



Н.П. ГИРИНА  
І.В. ТУМАНОВА

# НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

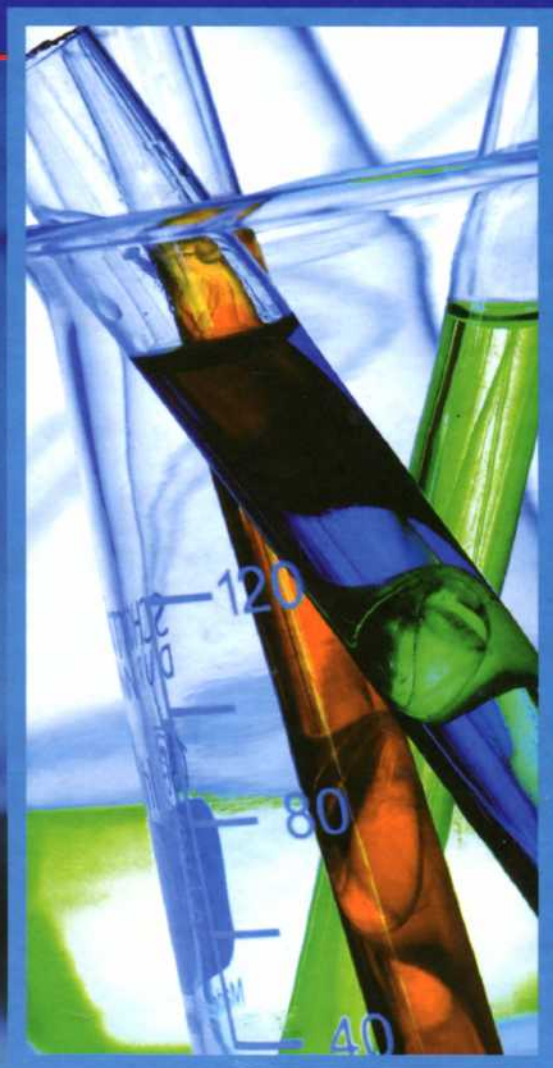
ПРАКТИКУМ



МЕДИЦИНА

Н.П. ГИРИНА, І.В. ТУМАНОВА

# НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ



Навчальний посібник відповідає сучасному рівню розвитку теорії та практиці виконання хімічного експерименту.

Посібник складається із двох частин курсу неорганічної хімії: загальної хімії, хімії елементів. В обох частинах представлено теоретичні основи, подано лабораторні роботи; контрольні питання для аудиторної та позааудиторної самостійної роботи; приклади рішення типових вправ, у додатках висвітлено біологічну роль і застосування сполук елементів у медицині та фармації.

Навчальний посібник складено з використанням сучасної хімічної номенклатури.


Для студентів вищих медичних (фармацевтичних) навчальних закладів I–III рівнів акредитації.

**M** МЕДИЦИНА

ISBN 978-617-505-311-9



9 786175 053119

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII				
1	<b>H</b> 1 ГІДРОГЕН							2 <b>He</b> 4 ГЕЛІЙ	 <p>ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА</p>			
2	<b>Li</b> 3 ЛІТІЙ	<b>Be</b> 4 БЕРИЛІЙ	<b>B</b> 5 БОР	<b>C</b> 6 КАРБОН	<b>N</b> 7 НІТРОГЕН	<b>O</b> 8 ОКСИГЕН	<b>F</b> 9 ФЛУОР	<b>Ne</b> 10 20,2 НЕОН				
3	<b>Na</b> 11 НАТРІЙ	<b>Mg</b> 12 МАГНІЙ	<b>Al</b> 13 АЛЮМІНІЙ	<b>Si</b> 14 СИЛИЦІЙ	<b>P</b> 15 ФОСФОР	<b>S</b> 16 СУЛЬФУР	<b>Cl</b> 17 ХЛОР	<b>Ar</b> 18 40 АРГОН				
4	<b>K</b> 19 КАЛІЙ	<b>Ca</b> 20 КАЛЬЦІЙ	<b>Sc</b> 21 СКАНДІЙ	<b>Ti</b> 22 ТИТАН	<b>V</b> 23 ВАНАДІЙ	<b>Cr</b> 24 ХРОМ	<b>Mn</b> 25 МАНГАН	<b>Fe</b> 26 ФЕРУМ			<b>Co</b> 27 КОБАЛЬТ	<b>Ni</b> 28 НІКОЛ
	<b>Cu</b> 29 КУПРУМ	<b>Zn</b> 30 ЦИНК	<b>Ga</b> 31 ГАЛІЙ	<b>Ge</b> 32 ГЕРМАНІЙ	<b>As</b> 33 АРСЕН	<b>Se</b> 34 СЕЛЕН	<b>Br</b> 35 БРОМ	<b>Kr</b> 36 КРИПТОН				
5	<b>Rb</b> 37 РУБІДІЙ	<b>Sr</b> 38 СТРОНЦІЙ	<b>Y</b> 39 ІТРІЙ	<b>Zr</b> 40 ЦИРКОНІЙ	<b>Nb</b> 41 НІОБІЙ	<b>Mo</b> 42 МОЛІБДЕН	<b>Tc</b> 43 ТЕХНЕЦІЙ	<b>Ru</b> 44 РУТЕНІЙ			<b>Rh</b> 45 РОДІЙ	<b>Pd</b> 46 ПАЛАДІЙ
	<b>Ag</b> 47 АРГЕНТУМ	<b>Cd</b> 48 КАДМІЙ	<b>In</b> 49 ІНДІЙ	<b>Sn</b> 50 СТАНУМ	<b>Sb</b> 51 СТИБІЙ	<b>Te</b> 52 ТЕЛУР	<b>I</b> 53 ЙОД	<b>Xe</b> 54 КСЕНОН				
6	<b>Cs</b> 55 ЦЕЗІЙ	<b>Ba</b> 56 БАРІЙ	<b>La*</b> 57 ЛАНТАН	<b>Hf</b> 72 ГАФНІЙ	<b>Ta</b> 73 ТАНТАЛ	<b>W</b> 74 ВОЛЬФРАМ	<b>Re</b> 75 РЕНІЙ	<b>Os</b> 76 ОСМІЙ	<b>Ir</b> 77 ІРИДІЙ	<b>Pt</b> 78 ПЛАТИНА		
	<b>Au</b> 79 АУРУМ	<b>Hg</b> 80 МЕРКУРІЙ	<b>Tl</b> 81 ТАЛІЙ	<b>Pb</b> 82 ПЛЮМБУМ	<b>Bi</b> 83 БІСМУТ	<b>Po</b> 84 ПОЛОНІЙ	<b>At</b> 85 АСТАТ	<b>Rn</b> 86 РАДОН				
7	<b>Fr</b> 87 ФРАНЦІЙ	<b>Ra</b> 88 РАДІЙ	<b>Ac**</b> 89 АКТИНІЙ	<b>Rf</b> 104 РЕЗЕРФОРДІЙ	<b>Db</b> 105 ДУБНІЙ	<b>Sg</b> 106 СИБОРГІЙ	<b>Bh</b> 107 БОРІЙ	<b>Hs</b> 108 ГАСІЙ	<b>Mt</b> 109 МАЙТНЕРІЙ	<b>Ds</b> 110 ДАРМШТАДТІЙ		

\* ЛАНТАНОЇДИ

<b>Ce</b> 58 ЦЕРІЙ	<b>Pr</b> 59 ПРАЗЕОДИМ	<b>Nd</b> 60 НЕОДИМ	<b>Pm</b> 61 ПРОМЕТІЙ	<b>Sm</b> 62 САМАРІЙ	<b>Eu</b> 63 ЄВРОПІЙ	<b>Gd</b> 64 ГАДОЛІНІЙ	<b>Tb</b> 65 ТЕРБІЙ	<b>Dy</b> 66 ДИСПРОЗІЙ	<b>Ho</b> 67 ГОЛЬМІЙ	<b>Er</b> 68 ЕРБІЙ	<b>Tm</b> 69 ТУЛІЙ	<b>Yb</b> 70 ІТЕРБІЙ	<b>Lu</b> 71 ЛЮТЕЦІЙ
-----------------------	---------------------------	------------------------	--------------------------	-------------------------	-------------------------	---------------------------	------------------------	---------------------------	-------------------------	-----------------------	-----------------------	-------------------------	-------------------------

\*\* АКТИНОЇДИ

<b>Th</b> 90 ТОРІЙ	<b>Pa</b> 91 ПРОТАКТИНІЙ	<b>U</b> 92 УРАН	<b>Np</b> 93 НЕПТУНІЙ	<b>Pu</b> 94 ПЛУТОНІЙ	<b>Am</b> 95 АМЕРИЦІЙ	<b>Cm</b> 96 КЮРІЙ	<b>Bk</b> 97 БЕРКЛІЙ	<b>Cf</b> 98 КАЛІФОРНІЙ	<b>Es</b> 99 ЕЙНШТЕЙНІЙ	<b>Fm</b> 100 ФЕРМІЙ	<b>Md</b> 101 МЕНДЕЛЄВІЙ	<b>No</b> 102 НОБЕЛІЙ	<b>Lr</b> 103 ЛОУРЕНСІЙ
-----------------------	-----------------------------	---------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	-----------------------	-------------------------	----------------------------	----------------------------	-------------------------	-----------------------------	--------------------------	----------------------------

## РОЗЧИННІСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВ І СОЛЕЙ У ВОДІ

АНІОНИ	КАТІОНИ																		
	H <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>
OH <sup>-</sup>	—	P	P	P	P	M	H	H	H	H	H	H	H	H	—	—	H	H	H
F <sup>-</sup>	P	P	P	P	M	H	H	P	P	P	M	M	M	M	P	M	H	H	P
Cl <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	M	P
Br <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	P	M	P
I <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P	P	P	H	H	P	H	M
S <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	M	M	—	—	H	—	H	H	H	H	H	P	H	H
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	H	H	H	—	—	H	—	H	H	H	H	—	—	H	—
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	H	M	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	H	P
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	—	H	H	H
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	H	H	H	—	—	H	—	—	H	H	H	—	H	H	—
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H	P	P	—	H	H	H	H	—	H	H	—	H	H	—	—	H	H	—
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	—	P	P	—	P	P	P	M	P	P	P	P

Примітка. P — розчиняється; M — мало розчиняється; H — практично не розчиняється; — сполука розкладається водою або не існує



**Н.П. ГИРИНА  
І.В. ТУМАНОВА**

# **НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ**

**ПРАКТИКУМ**

*Друге видання,  
перероблене та доповнене*

**РЕКОМЕНДОВАНО**  
МОЗ України як навчальний  
посібник для студентів вищих  
медичних (фармацевтичних)  
навчальних закладів I–III  
рівнів акредитації

**КИЇВ  
ВСВ «МЕДИЦИНА»  
2013**

**Автори:**

Викладачі хімії, викладачі-методисти Житомирського базового фармацевтичного коледжу ім. Г.С. Протасевича

**Наталія Петрівна Гирина,  
Грина Володимирівна Туманова**

Навчальний посібник відповідає сучасному рівню розвитку теорії та практиці виконання хімічного експерименту.

Посібник складається із двох частин курсу неорганічної хімії: загальної хімії, хімії елементів. В обох частинах представлено теоретичні основи, подано лабораторні роботи; контрольні запитання для аудиторної та позааудиторної самостійної роботи; приклади розв'язування типових вправ, висвітлено біологічну роль і застосування сполук елементів у медицині та фармації.

Навчальний посібник складено з використанням сучасної хімічної номенклатури.

Для студентів вищих медичних (фармацевтичних) навчальних закладів I—III рівнів акредитації.

**Рецензенти:**

**І.В. Михайлова**, кандидат хімічних наук, доцент кафедри фармацевтичної хімії Вінницького національного медичного університету імені М.І. Пирогова,

**Н.В. Кусяк**, кандидат хімічних наук, доцент, завідувач кафедри хімії Житомирського державного університету імені Івана Франка,

**Ю.В. Ісаєнко**, кандидат хімічних наук,  
викладач вищої категорії, викладач-методист коледжу

Національного фармацевтичного університету,

**І.Є. Швець**, викладач хімії вищої категорії, викладач-методист  
Чортківського державного медичного коледжу

Відповідальна за випуск **Г.В. Козаченко**

© **Н.П. Гирина,  
І.В. Туманова**, 2012, 2013  
© **ВСВ «Медицина»**, оформлення, 2013

## ПЕРЕДМОВА

“Практикум з неорганічної хімії” написано згідно з оновленим галузевим стандартом підготовки фармацевтів та навчальною програмою з неорганічної хімії, затвердженою МОЗ України в 2011 р. для студентів вищих навчальних закладів I–III рівнів акредитації, спеціальність “Фармація”.

“Практикум з неорганічної хімії” призначений для проведення лабораторних занять і складається із двох частин: “Загальна хімія”, “Хімія елементів та їхніх сполук”.

Кожний розділ структурований і містить: теоретичні відомості з теми; цікаві факти (“Чи знаєте ви, що...”); завдання для самопідготовки; приклади розв’язування задач і вправ; лабораторні роботи; контрольні завдання; тестові завдання для самоконтролю.

У розділі “Хімія елементів та їхніх сполук” наведено алгоритми характеристики хімічного елемента і речовини.

У додатках висвітлено біологічну роль елементів та їхніх сполук і застосування в медицині.

Виконання лабораторного практикуму сприятиме поглибленому вивченню та засвоєнню теоретичного матеріалу; формуванню практичних навичок самостійної роботи; умінню передбачати можливість взаємодії речовин та характер продуктів їх хімічних перетворень. Кінцевою метою вивчення курсу неорганічної хімії є *набуття* студентами *компетентності*, тобто здатності успішно задовольняти суспільні вимоги і потреби, виконувати завдання, бути професійно освіченим фахівцем.

Автори сподіваються, що посібник допоможе студентам успішно опанувати навчальний матеріал і сформуванню знання, необхідні для успішного вивчення наступних хімічних та спеціальних дисциплін.

Автори висловлюють щире подяку за надання допомоги у підготовці до видання навчального посібника Карачуну О.І. і Гирину Я.В.

# ВСТУП

## Предмет і завдання хімії

*Хімія* — це наука, що вивчає склад, будову, властивості речовин, їх зміни та явища, що супроводжують ці зміни. Інакше кажучи, хімія вивчає хімічну форму руху матерії, що полягає у перетворенні одних речовин на інші без зміни складу ядер атомів.

### Завдання хімії

1. Дослідження складу, будови речовин, з'ясування зв'язків між їхньою будовою та властивостями і реакційною здатністю.
2. Розроблення методів одержання речовин з наперед заданими властивостями, підвищення ефективності виробництва.
3. Розроблення та створення нових джерел енергії.
4. Забезпечення безвідходних технологій.
5. Охорона навколишнього середовища тощо.

## Порядок роботи в лабораторії

1. Підготуватись до лабораторного заняття (вивчити теоретичний матеріал і ознайомитися зі змістом лабораторної роботи).
2. Працювати у формі медичного працівника.
3. Працювати на закріпленому за студентом робочому місці.
4. Дотримуватись правил безпечної роботи.
5. Ощадливо витрачати реактиви, обладнання та матеріали.
6. Сухі реактиви набирати шпателем або мікролопатками.
7. Кришки та корки від банок і склянок з реактивами класти на стіл зовнішньою поверхнею.
8. Результати лабораторної роботи записувати у лабораторний журнал.
9. Після закінчення роботи студент повинен :
  - дати на підпис викладачу лабораторний журнал;
  - прибрати своє робоче місце;
  - залишити лабораторію після того, як усі пальники погашені, газові й водопровідні крани перекриті, електронагрівні прилади вимкнені.

## Зразок оформлення лабораторного журналу

Тема заняття:

План

Дата \_\_\_\_\_

№	Назва дослідів, його короткий зміст	Рівняння хімічних реакцій	Спостереження	Висновки
1	Добування оксиду	$2\text{Mg} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{MgO}$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$	<p>Білий осад</p> <p>Чорний осад</p>	<p>Реакція горіння</p> <p>Реакція розкладання</p>
2	Властивості оксидів			
а)	Розчинність у воді	$\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$ <p>+ Фенолфталеїн</p>	Помутніння, рожевий розчин	Основний оксид, частково розчинний у воді
б)	Розчинність у кислотах	$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	Блакитний розчин	Основний оксид, розчинний у кислоті

Висновок \_\_\_\_\_

Підпис викладача \_\_\_\_\_

### Примітка:

Під час виконання хімічного експерименту слід дотримуватись правил безпечної роботи.

Усі спостереження та висновки виконаної експериментальної роботи потрібно вносити у лабораторний журнал — документ, який відображує роботу студента. Записи слід здійснювати лаконічно, акуратно. Рівняння проведених реакцій записувати в молекулярно-му та йонному вигляді (за потреби). Наприкінці кожного лабораторного заняття “Лабораторний журнал” давати на підпис викладачу.

## **Правила безпечної роботи в лабораторії**

1. Робоче місце тримати в чистоті.
2. Ознайомитись зі змістом інструкції до лабораторної роботи.
3. Досліди виконувати послідовно.
4. Забороняється виконувати досліди, не передбачені інструкцією.
5. Не куштувати реактиви на смак!
6. Забороняється вживати їжу в лабораторії.
7. Дбайливо ставитись до обладнання лабораторії.
8. Досліди з концентрованими кислотами, пахучими, отруйними та легкозаймистими речовинами проводити у витяжній шафі.
9. При розбавлянні концентрованої кислоти її потрібно вливати у воду, а не навпаки.
10. Концентровані кислоти зберігати у витяжній шафі.
11. Залишки речовин після досліду потрібно зливати або зсипати у спеціально виділений для цього посуд.
12. Відпрацьовані кислоти й луги не можна виливати у раковину. Вони мають бути нейтралізовані або сильно розбавлені водою.
13. Не нюхати газу, близько нахилившись над пробіркою (тримаючи пробірку на відстані, спрямувати долонею потік повітря до себе і обережно понюхати).
14. Не слід близько нахилитися над посудом, в якому відбувається хімічна реакція.
15. Нагріваючи пробірку, не можна повертати її отвором до себе або до тих, хто поруч.
16. Легкозаймісті речовини (ефір, спирт та ін.) тримати під час дослідів на відстані від відкритого полум'я.
17. Легкозаймісті речовини нагрівати на водяній бані із закритим електропідігрівом у витяжній шафі.
18. Працювати тільки зі справною апаратурою.

### **Надання першої допомоги при нещасних випадках**

1. У разі будь-яких отруень (опіків) потрібно звернутися до лікаря, але до його відвідин необхідно надати потерпілому першу допомогу.
2. У разі потрапляння на шкіру концентрованої кислоти уражене місце промити:
  - а) проточною водою (інтенсивно);
  - б) нейтралізувати розчином натрій гідрогенкарбонату (2 %);
  - в) промити водою.У разі потрапляння на шкіру концентрованої сульфатної кислоти перед промиванням ушкоджене місце витерти сухим ватним тампоном.

3. У разі потрапляння на шкіру концентрованого лугу місце опіку промити:

а) сильним струменем води;

б) нейтралізувати розчином ( $H_3BO_3$ ,  $CH_3COOH$  (1—2 %));

в) промити водою.

4. У разі термічних опіків уражене місце обробити 1 % розчином калій перманганату або спирту, а потім нанести мазь від опіків.

5. У разі потрапляння на шкіру бром уражене місце промити спиртом або ефіром.

6. При порізах рану обробити спиртовим розчином йоду (5 %) і накласти марлеву пов'язку.

7. У разі потрапляння на шкіру кислот, оцтової есенції, сполук Фосфору шкіру протерти розчином  $NaHCO_3$  (2 чайні ложки на склянку води). Цим самим розчином промити й очі.

8. У разі потрапляння в очі лугу, бензину їх можна промити молоком.

9. У разі отруєнь газами —  $H_2S$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $NO_2$ ,  $CO$  потерпілого потрібно вивести на свіже повітря або дати понюхати розчин амоніаку, дати випити молоко і направити до лікаря.

10. Засобом для виведення отрути є промивання шлунка (потрібно випити кілька склянок води і викликати блювання). У воду можна додати сіль або суху гірчицю (2 чайні ложки на склянку води).

11. Щоб розбавити кислоту або луг, що потрапили всередину, слід дати випити потерпілому 2—3 склянки (не більше!) води. Забороняється також нейтралізувати луг слабкою кислотою або навпаки! Потрібно дати випити розбавтані у воді яєчні білки (6 білків на 0,5 л води), желе, рисовий або вівсяний відвари.

12. У разі отруєння йодом ( $I_2$ ) потрібно випити розведений у воді крохмаль або пшеничне борошно.

13. Увага! Молоко сприяє всмоктуванню отрут, які добре в ньому розчиняються. Молоко рекомендується вживати при отруєнні кислотами.

14. У разі отруєнь сполуками Арсену, Фосфору, Меркурію слід негайно звернутись до лікаря.

15. Після надання першої допомоги потерпілого, в разі потреби, відправити до лікарні.

16. У кожній лабораторії має бути аптечка з таким набором матеріалів: бинти, гігроскопічна вата, лейкопластир, йод (5 % спиртовий розчин), гумовий джгут (трубка завдовжки 40—50 см), піпетки, пінцет, ножиці, скляна ванночка для промивання очей, склянка для приймання ліків, калій перманганат (2 % розчин), танін (5 % розчин), натрій гідрогенкарбонат (1 % і 5 % розчини), оцтова кислота (2 % розчин), боратна кислота (2 % розчин), нашатирний спирт (10 % розчин), мазь Вишневського, синтоміцинова мазь, гліцерин, вазелін.

# Частина I. ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

## 1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ

### Основні положення атомно-молекулярного вчення (М.В. Ломоносов, 1741 р.)

- ✓ Усі речовини складаються з найдрібніших частинок, які здатні взаємно притягуватися.
- ✓ Властивості речовин зумовлені властивостями цих частинок — корпускул (так М.В. Ломоносов називав молекули).
- ✓ Різні речовини відрізняються складом корпускул.
- ✓ Частинки безперервно рухаються, це зумовлює перетворення речовини.

**Молекула** — це найменша частинка речовини, яка може існувати самостійно і здатна зберігати її хімічні властивості.

**Атом** — це найменша електронейтральна хімічно неподільна частинка хімічного елемента.

Відносною молекулярною  $M_r$  (або атомною  $A_r$ ) масою речовини називають відношення маси молекули (або атома)  $m_0$  певної речовини до  $1/12$  маси атома Карбону —  $12 m_{0(C)}$ :

$$M_r = \frac{m_0}{\frac{1}{12} m_{0(C)}}$$

Кількість речовини  $\nu(n)$  — це відношення числа молекул  $N$ , що містяться у певній речовині, до числа  $N_A$  атомів у  $0,012$  кг Карбону.

$$\nu = \frac{N}{N_A}$$

Кількість речовини виражається у молях.

**Моль** — така кількість речовини, що містить стільки молекул, атомів, йонів або інших структурних одиниць, скільки міститься атомів у  $0,012$  кг нукліда Карбону  $^{12}\text{C}$ .

Число структурних одиниць, яке міститься в одному молі будь-якої речовини, називають **числом Авогадро**:

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1 / моль.}$$

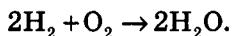
**Молярною масою ( $M$ )** називають масу речовини, взятої в кількості один моль:

$$M = m_0 \cdot N_A.$$

**Закон простих об'ємних відношень (Гей-Люссак, 1808 р.):**

*За однакових умов об'єми газів, що вступають у реакцію та утворюються в результаті реакції, відносяться між собою як невеликі цілі числа.*

Так, під час взаємодії двох об'ємів водню і одного об'єму кисню утворюється два об'єми водяної пари:



**Закон Авогадро:**

*В однакових об'ємах різних газів за однакових умов (температури та тиску) міститься однакова кількість молекул.*

**Наслідки закону Авогадро:**

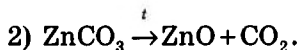
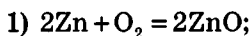
1. Один моль будь-якого газу за нормальних умов (тиск 760 мм рт. ст.,  $t = 0^\circ\text{C}$ ) займає об'єм 22,4 дм<sup>3</sup>. Цей об'єм називають молярним об'ємом газу.

2. Відношення мас однакових об'ємів різних газів, що перебувають в однакових умовах, називається густиною одного газу за іншими ( $D$  — густина).

**Закон сталості складу речовини (Ж.Л. Пруст, 1799 р.):**

*Кожна чиста речовина молекулярної будови має якісний та кількісний сталий склад, що не залежить від місця та способу її добування.*

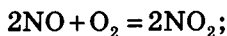
Наприклад:



**Закон збереження маси (М.В. Ломоносов, 1748 р.):**

*Загальна маса речовин, які вступили у хімічну реакцію, дорівнює загальній масі речовин, що утворилися внаслідок реакції.*

Наприклад:



$$60\text{г} + 32\text{г} = 92\text{г}.$$

**Закон еквівалентів:** хімічні елементи сполучаються один з одним, а речовини реагують між собою в кількостях, пропорційних їх хімічним еквівалентам:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_{m1}}{E_{m2}},$$

де  $m_1$  та  $m_2$  — маси речовин, які вступили в реакцію;  $E_{m1}$  та  $E_{m2}$  — еквівалентні маси цих речовин.

**Хімічний еквівалент** дорівнює масі речовини (а. о. м.), що реагує з одним атомом чи йоном Гідрогену або заміщує його в хімічних реакціях.

**Еквівалент елемента (E)** — така його кількість, яка сполучається з одним молекул атомів Гідрогену або заміщує таку саму кількість атомів Гідрогену в хімічних реакціях.

**Еквівалент речовини** — така її кількість, яка сполучається з одним молекул атомів Гідрогену або заміщує його в хімічних реакціях. Одиниця виміру — моль.

**Молярна маса еквівалента (еквівалентна маса  $E_m$ )** — маса одного моля еквівалента речовини. Одиниця виміру — г/моль:

$$M_{(екв)(реч)} = f_{(екв)} M_{(реч)}.$$

$f_{(екв)}$  — число, яке показує, яка частина речовини еквівалентна одному йону  $H^+$  у певній кислотно-основній реакції або одному електрону в певній окисно-відновній реакції:

$$f_{(екв)} \leq 1.$$

Наприклад. Обчислити  $E_m$  металу, якщо при спалюванні 2,28 г його одержано 3,78 г оксиду.

Визначають масу Оксигену, який вступає в реакцію:

$$m_0 = m_{MeO} - m_{Me};$$

$$m_0 = 3,78 - 2,28 = 1,50 \text{ г.}$$

За законом еквівалентів

$$\frac{m_{Me}}{m_0} = \frac{E_{mMe}}{E_{m0}}; \quad \frac{2,28}{1,50} = \frac{E_{mMe}}{8};$$

$$E_{mMe} = \frac{2,28}{1,50} = 12,16 \text{ г/моль.}$$

Еквівалент та еквівалентну масу *елемента* у сполуках обчислюють за формулою

$$E = \frac{1}{|c.o|} \text{ моль}, \quad E_m = \frac{A}{|c.o|} \text{ г/моль.}$$

де  $|c.o|$  — абсолютне значення ступеня окиснення елемента у сполуці;  
 $A$  — маса моль атома елемента.

**Приклади визначень еквівалента та еквівалентної маси Елемента у сполуці (1); основи (2); кислоти (3); солі (4).**

$$E_s = \frac{1}{6} \text{ моль} \quad (f = \frac{1}{6});$$

$$E_m = \frac{A}{6} = \frac{32}{6} = 5,33 \text{ г/моль.}$$

$$E_{\text{основи}} = \frac{1}{\text{Кислотність основи}}, \text{ моль};$$

$$E_{\text{Al(OH)}_3} = \frac{1}{3} \text{ моль} \quad (f = \frac{1}{3});$$

$$E_m = \frac{M}{3} = \frac{78}{3} = 26 \text{ г/моль.}$$

$$E_{\text{м кислоти}} = \frac{M_{\text{кислоти}}}{\text{Основність кислоти}} \text{ г/моль};$$

$$E_{\text{HCl}} = 1 \text{ моль} \quad (f = 1);$$

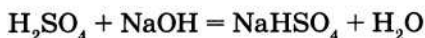
$$E_{\text{mHCl}} = M_{\text{HCl}} = \frac{36,5}{1} = 36,5 \text{ г/моль};$$

$$E_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = \frac{1}{2 \cdot 3} \text{ моль} \quad (f = \frac{1}{6});$$

де  $2 \cdot |c.o|$  — абсолютне значення ступеня окиснення елемента ( $Me$ ) у сполуці,  $3$  — кількість молів атомів ( $Me$ ):

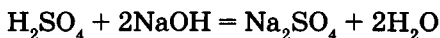
$$E_{\text{м солі}} = \frac{M_{\text{солі}}}{6} = \frac{310}{6} = 51,7 \text{ г/моль.}$$

При обчисленні еквівалента складної речовини у хімічній реакції враховують число моль-еквівалентів сполуки, яка з ним взаємодіє. Наприклад, у реакції



$$E_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1 \text{ моль}, E_{m\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{1} = \frac{98}{1} = 98 \text{ г/моль},$$

у другому випадку



еквівалент сульфатної кислоти

$$E_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1/2 \text{ моль}, E_{m\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль},$$

тому що 1 моль кислоти взаємодіє з 2 моль еквівалентів однокислотного лугу.

## ЗАПИТАННЯ ДЛЯ ПОЗААУДИТОРНОЇ САМОСТІЙНОЇ ПІДГОТОВКИ

1. Предмет і завдання хімії. Місце неорганічної хімії в системі природознавчих наук, її значення для розвитку фармації та медицини.

2. Основні етапи розвитку хімії. Хімія та екологія.

3. Основні поняття хімії: хімічний елемент, атом, молекула, атомна та молекулярна маси, моль — одиниця кількості речовини, молярна маса, прості та складні речовини. Хімічні формули речовин та хімічні рівняння реакцій.

4. Основні закони хімії: закон збереження маси, закон сталості складу, закон кратних відношень, закон Авогадро. Еквівалент та молярна маса еквівалента речовин у умовах хімічної реакції.

## ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

**Задача № 1.** Визначити кількість речовини у 60 г Карбону.

*Розв'язування.*  $M_r(\text{C}) = 12$ .

Відносна атомна маса чисельно дорівнює молярній масі атома Карбону —  $M(\text{C}) = 12 \text{ г/моль}$

Кількість речовини визначають за формулою

$$n(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})}; n(\text{C}) = \frac{60 \text{ г}}{12 \text{ г/моль}} = 5 \text{ моль}.$$

*Відповідь:*  $n = 5$  моль атомів Карбону.

**Задача № 2.** Визначити масу 15 моль калій нітрату.

*Розв'язування.* Молярна маса калій нітрату  $\text{KNO}_3$  дорівнює:

$$M_r(\text{KNO}_3) = A_r(\text{K}) + A_r(\text{N}) + 3A_r(\text{O}) = 39 + 14 + 3 \cdot 16 = 101;$$

$$M(\text{KNO}_3) = 101 \text{ г/моль};$$

відповідно, за формулою

$$m(\text{KNO}_3) = n(\text{KNO}_3) \cdot M(\text{KNO}_3)$$

маса 15 моль  $\text{KNO}_3$  дорівнює:

$$m(\text{KNO}_3) = 15 \text{ моль} \cdot 101 \text{ г/моль} = 1515 \text{ г.}$$

*Відповідь:*  $m = 1515 \text{ г.}$

**Задача № 3.** Скільки атомів міститься у 3,2 г сірки?

*Розв'язування.* Молярна маса сірки дорівнює 32 г/моль. Кількість атомів Сульфуру визначаємо за формулою

$$N \text{ атомів (S)} = \frac{m(\text{S}) \cdot N_A}{M(\text{S})};$$

$$N \text{ атомів (S)} = \frac{3,2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ (1/моль)}}{32 \text{ г/моль}} = 6,02 \cdot 10^{22} \text{ моль}^{-1} \text{ (атомів).}$$

*Відповідь:*  $N \text{ атомів (S)} = 6,02 \cdot 10^{22} \text{ моль}^{-1} \text{ (атомів).}$

**Задача № 4.** Скільки молекул міститься у 6,2 г натрій оксиду?

*Розв'язування.*

$$M(\text{Na}_2\text{O}) = 62 \text{ г/моль.}$$

$$n(\text{Na}_2\text{O}) = \frac{m(\text{Na}_2\text{O}) \cdot N_A}{M(\text{Na}_2\text{O})};$$

$$n(\text{Na}_2\text{O}) = \frac{6,2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ (1/моль)}}{62 \text{ г/моль}} = 6,02 \cdot 10^{22} \text{ моль}^{-1} \text{ (молекул).}$$

*Відповідь:*  $n(\text{Na}_2\text{O}) = 6,02 \cdot 10^{22} \text{ моль}^{-1} \text{ (молекул).}$

**Задача № 5.** Обчислити масу однієї молекули NO.

*Розв'язування.*  $M(\text{NO}) = 30 \text{ г/моль}$

Із формули  $m_{\text{молекули}} = \frac{M}{N_A}$

впливає:  $m_{\text{молекули}}(\text{NO}) = \frac{30 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ (1/моль)}} = 5 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$

*Відповідь:*  $m_{\text{молекули}}(\text{NO}) = 5 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$

## Практична робота

### Виконання вправ

1. Розрахувати масу (в грамах): а) молекули  $O_3$ ; б) двох атомів  $Ar$ .
2. Який об'єм (за н.у.) займає газ  $CO_2$  кількістю речовини 1,5 моль?
3. Молярна маса кристалогідрату  $CuSO_4 \cdot nH_2O = 250$  г/моль. Скільки молекул води входить до складу кристалогідрату?
4. Визначити кількість речовини цинку в зразку масою 2,6 г.
5. Визначити масу  $NaI$ , якщо кількість речовини його становить 0,04 моль.
6. Розрахувати молярну масу речовини  $A$ , якщо відомо: 0,2 моль її мають масу 24 г.
7. Визначити масу ферум (II) сульфату і води, що містяться в 1,2 моль залізного купоросу  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ .
8. Вуглеводень має формулу  $C_nH_n$ , Визначити  $n$ , якщо відомо, що 1,5 моль вуглеводню має масу 117 г.
9. Знайти формулу хімічної сполуки, якщо масова частка елементів становить:  $H - 1,59\%$ ,  $N - 22,22\%$ ,  $O - 76,19\%$ .
10. Речовина складається з  $Na - 29,1\%$ ,  $S - 40,6\%$ ,  $O - 30,3\%$ . Знайти формулу речовини.
11. Вивести формулу сполуки, склад якої становить:  $Si - 2$  масові частки,  $S - 1$  масова частка,  $O - 2$  масові частки.
12. Розрахувати густину газу за воднем, якщо його маса — 0,825 г, а об'єм за н.у. дорівнює  $327\text{ см}^3$ .
13. За формулою ацетилену розрахувати: а) масу  $1\text{ дм}^3$  його за н.у.; б)  $D(C_2H_2)$  за воднем.
14. За н.у.  $500\text{ см}^3$  газу важить 1,806 г. Знайти його густину за повітрям і молярну масу.
15. При взаємодії 1,2 г  $Me(II)$  з кислотою виділилось 0,1 г водню. Розрахувати еквівалент металу, його  $A_r$ . Який це метал?
16. При спалюванні 10 г  $Me(IV)$  витратили 2,7 г кисню. Розрахувати  $A_r(Me)$ , його еквівалент. Який це метал?
17. Розрахувати еквівалентну масу кальцій оксиду, ортофосфатної кислоти, купрум (II) гідроксиду, ферум (III) сульфату.
18. 1,6 г  $Ca$  і 2,65 г  $Zn$  витіснили однакову кількість  $H_2$ . Знайти  $M_{(екв)}(Zn)$ , якщо  $M_{(екв)}(Ca) = 20\text{ г / моль}$ .
19. Розрахувати еквівалентну масу калій перманганату як окисника, який у кислому середовищі перетворився на сіль  $Mn(II)$ .
20. Внаслідок взаємодії 34,54 г  $Me$  з киснем утворилося 38,54 г оксиду металу. Розрахуйте  $M_{(екв)}(Me)$  і  $M_{(екв)}(MeO)$ .
21. Алюміній хлорид містить 20,2 % алюмінію і 79,8 % хлору. Розрахувати  $M_{(екв)}(Al)$ , якщо  $M_{(екв)}(Cl) = 35,5\text{ г / моль}$ .

22. Визначити:

а)  $M_{(екв)}(P)$  у сполуках:  $Mg_3(PO_4)_2$ ;  $PH_3$ ;  $PCl_5$ .

б)  $M_{(екв)}$  у  $Cr_2O_3$ ;  $MnO_2$ ;  $H_3AsO_4$ ;  $H_2S$ ;  $Co(OH)_2$ ;  $Fe(OH)_3$ ;  $Na_2HPO_4$ ;  $CrCl_3$ ;  $NaHCO_3$ ;  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ .

23. При розчиненні у воді 1,6 г металу виділилось 0,896 дм<sup>3</sup> (н.у.) водню. Визначити еквівалент металу.

24. Для нейтралізації 1089 г кислоти витрачено 60 см<sup>3</sup> 0,5 М розчину їдкого калі. Визначити еквівалент кислоти.

25. При розчиненні в сульфатній кислоті 1,68 г металу утворилось 4,56 г його сульфату. Визначити еквівалент металу.

26. Для нейтралізації їдкого натру в розчині витрачено 40 см<sup>3</sup> 0,2 М розчину хлоридної кислоти. Визначити вміст їдкого натру в розчині.

## 2. БУДОВА АТОМА

*Атом* складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів, які рухаються навколо ядра (табл. 1).

Таблиця 1. Складові частини атома

Назва	Символ	Маса частинки, кг	Заряд	Співвідношення частинок в атомі
Протон	${}^1_1p$	$1,673 \cdot 10^{-27}$	+1	Сума протонів ( $Z$ ) визначає величину заряду ядра та відповідає порядковому номеру елемента в періодичній системі хімічних елементів Д.І. Менделєєва
Нейтрон	${}^1_0n$	$1,675 \cdot 10^{-27}$	0	$N = A - Z$ , де $A$ — атомна маса елемента, $N$ — нейтрон
Електрон	$e$	$9,109 \cdot 10^{-31}$	-1	Їх кількість в атомі дорівнює числу протонів ( атом електронейтральний)

Різновиди атомів з однаковим зарядом ядра, але з різною кількістю нейтронів називаються *ізотопами*.

**Будова електронних рівнів.** Електрони, рухаючись навколо ядра, утворюють енергетичні рівні. Енергетичний рівень — простір, в якому імовірність перебування електронів найбільша (90—95 %).

Стан електрона в атомі характеризується 4 квантовими числами (табл. 2).

Таблиця 2. Характеристика квантових чисел

Квантове число	Символ (можливі значення)	Що визначає
Головне	$n$ (цілі числа від 1 до $\infty$ ) $n = 1, 2, \dots, \infty$	Енергію рівнів, розмір електронної хмари, кількість енергетичних рівнів (відповідає номеру періоду у періодичній системі), вказує на максимальну кількість електронів
Орбітальне (побічне)	$l$ (цілі числа від 0 до $n - 1$ ) $l = 0, 1, 2, 3$ $s, p, d, f$ $l = n - 1$	Енергію підрівнів, форму орбіталей та максимальну кількість електронів на підрівні $N = 2n^2$
Магнітне	$m$ (від $-1$ до $+1$ ) $m = 2l + 1$	Орієнтацію орбіталей у просторі
Спінове	$m_s (+\frac{1}{2} \text{ або } -\frac{1}{2})$	Власний магнітний момент електрона (рух електрона навколо власної осі)

Отже:

$s$  — перший підрівень (орбіталь) будь-якого рівня утворюється рухом двох електронів і має форму кулі (рис. 1).

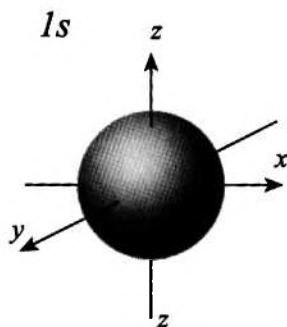


Рис. 1.  $s$ -Орбіталь

$p$  — другий підрівень будь-якого рівня (крім першого) утворюють три  $p$ -орбіталі у вигляді гантелей, які в просторі розміщуються перпендикулярно одна до одної (рис. 2).

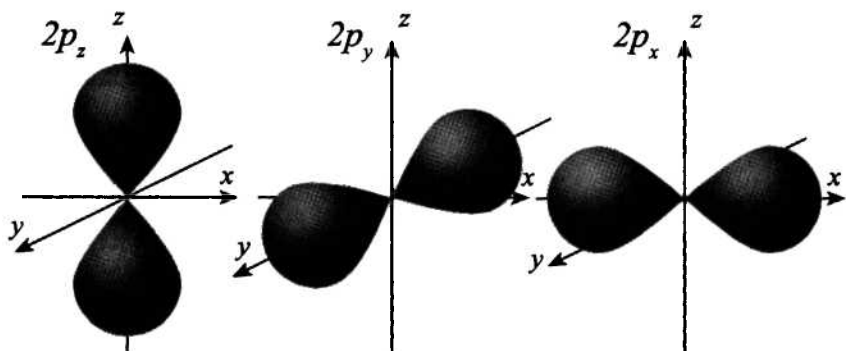


Рис. 2. *p*-Орбіталі

*d* — третій підрівень будь-якого рівня (крім перших двох) утворюється рухом десяти електронів, які утворюють п'ять *d*-орбіталей у вигляді 4-пелюсткової форми (рис.3).

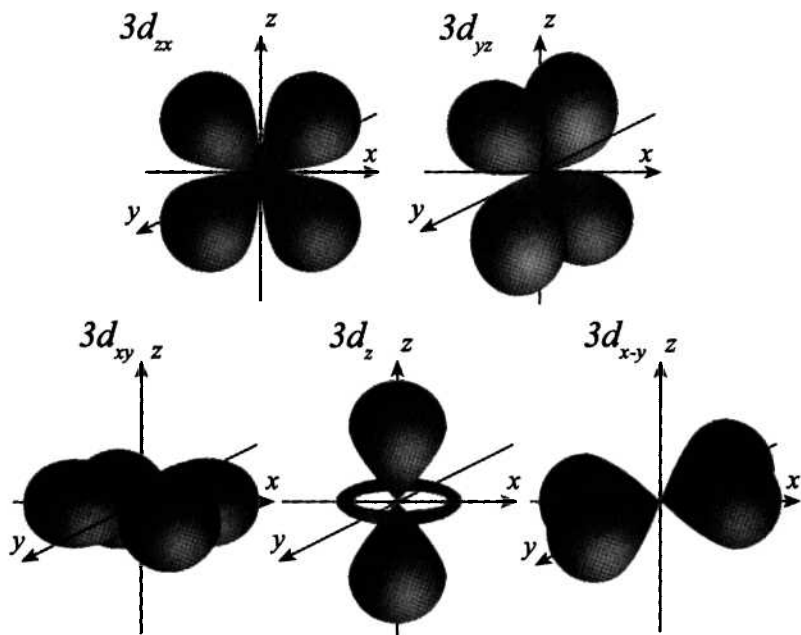


Рис. 3. *d*-Орбіталі

*f* — четвертий підрівень будь-якого рівня, крім перших трьох, утворюється рухом 14 електронів, які утворюють 7 *f*-орбіталей.

## ❓ ЧИ ЗНАЄТЕ ВИ, ЩО...

- про існування атомів в природі вперше висловив думку індійський філософ Канада ще за 10 століть до нашого літочислення;
- 100 млн атомів, розміщених у ланцюжку, займуть не більше 1 см;
- для підрахунку молекул води, що містяться в 1 г, потрібно 3 млн років, якщо підрахунок вестимуть 1 млн людей і за кожну секунду буде відраховуватись по одній молекулі води;
- якби атом збільшити до розмірів топографічної крапки, то муха пропорційно такому збільшенню досягла б 8 км у довжину, а зріст людини становив би 1700 км;
- маса атома Гідрогену менша від маси атома дробинки (Fe) у стільки разів, у скільки разів маса людини менша від маси земної кулі.

Різні уявлення про будову і розміри атома ілюструють (рис. 4—10). Наприклад грецький філософ Демокріт 2400 років тому вважав, що якщо частинку матерії багаторазово ділити навпіл, то наступить такий момент, коли її не можна буде ні розбити, ні розділити. І назвав цю частинку „атомос” — неподільна (рис. 4).

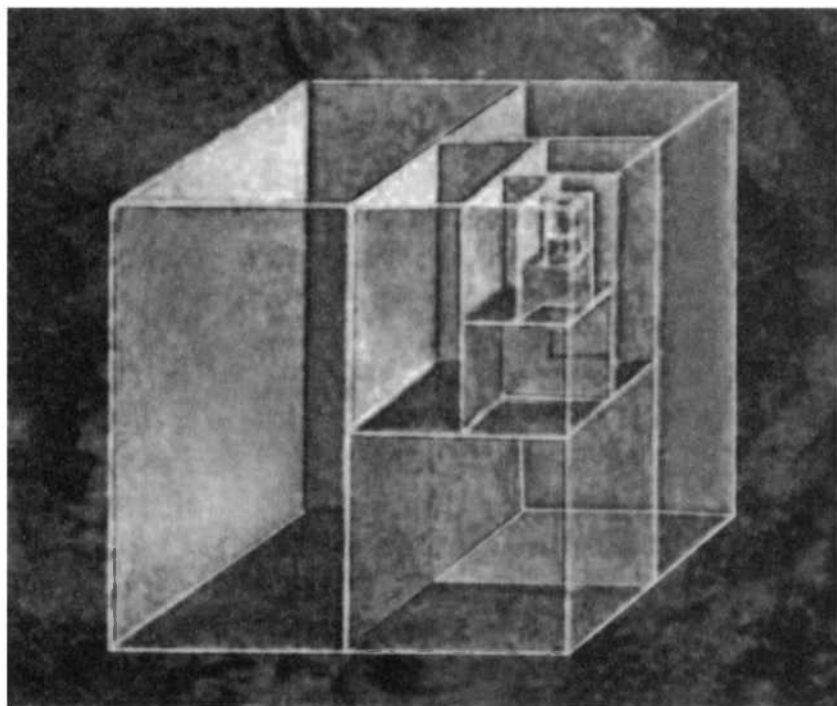
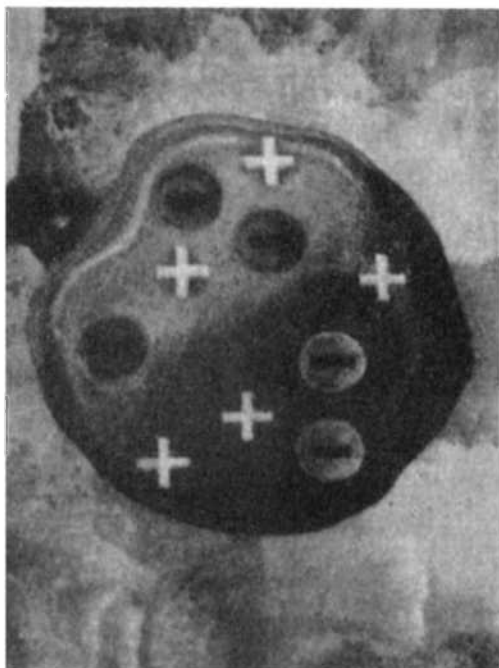
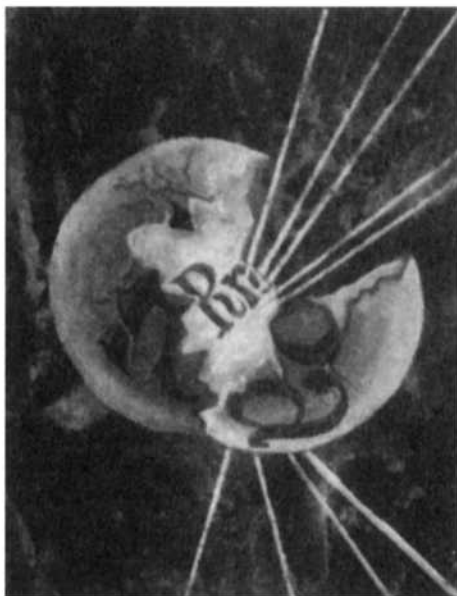


Рис. 4. Уявлення Демокріта про будову атома



*Рис. 5. “Кекс з родзинками” (Дж. Томсон, 1897 р.)*



**Марія  
Кюрі-Скłodовська  
(1867 – 1934)**

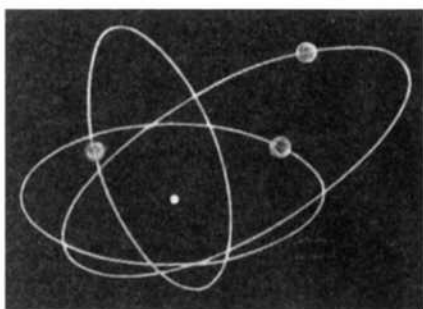
*Рис. 6. Розпад Радію на Радон і Гелій (альфа-частинка) — “Неподільний” ділиться (явище радіоактивності)*



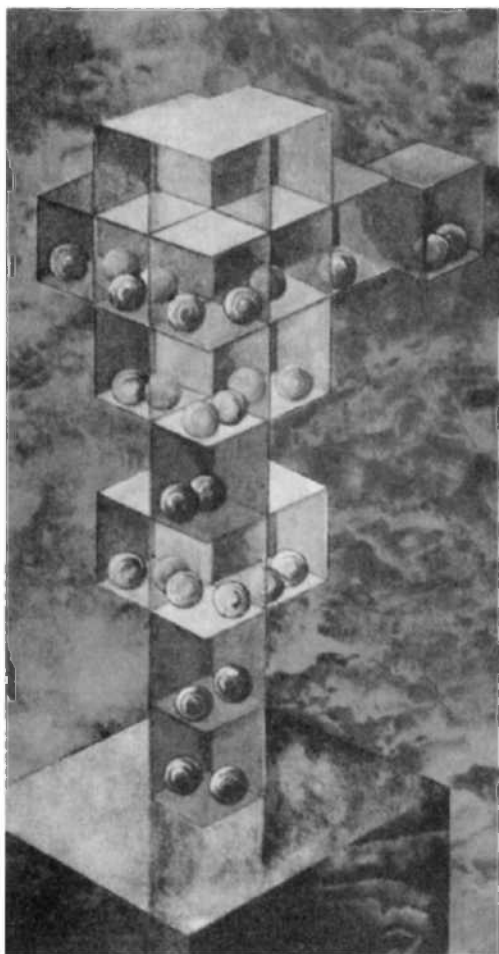
**Ернест Резерфорд**  
(1871 – 1937)



**Нільс Бор**  
(1885 – 1962)

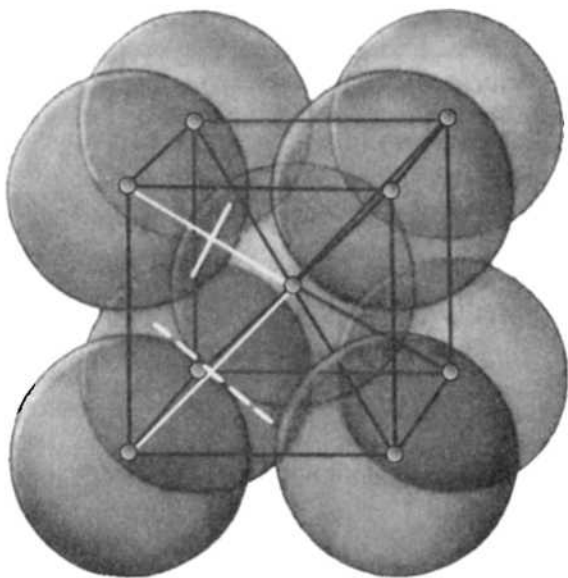


*Рис. 7. Планетарна модель атома, запропонована Н. Бором та Е. Резерфордом (1903—1911)*

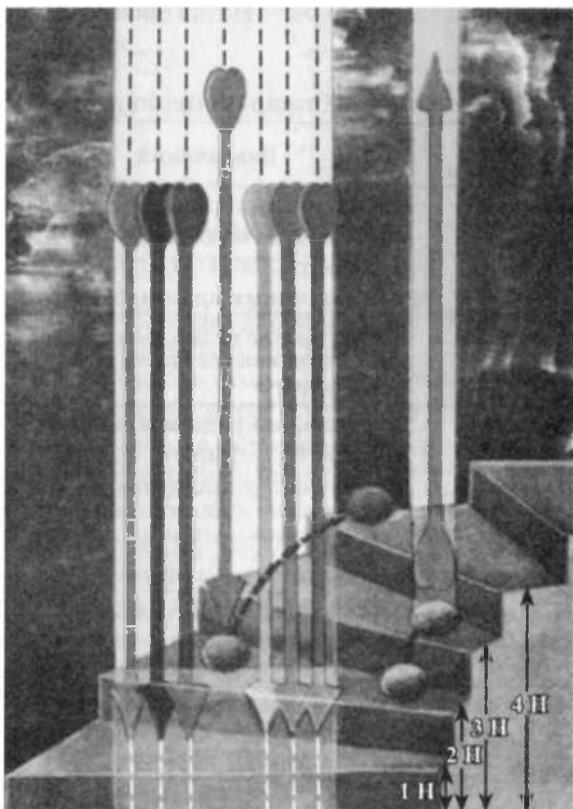


*Рис. 8. Схема розміщення електронів на енергетичних рівнях атома Ніколу*

*Рис. 9.* Атомний радіус —  
половина відстані  
між ядрами однойменних  
атомів



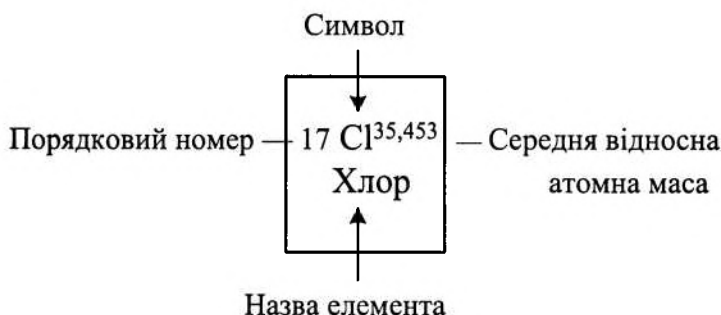
*Рис. 10.* Випромінюван-  
ня та поглинання енергії  
(при переході електрона  
з нижчого підрівня  
на вищий поглинається  
квант енергії; при пере-  
ході електрона з вищо-  
го підрівня на нижчий  
випромінюється квант  
енергії)



### 3. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

*Періодичний закон* (сучасне визначення): *властивості елементів і утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядер їхніх атомів.*

Періодична система елементів — це графічне відображення закону Д.І. Менделєєва. У таблиці подано такі дані про кожний елемент:



**Таблиця 3. Складові періодичної системи та їх визначення**

Назва складових	Визначення	На що вказує
<b>Періоди 1—7</b>	Горизонтальні ряди періодичної системи, що починаються елементом з металічними властивостями (крім першого періоду) і закінчуються інертним елементом	Номер періоду вказує на число енергетичних рівнів
<b>Групи 1—8</b>	Вертикальні ряди хімічних елементів, які мають подібні властивості у підгрупах	Номер групи визначає число валентних електронів, найвищу валентність, найвищий додатний ступінь окиснення атомів
<b>Підгрупи: головні</b>	Складаються з елементів малих і великих періодів ( <i>s</i> - та <i>p</i> -елементи)	На подібність зовнішнього енергетичного рівня в атомі
<b>побічні</b>	Складаються з елементів лише великих періодів ( <i>d</i> - та <i>f</i> -елементи)	На подібність хімічних та фізичних властивостей сполук цих елементів

**Фізичний зміст періодичного закону:** властивості елементів періодично повторюються у періодах зі зростанням атомної маси і залежать від кількості електронів, розміщених на зовнішньому енергетичному рівні атомів елементів (валентні електрони), їх кількість періодично повторюється.

**Властивості елементів головних підгруп (*s*- і *p*-елементи)**

**У ПЕРІОДІ:**

Металічні властивості спадають  
Неметалічні властивості зростають  
Атомний радіус зменшується  
Електронегативність зростає  
Енергія йонізації зростає

**У ГРУПІ:**

Металічні властивості зростають  
Неметалічні властивості спадають  
Атомний радіус зростає  
Електронегативність зменшується  
Енергія йонізації зменшується

Елементи побічних підгруп — *d*- і *f*-елементи — подібні за фізичними та хімічними властивостями.

## **З** **В** **А** **С** **З**апитання для позааудиторної самостійної підготовки

1. Відкриття періодичного закону Д.І. Менделєєва. Періодична система елементів та її будова: період, група, підгрупа.

2. Сучасна квантово-механічна будова атома. Ядро атома. Характер руху електрона в атомі. Електронна хмара. Атомна орбіталь. Характеристика стану електронів в атомі за допомогою квантових чисел: головного, орбітального, магнітного та спінового.

3. Принципи та правила, що визначають послідовність заповнення атомних орбіталей електронами: принцип найменшої енергії, принцип Паулі, правило Гунда, правило Клечковського. Електронні та електронно-графічні формули атомів елементів та їхніх йонів.

4. Періодичний характер зміни властивостей атомів елементів головних та побічних підгруп у світлі теорії електронної будови атома. Вплив електронної будови атомів на властивості елементів: електронні конфігурації атомів елементів у стані спокою та в збудженому стані. Валентність. Ступінь окиснення. Енергія йонізації та енергія спорідненості до електрона. Електронегативність.

## Приклади виконання вправ

1. Розмістити енергетичні підрівні у послідовності заповнення їх електронами:

$3p, 3d, 4s, 4p$

$4d, 5s, 5p, 6s$

$4f, 5s, 4d, 6s, 5p$

$5d, 6s, 7s, 4f$

Відповідь:

$3p, 4s, 3d, 4p$

$5s, 4d, 5p, 6s$

$5s, 4d, 5p, 6s, 4f$

$6s, 4f, 5d, 6p, 7s$

2. Указати кількість електронних шарів в атомах елементів з атомними номерами 2, 8, 19, 33, 40, 79.

Відповідь: 1, 2, 4, 4, 5, 6.

3. Записати електронні конфігурації атомів елементів з атомними номерами 7, 16, 21 і 35.

Відповідь:

№ 7 –  $1s^2 2s^2 2p^3$

№ 16 –  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

№ 21 –  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$

№ 35 –  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

4. Указати номер періоду і номер групи (головна чи побічна підгрупа) елементів, атоми яких в основному стані мають фрагменти:

$\dots 2p^6$

$\dots 3d^5 4s^1$

$\dots 4p^4$

$\dots 4f^5 6s^2$

Відповідь:

другий період, група VIIIA (головна) — Ne

четвертий період, група VIB (побічна) — Cr

четвертий період, група VIA (головна) — Se

шостий період, родина лантаноїдів — Pm

5. Назвати номер зовнішнього енергетичного рівня (зовнішнього електронного шару) в атомах Mg, Ni, Ag і Hg.

Відповідь: номер зовнішнього енергетичного рівня (електронного шару) визначають за номером періоду, в якому знаходиться елемент.

Mg — 3; Ni — 4; Ag — 5; Hg — 6.

6. Назвати елементи, атоми яких мають електронні конфігурації:

- а)  $\dots 3s^2 3p^3$ ;
- б)  $\dots 3d^2 4s^2$ ;
- в)  $\dots 3d^5 4s^2$ ;
- г)  $\dots 4f^4 5d^2 6s^2$ .

*Відповідь:* а) Р; б) Ті; в) Мп; г) Нф.

7. Написати електронну конфігурацію елемента, зовнішній енергетичний рівень якого має конфігурацію  $\dots 4s^2 4p^4$ . До яких періоду і групи належить цей елемент? Які його найвищий і найнижчий ступені окиснення? Навести приклади.

*Відповідь:*

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$ ; 4-й період, VIA група, № 34 — Se; найвищий с.о. +6,  $\text{SeO}_3$ ; найнижчий — -2;  $\text{H}_2\text{Se}$ .

8. Порівняти електронні конфігурації елементів № 12 і № 38. У якого з них більш виражені металічні властивості?

*Відповідь:*

№ 12 (Mg):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ;

№ 38 (Sr):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$ .

В елемента № 38 металічні властивості сильніші.

9. Назвати елементи I групи, в яких на передостанньому енергетичному рівні атома є: а) 8 електронів; б) 18 електронів.

*Відповідь:* а) Na і K; б) Rb і Cs.

## Практична робота



### Виконання вправ

Складання електронної та електронно-графічної формули атомів

1. Скласти електронну та електронно-графічну формули атомів: Р, Вг, Fe, Ag, у незбудженому та збудженому стані.

2. Серед наведених електронних конфігурацій атомів указати неможливі й пояснити, чому:  $1p^3$ ;  $3p^6$ ;  $3s^2$ ;  $2s^2$ ;  $2d^5$ ;  $2f^{12}$ ;  $2p^7$ ;  $3p^4$ .

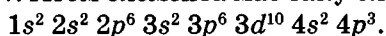
3. Скільки вільних  $3d$ -орбіталей мають атоми елементів у збудженому стані: Cl, Mn, V?

4. Скільки неспарених електронів мають атоми елементів у незбудженому стані: В, S, Cr?

5. Написати електронні формули йонів:  $\text{Sn}^{+2}$ ;  $\text{Sn}^{+4}$ ;  $\text{Mn}^{+2}$ ;  $\text{Cu}^{+2}$ ;  $\text{Cr}^{+3}$ .

6. Скласти електронно-графічні схеми йонів:  $\text{Fe}^{+2}$ ,  $\text{Fe}^{+3}$ .

7. Атом елемента має таку електронну конфігурацію:



Указати:

а) порядковий номер елемента в періодичній системі;

б) число завершених енергетичних рівнів;

в) максимальний можливий ступінь окиснення;

г) валентність атома в сполуці з Гідрогеном.

8. Скласти електронні формули атомів: Ba, As, Sn, I. Дати характеристику відповідно до місцезнаходження в періодичній системі.

9. Зовнішній енергетичний рівень атома елемента має будову  $ns^2np^3$ . Кислота, що відповідає його вищому оксиду, має  $M_r = 63$ . Назвати елемент.

10. Електронна формула атома має закінчення  $nd^5ns^2$ . Калієва сіль, що відповідає вищому оксиду елемента, має  $M_r = 158$ . Назвати елемент.

11. Що спільного в будові Нітрогену, Оксигену, Магнію з такими ступенями окиснення:  $\text{C}^{+4}$ ,  $\text{N}^{-3}$ ,  $\text{Mg}^{+2}$ ?

12. На основі положення Кальцію в періодичній системі Д.І. Менделєєва написати формули його найвищого оксиду, гідроксиду і хлориду.

13. Який елемент IV періоду періодичної системи є найтипівішим металом? Чому?

14. У якого елемента металічні властивості виявлені сильніше: Ca, Rb, Fe, Mn. З чим це пов'язано?

15. Оксид хімічного елемента I групи головної підгрупи має відносну молекулярну масу 62. Назвати хімічний елемент, скласти формулу гідроксиду.

16. Оксид хімічного елемента IV групи головної підгрупи має відносну молекулярну масу 44. Назвати хімічний елемент, скласти формулу оксиду та відповідної кислоти.

17. Назвати елемент за такими даними: знаходиться в IV групі, відносна молекулярна маса водневої сполуки 32.

18. Назвати елемент за такими даними: знаходиться в IV групі, відносна густина за воднем вищого оксиду дорівнює 22.

19. Елемент знаходиться в I групі періодичної системи хімічних елементів. Відносна молекулярна маса його гідроксиду має однакове значення з відносною атомною масою елемента з порядковим номером 20. Назвати елемент.

20. Елемент IV групи утворює вищий оксид, масова частка Оксигену в якому становить 30,48 %. Назвати елемент.

## ❓ КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

1. Навести значення квантових чисел для атомної орбіталі, на якій знаходиться зовнішній електрон атома Натрію, Магнію, Алюмінію, Силіцію.

2. Вказати значення головного та орбітального квантових чисел для  $2s$ -,  $2p$ - та  $3d$ - станів електрона.

3. Написати електронні формули катіонів  $Zn^{2+}$ ,  $Al^{3+}$  та аніонів  $S^{2-}$ ,  $Cl^-$ .

4. Написати електронну формулу атома Фосфору в ортофосфатній кислоті.

5. Написати електронно-графічну формулу атома Сульфуру в основному та збудженому стані.

6. Дати порівняльну характеристику елементів Хлору та Мангану, Сульфуру та Хрому, Карбону та Плюмбуму.

7. Назвати валентні електрони атомів  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ -елементів. Підкреслити їх в електронних формулах атомів елементів з порядковими номерами 5, 15, 17, 24, 25, 35 та вказати, до яких електронних родин вони належать.

8. Написати формули вищих оксидів та гідроксидів елементів третього періоду. Пояснити порядок зміни кислотно-основних властивостей цих сполук зі збільшенням заряду атома ядра.

9. Написати електронні формули елементів з порядковими номерами 20 та 33.

10. Написати загальну формулу броміду, утвореного хімічним елементом з порядковим номером 56.

11. Що є спільного у будові атомів елементів з порядковими номерами 13 і 16, 11 та 18, 17 і 25?

Відповіді підтвердити схемами будови атомів.

12. Написати електронну формулу атома елемента, у якого на 4 електрона більше, ніж, у: атома Хлору, Алюмінію, йона Кальцію.

13. Дати порівняльну характеристику таких властивостей елементів Na і Mg: а) атомні та йонні радіуси; б) енергія йонізації; в) температура плавлення; г) взаємодія з водою.

14. Назвати: два метали, оксиди й гідроксиди яких мають амфотерні властивості.

15. Дати порівняльну характеристику таких властивостей фтору та йоду: а) енергія зв'язку в молекулі; б) агрегатний стан за умов кімнатної температури; в) хімічна активність.

16. Як змінюється металічний характер елементів у рядах: а) Na, Mg, Al, Si, Pt; б) Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra; в) Cu, Ag, Au.

17. Як змінюється неметалічний характер елементів у рядах: а) O, S, Se, Te, Po; б) Li, Be, B, C, N, O, F?

18. Відомо, що Алюміній виявляє амфотерні властивості. Вказати, які властивості — металу чи неметалу — мають переважати у його найближчих сусідів з періодичної системи елементів: а) Mg; б) B; в) Ga; г) Si.

19. Д.І. Менделєєв передбачив елементи з атомними номерами 21, 31, 32. Скласти формули сполук цих елементів: а) з Оксигеном; б) з Хлором.

20. У наведених нижче групах розмістити елементи в порядку зменшення їхнього атомного чи йонного радіуса: а) Li, Na, K; б) Cu, Ag, Au; в) Cl, Br, I; г) C, O, F; д) K<sup>+</sup>, Na<sup>+</sup>, Rb<sup>+</sup>; е) Se<sup>2+</sup>, K<sup>+</sup>, Ca<sup>2+</sup>.

## 4. ТИПИ ХІМІЧНОГО ЗВ'ЯЗКУ

Хімічний зв'язок утворюється внаслідок взаємодії атомів (чи будь-яких інших частинок речовини), яка зумовлює їх сполучення в молекули (кристали).

Тип зв'язку між атомами визначається *електронегативністю* (здатністю атомів у сполуці відтягувати до себе електрони). Типи хімічного зв'язку залежать від того, наскільки велика різниця електро-негативностей атомів елементів, що сполучаються. Чим більше від-різняються за електро-негативністю атоми елементів, що утворюють зв'язок, тим більш полярний зв'язок.

**Характеристики хімічного зв'язку:**

*Довжина зв'язку* — відстань між двома ядрами що утворюють молекулу. Одиницею виміру довжини зв'язку є нанометр:  $1\text{нм} = 10^{-9}\text{м}$ .

*Енергія зв'язку* — енергія, необхідна для розриву зв'язку (для руйнування молекули до окремих атомів) її вимірюють у кілоджоу-лях на 1 моль (кДж/моль) речовини.

Так, для молекули  $\text{H}_2$  довжина зв'язку становить 0,074 нм, енер-гія зв'язку — 435 кДж/моль.

При утворенні молекули  $\text{H}_2$  з двох атомів Гідрогену енергія по-глинається, (якщо зв'язок розривається, енергія виділяється).

### Типи хімічного зв'язку

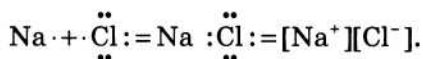
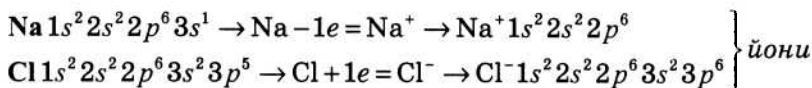
Молекули можуть утворюватися за допомогою йонного або кова-лентного зв'язку. Можливі типи зв'язку атомів у простій молекулі зо-бражені на рис.11.



Рис. 11. Схематичне зображення простих молекул

*Йонний зв'язок* зумовлений електростатичним притяганням різ-нойменно заряджених йонів, на які перетворюються атоми внаслідок відщеплення або приєднання електронів. Йонний зв'язок виникає між атомами елементів, що значно відрізняються за електро-негатив-ністю. Розглянемо для прикладу молекулу  $\text{NaCl}$ :

$$\left. \begin{array}{l} X(\text{Cl}) = 2,83 \\ X(\text{Na}) = 1,01 \end{array} \right\} \text{Електронегативність}$$



**Ковалентний зв'язок** (від лат. "valentia" — сила, "co" — спільна дія) — зв'язок, що утворюється за допомогою спільних електронних пар.

При взаємодії атомів з однаковою електронегативністю утворюються молекули з **ковалентним неполярним зв'язком** ( $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ).

При взаємодії атомів, значення електронегативностей яких відрізняються, відбувається зміщення загальної електронної пари до більш електронегативного атома, і утворюються молекули з **ковалентним полярним зв'язком**. ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CO}$ ).

Ковалентний зв'язок характеризується насичуваністю та напрямленістю.

**Насичуваність** ковалентного зв'язку визначається валентними можливостями атомів.

**Напрявленість** хімічних зв'язків пояснюється різним розміщенням електронних хмар у просторі.

$\sigma$ -зв'язок утворюється при перекриванні електронних хмар вздовж прямої, що сполучає центри двох атомів (при перекриванні  $s-s$ ,  $s-p$ ,  $p-p$ , а також гібридних орбіталей одна з одною і з негібридними орбіталами; рис.12).

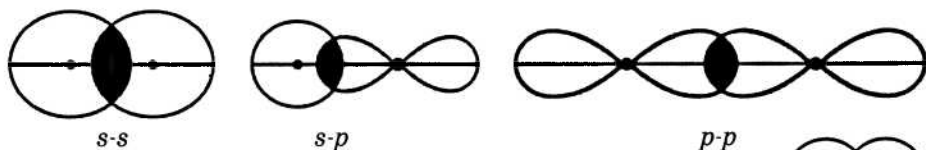


Рис. 12. Утворення  $\sigma$ -зв'язку

$\pi$ -зв'язок утворюється при перекриванні електронних хмар у площині, перпендикулярній до прямої, яка сполучає центри атомів (рис. 13).

$\pi$ -зв'язок менш міцний за  $\sigma$ -зв'язок, він утворюється тільки між атомами, які вже сполучені  $\sigma$ -зв'язком.

Різновидом ковалентного є зв'язок, що утворився за донорно-акцепторним механізмом.

Механізм утворення ковалентного зв'язку за рахунок неподіленої пари електронів одного атома та вільної

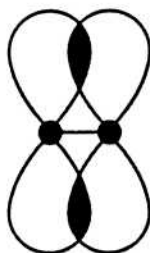


Рис. 13. Утворення  $\pi$ -зв'язку

орбіталі іншого називається *донорно-акцепторним* (в йонах амонію, гідроксонію).

У молекулі амоніаку атом Нітрогену має неподілену електронну пару, яка переходить на вільну орбіталь Гідрогену, внаслідок чого утворюється йон амонію:



Атом Нітрогену називають *донором*, а йон Гідрогену — *акцептором*.

**Металічний зв'язок** утворюється внаслідок взаємодії вільних електронів з йонами металів (у металах, сплавах металів) кристалічної ґратки.

Атоми металів віддають валентні електрони і перетворюються на позитивно заряджені йони. Вільні електрони усупільнюються й переміщуються між позитивно зарядженими йонами металів (*електронний газ*). Висока рухливість електронного газу пояснює такі властивості металів, як тепло- та електропровідність, а відсутність локалізованих хімічних зв'язків — пластичність і ковкість. Енергія (міцність) металічного зв'язку зростає зі збільшеними числа валентних електронів і заряду ядра (рис. 14).

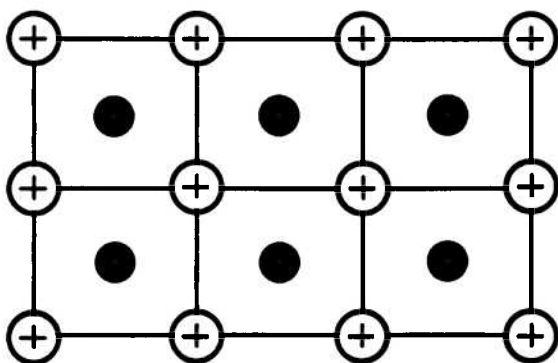


Рис. 14. Металічний зв'язок

**Водневий (міжмолекулярний) зв'язок** утворюється між атомом Гідрогену однієї молекули та атомом сильно електронегативного елемента (O, S, N, F та ін.) іншої молекули (рис. 15).

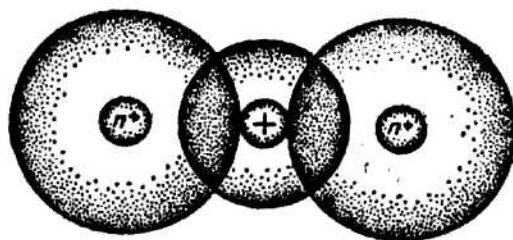
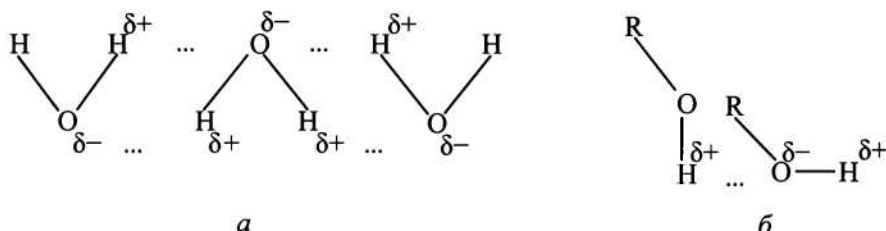


Рис. 15. Водневий зв'язок

Водневий зв'язок прийнято позначати крапками. Він слабший, ніж йонний або ковалентний зв'язок, але сильніший за звичайну міжмолекулярну взаємодію (*a* — між молекулами води; *b* — між молекулами спирту):



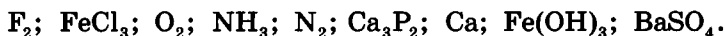
## ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

**Задача 1.** Як змінюється міцність зв'язку в ряду HF — HCl — HBr — HI?

**Розв'язування.** Найменша міцність зв'язку в HI, а найбільша — у HF. У головній підгрупі збільшується радіус атома, відповідно збільшується *L* (довжина зв'язку). А чим більша довжина зв'язку, тим міцність його менша.

**Відповідь.** Міцність зв'язку в ряду HF — HCl — HBr — HI послаблюється.

**Задача 2.** Вказати сполуки з ковалентним неполярним, ковалентним полярним, йонним, металічним, водневим зв'язками:



**Відповідь.** У сполуках  $F_2$ ;  $N_2$ ;  $O_2$  зв'язок ковалентний неполярний; у  $FeCl_3$ ;  $Ca_3P_2$ ;  $BaSO_4$ ;  $F(OH)_3$  — йонний; в  $NH_3$  — ковалентний полярний; у  $Ca$  — металічний.

# **В** ЗАПИТАННЯ ДЛЯ ПОЗААУДИТОРНОЇ **А** **С** САМОСТІЙНОЇ ПІДГОТОВКИ

1. Сучасні уявлення про природу хімічного зв'язку.
2. Типи хімічного зв'язку: ковалентний, йонний, металічний.
3. Параметри хімічного зв'язку: енергія та довжина зв'язку, валентні кути.
4. Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків (ВЗ).
5. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку.
6. Властивості ковалентного зв'язку: насичуваність, напрямленість, поляризованість.
7. Утворення зв'язку у збудженому стані атома. Утворення  $\sigma$ - та  $\pi$ -зв'язків.
8. Просторова конфігурація молекул. Типи гібридизації.
9. Йонний зв'язок, його ненасичуваність і ненапрямленість.
10. Металічний зв'язок.
11. Водневий зв'язок, його роль у біологічних системах.

## Практична робота



### Виконання вправ

1. Сульфур утворює хімічні зв'язки з Калієм, Гідрогеном, Бромом, Карбоном. Які із зв'язків найбільш та найменш полярні? Указати, в бік якого атома зміщується електронна густина зв'язку.
2. Скільки хімічних зв'язків утворюється в молекулі водню; хлору; азоту; кисню?
3. У яких із наведених сполук є йонні зв'язки:  $\text{RbCl}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{KNO}_2$ ?
4. Обґрунтувати просторову конфігурацію таких молекул:  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{BeF}_2$ ,  $\text{PH}_3$ .
5. Визначити типи гібридизації атомних орбіталей (АО) Нітрогену в молекулі  $\text{NH}_3$  і Оксигену в  $\text{H}_2\text{O}$ .
6. Навести по два приклади сполук: а) з полярним зв'язком; б) з неполярним зв'язком. Вказати, який з елементів має найбільшу електронегативність.
7. У чому полягає суть донорно-акцепторного механізму утворення ковалентного зв'язку? В яких сполуках є зв'язки, утворені за цим механізмом:  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ ,  $\text{AgCl}$ ,  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ ,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ?
8. Назвати атом-донор і атом-акцептор у сполуках:  $\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NH}_3 \cdot \text{BF}_3$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ .

## ② КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

1. Визначити ступінь окиснення Феруму в сполуках:  $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{K}_2\text{FeO}_4$ ,  $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{FePO}_4$ .

2. Визначити ступінь окиснення елементів у сполуках:  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ,  $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NaClO}$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

3. Який зв'язок виникатиме при утворенні сполук між атомами з такими порядковими номерами в періодичній системі: 1 і 15, 20 і 53, 19 і 35, 11 і 16, 7 і 12. Написати формули сполук та визначити ступені окиснення кожного атома.

4. Визначити тип гібридизації  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{AsH}_3$ ,  $\text{SiCl}_4$ ,  $\text{MgCl}_2$ .

5. В яких сполуках наявний лише  $\sigma$ -зв'язок (відповідь обґрунтувати): а) вуглекислий газ; б) хлороводень; в) кисень; г) фтор; д) вода?

6. Указати тип хімічного зв'язку в кожній з наведених сполук:  $\text{CaO}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Na}_3\text{N}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NaOH}$ .

7. Написати електронні схеми утворення молекул фтору, азоту, кисню, карбон (II) оксиду, гідроген хлориду.

8. При взаємодії невідомого металу масою 2 г з водою виділилось 1,12  $\text{дм}^3$  водню (н.у.). Метал належить до II групи періодичної системи хімічних елементів. Написати рівняння реакції взаємодії оксиду цього металу з ортоарсенатною кислотою.

9. Скільки електронів бере участь в утворенні зв'язків у молекулах:  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{SiF}_4$ ,  $\text{OF}_2$ ,  $\text{B}_2\text{O}_3$ ?

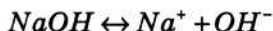
10. Пояснити механізм утворення молекул: а) бор (III) хлориду; б) дигідроген сульфїду; в) кальцій хлориду; г) калій флуориду. Вказати тип хімічного зв'язку в кожній молекулі.

## 5. КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

**Оксиди** — складні речовини, утворені двома елементами, один із яких — Оксиген.

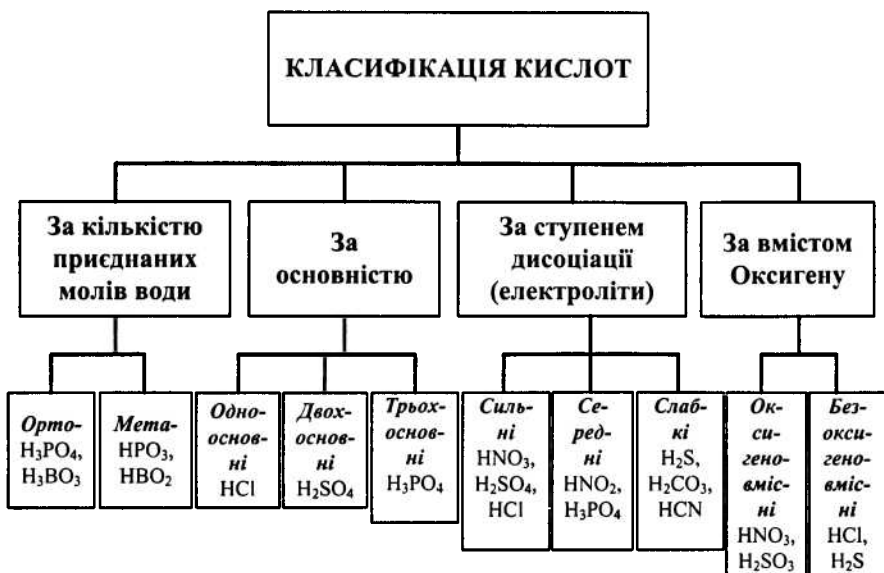


**Основи** — це електроліти, що дисоціюють на катіон металу і аніон гідроксогрупи:



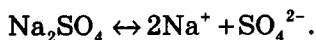
**Кислоти** — електроліти, які під час дисоціації утворюють катіон Гідрогену та аніон кислотного залишку:





*Соли* — електроліти, що дисоціюють на катіон металу та аніон кислотного залишку.

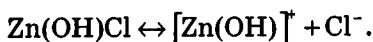
*Середні соли* — продукт повного заміщення катіона Гідрогену в кислоті на катіон металу:



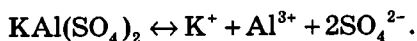
*Кислі соли* — продукт неповного заміщення катіона Гідрогену (H<sup>+</sup>) у кислоті на катіон металу:



*Основні соли* — продукти неповного заміщення гідроксо групи (OH<sup>-</sup>) у гідроксиді на кислотний залишок:



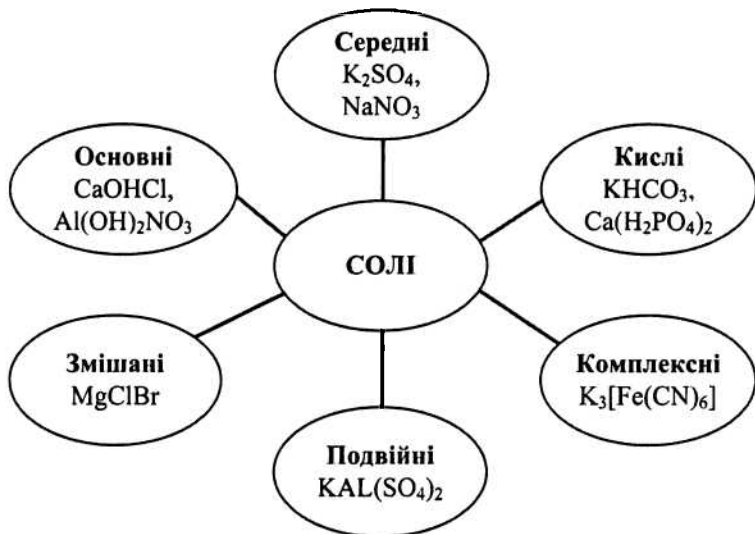
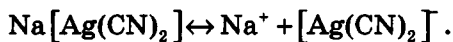
*Подвійні соли* — при дисоціації утворюють два катіони та один аніон:



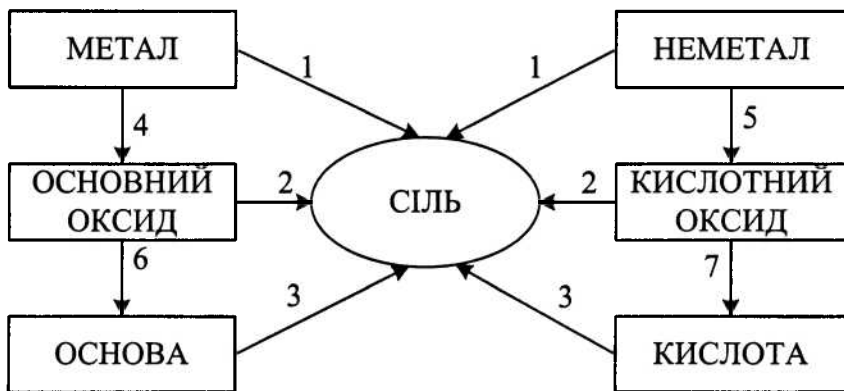
*Змішані соли* — при дисоціації утворюють один катіон і два аніони:



*Комплексні солі* — містять у своєму складі складні катіони або аніони:



Між класами неорганічних сполук існують певні зв'язки:

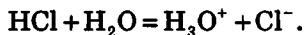


**Схема генетичного зв'язку між класами неорганічних сполук**

## ❓ ЧИ ЗНАЄТЕ ВИ, ЩО...

• хлоридна кислота є складовою частиною шлункового соку людини і тварин; вміст її у шлунковому соці в здоровому організмі людини становить приблизно 0,5 %; вона відіграє важливу роль у процесі травлення. Чисту розбавлену HCl (8,2—8,4 %) вживають всередину у вигляді крапель і мікстур (частіше разом із пепсином) при зниженій кислотності шлункового соку;

• кислий смак кислот пояснюється наявністю в них комплексних йонів гідроксонію, які утворюються під час взаємодії молекул кислот з молекулами води:

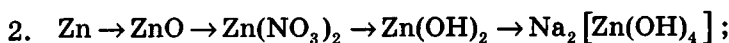
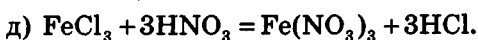
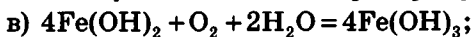
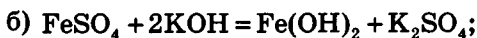
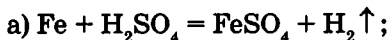
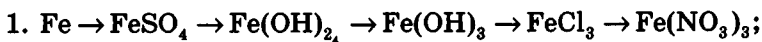


- плавиковою кислотою (HF) можна робити написи на склі;
- щоб розбавити кислоту або луг, що потрапили всередину, потрібно дати потерпілому випити 2—3 склянки (НЕ БІЛЬШЕ!) води. Не можна також нейтралізувати луг слабкою кислотою або навпаки! Необхідно дати випити розбавтані у воді ячні білки (6 білків на 0,5 л води), желе, рисовий і вівсяний відвари.

## АВ ЗАПИТАННЯ ДЛЯ ПОЗААУДИТОРНОЇ САМОСТІЙНОЇ ПІДГОТОВКИ

1. Дати визначення оксидів, основи, кислот, солей.
2. Класифікація, добування, номенклатура, властивості та застосування у медицині представників різних класів неорганічних сполук.
3. Генетичний зв'язок між різними класами неорганічних сполук.

### 📖 Приклади розв'язування хімічних перетворень:



- а)  $2\text{Zn} + \text{O}_2 = 2\text{ZnO}$ ;  
 б)  $3\text{Zn} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ ;  
 в)  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} = \text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaNO}_3$ ;  
 г)  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ .

## Лабораторна робота

### I. Дія кислот і гідроксидів на індикатори

1. У три пробірки налити води (*Aqua purifikata*), до першої прилити 1—2 краплини лакмусу синього, до другої — 1—2 краплини метилового оранжевого, до третьої — 1—2 краплини фенолфталеїну. Яке забарвлення індикаторів у воді?

2. У три пробірки налити невелику кількість хлоридної кислоти, до першої прилити 1—2 краплини лакмусу синього, до другої — 1—2 краплини метилового оранжевого, до третьої — 1—2 краплі фенолфталеїну.

Порівняти результати обох дослідів (1, 2). Зробити висновок про те, як кислоти діють на індикатори.

3. Виконати дослід 2 з розчинами калій гідроксиду або кальцій гідроксиду.

Порівняти результати дослідів 2 та 3.

### II. Взаємодія кислот з металами

1. Помістити у пробірку гранули Zn та прилити  $1\text{ см}^3$  хлоридної кислоти. Спостерігати виділення газу. Накрити пробірку другою порожньою пробіркою, зібрати в ній газ, що виділяється, та піднести її отвором до полум'я пальника. Що це за спалах? Скласти рівняння реакцій утворення газу та його горіння.

2. Провести такий самий дослід, взявши мідну стружку. Що спостерігається?

### III. Взаємодія кислот з солями

1. Налити у пробірку  $1\text{ см}^3$  розчину барій хлориду і кілька краплин сульфатної кислоти.

2. Насипати у пробірку крейди та налити кілька краплин хлоридної кислоти.

3. Налити у пробірку  $1\text{ см}^3$  розчину ферум (II) сульфату і кілька краплин хлоридної кислоти.

Спостереження та висновки записати.

### IV. Взаємодія гідроксидів з солями

Налити у пробірку  $1\text{ см}^3$  розчину купрум (II) сульфату і долити  $1\text{ см}^3$  розчину натрій гідроксиду. Провести такий самий дослід із ферум (III) хлоридом та калій гідроксидом.

Що відбувається? Пояснити.

## V. Реакція нейтралізації

1. У пробірку налити 1 см<sup>3</sup> розчину натрій гідроксиду, додати краплю фенолфталеїну, обережно краплями приливати розчин хлоридної (розб.) кислоти, намагаючись уловити перехід забарвлення індикатора.

2. Одержати нерозчинні у воді гідроксиди:  $Fe(OH)_3$  та  $Cu(OH)_2$  (див. дослід № 4). До  $Fe(OH)_3$  прилити робавленої сульфатної кислоти, а до  $Cu(OH)_2$  — хлоридної кислоти. Вміст пробірок перемішати скляними паличками. Що відбувається?

## VI. Властивості амфотерних гідроксидів

Одержати цинк гідроксид та алюміній гідроксид дією калій гідроксиду (натрій гідроксиду) на відповідні солі. Вміст обох пробірок поділити навпіл. До однієї прилити хлоридну кислоту, а до другої — надлишок лугу, перемішати. Чи розчиняються ці гідроксиди в кислотах і лугах?

## VII. Взаємодія основних оксидів з водою

1. У фарфорову чашку покласти кілька шматочків негашеного вапна ( $CaO$ ), порціями прилити воду.

Як змінюється об'єм вмісту чашки? Теплота виділяється чи поглинається?

Після охолодження взяти деяку кількість речовини, що утворилася, помістити в пробірку, ретельно змішати з водою та прилити 2—3 краплі фенолфталеїну. Яке значення рН середовища?

2. Виконати такий самий дослід з купрум (II) оксидом. Яка різниця у відношенні до води обох оксидів?

## VIII. Взаємодія кислотних оксидів з водою

У пробірку налити 1 см<sup>3</sup> води та акуратно насипати 1 мікрошпатель фосфорного ангідриду. Скляною паличкою взяти пробу на синій лакмусовий папірець. Яка речовина утворилася?

## IX. Взаємодія кислотних оксидів з лугами

У пробірку налити 1 см<sup>3</sup> баритової води (або вапняної) і пропустити крізь нього карбон (IV) оксид з апарату Кіппа. Які зміни відбулися?

## X. Взаємодія основних оксидів з кислотами

1. Насипати в пробірку 2—3 мікрошпатель купрум (II) оксиду і прилити 1 см<sup>3</sup> сульфатної кислоти.

Пробірку закріпити в штативі, злегка нахилити і нагрівати високо над полум'ям пальника. Після того як рідина закипить, спостерігати за зміною кольору.

2. Виконати дослід так само, як (1), тільки замінивши сульфатну кислоту нітратною. Що відбувається? Пояснити.

## XI. Взаємодія солей

1. У пробірку помістити кілька краплин барій хлориду, до нього прилити 1 см<sup>3</sup> розчину натрій сульфату.

2. У пробірку помістити 1 см<sup>3</sup> розчину натрій хлориду і 1 см<sup>3</sup> розчину купрум (II) сульфату. Пояснити, в якому (1-му чи 2-му) досліді відбувається реакція.

## XII. Взаємодія солей з металами

Помістити в одну пробірку гранулу цинку, у другу — мідну стружку, в третю — залізну стружку. У першу пробірку прилити 1 см<sup>3</sup> розчину купрум (II) сульфату, у другу — стільки ж плюмбум (II) нітрату, у третю — аргентум нітрату. Поставити пробірки в штатив на 10—12 хвилин. Спостереження та висновки обґрунтувати.

## ❓ КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ ✍

1. Вольфрам можна отримати, відновлюючи його оксид воднем; кремній — вуглецем; бор — магнієм; хром — алюмінієм. Скласти рівняння відповідних реакцій.

2. Назвати солі:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{BaOHCl}$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ ,  $\text{Fe}(\text{HS})_2$ ,  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{CuS}$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{CaSO}_3$ ,  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

3. Назвати наведені оксиди за систематичною номенклатурою:  $\text{CdO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{PbO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{F}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{SO}_3$ .

4. Дати порівняльну характеристику кислотно-основних властивостей вищих оксидів елементів третього періоду.

5. Вказати основність кислот:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_4\text{MnO}_4$ ,  $\text{HIO}_4$ ,  $\text{H}_6\text{TeO}_6$ .

6. Серед наведених сполук вказати амфотерні гідроксиди та написати їхні графічні формули:  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{H}_2\text{ZnO}_2$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_4$ .

7. Підтвердити амфотерні властивості алюміній оксиду відповідними рівняннями реакцій.

8. Із наведеного переліку вибрати сильні й слабкі, амфотерні, розчинні та нерозчинні у воді гідроксиди:  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{LiOH}$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ .

9. Скласти рівняння реакції взаємодії з водою таких оксидів:  $\text{MgO}$ ,  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NO}_2$ .

10. Які з оксидів можуть реагувати між собою:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{NO}$ . Скласти рівняння реакції взаємодії.

11. Запропонувати спосіб розділення алюміній та магній оксидів.

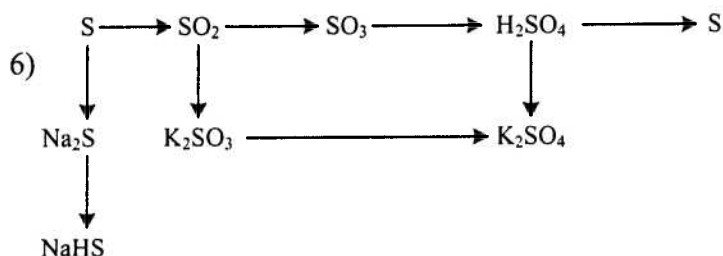
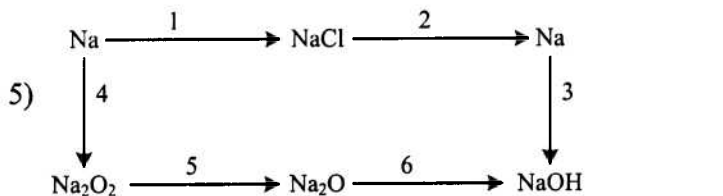
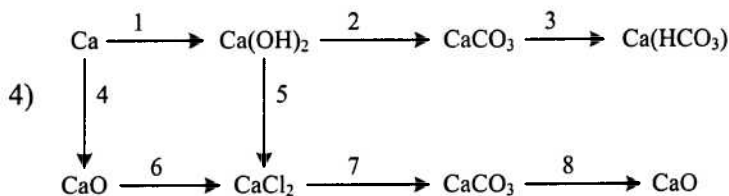
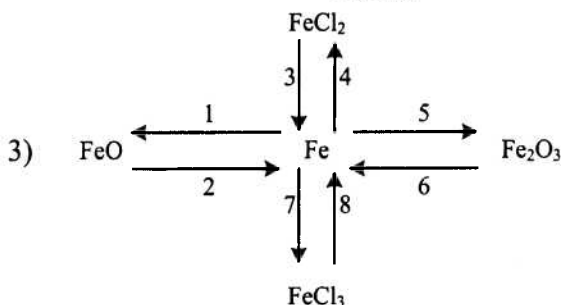
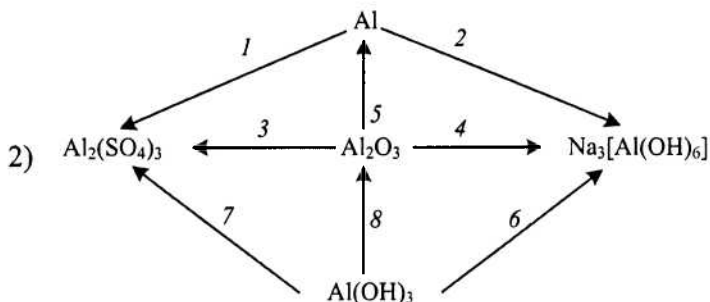
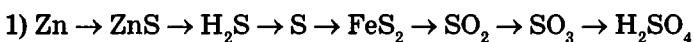
12. Чим відрізняються мета-кислоти від орто-кислот? Навести приклади.

13. З наведеного переліку назвати сильні та слабкі кислоти:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .

14. Яку масу вуглекислого газу може поглинути 1 кг розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 10 %?

15. При відновленні воднем купрум (I) оксиду отримали 5,4 г  $H_2O$ . Яка маса оксиду вступає в реакцію?

16. Здійснити такі хімічні перетворення:

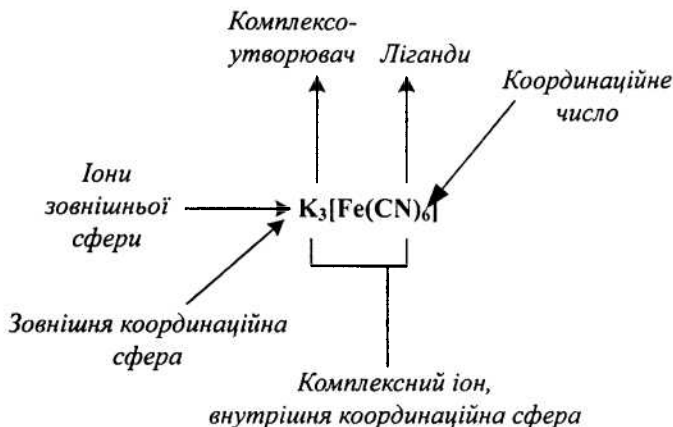


17. Скласти емпіричні та графічні формули солей:

- а) манган (II) гідроксоброміду;
- б) купрум (II) гідрогенкарбонату;
- в) кальцій дигідрогенфосфату;
- г) калій нітрату;
- д) алюміній дигідроксонітрату.

## 6. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

**Комплексними** називають складні сполуки, що містять комплексний йон, який складається з комплексоутворювача та координованих навколо нього лігандів, здатний самостійно існувати у розчині та розплаві.



### Номенклатура комплексних сполук

Катіонні та нейтральні комплекси не мають у назвах спеціальних закінчень.

Назву комплексу починають з лігандів, які перелічують за алфавітом, потім називають центральний атом:

$[Ag(NH_3)_2]Cl$  — діамінаргентум (I) хлорид;

$[Co(NH_3)_6]Br_3$  — гексаамінкобальт (III) бромід.

У назві аніонних комплексів комплексоутворювач має закінчення *-ат*. Наприклад,  $K^+[Al(OH)_4]$  — калій тетрагідроксоалюмінат.

Назви лігандів:

*катіонних і нейтральних* — не відрізняються від назв катіонів і молекул;

*аніонних* лігандів — до назв аніонів додають закінчення *-о*.

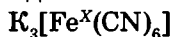
Якщо назва аніона закінчується на *-ід*, *-ид*, *-ат* (у деяких випадках *-ит*, *-ит*), то після додавання *-о*, утворюються *-ідо*, *-идо*, *-ато* (*-іто*, *-ито*). Наприклад,  $SO_4^{2-}$  — сульфат-сульфато;  $NO_3^-$  — нітрат-ніtrato;  $Cl^-$  — хлорид-хлоридо;  $OH^-$  — гідроксид-гідроксидо; ліганди-молекули:  $NH_3$  — амін;  $H_2O$  — аква;  $CO$  — карбоніл;  $NO$  — нітрозил.

Число лігандів кожного виду зазначають грецькими числівниками: моно-, ди-, три-, тетра-, пента-, гекса- тощо.

*Заряд комплексного йона* дорівнює алгебраїчній сумі комплексоутворювача і лігандів:  $K_4 [Fe^{+2} (CN)_6] (+2) + (-6) = -4$ .

$$x = -4.$$

*Заряд комплексоутворювача* дорівнює алгебраїчній сумі зарядів лігандів і йонів зовнішньої сфери:



$$(+)\cdot 3 + X + (-1)\cdot 6 = 0.$$

$$X = 6 - 3; X = +3.$$

### Приклади утворення назв комплексних сполук:

$K_3 [Fe^{+3} (CN)_6]^{3-}$  — калій гексаціаноферат (III);

$Na^+ [Al^{+3} (OH)_4]^{-1}$  — натрій тетрагідроксидоалюмінат;

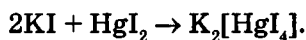
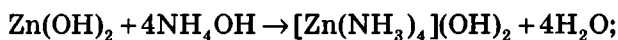
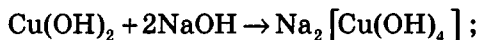
$[Cu^{+2} (NH_3)_4]^{2+} SO_4^{2-}$  — тетраамінкупрум (II) сульфат;

$[Ag^+ (NH_3)_2]^+ Cl^-$  — діамінаргентум (I) хлорид;

$[Pt^{+2} Cl_2 (NH_3)_2]$  — діаміндихлоридоплатина (II);

$[Pt^{2+} (NH_3)_4]^{2+} [PtCl_4]^{2-}$  — тетраамінплатина (II) тетрахлороплатинат (II).

### Добування комплексних сполук



### Класифікація комплексних сполук

1. Нейтральні комплекси —  $[Pt(NH_3)_4 Cl_2]$ .

2. Комплексні кислоти —  $H_4 [Fe(CN)_6]$ .

3. Комплексні основи —  $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ .

4. Комплексні солі —  $[Pt(NH_3)_4](NO_3)_2$ .

а) Аміакати —  $[Pt(NH_3)_6]Cl_2$ .

б) Аквакомплекси —  $[Al(H_2O)_6]Cl_3$ .

в) Змішані солі —  $K_2 [PtCl_2 Br_2]$ .

г) Гідроксокомплекси —  $Na [Al(OH)_4]$ .

### I. Сіль, що містить комплексний аніон:

1)  $Na_3 [Fe^{+3} (CN)_6]$  — натрій гексаціаноферат (III);

2)  $K [Al^{+3} H_4]$  — калій тетрагідридоалюмінат (III);

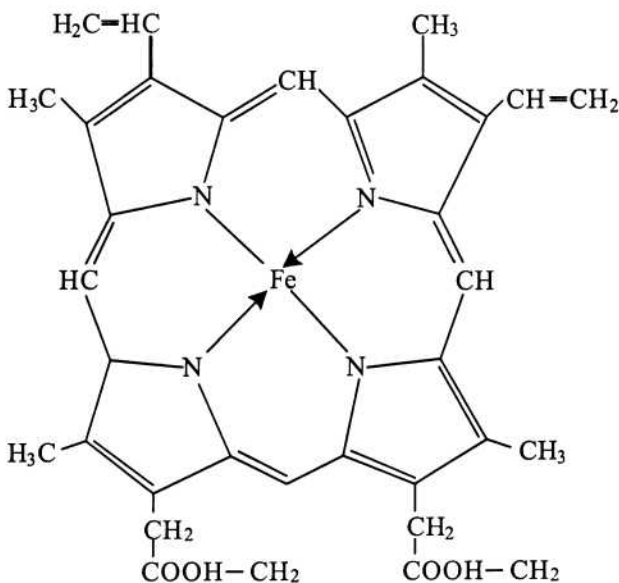
3)  $K_2 [PtCl_4]^{2-}$  — калій тетрахлороплатинат (II).

## II. Сіль, що містить комплексний катіон:

- 1)  $[\text{Ag}^+(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$  — діамінаргентум (I) хлорид;
- 2)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Br}_3$  — гексаамінкобальт (III) бромід;
- 3)  $[\text{Cr}^{+3}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_3]\text{I}_2$  — діакватриамінгідроксохром (III) йодид.

## ❓ ЧИ ЗНАЄТЕ ВИ, ЩО...

- “синій камінь” — це  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_5]\text{SO}_4$ , або мідний купорос. Безводний, прожарений, мідний купорос має білий колір;
- сіль складу  $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$  має солодкий смак у розчині навіть при розбавлянні 1 : 320 000;
- кристали складу  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  і  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  відомі під назвою жовтої і червоної кров'яної солі. Назва походить від старого способу добування цих солей. Їх добували з крові, рогів, копит тварин, сплавляючи з поташем  $\text{K}_2\text{CO}_3$  за наявності залізної стружки.  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  — це кристали червоного кольору, а  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  — жовтого;
- забарвлення зеленого листя рослин, червоної крові людини і блакитної крові восьминога, чи спрута, залежить від комплексних сполук хелатів: хлорофілу, гемоглобіну та гемоціаніну. В пігменті хлорофілу комплексоутворювачем замість Феруму є Магній, а в пігменті гемоціаніну — Купрум:



Молекула гемоглобіну крові

• гемоглобін відіграє роль у процесі дихання: він приєднує кисень і розносить його кровоносною системою з легень до кожної клітини організму людини, тварини. Комплексоутворювачем у молекулі гемоглобіну є  $\text{Fe(II)}$ , який надає крові червоного забарвлення;

• вітамін  $\text{B}_{12}$  містить комплексні сполуки Кобальту (II), які посилюють обмін речовин, активують синтез білків у м'язах, збільшують кількість вітамінів в організмі;

• лікарськими препаратами є комплекси  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ ,  $(\text{NH}_4)_2[\text{IrCl}_6]$ , що уповільнюють ріст злоякісних пухлин;

• комплекси Ауруму застосовують для лікування прокази та туберкульозу.

## **АС** ЗАПИТАННЯ ДЛЯ ПОЗААУДИТОРНОЇ САМОСТІЙНОЇ ПІДГОТОВКИ

1. Дати визначення комплексних сполук.

2. Будова комплексних сполук: центральний атом та його координаційне число, ліганди, комплексний йон, йони зовнішньої сфери (за Вернером).

3. Класифікація комплексних сполук. Номенклатура. Добування. Фізичні та хімічні властивості.

4. Типи хімічних зв'язків.

## **📖 ПРИКЛАДИ ВИКОНАННЯ ВПРАВ**

1. Визначити: заряд комплексоутворювача, лігандів, внутрішньої та зовнішньої сфери. Назвати  $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$ .

Калій тетраціанокадміат(II):

$2\text{K}^+$  — зовнішня координаційна сфера;

$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$  — внутрішня координаційна сфера;

$\text{Cd}^{2+}$  — комплексоутворювач;

$\text{CN}^-$  — ліганд;

4 — координаційне число.

2. Дисоціація комплексної сполуки:

первинна:  $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4] \rightarrow 2\text{K}^+ + [\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ ;

вторинна:  $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} \rightarrow [\text{Cd}(\text{CN})_3]^- + \text{CN}^-$ ;

$[\text{Cd}(\text{CN})_3]^- + \text{CN}^- \rightarrow [\text{Cd}(\text{CN})_2]^0 + \text{CN}^-$ ;

$[\text{Cd}(\text{CN})_2]^0 \rightarrow [\text{Cd}(\text{CN})]^+ + \text{CN}^-$ ;

$[\text{Cd}(\text{CN})]^+ \rightarrow \text{Cd}^{2+} + \text{CN}^-$ .

3. Скласти формули комплексної сполуки за назвою:

пентаамінхлоридоплатина (IV) хлорид —  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$ ;  
калій тетраїодомеркуріат (II) —  $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ .

4. Скласти формулу комплексної сполуки та назвати її:

$3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3 - \text{Na}_3[\text{AlF}_6]$  — натрій гексафлуоридалюмінат.

## Лабораторна робота

### I. Отримання комплексних сполук з комплексним аніоном

1. До  $1 \text{ см}^3$  розчину солі цинк сульфату прилити невелику кількість розчину натрій гідроксиду до утворення осаду. Долити луг до повного розчинення осаду.

2. До  $1 \text{ см}^3$  розчину плюмбум (II) ацетату прилити  $1 \text{ см}^3$  розчину калій йодиду, осад, що утворився, розчинити у надлишку калій йодиду.

Скласти рівняння реакцій, пояснити, що утворилося. Назвати комплексні сполуки.

### II. Отримання комплексних сполук з комплексним катіоном

У пробірку внести  $1 \text{ см}^3$  розчину купрум (II) сульфату та прилити краплями розчин амоніаку до випадіння осаду основної солі  $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ . Відмітити колір осаду. До осаду прилити надлишок розчину амоніаку. Спостерігати розчинення осаду. Написати молекулярні та йонні рівняння реакцій. Назвати комплексну сполуку. Записати вираз нестійкості комплексного йона.

### III. Окиснення комплексних сполук

До  $1 \text{ см}^3$  калій гексаціаноферату (II) прилити 4—5 краплин калій перманганату і добавляти краплями розчин сульфатної кислоти до знебарвлення розчину. Написати рівняння реакції, враховуючи, що комплекс феруму (II) переходить у комплекс феруму (III) з тим самим координаційним числом, а калій перманганат у кислому середовищі відновлюється до манган (II) сульфату.

### IV. Руйнування комплексних сполук

У дві пробірки помістити  $1 \text{ см}^3$  купрум (II) сульфату та розчин амоніаку в надлишку. Відмітити колір одержаного розчину і написати рівняння реакції.

У першу пробірку прилити розчин сульфатної кислоти, в другу — розчин нітратної кислоти (краплями, до зміни забарвлення розчину). Написати рівняння реакцій. Що при цьому спостерігається?

### V. Гідратна ізомерія аквакомплексів Cr (III)

У дві пробірки помістити кілька кристалів хром (III) хлориду  $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  та 10 крапель води. Одну пробірку залишити для контролю, іншу нагріти на киплячій водяній бані й спостерігати зміну кольору.

Який ізомер аквакомплексу хрому (III) більш стійкий за кімнатної температури та при нагріванні?

## VI. Обмінні реакції в розчинах комплексних сполук

1. До 1 см<sup>3</sup> розчину купрум (II) сульфату прилити стільки ж розчину калій гексаціаноферату (II)  $K_4 [Fe(CN)_6]$ . Відмітити колір одержаного осаду та написати рівняння реакції.

2. До купрум (II) гідроксиду (отримати дією розчину лугу на розчин купрум (II) сульфату) прилити амоній гідроксид у надлишку. Що утвориться? Скласти рівняння реакцій. Назвати продукти реакцій.

### ❓ КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

1. Визначити заряд комплексоутворювача і комплексного йона в сполуках:  $K_3[Fe(CN)_6]$ ,  $[Pt(NH_3)_4Cl_2]Br_2$ ,  $[Co(NH_3)_5Cl]SO_4$ . Назвати їх.

2. Скласти формули комплексних сполук за їх назвою: трифлуоротриаква хром (III); тетраамінкупрум (II) бромід; діамінаргентум (I) хлорид; калійтетрагідроксокупрат (II).

3. Написати координаційні формули сполук з координаційним числом кобальту (III), що дорівнює 6:  $Co(NO_3)_3 \cdot 3NaNO_2$ ,  $CoCl_3 \cdot 5H_2O$ ,  $CoCl_3 \cdot 3NH_3$ . Назвати отримані комплекси.

4. Написати рівняння первинної та вторинної дисоціації комплексних сполук  $[Co(NH_3)_5Br]SO_4$  та  $(NH_4)[Pt(OH)_2Cl_4]$ . Навести рівняння загальних констант нестійкості.

5. Назвати види ізомерії в комплексних сполуках. Навести усі можливі ізомери для сполуки  $CrCl_3 \cdot 6H_2O$ , дати їм назви.

6. Написати рівняння реакцій, що відбуваються з утворенням комплексних сполук з координаційним числом 6:  $Cr_2(SO_4)_3 + NaOH(надл.) \rightarrow$ ;  $Fe(OH)_3 + KCN(надл.) \rightarrow$ ;  $Ni(OH)_2 + NH_3 \cdot H_2O \rightarrow \dots$

7. Визначити заряд комплексоутворювача та назвати комплексні сполуки:  $K[AuBr_4]$ ;  $K_2[Cd(CN)_4]$ ;  $Ca[ZrF_6]$ ;  $Na_3[FeNO(CN)_5]$ ;  $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$ ;  $H[Co(H_2O)_2(CN)_4]$ ;  $[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$ .

8. Визначити заряд комплексного йона і скласти формули комплексних сполук:  $[Bi^{+3}I_4]$ ;  $[Cr^{+3}(NH_3)_5Cl]$ ;  $[Pd^{+2}(NH_3)_2(CN)_2]$ ;  $[Fe^{+3}F_6]$ ;  $[Hg^{+2}(SCN)_4]$ ;  $[Cr^{+3}(H_2O)_4Cl_2]$ ;  $[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]$ ;  $[Zr^{+4}(OH)_6]$ .

9. Скласти формули комплексних сполук та назвати їх:  $3NaF \cdot AlF_3$ ;  $SiF_4 \cdot BaF_2$ ;  $2Ca(CN)_2 \cdot Fe(CN)_2$ ;  $2Ba(OH)_2 \cdot Cu(OH)_2$ ;  $CoCl_3 \cdot 4NH_3 \cdot H_2O$ ;  $3NaCl \cdot IrCl_3$ .

10. Написати рівняння реакцій дисоціації комплексних сполук:  $[Co(H_2O)_2(NH_3)_4]Cl_3$ ;  $Cs[Au(CN)_2]$ ;  $Ba[BF_5]$ ;  $Na_2 [MoF_6]$ ;  $K_3[Zr(OH)_6]$ ;  $[Pt(NH_3)_4]SO_4$ .

11. У наведених комплексних сполуках  $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ ;  $H_2[SiF_6]$ ;  $[Ni(NH_3)_6(OH)_2]$ ;  $[Pt(NH_3)_4]Cl_2$ ;  $[Co(NH_3)_5SO_4]$  вказати зовнішню та внутрішню сфери, комплексоутворювач, ліганди, координаційне число.

## 7. РОЗЧИНИ

**Розчини** — це однорідні (гомогенні) системи, що складаються з двох і більшого числа компонентів: розчинника і розчинених у ньому речовин та продуктів їх взаємодії.

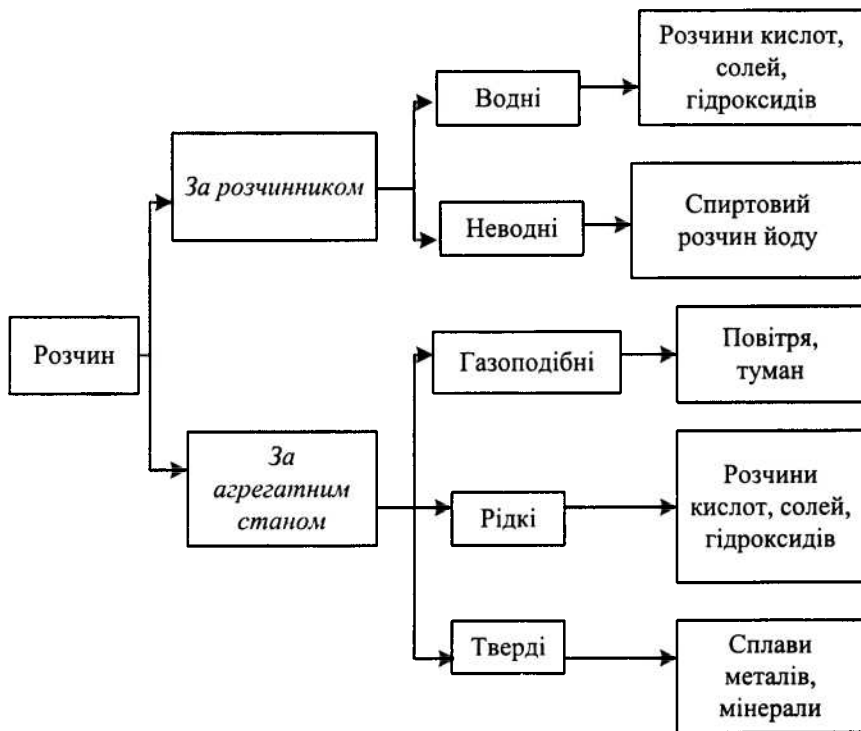
**Розчинник** — це середовище, в якому розчинені речовини рівномірно розподілені у вигляді молекул або йонів (агрегатний стан якого такий самий, як розчину).

**Розчинена речовина** — речовина, що розкладається на йони і молекули в розчиннику.

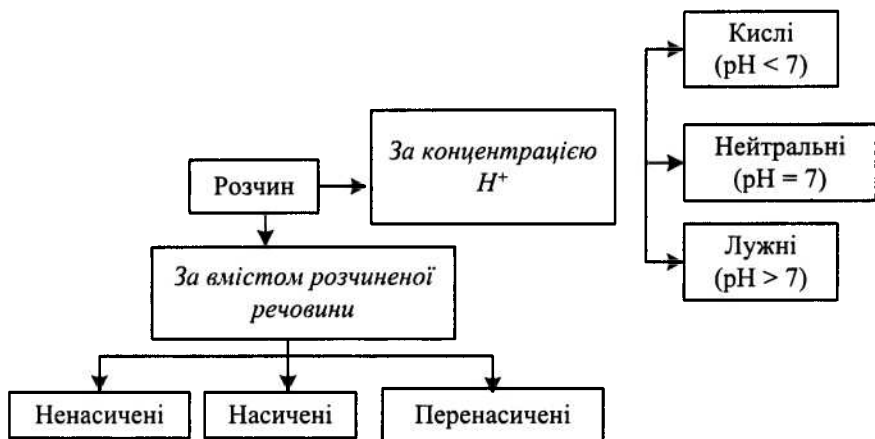
**Розчинність речовини** (коефіцієнт розчинення  $K_p$ ) — максимальне число грамів речовини, яку можна розчинити в 100 г розчинника (води). (Розчинність виражають у молях або грамах на кубічний дециметр (моль/дм<sup>3</sup>, г/дм<sup>3</sup>).

### Класифікація розчинів

Розчини класифікують за розчинником, за агрегатним станом:



а також за вмістом розчиненої речовини та концентрацією йонів  $H^+$ :



**Насиченим** називають розчин, в якому швидкість осадження та розчинення за певної температури однакові.

**Ненасичений** — розчин, в якому за певної температури розчиненої речовини міститься менше, ніж у насиченому.

**Перенасичений** — розчин, в якому за певної температури розчиненої речовини міститься більше, ніж у насиченому.

**Концентрований розчин** містить високу концентрацію, **розбавлений** — малу масу розчиненої речовини.

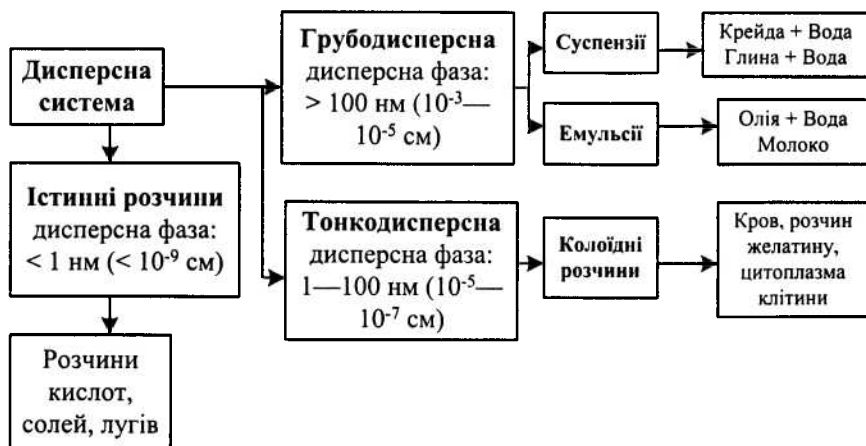
**Дисперсна система** — це суміш речовин, в яких одна речовина подрібнена (диспергована) до частинок певного розміру і рівномірно розподілена в іншій.

**Дисперсна система складається** з дисперсної фази і дисперсійного середовища. **Дисперсна фаза** — це подрібнена речовина; **дисперсійне середовище** — середовище, в якому міститься дисперсна фаза.

### Склад дисперсної системи



## Типи дисперсних систем



## СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕЧОВИН У РОЗЧИНАХ

**Масова частка** — це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину (%):

$$\omega = \frac{m_{\text{реч}}}{m_{\text{р-ну}}} \cdot 100\%,$$

де  $\omega$  — масова частка, (%);  $m_{\text{реч}}$  — маса речовин, г;  $m_{\text{р-ну}}$  — маса розчину, г.

**Молярна концентрація** — кількість моль розчиненої речовини, що міститься в 1 дм<sup>3</sup> розчину. Визначається як відношення кількості речовини до одиниці об'єму розчину  $c = \frac{n}{V}$ , або

$$c = \frac{m}{V \cdot M},$$

де  $c$  — молярна концентрація, моль/дм<sup>3</sup>;  $n$  — кількість речовини, моль;  $V$  — об'єм розчину, дм<sup>3</sup>;  $M$  — молярна маса розчиненої речовини, г/моль.

**Молярна концентрація** — кількість моль розчиненої речовини, що міститься в 1000 г розчинника.

**Молярна концентрація еквівалента** (нормальна концентрація) — кількість моль еквівалентів розчиненої речовини, що міститься в 1 дм<sup>3</sup> розчину:

$$c_{\text{скв}} = \frac{m}{V \cdot M_{\text{скв(реч.)}}},$$

де  $C_{\text{екв}}$  — молярна концентрація еквівалента, моль · екв/дм<sup>3</sup>;  $M_{\text{екв(реч)}}$  — молярна маса еквівалента речовин, моль/дм<sup>3</sup>.

**Титр** — кількість грамів речовини, що міститься в 1 см<sup>3</sup> розчину, г/см<sup>3</sup>:

$$T = \frac{m}{V}; \quad C_{\text{екв}} = \frac{T \cdot 1000}{M_{\text{екв(реч)}}}$$

Формули, що виражають перехід від одного способу вираження концентрації речовини у розчині до іншого, мають такий вигляд:

$$C = \frac{\omega\% \cdot 10 \cdot \rho}{M_{\text{(реч)}}} \quad C_{\text{екв}} = \frac{\omega\% \cdot 10 \cdot \rho}{M_{\text{екв(реч)}}};$$

$$C = \frac{C_{\text{екв}} \cdot M_{\text{екв(реч)}}}{M_{\text{(реч)}}}; \quad C_{\text{екв}} = \frac{C \cdot M_{\text{(реч)}}}{M_{\text{екв(реч)}}}$$

де  $\rho$  — густина розчину, г/см<sup>3</sup>.

Для змішування розчинів різної концентрації застосовують формулу

$$\omega = \frac{\omega_1 m_{1\text{р-ну}} + \omega_2 m_{2\text{р-ну}}}{m_{1\text{р-ну}} + m_{2\text{р-ну}}}$$

## ❓ ЧИ ЗНАЄТЕ ВИ, ЩО...

- найвищий вміст води має тканина людського організму — склисте тіло ока (99 % води), а найменший — зубна емаль (0,2 %);
- пити дистильовану воду шкідливо, оскільки вона не містить солей і тому має неприємний смак і вилучає солі з клітин організму, що призводить до їх відмирання;
- у воді Світового океану концентрація золота становить 4—10 мг на 1 т води, тобто запас золота у всій масі води океанів — 10 млрд тонн;
- заморозити воду без льоду можна так:
  - 120 г амоній нітрату розчинити у 200 см<sup>3</sup> води;
  - 60 г амоній хлориду розчинити у 200 см<sup>3</sup> води у хімічних склянках. Опустити в розчини термометри, які покажуть зниження температури. Занурити в ці розчини пробірки з 1—2 см<sup>3</sup> води. Через кілька хвилин вода в пробірках замерзне.

## В ЗАПИТАННЯ ДЛЯ ПОЗААУДИТОРНОЇ САМОСТІЙНОЇ ПІДГОТОВКИ

1. Суть основних положень: розчин, розчинник, розчинена речовина.

2. Вода як розчинник. Поняття про дисперсні системи. Види дисперсних систем: суспензії, емульсії, колоїдні розчини, істинні розчини.

3. Розчинність газів, рідин, твердих речовин. Швидкість розчинення.

4. Теплові явища при розчиненні. Гідратна теорія розчинів Д.І. Менделєєва. Насичені, ненасичені й перенасичені розчини.

5. Способи вираження складу розчинів: масова, молярна частка речовини в розчині; молярна концентрація еквівалента. Титр розчину.



## ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

**Задача 1.** Визначити масу натрій хлориду, який потрібно розчинити у воді, щоб отримати 100 см<sup>3</sup> розчину з масовою часткою  $\text{NaCl}$  20 %. Густина розчину  $\rho = 1,15 \text{ г/см}^3$ .

*Розв'язування.* Маса розчину, який потрібно приготувати, становить  $m = \rho V$ ;

$m = 1,15 \text{ г/см}^3 \cdot 100 \text{ см}^3 = 115 \text{ г}$ ; масова частка  $\text{NaCl}$  дорівнює:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl}) \cdot 100 \%}{m}, \text{ звідки } m(\text{NaCl}) = \frac{\omega(\text{NaCl}) \cdot m}{100 \%};$$

$$m(\text{NaCl}) = \frac{20 \% \cdot 115 \text{ г}}{100 \%} = 23 \text{ г}.$$

**Відповідь:** 23 г.

**Задача 2.** Потрібно приготувати 200 см<sup>3</sup> розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 6 % (густина розчину  $\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$ ). Який об'єм розчину з масовою часткою  $\text{H}_2\text{SO}_4$  60 % (густина  $\rho' = 1,5 \text{ г/см}^3$ ) потрібен для цього?

*Розв'язування.* Маса розчину, який потрібно приготувати, дорівнює  $m = \rho \cdot V$ ;  $m = 1,04 \cdot 200 = 208 \text{ г}$ .

Визначаємо масу  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (безводної), необхідну для приготування 208 г 6 % розчину, виходячи з поняття масової частки розчиненої речовини  $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)$ :

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m(\text{р-ну})} \cdot 100 \%, \text{ тоді } m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot m(\text{р-ну})}{100 \%};$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{6 \% \cdot 208}{100 \%} = 12,5 \text{ г}.$$

Визначаємо масу 60 % розчину сульфатної кислоти, в якому міститься 12,5 г сульфатної кислоти:

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4, 60\%) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m} \cdot 100\%, \text{ звідки } m = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 100\%}{\omega};$$

$$m = \frac{12,5 \cdot 100\%}{60\%} = 20,8 \text{ г.}$$

Об'єм 60% розчину становить:

$$V = \frac{m}{\rho}; \quad V = \frac{20,8 \text{ г}}{1,5 \text{ г/см}^3} = 13,9 \text{ см}^3.$$

**Відповідь:** Потрібно 13,9 см<sup>3</sup> 60 % розчину H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

**Задача 3.** Обчислити масу глауберової солі Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · 10H<sub>2</sub>O, яку потрібно взяти для приготування 300 г розчину з масовою часткою натрій сульфату 8 %.

**Розв'язування.** Визначаємо масу і кількість речовини Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, необхідної для приготування 300 г 8 % розчину:

$$\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{(\text{р-ну})} \cdot 100\%;$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot m(\text{р-ну})}{100};$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{8 \cdot 300}{100} = 24 \text{ г, а також}$$

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{M(\text{Na}_2\text{SO}_4)};$$

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{24 \text{ г}}{142 \text{ г/моль}} = 0,169 \text{ моль};$$

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = n(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,169 \text{ моль.}$$

Обчислюємо масу кристалогідрату:

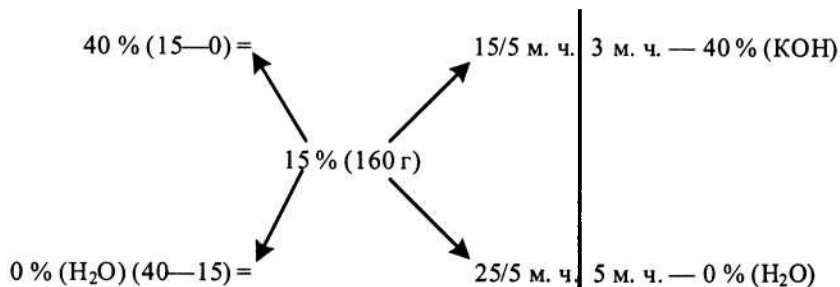
$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = n(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,169 \text{ моль} \cdot 322 \text{ г/моль} = 54,4 \text{ г.}$$

**Відповідь:** m(Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · 10H<sub>2</sub>O) = 54,4 г.

**Задача 4.** Яку кількість 40 % розчину KOH та води потрібно взяти, щоб отримати 160 г з масовою часткою розчину 15 %?

**Розв'язування.** Скласти пропорцію за правилом хреста:



Розраховуємо масу розчину (40 %) KOH:  $m_{p-y} = 3 + 5 = 8$  (м.ч.) (15 %)

На 8 м.ч. розчину — 3 м.ч. KOH

На 160 г розчину —  $x$ ;

$$x = (160 \cdot 3) / 8 = 60 \text{ г (40 \% KOH)}$$

Знаходимо  $m(\text{H}_2\text{O}):m(\text{H}_2\text{O}) = 160 - 60 = 100$  г.

*Відповідь:* Потрібно 60 г 40 % розчину KOH і 100 г води.

**Задача 5.** Обчислити, скільки кубічних сантиметрів 20 % розчину хлоридної кислоти потрібно взяти для приготування 500 см<sup>3</sup> її 0,1М розчину. Густина кислоти 1,1 г/см<sup>3</sup>.

*Розв'язування.* Для приготування 500 см<sup>3</sup> 0,1М розчину хлоридної кислоти потрібно мати 0,05 моль хлоридної кислоти.

За масою це дорівнює:  $36,5 \text{ г} \cdot 0,05 = 1,83 \text{ г}$ .

1 см<sup>3</sup> 20 % розчину HCl, густина якого має масу  $m = \rho V = 1,1 \cdot 1 = 1,1$  г. Масу Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · 10H<sub>2</sub>O у 1,1 г розчину хлоридної кислоти 20 % (тобто у 1 см<sup>3</sup> 20 % розчину) знаходимо з пропорції:

$100 : 20 = 1,1 : x$ ;  $x = (1,1 \cdot 20) : 100 = 0,22$  г кислоти у 1 см<sup>3</sup> 20 % розчину.

Для остаточного розв'язання складаємо пропорцію:

$$1 \text{ см}^3 : 0,22 = x \text{ см}^3 : 1,83 \text{ г}; \quad x = 8,32 \text{ см}^3.$$

*Відповідь:* Потрібно 8,32 см<sup>3</sup> розчину хлоридної кислоти.

**Задача 6.** Визначити молярну концентрацію еквівалента і молярність 12 % розчину FeSO<sub>4</sub>, густина якого становить 1,122 г/см<sup>3</sup>.

*Розв'язування.* Молярна концентрація (у моль/дм<sup>3</sup>) обчислюється за формулою

$$C = \frac{w \% \cdot 10 \cdot \rho}{M_{(\text{реч})}}$$

Визначимо:  $M(\text{FeSO}_4) = 152$  г/моль;  $M_{\text{екв}}(\text{FeSO}_4) = M : 2 = 152 : 2 = 76$  г/моль.

$$C = \frac{152}{12 \cdot 10 \cdot 1,122} = 0,887 \text{ моль/дм}^3$$

Молярна концентрація еквівалента визначається за формулою:

$$C_{\text{екв}} = \frac{\omega\% \cdot 10 \cdot \rho}{M_{\text{екв(реч)}}},$$

$$C_{\text{екв}} = \frac{12 \cdot 10 \cdot 1,122}{76} = 1,774 \text{ моль екв/дм}^3.$$

*Відповідь:* Молярність 12 % розчину  $\text{FeSO}_4$  становить 0,887 моль/дм<sup>3</sup>; молярна концентрація еквівалента — 1,774 моль · екв/дм<sup>3</sup>.

## Практична робота



### Виконання вправ

1. Скільки грамів йоду і спирту потрібно взяти для приготування 500 г йодної настойки, що є 10 % розчином йоду в спирті?
2. Змішали 100 г 10 % і 50 г 30 % розчинів певної речовини. Яка  $\omega$  % одержаного розчину?
3. Потрібно приготувати 1 дм<sup>3</sup> 21 % розчину  $\text{NaOH}$  ( $\rho = 1,23$  г/см<sup>3</sup>). Скільки для цього слід узяти технічного продукту, який містить 95 %  $\text{NaOH}$ ?
4. Якої концентрації утвориться розчин солі, якщо до 500 г 12 % розчину додати 300 см<sup>3</sup> води?
5. Визначити масову частку  $\text{HNO}_3$  в розчині, що утвориться при змішуванні 400 см<sup>3</sup> води і 200 см<sup>3</sup> концентрованої  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,4$  г/см<sup>3</sup>,  $\omega = 63$  %).
6. Натрій сульфат використовують у медицині як послаблювальний засіб. Яка маса кристалогідрату  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$  потрібна для приготування 2 кг 3 % розчину натрій сульфату?
7. При випарюванні 700 г розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 60 %, втратили 200 г води. Обчислити масову частку отриманого розчину.
8. Які об'єми 35 % і 15 % розчинів потрібні для приготування 800 г 25 % розчину?
9. Які об'єми 20 % розчину і води потрібно взяти для приготування 6 % розчину?
10. У воді розчинили 20 г  $\text{NaOH}$ . Об'єм розчину дорівнює 400 см<sup>3</sup>. Визначити його молярність.
11. Скільки грамів  $\text{NaOH}$  потрібно для приготування 500 см<sup>3</sup> 0,1M розчину?
12. Розрахувати  $M_{(\text{екв})}$  таких сполук:  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ;  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ;  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{F}_2\text{O}_3$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ;  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ;  $\text{KMnO}_4$ .

13. Яка молярна концентрація еквівалента  $0,2\text{ M}$  розчину алюміній хлориду?

14. Розрахувати молярну концентрацію еквівалента  $65\%$  розчину  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,4\text{ г/см}^3$ ).

15. Яка молярна концентрація  $0,5\text{ моль/екв/дм}^3$   $\text{CuSO}_4$ ?

## Лабораторна робота

### Теплові явища під час розчинення

1. У дві пробірки налити (1/3) води і виміряти її температуру. У першу пробірку насипати деяку кількість калій, натрій чи амоній нітрату, обережно перемішати, виміряти термометром і відмітити найнижчу температуру. У другу пробірку внести кілька шматочків натрій гідроксиду і після перемішування відмітити найвищу температуру. Пояснити явище, що спостерігається.

2. Насипати в пробірку кілька кристаликів кристалогідрату мідного купоросу ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ). Закріпити її в штативі так, щоб дно було трохи вище отвору, і нагріти пробірку. Коли вся речовина змінить колір, нагрівання припинити. Написати рівняння реакції.

Після охолодження пробірки прилити 2—3 краплини води. Звернути увагу на зміну кольору солі. Пояснити явище.

## ❓ КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ ✍️

1. Яка масова частка солі в розчині, якщо  $16\text{ г KCl}$  розчинили в  $184\text{ см}^3\text{ H}_2\text{O}$ ?

2. До  $150\text{ г}$   $8\%$  розчину прилили  $50\text{ г}$  води. Яка масова частка безводної солі в отриманому розчині?

3. Знайти масу натрій хлориду і об'єм води, потрібні для приготування  $200\text{ г}$   $15\%$  розчину?

4. Обчислити об'єм  $\text{HCl}$  концентрованої ( $\omega = 38\%$ ,  $\rho = 1,19\text{ г/см}^3$ ) та об'єм води, необхідної для приготування  $500\text{ г}$   $10\%$  розчину.

5. Знайти масу  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  і об'єм води, потрібні для приготування  $200\text{ г}$   $8\%$  розчину  $\text{CuSO}_4$ .

6. Знайти масу  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  і об'єм води, потрібні для приготування  $50\text{ г}$   $14,2\%$  розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

7. Розрахувати об'єм  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.) ( $\omega = 96\%$ ,  $\rho = 1,84\text{ г/см}^3$ ) і об'єм води для приготування  $500\text{ г}$   $15\%$  розчину.

8. Обчислити масу води і кристалогідрату  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , потрібні для приготування  $500\text{ см}^3$   $8\%$  розчину  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  ( $\rho = 1,084\text{ г/см}^3$ ).

9. Розрахувати масу речовини, необхідної для приготування  $200\text{ см}^3$   $0,3\text{ M}$  розчину  $\text{NaCl}$ .

10. Розрахувати масу речовини, потрібної для приготування  $500 \text{ см}^3$   $0,2$  моль екв/дм<sup>3</sup> розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

11. Чому дорівнює  $C_{\text{екв}}$  і  $T(\text{HNO}_3)$ , якщо на нейтралізацію  $20 \text{ см}^3$  цього розчину витрачено  $15 \text{ см}^3$   $0,12M$  розчину  $\text{NaOH}$ ?

12. Розрахувати молярну концентрацію еквівалента  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , якщо його титр дорівнює  $0,02015 \text{ г/см}^3$ .

13. Визначити масу  $\text{KI}$  в  $250 \text{ см}^3$   $0,5M$  розчину цієї солі.

14. Розрахувати молярну концентрацію еквівалента  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\omega = 95\%$ ,  $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ).

15. У  $600 \text{ см}^3$  розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  міститься  $7,350 \text{ г}$   $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Яка молярна концентрація еквівалента розчину? Знайти титр  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

16. Визначити, скільки грамів  $\text{H}_2\text{SO}_4$  міститься в  $500 \text{ см}^3$  розчину, якщо на нейтралізацію  $25,00 \text{ см}^3$  кислоти витрачено  $28,80 \text{ см}^3$  розчину  $\text{NaOH}$ ,  $T(\text{NaOH}) 0,00425 \text{ г/см}^3$ .

17. Змішали  $300 \text{ г}$   $20\%$  розчину  $\text{NaCl}$  і  $250 \text{ г}$   $40\%$  розчину  $\text{NaCl}$ . Яка масова частка одержаного розчину?

18. Скільки грамів  $\text{KI}$  та води потрібно взяти для приготування  $800 \text{ г}$   $12\%$  розчину?

19. Якої концентрації утвориться розчин солі, якщо до  $350 \text{ г}$   $10\%$  розчину прилили  $200 \text{ см}^3$   $\text{H}_2\text{O}$ ?

20. Обчислити масу води та масу  $30\%$  розчину пергідролу, необхідного для приготування  $150 \text{ г}$   $3\%$  розчину гідроген пероксиду.

21. Обчислити молярну та еквівалентну концентрації розчину з масовою часткою  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $64\%$  ( $\rho = 1,547 \text{ г/см}^3$ ).

## 8. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ

*Електролітична дисоціація* — розщеплення електролітів на йони під час розчинення їх у воді.

*Електроліти* — речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм (кислоти, основи і майже всі солі). Розчини електролітів є провідниками другого роду.

*Неелектроліти* — речовини, розчини або розплави яких не проводять електричний струм (більшість органічних сполук, а також речовини, в молекулах яких є тільки ковалентні неполярні або малополярні зв'язки).

### Теорія електролітичної дисоціації (С. Арреніус, 1887)

1. Електроліти під час розчинення у воді розпадаються (дисоціюють) на йони — позитивно й негативно заряджені

Йони перебувають у стійкіших електронних станах, ніж атоми. Вони можуть складатися з одного атома — прості йони ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$  тощо) або з кількох атомів — складні йони ( $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  тощо).

2. Під дією електричного струму йони набувають напрямленого руху: позитивно заряджені йони переміщуються до катода (катіони), негативно заряджені — до анода (аніони).

3. Дисоціація — оборотний процес, коли паралельно з розщепленням молекул на йони (дисоціація) відбувається процес сполучення йонів (асоціація).

Найлегше дисоціюють речовини з йонним зв'язком. Під час розчинення диполі води орієнтуються навколо позитивно і негативно заряджених йонів.

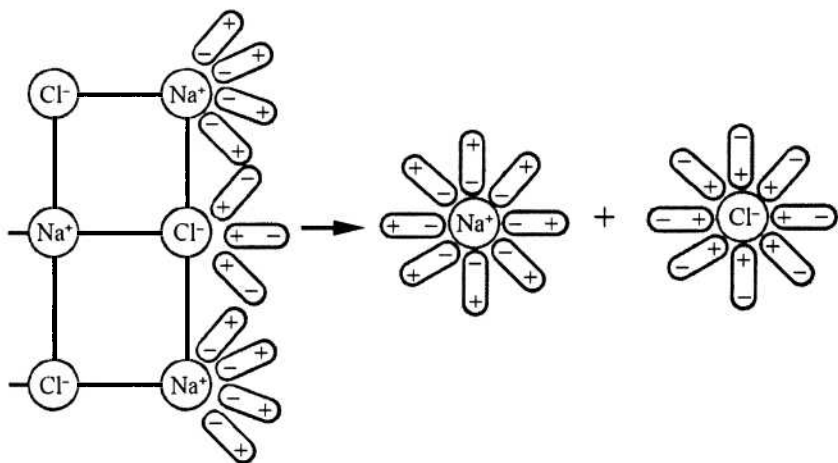
*Сильні електроліти* під час розчинення у воді повністю дисоціюють на йони:

1) майже всі солі (рис. 16);

2) мінеральні кислоти:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{HCl}$ ;  $\text{HBr}$ ;  $\text{HClO}_3$ ;  $\text{HClO}_4$ ;

3) гідроксиди лужних і лужноземельних металів.

*Середні електроліти* під час розчинення у воді дисоціюють у межах 2—30 %:  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ;  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ;  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ .

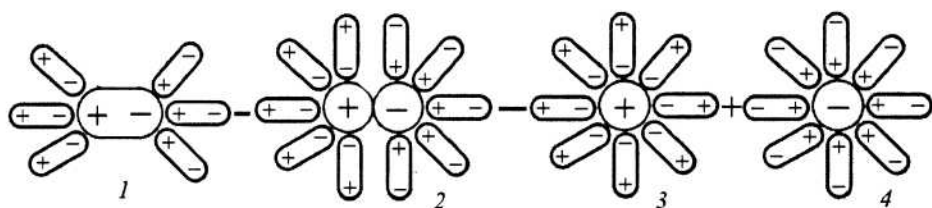


**Рис. 16.** Схема електролітичної дисоціації натрій хлориду у водному розчині

**Слабкі електроліти** під час розчинення у воді лише частково дисоціюють на йони.

- 1) майже всі органічні кислоти;
- 2) деякі мінеральні кислоти, наприклад  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{H}_2\text{S}$ ;  $\text{HNO}_2$ ;  $\text{HClO}$ ;  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ;
- 3) багато гідроксидів металів (крім гідроксидів лужних і лужноземельних металів), а також  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

Між йонами і диполями води виникають сили взаємного притягання. В результаті зв'язок між йонами послаблюється, відбувається перехід йонів з кристала в розчин (рис. 17.)



**Рис. 17.** Схема електролітичної дисоціації полярної молекули у водному розчині:

- 1 — полярна молекула на початку гідратації; 2 — перехід полярної структури в іонну під дією диполів води; 3 — гідратований катіон; 4 — гідратований аніон

Розчини електролітів характеризуються ступенем дисоціації (позначається грецькою буквою  $\alpha$  "альфа").

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

$$\alpha = \frac{n}{N}.$$

Ступінь дисоціації електроліту визначається експериментально і виражається в частках одиниці або у відсотках.

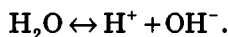
Рівняння  $C \cdot \alpha^2 \approx K$ , звідки  $\alpha \approx \sqrt{\frac{K}{C}}$ , виражає закон розбавлення *Оствальда*. Він встановлює залежність між ступенем дисоціації і концентрацією слабого електроліту.

Величина  $K$  — *константа йонізації* електроліту, або константа дисоціації.

Вона характеризує здатність електроліту розщеплюватись на йони. Чим більше значення  $K$ , тим більше йонів у розчині, тим сильніший електроліт.

## Дисоціація води. Водневий показник

Вода як слабкий електроліт незначною мірою дисоціює на йони  $H^+$  і  $OH^-$ , що перебувають у рівновазі з недисоційованими молекулами:



$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-]$  — вираз для константи дисоціації води, який називають *йонним добутком води*.

$$K_{H_2O} = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}.$$

Реакція середовища в розчині характеризується концентрацією водневих йонів  $H^+$  (протонів). Однак на практиці це досить малі величини —  $10^{-14}$ . Зручніше користуватися величиною, яку називають *водневим показником* (рН). Це від'ємний десятковий логарифм концентрації йонів Гідрогену:

$$pH = -\lg[H^+].$$

Наприклад:  $[H^+] = 10^{-5}$ , рН = 5.

У нейтральних розчинах (вода)  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ , рН = 7;

у кислих розчинах  $[H^+] > [OH^-] > 10^{-7}$ , рН < 7;

у лужних розчинах  $[H^+] < [OH^-] < 10^{-7}$ , рН > 7.

Якщо прологарифмувати рівняння, що описує величину йонного добутку води, змінюючи знаки, маємо:

$$\lg K_{H_2O} = -\lg[H^+] - \lg[OH^-] = 14;$$

$$pH + pOH = 14.$$

Величину рОН називають *гідроксидним показником*.

Сума водневого і гідроксидного показників — величина стала і дорівнює 14.

Використовуючи це правило, можна розрахувати:

$$pH = 14 - pOH.$$

Залежно від pH середовища кислотно-основні індикатори змінюють своє забарвлення.

Таблиця кислотно-основних індикаторів

Індикатор	Інтервал pH переходу забарвлення	Забарвлення індикатору в кислому середовищі	Забарвлення індикатору в лужному середовищі	Забарвлення індикатору в нейтральному середовищі
Метилловий оранжевий	3,14—4,4	Червоне (pH < 3,1)	Жовте (pH > 4,7)	Оранжеве (3,1 < pH < 4,4)
Метилловий червоний	4,2—6,3	Червоне (pH < 4,2)	Жовте (pH > 6,3)	Оранжеве (4,2 < pH < 6,3)
Фенолфта-леїн	8,0—9,8	Безбарвне (pH < 8,0)	Малинове (pH > 9,8)	Блідо-малинове (8,0 < pH < 9,8)
Лакмус	5,0—8,0	Червоне (pH < 5)	Синє (pH > 8)	Фіолетове (5 < pH < 8,0)

## ВЗАПИТАННЯ ДЛЯ ПОЗААУДИТОРНОЇ САМОСТІЙНОЇ ПІДГОТОВКИ

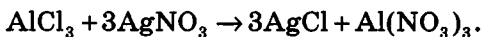
1. Дати визначення електролітичної дисоціації.
2. Основні положення теорії електролітичної дисоціації.
3. Теорія електролітичної дисоціації С. Арреніуса та її розвиток О.І. Каблуковим.
4. Електроліти і неелектроліти. Сильні та слабкі електроліти.
5. Кислоти, основи, солі з погляду теорії електролітичної дисоціації.
6. Ступінь і константа дисоціації.
7. Механізм дисоціації кислот.
8. Закон розбавлення Оствальда.
9. Дисоціація води. Йонний добуток води. Водневий показник.



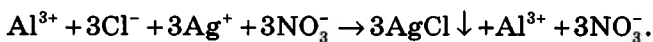
## ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

**Задача 1.** Написати у молекулярній та йонній формах рівняння реакцій між алюміній хлоридом і аргентум (I) нітратом.

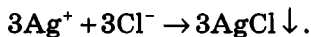
**Розв'язування:** Складаємо рівняння реакції в молекулярній формі:



У йонній формі рівняння матиме вигляд:



Виключимо з обох частин рівності однакові йони, тобто йони, що не беруть участі в реакції (їх підкреслено). Записуємо скорочене йонне рівняння реакції



**Задача 2.** Визначити рН розчинів сильних кислот

$$\text{pH} = -\lg[H^+] = -\lg C_{\text{к-ти}}.$$

*Розв'язування:* Так, для 0,01М розчину хлоридної кислоти знаходимо

$$\text{pH} = -\lg 10^{-2} = 2.$$

Для 0,03 М розчину цієї самої кислоти

$$\text{pH} = -\lg 3 \cdot 10^{-2} = 2 - \lg 3 = 1,5,$$

а для 1 М розчину рН = 0.

**Задача 3.** Визначити рН 0,005 М розчину натрій гідроксиду

*Розв'язування:* У розчині сильний електроліт — натрій гідроксид — повністю дисоціює на йони:



З 1 моль NaOH утворюється 1 моль  $\text{OH}^-$ , а з 0,005 моль NaOH — 0,005 моль  $\text{OH}^-$ . Отже, концентрація йонів  $\text{OH}^-$  дорівнює 0,005 моль/дм<sup>3</sup>.

Знаючи величину йонного добутку води  $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ , знаходимо концентрацію йонів Гідрогену:

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

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{0,005} = 2 \cdot 10^{-12} \text{ моль/дм}^3.$$

$$\text{Одержуємо } \text{pH} = -\lg[\text{H}^+]; \text{pH} = -\lg[2 \cdot 10^{-12}] = 11,7.$$

## Лабораторна робота

### I. Реакції обміну між розчинами електролітів

Виконати запропоновані нижче реакції. Пояснити спостережувані явища, скласти молекулярні та йонні рівняння реакцій. Указати, які з цих реакцій відбуваються до кінця і чим це зумовлено.

1. В одну пробірку налити 0,5 см<sup>3</sup> розчину натрій сульфату, а в другу стільки само розчину натрій карбонату, додати в кожен пробірку по 0,5 см<sup>3</sup> розчину барій хлориду.

2. В одну пробірку налити 1 см<sup>3</sup> розбавленого розчину їдкого натру, у другу — 1 см<sup>3</sup> розбавленого розчину їдкого калі; у кожен пробірку

бірку додати по 1 краплині розчинів індикаторів: метилоранжу та фенолфталеїну. До розчинів лугів поступово приливати розчин сульфатної кислоти доти, доки не зникне забарвлення індикатора.

3. Внести у пробірку мікрошпателем 0,2 г натрій хлориду і додати 0,5 см<sup>3</sup> концентрованої сульфатної кислоти.

4. В одну пробірку налити 0,5 см<sup>3</sup> розчину калій хлориду, в другу стільки ж розчину купрум (II) сульфату, додати в кожен пробірку по 0,5 см<sup>3</sup> розчину натрій нітрату. Який висновок на підставі проведених дослідів можна зробити?

## II. Встановлення забарвлення йонів

Порівнюючи забарвлення розчинів солей: купрум (II) сульфату, калій перманганату, калій хромату, хром (III) сульфату, встановити, які йони безбарвні, а які — кольорові? Спостереження записати, скласти рівняння дисоціації речовин.

## III. Залежність швидкості реакції від ступеня дисоціації електролітів

В одну пробірку налити 2 — 3 см<sup>3</sup> розчину хлоридної кислоти, в другу стільки само розчину ацетатної кислоти; в обидві пробірки помістити однакові шматочки цинку. Спостерігати виділення водню. В якій пробірці швидше відбудеться реакція і чому?

## ❓ КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ ✍

1. В який бік зміститься рівновага дисоціації ацетатної кислоти, якщо до розчину її прилити: NaOH, HCl, CH<sub>3</sub>COONa?

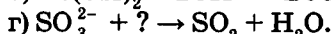
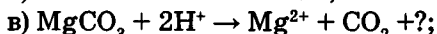
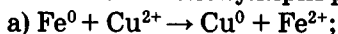
2. Який зв'язок існує між силою кислот і електропровідністю їхніх розчинів?

3. Написати рівняння реакцій дисоціації ферум (III) хлориду, кальцій гідроксиду, натрій гідрогенсульфату, купрум (II) гідроксосульфату, калій хромату, кальцій фосфату.

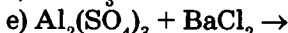
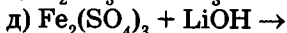
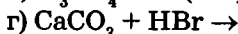
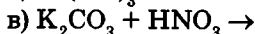
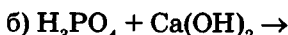
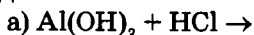
4. Скільки 20 % розчину хлоридної кислоти ( $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$ ) витратиться на нейтралізацію 40 г 10 % розчину натрій гідроксиду? Скільки натрій хлориду при цьому утвориться?

5. Написати молекулярні та скорочені йонні рівняння реакцій взаємодії: амоній гідроксиду з ацетатною кислотою; вуглекислого газу з кальцій гідроксидом; купрум (II) сульфату з натрій сульфідом.

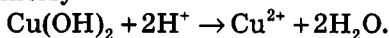
6. Скласти молекулярні рівняння реакцій за схемами:



7. Написати рівняння реакцій у молекулярному та йонному вигляді:



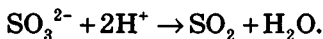
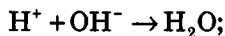
8. Написати молекулярне рівняння реакції, яке відповідало б такому скороченому йонному



9. Які пари йонів можна використовувати під час складання молекулярного рівняння, які відповідають йонно-молекулярному рівнянню  $\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4$  :

а)  $\text{S}^{2-}$  та  $\text{H}^+$ ; б)  $\text{OH}^-$  та  $\text{H}^+$ ; в)  $\text{NO}_3^-$  та  $\text{Ba}^{2+}$ ; г)  $\text{NO}_3^-$  та  $\text{K}^+$ ?

10. Скласти по два різних рівняння в молекулярній формі, які б відповідали таким рівнянням у йонній формі:



11. Як дисоціюють у водному розчині такі сполуки:

а)  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ; б)  $\text{CaOHCl}$ ; в)  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ ; г)  $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ ;  
д)  $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ ?

12. Закінчити рівняння реакцій, що відбуваються в розчинах до кінця. Скласти повні та скорочені йонні рівняння:

а)  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{LiOH} \rightarrow \dots$ ; б)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$ ;

в)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$

13. Визначити рН 0,012 М розчину сульфатної кислоти.

14. Константа дисоціації гіпобромітної кислоти (HBrO) дорівнює  $2,1 \cdot 10^{-9}$ . Обчислити ступінь дисоціації в 0,01 М розчині.

15. Обчислити рН розчину з концентрацією йонів Гідрогену  $4,2 \cdot 10^{-5}$  моль/дм<sup>3</sup>.

16. Визначити рівноважну концентрацію  $\text{H}^+$  та  $\text{OH}^-$  в 0,1 М розчині  $\text{HNO}_3$ .

## 9. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

*Гідроліз солей* — взаємодія між йонами солі та води з утворенням слабкого електроліту (малодисоційованої сполуки).

**Основні типи солей, що гідролізують**

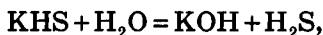
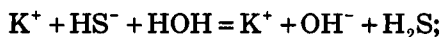
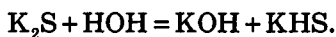
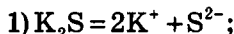
I. Солі слабких кислот і сильних основ ( $K_2CO_3$ ,  $NaNO_2$ ).

II. Солі слабких основ і сильних кислот ( $NH_4Cl$ ,  $MgCl_2$ ).

III. Солі слабких основ і слабких кислот і ( $(NH_4)_2CO_3$ ,  $NH_4NO_2$ ).

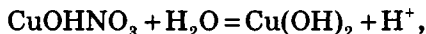
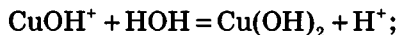
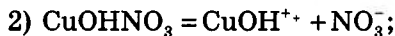
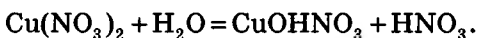
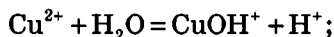
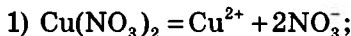
**I. Гідроліз солі, утвореної сильною основою і слабкою кислотою.**

Під час гідролізу утворюються основа і кислота, а проміжні продукти — кисла сіль і основа:



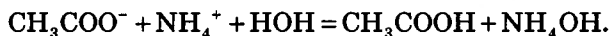
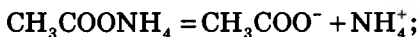
значення рН — лужне.

**II. Гідроліз солі, утвореної сильною кислотою і слабкою основою.** Під час гідролізу також утворюються основа і кислота, а проміжні продукти — основна сіль і кислота.



значення рН — кисле.

**III. Гідроліз солі, утвореної слабкою основою і слабкою кислотою.** При гідролізі утворюються основа і кислота, але характер середовища залежить від ступеня дисоціації утворених електролітів:



*Сіль утворена сильною кислотою і сильною основою, гідролізу практично не зазнає* (утворені йони не утворюють осад, газ або іншу малодисоційовану речовину):



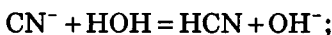
Якщо  $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{HOH} = \text{NaOH}(\text{Na}^+ + \text{OH}^-) + \text{HCl}(\text{H}^+ + \text{Cl}^-)$ , — це реакція нейтралізації.

Кількісною характеристикою гідролізу є *ступінь гідролізу* — число, яке показує, скільки йонів солі порівняно з їх кількістю про-реагувало з водою. Ступінь гідролізу  $h_{\text{гідр}}$  виражають у відсотках:

$$h_{\text{гідр}} = \frac{C_{\text{гідр}}}{C_{\text{заг}}} \cdot 100 \%.$$

Ступінь гідролізу тим більший, чим слабша кислота або основа у складі солі.

Гідроліз характеризується *константою гідролізу*. Це константа рівноваги гідролітичної реакції. Наприклад:



$$K_{\text{гідр}} = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}.$$

## ВЗАПИТАННЯ ДЛЯ ПОЗААУДИТОРНОЇ САМОСТІЙНОЇ ПІДГОТОВКИ

1. Дати визначення гідролізу солей.
2. Які є типи гідролізу?
3. Фактори, що впливають на перебіг гідролізу.
4. Ступінь та константа гідролізу.

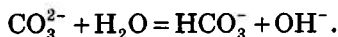
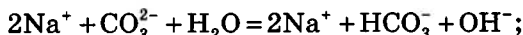
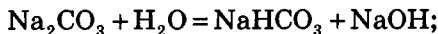


## ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

**Задача 1.** Знайти ступінь гідролізу і значення рН 0,1М розчину натрій карбонату. Чи потрібно враховувати за цієї концентрації гідроліз другої стадії?

*Розв'язування*

- Запишемо рівняння гідролізу  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  за першою стадією



- Запишемо вираз для константи рівноваги:

$$K_p = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{OH}^-]}{[\text{CO}_3^{2-}][\text{H}_2\text{O}]}, \text{ або } K_z = K_p \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{OH}^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]},$$

де  $K_p$  — константа гідролізу.

- Помножимо чисельник і знаменник дробу на концентрацію йонів Гідрогену:

$$K_2 = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{OH}^-][\text{H}^+]}{[\text{CO}_3^{2-}][\text{H}^+]}$$

- Враховуючи, що  $K_2(\text{H}_2\text{CO}_3) = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 4,8 \cdot 10^{-11}$ ,

а  $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ , отримуємо:

$$K_2 = \frac{K_w}{K_2(\text{H}_2\text{CO}_3)} = \frac{10^{-14}}{4,8 \cdot 10^{-11}} \approx 2,08 \cdot 10^{-4}$$

## Лабораторна робота

### I. Випробовування розчинів солей індикаторами

На смужки синього і червоного лакмусових папірців нанести піпеткою по 1 краплині розчинів солей: натрій карбонату, натрій сульфїту, цинк хлориду, плюмбум (II) нітрату, натрій хлориду, калій сульфату. Як змінюється забарвлення лакмусових папірців під дією цих розчинів? Пояснити, навівши відповідні рівняння реакцій, чому в деяких випадках лакмус змінює своє забарвлення, а в деяких — ні. Який висновок можна зробити на підставі цього? Написати йонно-молекулярні рівняння реакцій гідролізу.

### II. Вивчення факторів, що впливають на ступінь гідролізу

1. Вплив температури на гідроліз. До 5—6 краплин 0,1 М розчину натрій ацетату прилити краплину фенолфталеїну. Відмітити забарвлення розчину. Помістити пробірку у стакан з гарячою водою, відмітити зміну забарвлення. Написати йонно-молекулярне рівняння реакції гідролізу солі. Зробити висновок про вплив температури на ступінь гідролізу.

2. Вплив відносної сили електроліту. У двох пробірках з 1 см<sup>3</sup> дистильованої води розчинити по одному мікрошпателю натрій сульфїту, в другій — стільки ж натрій карбонату. Предметне скло покласти на білий папір і нанести на нього дві краплини фенолфталеїну. Потім до однієї краплини прилити краплину розчину сульфїту, а до другої — карбонату. У якому з випадків забарвлення фенолфталеїну яскравіше? Про що це свідчить?

3. Вплив розбавляння. Помістити в пробірку 0,5 см<sup>3</sup> краплин бісмут (III) хлориду і краплями приливати дистильовану воду до помутніння розчину. Краплину вмісту пробірки нанести на синій лакмусовий папірець. Скласти рівняння реакцій гідролізу за двома ступенями. Чи відбулася зміна забарвлення лакмусу? Пояснити.

### III. Зміщення рівноваги реакції дисоціації слабкого електроліту

У суху пробірку налити 1—2 см<sup>3</sup> прозорого розчину бісмут (III) нітрату або хлориду і прилити трохи води очищеної. Спостерігати випадіння білого осаду основної солі. Написати рівняння реакції.

У пробірку з одержаною основою сіллю прилити хлоридної чи нітратної кислоти до розчинення осаду. Написати рівняння реакцій. Зробити висновок, як можна зменшити гідроліз.

## ❓ КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

1. Серед наведених сполук указати солі, які гідролізують:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ . Написати йонно-молекулярні рівняння реакцій їх гідролізу. Зазначити реакцію середовища в кожному розчині.

2. Скласти йонно-молекулярні рівняння гідролізу сполук:  $\text{KH}$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{Mg}_3\text{P}_2$ ,  $\text{KN}_2\text{PO}_4$ . Указати, яка із солей гідролізує більшою мірою.

3. Із наведених нижче солей вибрати ті, що зазнають гідролізу. Яка форма гідролізу (простий, ступінчастий) буде в кожному окремому випадку:

а)  $\text{NaClO}$ ; б)  $\text{NaCl}$ ; в)  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ; г)  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ; д)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ?

4. Написати йонні рівняння першого ступеня гідролізу калій карбонату, натрій фосфату і амоній сульфату. В якому випадку ступінь гідролізу найвищий, в якому - найменший? Відповідь мотивуйте.

5. Написати йонні й молекулярні рівняння всіх ступенів гідролізу солей:

а) натрій сульфату;

б) алюміній хлориду;

в) ферум (III) сульфату;

Як можна підсилити гідроліз кожної з цих солей і як послабити його? Чому ступінь гідролізу зменшується на кожній наступній стадії?

6. Обчислити константу гідролізу, ступінь гідролізу  $h$  і значення рН за кімнатної температури в розчинах солей, що гідролізують за аніоном слабкої одноосновної кислоти:

а)  $0,1 \text{ M NaCH}_3\text{COO}$ ;

б)  $0,01 \text{ M KCN}$ ; в)  $0,1 \text{ M K}_2\text{S}$ .

7. Написати рівняння ступінчатого гідролізу в молекулярній та йонно-молекулярній формах для солей:  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ .

8. Для розчинів яких солей рН має таке саме значення, як для води? Показати це на прикладі  $\text{NaCl}$  і  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ .

9. Які із солей не зазнають гідролізу, а якщо зазнають, то за яким типом:  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{Se}$ ,  $\text{BaS}$ ,  $\text{RbNO}_3$ ,  $\text{LiCl}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{HCOOK}$ ,  $\text{NH}_4\text{ClO}_4$ ,  $\text{NaClO}_4$ ,  $\text{KBrO}$ ,  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Sr}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ,  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ ?

10. Дати порівняльну характеристику сульфатів, сульфитів і сульфідів лужних металів за їх здатністю до гідролізу.

## 10. ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ

Розділ хімії, що вивчає швидкість перебігу хімічних реакцій, називається *хімічною кінетикою*.

Швидкість реакції відповідає числу елементарних актів взаємодії, що відбуваються за одиницю часу: для гомогенних реакцій — в одиниці об'єму, для гетерогенних — на одиниці площі поверхні поділу фаз.

*Швидкість реакції характеризується зміною концентрації будь-якої з вихідних речовин або кінцевих продуктів реакції за одиницю часу.*

*Гомогенними* називають реакції, що відбуваються в однорідному середовищі (гомогенній системі), наприкладу газоподібній суміші або в рідкому розчині.

*Гетерогенними* називають реакції, що відбуваються в неоднорідному середовищі — між речовинами, які перебувають у різних фазах (твердій і рідкій, газоподібній). Хімічна взаємодія в цьому разі відбувається на межі поділу фаз.

### Фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції

**1. Концентрація реагуючих речовин.** Залежність швидкості хімічних реакцій від концентрацій реагуючих речовин була встановлена видатним російським фізико-хіміком М.М. Бекетовим, а також норвезькими вченими К.М. Гульдбергом і П. Вааге, які в 1867 р. сформулювали цю залежність, відому нині як *закон дії мас: швидкість хімічної реакції за сталої температури прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у степенях, що дорівнюють їхнім стехіометричним коефіцієнтам*.

Для реакції  $aA + bB + cC + \dots \rightarrow \dots$  закон дії мас можна записати так:

$$v = k[A]^a \cdot [B]^b \cdot [C]^c \dots,$$

$k$  — коефіцієнт пропорційності (*константа швидкості реакції*).

Константа швидкості реакції відповідає швидкості реакції за концентрацій реагуючих речовин, що дорівнюють 1 моль/дм<sup>3</sup>.

**2. Вплив температури** Залежність швидкості хімічних реакцій від температури встановив відомий голландський учений Я.Г. Вант-Гофф у 1884 р.: *при підвищенні температури системи на кожні 10 градусів швидкість більшості реакцій зростає в 2—4 рази. Правило Вант-Гоффа можна виразити співвідношенням:*

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

де  $v_{t_1}$  і  $v_{t_2}$  — швидкості реакцій за початкової  $t_1$  і кінцевої  $t_2$  температур;  $\gamma$  — температурний коефіцієнт швидкості реакції.

Швидкість реакції залежить не від числа загальних зіткнень (оскільки не будь-яке зіткнення завершується взаємодією), а від числа зіткнень *активних молекул* — збуджених молекул, у яких під впливом нагрівання посилився обертальний рух атомів і атомних груп, що зумовило збудження електронів зовнішніх шарів. Щоб надати активності звичайним молекулам, слід затратити певну кількість енергії — *енергію активації*.

**3. Вплив каталізу.** Речовини, які прискорюють швидкість реакції, але не витрачаються в результаті її перебігу, називають *каталізаторами*. Речовини, які уповільнюють швидкість реакції, називають *інгібіторами*.

Каталізатор вступає у взаємодію з однією з реагуючих речовин з утворенням проміжних сполук і цим самим спрямовує процес по новому реакційному шляху.

## ❓ ЧИ ЗНАЄТЕ ВИ, ЩО...

• більшість реакцій, що відбуваються в організмах людини і тварин, є каталітичними. Біологічні каталізатори називають *ферментами*. Ферментами є прості або складні білки. В організмі людини міститься близько 30 000 різних ферментів, кожний з яких є каталізатором відповідної реакції. Наприклад, процес перетворення крохмалю на цукор каталізує фермент *птіалін*, що міститься у слині; фермент *пепсин*, що є у шлунку, каталізує розщеплення білків на амінокислоти тощо.

• швидкість багатьох реакцій зростає під впливом випромінювання;

• реакції синтезу, що відбуваються під дією світла, називають *фотосинтезом*, реакції розкладання сполук під впливом світлових променів — *фотолізом*, а під впливом  $\gamma$ -променів — *радіолізом*.

## В А С ЗАПИТАННЯ ДЛЯ ПОЗААУДИТОРНОЇ САМОСТІЙНОЇ ПІДГОТОВКИ

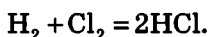
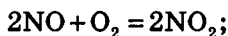
1. Загальні поняття про хімічні реакції.
2. Суть хімічної реакції.
3. Гомогенні та гетерогенні системи.
4. Що таке швидкість хімічної реакції?
5. Залежність швидкості хімічних реакцій від природи реагуючих речовин, температури, тиску, каталізатора, концентрації реагуючих речовин.



## ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

**Задача 1.** Пояснити залежність швидкості реакції від концентрацій реагуючих речовин.

*Розв'язування.*



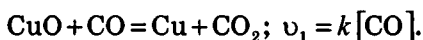
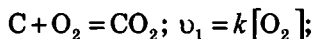
Швидкість її виражається кінетичним рівнянням:

$$v_1 = k[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2];$$

$$v_1 = k[\text{H}_2] \cdot [\text{Cl}_2],$$

де  $v_1$  — швидкість прямої реакції.

Для гетерогенних реакцій у вираз їх швидкості концентрація твердих речовин не входить:



**Задача 2.** Як змінюється швидкість реакції  $A_2 + 2B \rightarrow 2AB$ , що відбувається безпосередньо між молекулами в закритій посудині, якщо тиск збільшиться у 6 разів?

*Розв'язування.* Позначимо початкові концентрації молекул  $A_2$  і  $B$  через  $a$  і  $b$  відповідно:

$$[A_2] = a, [B] = b.$$

Швидкість реакції дорівнює:

$$v_1 = k \cdot [A_2] \cdot [B]^2 = k \cdot a \cdot b^2.$$

Під час збільшення тиску в 6 разів концентрація кожної з речовин також зростає у 6 разів. У такому випадку

$$v_2 = k \cdot (6a) \cdot (6b)^2 = 216k \cdot a \cdot b^2 = 216 \cdot v_1.$$

*Відповідь:* Швидкість реакції зростає у 216 разів.

**Задача 3.** У скільки разів зростає швидкість реакції в результаті підвищення температури від  $40^\circ$  до  $80^\circ \text{C}$ , якщо прийняти, що температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 2?

*Розв'язування.*

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

де  $v_{t_2}$  — швидкість реакції за підвищеної температури  $t_2$ ;  $v_{t_1}$  — швидкість реакції за початкової температури  $t_1$ ,  $\gamma$  — температурний коефіцієнт.

Підставляючи в цю формулу дані, дістанемо:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot 2^{\frac{80-40}{10}}, \quad v_{t_2} = v_{t_1} \cdot 16.$$

**Відповідь:** Швидкість реакції зросте у 16 разів.

## Лабораторна робота

### 1. Залежність швидкості реакції від ступеня дисоціації електролітів

В одну пробірку налити 2—3 см<sup>3</sup> 0,1 М розчину хлоридної кислоти, а в другу стільки само 0,1 М розчину ацетатної кислоти; в обидві пробірки помістити однакові шматочки цинку. Спостерігати виділення водню. В якій пробірці швидше відбудеться реакція і чому?

### 2. Вплив величини поверхні поділу речовин на швидкість хімічної реакції

Взяти два однакових шматочки крейди. Один шматочок подрібнити і помістити в пробірку, а інший — цілим опустити в другу пробірку. В обидві пробірки одночасно додати однакову кількість (10—20 краплин) хлоридної кислоти, відмітити час повного розчинення крейди в кожному випадку.

Написати рівняння відповідної хімічної реакції. Чому швидкість розчинення крейди в цих двох випадках різна?

### 3. Вплив каталізатора на швидкість реакції

У дві пробірки внести по 10 краплин розчину калій тіоціанату і по 1 краплині розчину ферум (III) хлориду. Що спостерігається? В одну з пробірок додати 1 краплю розчину купрум сульфату. В обидві пробірки внести по 10 краплин натрій тіосульфату. Спостерігати різну швидкість знебарвлення розчинів, що відбувається внаслідок відновлення Ферум (III) до Ферум (II) натрій тіосульфатом.

Відмітити всі спостереження. Написати рівняння хімічних реакцій:

Який колір має  $\text{Fe}(\text{SCN})_2$ ? Що є каталізатором у цьому досліді?

## ❓ КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

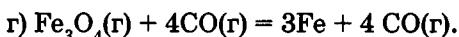
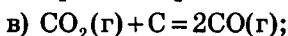
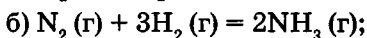
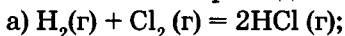
1. Від яких факторів залежить швидкість хімічних реакцій? Дайте визначення закону дії мас. Чи відображена у рівностях, що виражають цей закон, залежність швидкості реакції від природи реагуючих речовин?

2. Що називають константою швидкості? Який фізичний зміст цієї величини? Чи залежить константа швидкості від температури,

природі реагуючих речовин та їх концентрацій?

3. Як змінюються швидкості прямої і зворотної реакцій у часі від початку реакції? Чим це зумовлено і до якого стану приводить дану систему?

4. Написати вирази для швидкості реакцій:



Як зміняться швидкості реакцій а) і б) при збільшенні концентрації вихідних речовин удвічі?

5. За деяких температури й тиску в посудині об'ємом  $0,5 \text{ дм}^3$  знаходиться  $0,03$  моль нітроген (IV) оксиду. Обчислити константу  $k_1$  швидкості прямої реакції, що протікає за рівнянням  $2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$ , якщо швидкість реакції при даних умовах дорівнює  $1,08$  моль/(л·с).

*Відповідь:*  $k_1 = 300 \text{ л}/(\text{моль}\cdot\text{с})$ .

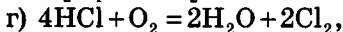
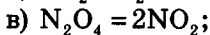
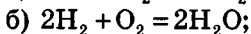
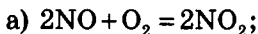
6. Константа швидкості реакції  $\text{A} + 2\text{B} = \text{AB}_2$  дорівнює  $2 \cdot 10^{-3} / (\text{моль}\cdot\text{л}\cdot\text{с})$ .

а) Яка швидкість  $V_1$  указаної реакції в початковий момент, якщо концентрація речовини  $\text{A}$  дорівнює концентрації речовини  $\text{B}$  і становить  $0,4$  моль/  $\text{дм}^3$ ?

б) Яка буде швидкість  $V_2$  цієї реакції через деякий час  $t$ , якщо до цього моменту утвориться  $0,1$  моль/  $\text{дм}^3$  речовини  $\text{AB}_2$ ?

*Відповідь:* а)  $V_1 = 1,28 \cdot 10^{-4}$  моль/(л·с); б)  $V_2 = 2,4 \cdot 10^{-5}$  моль/(л·с).

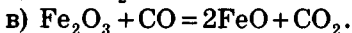
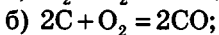
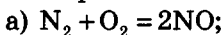
7. Як зміняться швидкості прямих і зворотних реакцій:



якщо за незмінної температури в одному випадку зменшити концентрацію кожної речовини в 2 рази, в іншому — збільшити тиск у 3 рази?

Написати вирази швидкості кожної реакції і дати чисельну відповідь.

8. Як зміняться швидкості реакцій у прямому і зворотному напрямках при збільшенні об'єму системи удвічі за сталої температури:



Дати чисельну відповідь і вказати для кожного випадку, в якому напрямі зміститься рівновага.

9. Обчислити температурний коефіцієнт швидкості реакцій, якщо при збільшенні температури:

- а) від 10 до 50 °С швидкість реакції збільшилась у 16 разів;  
б) від 50 до 100 °С швидкість реакції збільшилась у 1200 разів;  
*Відповідь:* а) 2; б) 4,13.

10. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 1,5. У скільки разів збільшиться швидкість цієї реакції у разі збільшення температури на 30 °С?

*Відповідь:* в 3,4 рази.

11. При збільшенні температури на 10 °С швидкість реакції збільшилась удвічі. У скільки разів збільшиться швидкість цієї реакції при збільшенні температури на 50 і 100 °С?

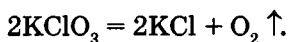
*Відповідь:* 1) в 32 рази; 2) в 1024 рази.

12. На скільки градусів потрібно збільшити температуру, щоб швидкість реакції збільшити у 81 раз, якщо температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 3.

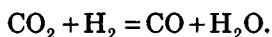
*Відповідь:* на 40 °С.

## 11. ХІМІЧНА РІВНОВАГА

**Необоротні реакції** — реакції, що відбуваються до кінця, тобто до повного перетворення всіх молекул вихідних речовин на молекули продуктів реакції. Наприклад:



**Оборотні реакції**, які за тих самих умов одночасно відбуваються у двох взаємно протилежних напрямках. Наприклад:



Реакцію, що відбувається зліва направо, називають *прямою*, а ту, що справа наліво, — *зворотною*.

**Хімічна рівновага** — стан системи, за якого швидкості прямої та зворотної реакцій стають однаковими і концентрації речовин залишаються незмінними (доки зовнішні умови зберігаються сталими).

Кількісною характеристикою хімічної рівноваги є константа рівноваги.

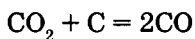
Наприклад, для реакції  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$

$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]},$$

де  $K$  — константа хімічної рівноваги.

**Константа хімічної рівноваги** — це відношення добутку рівноважних концентрацій продуктів реакції до добутку рівноважних концентрацій вихідних речовин і є сталою величиною.

Для гетерогенних реакцій у вираз для константи рівноваги входять концентрації тільки тих речовин, які перебувають у газовій або рідкій фазі. Тому для реакції



вираз константи хімічної рівноваги матиме такий вигляд:

$$K = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}.$$

Значення константи хімічної рівноваги залежить від природи реагуючих речовин, температури і не залежить від тиску, концентрації реагуючих речовин і продуктів реакції.

Вплив зміни зовнішніх умов на стан хімічної рівноваги визначається за **принципом Ле Шательє (1884 р.)**, або **принципом рухомої (динамічної) рівноваги**: якщо на систему, що перебуває у стані рівноваги, подіяти ззовні, то в системі відбуватимуться зміни, що послаблюють або знищують цю дію.

**Вплив концентрації:** в разі збільшення концентрації однієї з реагуючих речовин у системі рівновага зміщується в бік витрати цієї речовини, а в разі зменшення її концентрації — в бік утворення цієї речовини.

**Вплив тиску** (для газових систем): підвищення тиску зумовлює зміщення хімічної рівноваги в напрямку процесу, який супроводжується зменшенням числа молів газів, а зниження тиску — зміщення рівноваги в напрямку збільшення числа молів газів у протилежний бік.

**Вплив температури:** нагрівання сприяє перебігу ендотермічного, а охолодження — екзотермічного процесу.

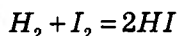
## **В** ЗАПИТАННЯ ДЛЯ ПОЗААУДИТОРНОЇ **А** САМОСТІЙНОЇ ПІДГОТОВКИ **С**

1. Дати визначення динамічної хімічної рівноваги.
2. Що називають константою хімічної рівноваги?
3. Який процес називають зміщенням хімічної рівноваги?
4. Які фактори впливають на зміщення хімічної рівноваги? Що називають енергією активації і активним комплексом?
5. Що таке каталіз, каталізатор, каталітична реакція, інгібітор?



## **ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ**

**I. Вплив концентрації на стан рівноваги.** Наприклад, введення додаткової кількості водню в систему



спричинить зростання швидкості прямої реакції, а швидкість зворотної реакції не зміниться, внаслідок чого рівновага порушиться. Збільшення швидкості прямої реакції зумовить зменшення концентрацій водню і пари йоду, що, у свою чергу, призведе до уповільнення прямої реакції. Водночас концентрація HI збільшуватиметься, що спричинить прискорення зворотної реакції. Через деякий час знову встановиться стан хімічної рівноваги — швидкості прямої і зворотної реакцій зрівняються, при цьому концентрація HI стане вищою, а концентрація  $I_2$  — нижчою, ніж до добавлення  $H_2$ .

**II. Вплив тиску на стан рівноваги.** Наприклад для рівняння  
 $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$   
у стані рівноваги:

$$v_1 = k_1 [N_2] \cdot [H_2]^3;$$

$$v_2 = k_2 [NH_3]^2.$$

Підвищення тиску вдвічі (за сталої температури) зумовить зменшення об'ємів удвічі, що призведе до збільшення концентрацій реагуючих речовин у два рази. У перший момент після підвищення тиску концентрації газів у системі матимуть значення:  $2[\text{H}_2]$ ;  $2[\text{N}_2]$ ;  $2[\text{NH}_3]$ , а швидкості прямої і зворотної реакції дорівнюватимуть:

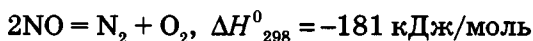
$$v_2 = k_1 2[\text{N}_2](2[\text{H}_2])^3 = 16k_1 [\text{N}_2][\text{H}_2]^3 = 16 \cdot v_1;$$

$$v_2 = k_2 (2[\text{NH}_3])^2 = 4k_2 [\text{NH}_3]^2 = 4 \cdot v_2.$$

**III. Вплив температури на стан рівноваги.** Напрямок зміщення рівноваги внаслідок зміни температури визначається знаком теплового ефекту, ступінь зміщення рівноваги — абсолютною величиною теплового ефекту. Наприклад, рівновага реакції розкладання карбонату кальцію



у разі підвищення температури зміщується праворуч, а рівновага реакції розкладання нітроген(II) оксиду — ліворуч:



**Задача 1.** Як впливатиме підвищення температури і тиску на стан рівноваги в таких реакціях:

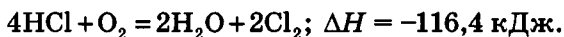


*Розв'язування.*

а) Пряма реакція супроводжується поглинанням теплоти, тому нагрівання сприяє прямій реакції і рівновага зміститься у бік продуктів. У ході прямої реакції збільшується число молекул у газовій сфері, тому тиск сприяє зворотній реакції і рівновага зміщується в бік вихідних речовин.

б) У процесі нагрівання рівновага зміститься в бік продуктів. Тиск не впливає на стан рівноваги, оскільки в ході реакції число молекул у газовій сфері не змінюється.

**Задача 2.** За певних умов реакція гідроген хлориду з киснем є оборотною:



Як на рівноважний стан системи впливає: а) підвищення тиску; б) підвищення температури; в) введення каталізатора?

*Розв'язування:*

а) усі речовини в системі — гази. Відповідно до принципу Ле Шательє, підвищення тиску зміщує рівновагу в бік реакцій, що приводить до меншої кількості речовини газів, тобто в бік утворення  $\text{Cl}_2$  і  $\text{H}_2\text{O}$ ;

б) оскільки пряма реакція екзотермічна, то підвищення температури сприятиме перебігу реакцій з поглинанням теплоти, тобто рівновага зміститься у бік ендотермічної реакції — утворення  $\text{HCl}$  і  $\text{O}_2$ ;

в) каталізатор однаковою мірою прискорює пряму і зворотну реакції, тому за його наявності рівноважні кількості речовин не змінюються.

## Лабораторна робота

### 1. Зміщення хімічної рівноваги оборотних реакцій

#### 1. Вплив концентрації речовин на зміщення рівноваги

У чотири пробірки внести по 5—7 крапель розчинів ферум (III) хлориду і калій тіоціанату. Одну пробірку залишити як еталон. В інші додати такі реактиви: в першу — 1 краплю насиченого розчину ферум (III) хлориду, в другу — калій тіоціанату, в третю — кілька кристаликів калій хлориду. Порівняти інтенсивність забарвлення одержаних розчинів з інтенсивністю забарвлення еталону. Записати свої спостереження. Скласти рівняння відповідної зворотної реакції і вирази для константи рівноваги.

а) Які речовини містяться в досліджуваному розчині у стані рівноваги?

б) Яка речовина надає розчину червоного забарвлення?

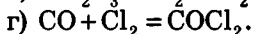
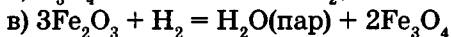
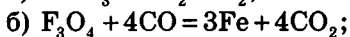
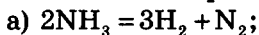
в) Як змінюється інтенсивність забарвлення розчину і в якому напрямку зміщується рівновага цієї рівноважної системи при добавлянні: а) ферум (III) хлориду; б) калій тіоціанату; в) калій хлориду?

г) Як змінюються при цьому в кожному випадку концентрації компонентів рівноважної системи: а) ферум тіоціанату; б) калій хлориду; в) ферум (III) хлориду; г) калій тіоціанату порівняно з їхніми концентраціями при встановленні первинної рівноваги?

2. Вплив температури на зміщення рівноваги. У пробірку на  $\frac{1}{4}$  її об'єму насипати плюмбум (II) нітрату і закрити корком з вигнутою трубкою. Пробірку закріпити в штативі й обережно нагрівати її на маленькому полум'ї пальника до повного розкладання плюмбум нітрату. Діоксидом нітрогену, що виділяється, наповнити дві сухі мікроколбочки, опускаючи в них по черзі газовідвідну трубку пристрою. Наповнені газом колбочки з'єднати П-подібною трубкою, на кінці якої замість корків можна одягти маленькі шматочки гумової трубки і щільно закрити колбочки. Відмітити бурий колір нітроген (IV) оксиду. Приготувати дві склянки: одну — з гарячою, другу — з холодною водою з льодом. Одночасно обережно занурити в них обидві мікроколбочки. Спостерігати збільшення забарвлення газу в гарячій воді і знебарвлення в холодній. В цьому випадку відбувається оборотна реакція полімеризації нітроген (IV) оксиду  $\text{NO}_2$  бурого кольору, що супроводжується з утворенням безбарвного димеру  $\text{N}_2\text{O}_4$ .

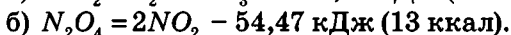
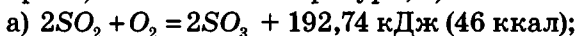
## ❓ КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

1. Написати вирази констант рівноваги для реакцій:

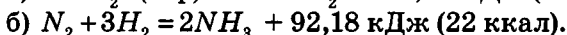
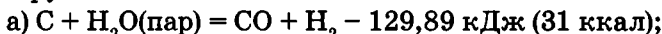


В якому напрямку зміститься рівновага в кожному випадку при збільшенні тиску?

2. В якому напрямку зміститься рівновага таких оборотних реакцій при: а) зниженні температури; б) зниженні тиску:



3. Дією яких чинників можна змістити рівновагу таких реакцій праворуч:



4. Обчислити константу рівноваги  $K$  реакції  $2\text{HBr} = \text{H}_2 + \text{Br}_2$ , якщо початкова маса  $\text{HBr}$  дорівнювала 0,809 г, а до моменту рівноваги прореагувало 5 % вихідної речовини.

*Відповідь.*  $K = 0,9 \cdot 10^{-4}$ .

5. У посудину об'ємом 0,5 дм<sup>3</sup> помістили 0,5 моль водню і 0,5 моль азоту. За деякої температури до моменту рівноваги утворилось 0,02 моль амоніаку. Обчислити константу рівноваги цієї системи.

*Відповідь.*  $K = 1,97 \cdot 10^{-3}$ .

6. У посудині об'ємом 0,5 дм<sup>3</sup> відбувається реакція  $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{CO} + 3\text{H}_2$ . Обчислити константу рівноваги  $K$  системи, якщо початкові кількості речовин, що реагують в цьому об'ємі, були такими:  $\text{CH}_4$  — 0,8 г,  $\text{H}_2\text{O}$  — 0,9 г,  $\text{CO}$  — 1,4 г,  $\text{H}_2$  — 0,1 г і якщо до моменту рівноваги прореагувало 50 % метану.

*Відповідь.*  $K = 9,37 \cdot 10^{-1}$ .

7. За деякої температури склад рівноважної суміші в об'ємі 10 дм<sup>3</sup> був таким:  $\text{CO}$  — 11,2 г,  $\text{Cl}_2$  — 14,2 г,  $\text{COCl}_2$  — 19,8 г.

Обчислити константу рівноваги  $K$  реакції  $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$  за цих умов.

*Відповідь.*  $K = 25$ .

8. Обчислити константу рівноваги реакції  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ , якщо за певних температури і тиску в посудину об'ємом 10 дм<sup>3</sup> ввели 1,4 г азоту і 1 г водню. До моменту рівноваги утворилось 0,85 г амоніаку.

*Відповідь.*  $K = 6,9$ .

9. Константа рівноваги  $K$  реакції  $2\text{NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$  за певної температури дорівнює 0,3. Обчислити концентрації компонентів системи в момент рівноваги, якщо початкова концентрація  $\text{NO}_2$  дорівнює 9,2 г/дм<sup>3</sup>.

*Відповідь.*  $[\text{NO}_2] = 0,18$  моль/ дм<sup>3</sup>;  $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,01$  моль/ дм<sup>3</sup>.

10. Визначити вихідні концентрації азоту і водню в моль/дм<sup>3</sup> і в г/дм<sup>3</sup>, якщо в момент рівноваги системи  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$  концентрації речовин були такими: азоту — 0,5 моль/дм<sup>3</sup>, водню — 0,3 моль/дм<sup>3</sup>, амоніаку — 2 моль/дм<sup>3</sup>.

*Відповідь.*  $\text{N}_2$  — 1,5 моль/дм<sup>3</sup>; 42 г/дм<sup>3</sup>;  $\text{H}_2$  — 3,3 моль/дм<sup>3</sup>; 6,6 г/дм<sup>3</sup>.

## 12. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

**Окисно-відновні реакції** — реакції, що відбуваються зі зміною ступенів окиснення атомів, які входять до складу реагуючих речовин. Часто ці реакції називають редокс-реакціями (від лат. *reductio* — відновлення, *oxydatio* — окиснення).

Зміна ступенів окиснення пов'язана зі зміщенням або переходом електронів.

### Основні положення теорії окисно-відновних реакцій:

1. **Окиснення** — процес відщеплення електронів атомом, молекулою або йоном, що супроводжується підвищенням ступеня окиснення.

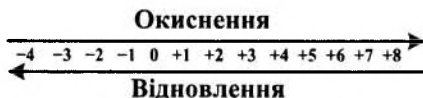
2. **Відновлення** — процес приєднання електронів атомом, молекулою або йоном, що супроводжується зниженням ступеня окиснення.

3. **Відновник** — атоми, молекули або йони, що віддають електрони, під час реакції вони окиснюються.

4. **Окисник** — атоми, молекули або йони, що приєднують електрони, під час реакції вони відновлюються.

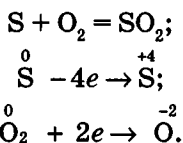
Окиснення завжди супроводжується відновленням, і навпаки, відновлення завжди пов'язане з окисненням. Тому число електронів, що їх віддає відновник, дорівнює числу електронів, які приєднує окисник.

**Ступінь окиснення.** Перетворення елементів під час окисно-відновних реакцій зображують у вигляді їх окиснювальних чисел (ступенів окиснення):

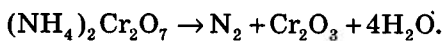


### Типи окисно-відновних реакцій

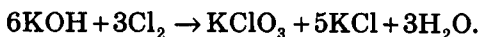
1. **Міжмолекулярні** — реакції, у яких окисник і відновник входять до складу різних речовин:



2. **Внутрішньомолекулярні** — реакції, в яких окисник і відновник входять до складу однієї і тієї самої речовини:



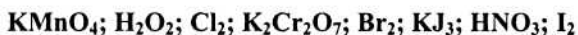
3. Диспропорціювання (дисмутації, або самоокиснення-самовідновлення) — реакції, які супроводжуються одночасним збільшенням і зменшенням ступеня окиснення атомів одного й того самого елемента:



**Окисники і відновники.** Речовини мають різну здатність до окиснення або відновлення і їх можна розмістити в ряд відновників і окисників:



Відновні властивості зростають ➔



← Окисні властивості зростають

Відновник	Окисник
Метали, водень, вугілля, амоніак. Оксиди: карбон (II), нітроген (II), сульфур (IV). Йони: сульфіти, йодиди, броміди, хлориди, сульфід, нітрити, станум (II), ферум (II), манган (II), хром (III). Катод під час електролізу	Галогени, кисень, озон, гідроген пероксид, сульфатна кислота (конц.). Йони: перманганати, манганати, дихромати, хромати, ферум (III), гіпохлорити, хлорати, перхлорати, нітрати, йони благородних металів, нітратна кислота. Оксиди: аргентум (I), купрум (II), плюмбум (IV), манган (IV). Анод під час електролізу

## ❓ ЧИ ЗНАЄТЕ ВИ, ЩО...

- окисно-відновні реакції відіграють значну роль у природі й техніці. Вони є основою життєдіяльності. З ними пов'язані дихання та обмін речовин у живих організмах, гниття й бродіння, фотосинтез у зелених частинах рослин;

- їх можна спостерігати у процесах згоряння палива, корозії металів, під час електролізу;

- вони лежать в основі металургійних процесів і колообігу елементів у природі;

- внаслідок окисно-відновних реакцій хімічна енергія перетворюється на електричну в гальванічних елементах і акумуляторах.

# В ЗАПИТАННЯ ДЛЯ ПОЗААУДИТОРНОЇ А С САМОСТІЙНОЇ ПІДГОТОВКИ

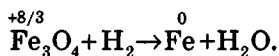
1. Які реакції називають окисно-відновними?
  2. Який процес називають окисненням, відновленням?
  3. Які речовини є окисниками, відновниками?
  4. Які форми речовини входять до редокс-пари?
  5. Визначити окисно-відновні властивості HI, KMnO<sub>4</sub>, Cl<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.
  6. Який ступінь окиснення має Mn у KMnO<sub>4</sub>, MnO<sub>2</sub>, MnSO<sub>4</sub>?
- Яка з цих речовин є сильнішим окисником? Тільки окисником?



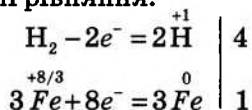
## ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

**Задача 1.** Скласти рівняння реакції відновлення Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> воднем.

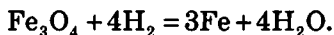
**Розв'язування.** Записуємо схему процесу із зазначенням зміни ступенів окиснення елементів:



Складаємо електронні рівняння:



Знайдені коефіцієнти підставляємо в схему процесу, замінюючи стрілку знаком рівності:

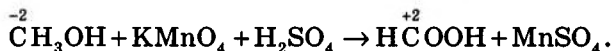


**Задача 2.** Дібрати коефіцієнти в окисно-відновній реакції за участю органічних сполук.



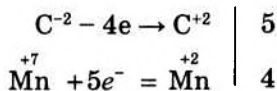
**Розв'язування.**

Складаємо схему реакції із зазначенням ступенів окиснення атомів у молекулах відновника, окисника і продуктів їх відновлення й окиснення:



Звідси видно, що CH<sub>3</sub>OH — відновник, KMnO<sub>4</sub> — окисник.

Складаємо електронні рівняння:



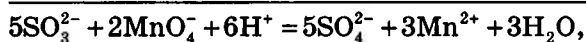
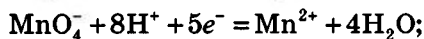
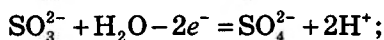
і підставляємо коефіцієнти у схему реакції:



Решту коефіцієнтів знаходимо добором:



**Задача 3.** Скласти йонне рівняння методом напівреакцій, реакції взаємодії натрій сульфїту з калій перманганатом у кислому середовищі:



або



## Лабораторна робота

**I. Окисно-відновні властивості простих речовин р-елементів**

**1. Окисно-відновні властивості вільних галогенів** Внести в пробірку по 1 см<sup>3</sup> розчинів йоду і натрій тіосульфату. Що відбувається із забарвленням розчину?

Написати рівняння реакції. Окисником чи відновником є йод у цій реакції?

**2. Окисно-відновні властивості сірки.** (Дослід слід проводити у витяжній шафі)

Внести в тигель по 4—5 мікролопаток порошкоподібних цинку і сірки, нагріти на полум'ї пальника до їх закипання. Охолодити тигель, висипати вміст на фільтрувальний папір і вибрати шматочок цинк сульфїду, що утворився. Помістити його в пробірку і прилити розчин хлоридної кислоти. Що спостерігається?

Написати рівняння реакції взаємодії сірки з цинком та реакції розчинення сульфїду.

**II. Реакції диспропорціонування (самоокиснення-самовідновлення)**

**Реакція диспропорціонування натрій сульфїту.** У дві пробірки помістити по 2—3 мікролопатки натрій сульфїту. Одну пробірку залишити для контролю. Другу нагрівати упродовж 5—6 хв, після чого охолодити і в обидві пробірки додати по 1 см<sup>3</sup> води очищеної, розмішати. У кожну пробірку внести по 2—3 краплини розчину купрум (II) сульфату. Відмітити забарвлення осадів в обох пробірках.

Написати рівняння реакції розкладання натрій сульфїту. Як змінюється ступінь окиснення Сульфуру в цій реакції? Для яких ступенів окиснення Сульфуру можливі реакції диспропорціонування?

### III. Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції

**Розкладання купрум нітрату.** Помістити в пробірку кілька кришталиків купрум (II) нітрату. Нагріти пробірку. Спостерігати зміну забарвлення взятої солі і виділення газів.

Написати рівняння реакції розкладання купрум (II) нітрату, вказати окисник і відновник у молекулі. Скласти схему переходу електронів.

### IV. Вплив середовища на перебіг окисно-відновних реакцій

#### 1. Вплив рН середовища на відновлення калій перманганату.

У три пробірки внести по 3—4 краплини розчину калій перманганату. В одну пробірку прилити 2—3 краплини розчину сульфатної кислоти, в другу — стільки само води, в третю — таку саму кількість розчину лугу. У всі три пробірки внести по дві мікролопатки кристалічного калій нітриту і перемішати розчини до повного розчинення кристалів. Через 3—4 хв відмітити зміну забарвлення розчину в усіх трьох пробірках.

Написати рівняння реакцій відновлення калій перманганату калій нітритом у кислому, нейтральному і лужному середовищах.

**2. Вплив рН середовища на зміщення рівноваги в реакціях диспропорціонування.** Помістити в пробірку невеликий кришталик йоду і 8—10 крапель розчину лугу. Перемішати вміст пробірки до повного розчинення йоду. До безбарвного розчину, що утворився додати 10—14 крапель розчину сульфатної кислоти до появи бурого забарвлення розчину.

Користуючись крохмалем, довести, що буре забарвлення зумовлене оберненим процесом утворення вільного йоду.

Написати скорочене йонне рівняння окисно-відновної реакції і пояснити появу вільного йоду при підкисленні розчину.

### V. Окисно-відновні властивості пероксидів

**1. Диспропорціонування гідроген пероксиду.** В пробірку з кількома краплями гідроген пероксиду прилити розчин сульфатної кислоти. Який газ виділяється?

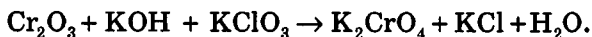
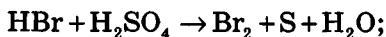
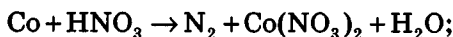
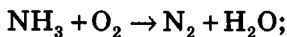
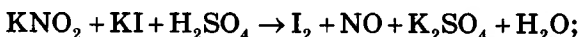
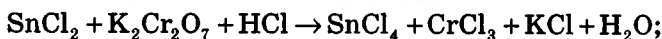
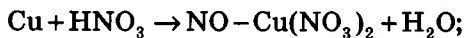
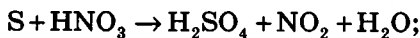
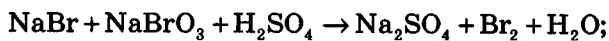
Скласти схему реакції диспропорціонування гідроген пероксиду з утворенням кисню і води.

**2. Взаємодія гідроген пероксиду з калій йодидом.** До розчину калій йодиду, підкисленого сульфатною кислотою, додати 1—2 краплини 3 % розчину гідроген пероксиду. Для якої речовини характерне забарвлення розчину, що з'явилося? Написати рівняння реакцій окиснення і відновлення гідроген пероксиду і дібрати до них коефіцієнти.

Написати рівняння реакції. Окисником чи відновником є гідроген пероксид?

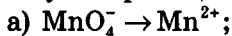
## ❓ КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

1. Скласти рівняння окисно-відновних реакцій. Дібрати коефіцієнти.



2. Які з йонів і молекул ( $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ ) можуть брати участь у реакціях тільки в ролі окисника чи відновника або ж окисника і відновника?

3. Закінчити рівняння напівреакцій окиснення і відновлення, враховуючи реакцію середовища:



4. Указати періодичність зміни окисно-відновних властивостей елементів періодичної системи Д.І. Менделєєва та пояснити чому одні з них мають окисні, а інші — відновні властивості.

5. Навести приклади окисників і відновників, які використовують у фармацевтичній практиці.

6. Серед наведених речовин:  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{KJ}$ ,  $\text{PbO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  вказати, які з них виявляють лише відновні властивості; лише окисні властивості; мають окисно-відновну двоїстість?

# ТЕСТОВІ ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

## Тема: Атомно-молекулярне вчення

1. Скільки молекул міститься в  $1 \text{ см}^3$  будь-якого газу за нормальних умов?
- а)  $6,02 \cdot 10^{23}$
  - б)  $2,7 \cdot 10^{23}$
  - в)  $3,01 \cdot 10^{20}$
  - г)  $6,02 \cdot 10^{20}$
  - д)  $2,7 \cdot 10^{19}$
2. Густина газу за гелієм дорівнює 19,5. Яка молекулярна маса цього газу?
- а) 19,5
  - б) 39,0
  - в) 58,5
  - г) 78,0
  - д) 97,5
3. Які з наведених кількостей Карбону не можуть входити до складу будь-якої молекули?
- а) 6 в. о.
  - б) 36 в. о.
  - в) 24 в. о.
  - г) 12 в. о.
4. Які кількості Оксигену можуть входити до складу будь-якої молекули?
- а) 16 в. о.
  - б) 8 в. о.
  - в) 4 в. о.
  - г) 12 в. о.
5. Чому дорівнює еквівалент ортофосфатної кислоти в реакції  $2\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ?
- а)  $1/3$  моль
  - б)  $1/2$  моль
  - в) 1 моль
  - г)  $1/6$  моль
  - д) 2 моль
6. Скільки молекул міститься в 3,2 г кисню?
- а)  $6,02 \cdot 10^{23}$
  - б)  $6,02 \cdot 10^{22}$
  - в)  $3,01 \cdot 10^{23}$
  - г)  $3,01 \cdot 10^{23}$
  - д)  $6,02 \cdot 10^{24}$

7. Який оксид відповідає кислоті  $H_3V_3O_9$ ?

- а)  $VO$
- б)  $VO_2$
- в)  $V_2O_3$
- г)  $V_2O_4$
- д)  $V_2O_5$

8. Яка кількість Хлору припадає на його частку в молекулі будь-якої речовини:

- а) 142 в. о.
- б) 35,5 в. о.
- в) 8,875 в. о.
- г) 30 в. о.

9. Який об'єм за нормальних умов займає суміш газів, що складається з 56 г Нітрогену і 6 г Гідрогену?

- а) 22,4 л
- б) 11,2 л
- в) 112 л
- г) 224 л
- д) 5,6 л

10. Чому дорівнює еквівалент  $Bi(OH)_3$  в реакції



- а) 1 моль
- б) 1/2 моль
- в) 1/3 моль
- г) 2 моль
- д) 3 моль

### Тема: Класи неорганічних сполук

1. Якими парами речовин потрібно скористатись, щоб добути ферум (II) сульфат:

1)  $Fe(OH)_2$  і  $Na_2SO_4$ ; 2)  $CuSO_4$  і  $Fe$ ; 3)  $FeO$  і  $H_2SO_4$  :

- а) 1
- б) 2
- в) 3
- г) 1, 2
- д) 2, 3

2. Які з перелічених речовин: 1) натрій; 2) кальцій; 3) сірка — утворюють луги під час взаємодії з водою?

- а) 2
- б) 3
- в) 1, 2

г) 1, 3

д) 2, 3

Відповідь підтвердити записом молекулярних рівнянь реакцій.

3. У якій із зазначених формул валентність сполученого з Оксигеном елемента найнижча?

а)  $P_2O_5$

б)  $FeO$

в)  $Li_2O$

г)  $N_2O_4$

д)  $Cl_2O_3$

4. Скільки з наведених речовин можуть реагувати з натрій гідроксидом: ацетатна кислота; сульфур (IV) оксид; кальцій оксид, калій гідроксид; кисень?

а) одна

б) дві

в) три

г) чотири

д) п'ять

Відповідь підтвердити записом молекулярних рівнянь реакцій.

5. Які хімічні властивості виявляє вищий оксид елемента з порядковим номером 24?

а) основні

б) кислотні

в) амфотерні

г) індиферентні

д) всі відповіді правильні

6. Які з перелічених речовин: 1) купрум (II) оксид; 2) літій оксид; 3) барій оксид — утворюють луги при взаємодії з водою?

а) 1

б) 2

в) 1, 3

г) 1, 2

д) 2, 3

Відповідь підтвердити записом молекулярних рівнянь реакцій.

7. Окисні чи відновні властивості виявляє сульфур (IV) оксид у реакціях з киснем?

а) окисні

б) відновні

в) окисні та відновні

г) самоокиснення-самовідновлення

д) індиферентні

8. Указати основний оксид серед таких речовин:

- а) ферум (III) сульфат
- б) магній оксид
- в) купрум (II) хлорид
- г) нітроген (V) оксид
- д) кальцій гідроксид

9. З якими з цих оксидів вступають у реакцію кислоти?

- а) силіцій (II) оксид
- б) фосфор (V) оксид
- в) ферум (III) оксид
- г) карбон (IV) оксид
- д) нітроген (IV) оксид

10. Який ряд формул утворений лише з формул основ?

- а)  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{KOH}$
- б)  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{HNO}_3$
- в)  $\text{HCl}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_2$
- г)  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_3$
- д)  $\text{NaClO}$ ,  $\text{POCl}_3$ ,  $\text{CuS}$

### **Тема: Комплексні сполуки**

1. Із яких молекул утворена сполука  $\text{Na}_2[\text{FeNO}(\text{CN})_5]$ ?

- а)  $\text{NaNO}_2 \cdot \text{Fe}(\text{CN})_6$
- б)  $\text{NaCN} \cdot \text{NO} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_3$
- в)  $\text{Fe}(\text{CN})_2 \cdot \text{NaCN} \cdot \text{NO}$
- г)  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_5 \cdot \text{NO}$
- д)  $2\text{NaCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_3 \cdot \text{NO}$

2. Яка координаційна формула справедлива для сполуки  $\text{NaBr} \cdot \text{CuBr}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ?

- а)  $\text{Cu}[\text{NaBr}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]$
- б)  $\text{Na}[\text{CuBr}_3]\text{H}_2\text{O}$
- в)  $\text{Na}[\text{CuH}_2\text{O} \cdot \text{Br}]$
- г)  $\text{CuBr}[\text{NaBr}_2\text{H}_2\text{O}]$
- д)  $\text{Na}[\text{CuBr}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}]\text{Br}$

3. В якій зі сполук заряд йона-комплексоутворювача найменший?

- а)  $\text{K}[\text{Cr}(\text{SO}_4)_2]$
- б)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- в)  $\text{K}[\text{VF}_6]$
- г)  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$
- д)  $\text{H}[\text{AuCl}_4]$

4. Яка формула відповідає комплексам, утвореним при  $sp^3$ -гібридизації атомних орбіталей?

- а) плоский квадрат
- б) тетраедр
- в) тригональна біпіраміда
- г) октаедр
- д) лінійна

5. Яка формула відповідає виразу константи нестійкості комплексного йона в сполуці  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$ ?

а)  $K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Cl}]_4 [\text{NH}_3]_5 [\text{Pt}]^{4+}}{[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3}$

б)  $K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Cl}^-]^3 [\text{NH}_3]_5}{[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{3+}}$

в)  $K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{3+}}{[\text{Pt}]^{4+} [\text{NH}_3]^5}$

г)  $K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Pt}]^{4+} [\text{Cl}^-] [\text{NH}_3]^5}{[\text{Pt}]^{4+}}$

д)  $K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Pt}]^{4+} [\text{Cl}^-] [\text{NH}_3]^5}{[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{3+}}$

6. Який ступінь окиснення має комплексоутворювач у сполуці  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Br}](\text{NO}_3)_3$ ?

- а) +1
- б) +2
- в) +3
- г) +4
- д) +5

7. Яке координаційне число має комплексоутворювач у сполуці  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$ ?

- а) 2
- б) 3
- в) 4
- г) 5
- д) 6

8. Який заряд має комплекс  $[\text{Cu}^{+2}(\text{H}_2\text{O})\text{Br}_3]$ ?

- а) 1+
- б) 1-

- в) 2+
- г) 2 -
- д) 3+

9. Яке координаційне число найбільш характерне для комплексоутворювача  $Co^{+3}$

- а) 3
- б) 2
- в) 6
- г) 4
- д) 8

10. Як називається комплексна сполука  $[Cr(H_2O)(NH_3)_4Cl]Cl_2$ ?

- а) хлорид хлороамінаквашрому (III)
- б) хлороакватетраамінхромат (III)
- в) хлорид хлоротетраамінаквашрому (III)
- г) акватетраамінхлорохрому (III) хлорид
- д) тетраамінаквашлорохром (III)

### **Тема: Розчини**

1. Розчин — це:

- а) гетерогенна система
- б) система, що складається із води і дисперсного середовища
- в) гомогенна система, що складається із розчинника і розчиненої речовини
- г) система, що складається із дисперсної фази
- д) система, що складається із розчинника

2. Із наведеного переліку вибрати суспензію:

- а)  $NaCl$  у  $H_2O$
- б)  $I_2$  у  $C_2H_5OH$
- в)  $HCl$  у  $H_2O$
- г)  $BaSO_4$  у  $H_2O$
- д)  $I_2$  у  $KI$

3. Стійкими серед дисперсних систем є:

- а) колоїдні розчини
- б) емульсії
- в) істинні розчини
- г) суспензії
- д) аерозолі

4. Дисперсна система, що має дисперсну фазу та дисперсійне середовище — рідини, які не змішуються, це

- а) аерозоль
- б) емульсія

- в) справжній розчин
- г) розчин крохмалю
- д) розчин кислоти

5. Дисперсна система, в якій розміри частинок дисперсної фази менші, ніж розміри частинок дисперсної фази суспензій, та більші, ніж у справжніх розчинах:

- а) розчин желатину
- б) розчин крейди
- в) розчин йоду у спирті
- г) розчин лугу
- д) розчин кислоти

6. Масова частка — це:

- а) відношення кількості речовини до маси розчину
- б) відношення кількості речовини до об'єму розчину
- в) відношення маси розчиненої речовини до маси розчину
- г) відношення кількості еквівалентів до об'єму розчину

7. Ненасичений розчин — це розчин, у якого:

- а) не досягнуто межі розчинності розчиненої речовини
- б) досягнуто межі розчинності розчиненої речовини
- в) розчиненої речовини міститься більше, ніж потрібно для насичення

г) розчинення речовини відбувається у необмеженій кількості

8. У 300 г розчину, насиченого при 40 °С, міститься 90 г магній сульфату. Яка розчинність магній сульфату при цій температурі?

- а) 210 г
- б) 390 г
- в) 43 г
- г) 105 г

9. Які розчини характеризуються межею розчинності розчиненої речовини?

- а) істинні, емульсії
- б) колоїдні, суспензії
- в) насичені, ненасичені, перенасичені
- г) приблизної та точної концентрації

10. Який зміст закладено у виразі “250 см<sup>3</sup> 0,1 М розчину NaOH”?

- а) у 250 см<sup>3</sup> розчину міститься 0,1 моль-екв NaOH
- б) у 250 см<sup>3</sup> води розчинено 0,1 моль-екв NaOH
- в) у 1 дм<sup>3</sup> розчину міститься 0,1 моль NaOH
- г) у 1 дм<sup>3</sup> води розчинено 0,1 моль-екв NaOH
- д) у 1 дм<sup>3</sup> води розчинено 0,1 моль NaOH

## Тема: Гідроліз солей

1. У водному розчині концентрація  $\text{OH}^-$  йонів дорівнює  $10^{-2}$  моль/дм<sup>3</sup>. Яке значення рН у цьому розчині?
- 5
  - 6
  - 11
  - 12
  - 13
2. У розчинах яких солей рН > 7?
- $\text{Mn}(\text{CN})_2$
  - $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
  - $\text{NH}_4\text{Cl}$
  - KCl
  - $\text{Na}_2\text{CO}_3$
3. Продуктом гідролізу якої солі буде основна сіль?
- $\text{Na}_3\text{PO}_4$
  - $\text{K}_2\text{CO}_3$
  - $\text{ZnCl}_2$
  - $\text{K}_2\text{SO}_4$
  - $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
4. Як можна зменшити ступінь гідролізу солі  $\text{Na}_2\text{S}$ ?
- збільшити температуру
  - зменшити температуру
  - прилити води
  - прилити кислоти
  - розбавити розчин натрій гідроксидом
5. Яка концентрація гідроксид-йона (в моль/дм<sup>3</sup>) у розчині, рН якого дорівнює 9?
- $10^{-1}$
  - $10^{-3}$
  - $10^{-5}$
  - $10^{-7}$
  - $10^{-9}$
6. Розчини яких солей мають нейтральну реакцію?
- NaBr
  - $\text{Na}_2\text{CO}_3$
  - $\text{NH}_4\text{Cl}$
  - $\text{AlCl}_3$
  - $\text{K}_2\text{SO}_3$
7. До гідролізу якої солі належить рівняння
- $$\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^- ?$$

- а)  $K_2HPO_4$
- б)  $KH_2PO_4$
- в)  $Na_3PO_4$
- г)  $Na_3PO_3$
- д)  $Ca(H_2PO_4)_2$

8. Яка сіль гідролізує за катіоном та аніоном?

- а)  $ZnCl_2$
- б)  $CuSO_4$
- в)  $CrCl_3$
- г)  $NH_4CN$

9. Добавлянням яких речовин можна зменшити ступінь гідролізу солі  $NH_4Cl$ ?

- а)  $(NH_4)_2SO_4$
- б)  $HCl$
- в)  $NaCl$
- г)  $NaOH$
- д)  $H_2O$

10. Сіль  $KCN$  утворена:

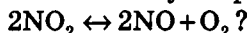
- а) сильною основою і сильною кислотою
- б) сильною основою і слабкою кислотою
- в) слабкою основою і слабкою кислотою
- г) слабкою основою і сильною кислотою

## Тема: Швидкість хімічних реакцій. Хімічна рівновага

1. У скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції при збільшенні температури від 40 до 120 °С? Температурний коефіцієнт дорівнює 2.

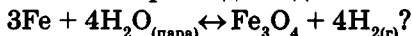
- а) у 84 рази
- б) у 480 разів
- в) у 256 разів
- г) у 160 разів
- д) у 128 разів

2. У скільки разів зросте швидкість прямої і зворотної реакцій у замкненій системі при збільшенні тиску в 3 рази:



- а) прямої в 6 разів, зворотної в 9 разів
- б) прямої в 9 разів, зворотної в 27 разів
- в) прямої в 36 разів, зворотної в 94 рази
- г) прямої в 3 рази, зворотної в 6 разів
- д) прямої в 18 разів, зворотної в 54 рази

3. Який вираз відповідає константі рівноваги реакції



$$\text{а) } K = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^4}{[\text{H}_2]^4}$$

$$\text{б) } K = \frac{[\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

$$\text{в) } K = \frac{[\text{Fe}_3\text{O}_4][\text{H}_2]}{[\text{Fe}]^3[\text{H}_2\text{O}]^4}$$

$$\text{г) } K = \frac{[\text{Fe}_3\text{O}_4][\text{H}_2]}{[\text{Fe}]^3[\text{H}_2\text{O}]^4}$$

$$\text{д) } K = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^4}$$

4. Як слід одночасно змінити температуру і тиск у системі  $\text{CO}_2 + \text{C} \leftrightarrow 2\text{CO} + \text{Q}$ , щоб збільшити вихід  $\text{CO}_2$ ?

температуру: тиск:

а) збільшити збільшити

б) зменшити зменшити

в) зменшити збільшити

г) збільшити зменшити

д) стала збільшити

5. Вказати математичний вираз швидкості прямої реакції  $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}_{(r)} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$ .

$$\text{а) } v = k [\text{Fe}]^3 [\text{H}_2\text{O}]^4$$

$$\text{б) } v = k [\text{Fe}][\text{H}_2\text{O}]$$

$$\text{в) } v = k [\text{H}_2\text{O}]^4$$

$$\text{г) } v = [\text{Fe}]^3 [\text{H}_2\text{O}]^4$$

$$\text{д) } v = k [\text{Fe}][\text{H}_2\text{O}]^3$$

6. Вкажіть вираз для константи рівноваги реакції  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \leftrightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$ .

$$\text{а) } K = \frac{[\text{Fe}_2\text{O}_3][\text{CO}]^3}{[\text{Fe}]^2[\text{CO}_2]^3}$$

$$\text{б) } K = \frac{[\text{CO}_2]^3}{[\text{CO}]^3}$$

$$\text{в) } K = \frac{[\text{Fe}]^2[\text{CO}_2]^3}{[\text{Fe}_2\text{O}_3][\text{CO}]^3}$$

$$\text{г) } K = \frac{3[\text{CO}_2]}{3[\text{CO}]}$$

$$\text{д) } K = \frac{3[\text{CO}]}{3[\text{CO}_2]}$$

7. Як зміниться концентрація кожного компонента в системі  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$  при збільшенні концентрації азоту?

- |    |                |                 |
|----|----------------|-----------------|
|    | $[\text{H}_2]$ | $[\text{NH}_3]$ |
| а) | збільшиться    | збільшиться     |
| б) | зменшиться     | зменшиться      |
| в) | зменшиться     | збільшиться     |
| г) | збільшиться    | зменшиться      |
| д) | зменшиться     | не зміниться    |

8. Як вплине збільшення тиску на стан хімічної рівноваги в системі  $\text{C} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{пара})} \leftrightarrow \text{CO} + \text{H}_2$  ?

- рівновага зміститься праворуч
- рівновага зміститься ліворуч
- рівновага не зміниться

9. Як вплине зниження температури на стан хімічної рівноваги в системі  $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$  ?

- рівновага не зміниться
- рівновага зміститься ліворуч
- рівновага зміститься праворуч

10. У скільки разів збільшиться швидкість реакції  $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$ , якщо тиск у системі збільшиться в 3 рази?

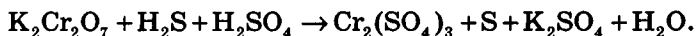
- збільшиться в 3 рази
- збільшиться в 6 разів
- збільшиться в 9 разів
- збільшиться в 12 разів

### **Тема: Окисно-відновні реакції**

1. Яка речовина може в окисно-відновних реакціях бути як окисником, так і відновником?

- $\text{KMnO}_4$
- $\text{KCl}$
- $\text{MnO}_2$
- $\text{H}_2\text{S}$
- $\text{KClO}_4$

2. Вказати йон-окисник у реакції, що відбувається за схемою

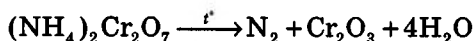


- а) H<sub>2</sub>S
- б) H<sup>+</sup>
- в) SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>
- г) Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>
- д) K<sup>+</sup>

3. Який фактор еквівалентності окисника в цій реакції (див. пит. № 2)?

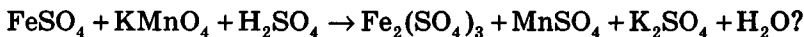
- а) 1 моль
- б) 1/3 моль
- в) 1/7 моль
- г) 1/2 моль
- д) 1/6 моль

4. Яка величина ступеня окиснення атома елемента, що є відновником?



- а) +3
- б) +6
- в) -2
- г) -3
- д) +1

5. Чому дорівнює сума коефіцієнтів у лівій частині рівняння реакції



- а) 10
- б) 13
- в) 18
- г) 20
- д) 26

6. До якого типу реакцій належить реакція



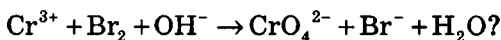
- а) міжмолекулярного окиснення-відновлення
- б) внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення
- в) диспропорціонування

7. Атоми якого елемента, змінюючи ступінь окиснення, окиснились у реакції



- а) Плюмбуму
- б) Нітрогену
- в) Оксигену
- г) Нітрогену і Оксигену
- д) Плюмбуму і Оксигену

8. Скільки електронів віддає йон  $\text{Cr}^{3+}$  у реакції



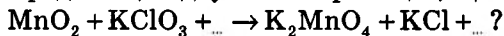
- а) 1
- б) 2
- в) 3
- г) 4
- д) 5

9. Скільки молекул нітратної кислоти бере участь як окисник у реакції



- а) 1
- б) 3
- в) 5
- г) 10
- д) 15

10. В якому середовищі відбувається реакція, що відповідає схемі:



- а) у кислому
- б) у нейтральному
- в) у лужному
- г) амоніачному
- д) спиртовому

## Відповіді на тести

### Загальна хімія

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
<i>Тема: Атомно-молекулярне вчення</i>									
д	б	а	а	б	б	д	б	в	б
<i>Тема: Класи неорганічних сполук</i>									
д	в	в	б	б	д	б	б	в	а
<i>Тема: Комплексні сполуки</i>									
д	б	г	б	д	г	д	б	в	г
<i>Тема: Розчини</i>									
в	г	в	б	а	в	а	в	в	в
<i>Тема: Гідроліз солей</i>									
г	д	в	б	д	а	в	г	б	б
<i>Тема: Швидкість хімічних реакцій. Хімічна рівновага</i>									
в	б	д	а	а	б	в	б	б	в
<i>Тема: Окисно-відновні реакції</i>									
в	г	д	г	г	в	в	в	а	в

## Частина II.

# ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХНІХ СПОЛУК

### Алгоритм характеристики елемента



### Алгоритм вивчення речовин



# 1. ЕЛЕМЕНТИ VIIA ГРУПИ. ГАЛОГЕНИ

Елементи VIIA групи періодичної системи є елементами, які мають яскраво виражені неметалічні властивості й трапляються переважно у вигляді солей галогеноводневих кислот, тому їх назвали *галогенами* (ті, що народжують солі).

Хлор відкрив шведський аптекар Шееле у 1774 р., Бром — 1826 р. французький вчений Баллар, Йод — 1811 р. французькі вчені Б. Куртуа і у 1813 р. Гей-Люссак, Флуор — у 1866 р. французький хімік Г. Муассан.

## Елементи

F	Відновні властивості посилюються	$\dots ns^2 np^5$ $V = I, III, V, VII$ $n = -1, 0, 1, 3, 5, 7$
	Атомний радіус збільшується	
Cl	Електронегативність зменшується	
Br	Енергія спорідненості до електрона зменшується	
J	Неметалічні властивості спадають	
At		Оксиди: $R_2O, R_2O_3, R_2O_5, R_2O_7$

## Прості речовини

F <sub>2</sub>	Жовтуватий газ	Будова молекули:
Cl <sub>2</sub>	Світло-зелений газ	Hal <sub>2</sub> : $\overset{\cdot\cdot}{\text{Hal}} (:)\overset{\cdot\cdot}{\text{Hal}} :$
Br <sub>2</sub>	Червоно-бура рідина	
I <sub>2</sub>	Сірі кристали з металічним блиском (пара йоду фіолетового кольору), активність зменшується	ковалентний неполярний

## Гідрогенгалогеніди

HF	Збільшується сила кислоти (оскільки міцність зв'язку між H-Hal зменшується)	Будова молекули: H-Hal $\overset{\cdot\cdot}{\text{H}} (:)\overset{\cdot\cdot}{\text{Hal}} : \text{---}$
HCl		
HBr		
HI		
	Зменшується міцність молекули	ковалентний полярний
	Посилюються відновні властивості	

## Оксигеновмісні кислоти

HClO	Зменшуються окисні властивості	HClO	Зменшуються окисні властивості
HBrO		HClO <sub>2</sub>	
HJO		HClO <sub>3</sub>	
		HClO <sub>4</sub>	
	Збільшуються відновні властивості		Збільшуються відновні властивості
	Збільшується сила кислоти		Збільшується сила кислоти

## Номенклатура:

$\text{HClO}$  — гіпохлоритна

$\text{HClO}_2$  — хлоритна

$\text{HClO}_3$  — хлоратна

$\text{HClO}_4$  — перхлоратна

Галогени та їхні сполуки відіграють важливу фізіологічну роль в організмі людини: хлориди містяться в плазмі крові, броміди беруть участь у регуляції діяльності ЦНС, йодиди — в регуляції процесів обміну речовин, флуориди містяться в тканинах кісток.

Галогени використовують для дезінфекції, аналізу питної води, харчових продуктів, об'єктів дослідження.

Хлоридна кислота є частиною шлункового соку людини і тварин, вміст її в шлунковому соці в здоровому організмі людини становить приблизно 0,5 %, вона відіграє активну роль у процесі травлення. Чисту розбавлену хлоридну кислоту (8,2—8,4 %) використовують у середину в краплях і мікстурах (частіше разом із пепсином) при зниженій кислотності шлункового соку.

## ❓ ЧИ ЗНАЄТЕ ВИ, ЩО...

- Хлор із Натрієм утворюють міцну, дуже поширену сполуку. Якщо зібрати усю кухонну сіль із морської води, то Європу можна було б вкрити суцільним шаром завтовшки близько 5 км;

- у давнину кухонну сіль обмінювали на людей, на коштовності. Наприклад, відомі випадки, коли за дрібку солі давали двох невільників і золото;

- людина за рік вживає близько 7 кг кухонної солі (сіль міститься у крові, сльозах);

- відсутність йоду в питній воді та їжі спричинює у людей розвиток хвороби “зоб”, що призводить до порушення обміну речовин в організмі. У разі незначного додавання йоду до корму тварин: а) у корів збільшувався надій молока; б) у овець — швидше росла шерсть; у рослин — підвищувалась врожайність;

- фтор є найсильнішим окисником, у його атмосфері загоряються фосфор, кремній, сірка, вода; гумові рукавиці й фартух також можуть спалахнути. При зіткненні зі шкірою фтор спричинює сильні опіки, вдихання його призводить до тяжких запалень дихальних шляхів і легень, які часто закінчуються набряком легень і смертю. Під дією фтору руйнуються зуби і нігті.

# Лабораторна робота

## I. Властивості йоду

1. Налити у дві пробірки по 2—3 см<sup>3</sup> крохмального клейстеру і додати в одну з них 1—2 краплі розчину йоду. Що спостерігається? Нагріти розчин, спостерігати зміну кольору і появу його знову при охолодженні.

У другу пробірку додати розчин калій йодиду. Чи зміниться колір розчину? Чим зумовлений колір — атомами чи йонами йоду?

2. Налити у пробірку 1—2 см<sup>3</sup> етилового спирту, занурити в нього кришталик йоду збовтати; відмітити розчинність йоду і колір спиртового розчину йоду.

3. У пробірку покласти кілька кришталиків йоду, налити в неї 2—3 см<sup>3</sup> води очищеної і збовтати. Відмітити колір йодної води і розчинність йоду у воді.

В цю саму пробірку з нерозчиненими кришталіками йоду додати кілька крапель розчину калій йодиду, вміст пробірки збовтати. Як змінюється розчинність йоду за наявності калій йодиду?

До частини йодної води влити 1 см<sup>3</sup> хлороформу і енергійно збовтати вміст пробірки. Дати пояснення явищу. Другу частину йодної води залишити для наступного дослідження.

4. До 1—2 см<sup>3</sup> йодної води додати краплями розчин їдкого натру до повного знебарвлення йодної води.

## II. Властивості хлоридної кислоти

Покласти у пробірку шматочок цинку, в другу — шматочок міді і налити по 1—2 см<sup>3</sup> розчину хлоридної кислоти. Що спостерігається? Дати пояснення.

## III. Властивості галогенід-йонів

1. До 1—2 см<sup>3</sup> розчину хлоридної кислоти додати кілька крапель розчину аргентум нітрату. Відмітити колір осаду.

2. Налити в одну пробірку 1—2 см<sup>3</sup> розчину натрій броміду, в другу — 1—2 см<sup>3</sup> розчину калій йодиду; в обидві пробірки додати кілька крапель аргентум нітрату. Відмітити колір осадів.

3. Налити в одну пробірку 1—2 см<sup>3</sup> розчину натрій броміду, в другу 1—2 см<sup>3</sup> розчину калій йодиду; в обидві пробірки додати кілька крапель сульфатної кислоти та кілька крапель калій перманганату. Спостерігати знебарвлення розчину.

В обидві пробірки прилити 1 см<sup>3</sup> хлороформу і енергійно струснути їх. Дати пояснення явищу, яке спостерігається.

## ❓ КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ ✍️

1. Дати порівняльну характеристику галогенів та їхніх сполук.
2. Скласти формули оксигеновмісних сполук бромю, йоду. Назвати їх.
3. Як одержати хлорне вапно? Його застосування.
4. Закінчити рівняння реакцій:
  - а)  $\text{KClO}_3 \xrightarrow{t} \dots$
  - б)  $\text{KClO}_3 + \text{SO}_2 \longrightarrow \dots$
  - в)  $\text{KClO}_3 \xrightarrow{t} \text{KClO}_4 + \text{KCl}$ .
  - г)  $\text{KClO}_3 \longrightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + \dots$
5. Написати рівняння реакції отримання хлору окисненням хлоридної кислоти калій перманганатом.
6. Обчислити, скільки тонн 38 % розчину хлоридної кислоти потрібно для одержання 1 т хлору за методом, що базується на дії марганецю (IV) оксиду на хлоридну кислоту.
7. Розчин їдкого натру нейтралізували хлоридною кислотою. На нейтралізацію витрачено  $25 \text{ см}^3$  100 % розчину хлоридної кислоти ( $\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$ ). Скільки грамів NaOH містилось у розчині?
8. До розчину кухонної солі було прилито надлишок аргентум нітрату. В результаті реакції випав осад масою 10 г. Скільки грамів кухонної солі було в розчині?
9. Гідроген хлорид, який одержують при дії надлишку сульфатної кислоти на 58,5 г кухонної солі, розчинили в 146 г води. Яка масова частка гідроген хлориду в отриманому розчині?
10. Написати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
  - а)  $\text{KI} \rightarrow \text{KBr} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{Cl}_2$ ;
  - б)  $\text{Br}_2 \rightarrow \text{NaBr} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl}$ .

## 2. ЕЛЕМЕНТИ VIA ГРУПИ. ХАЛЬКОГЕНИ

До халькогенів належать елементи: Оксиген, Сульфур, Селен, Телур, Полоній. Ці елементи мають на зовнішньому енергетичному рівні 6 валентних електронів, вони виявляють неметалічні властивості. Здатність приєднувати електрони в елементів VIA групи виражена значно слабше, ніж у галогенів.

O	Неметалічні властивості спадають, металічні властивості посилюються	$\dots ns^2np^4$
S	Атомний радіус збільшується	$B = \text{II, IV, VI}$
Se	Електронегативність зменшується	$n = -2, 0, 2, 4, 6$
Te	Енергія спорідненості до електрона зменшується	Оксиди: $\text{RO}_2, \text{RO}_3$
Po		

### Прості речовини

O <sub>2</sub>	Газ	H <sub>2</sub> O	—	Збільшують- ся: відновні властивості; сила кисло- ти; довжина зв'язку
S	Тверда речовина	H <sub>2</sub> S ↑	Малороз- чинні,	
Se	Тверда речовина (неметалічні і мета- лічні властивості)	H <sub>2</sub> Se ↑	мають не- приємний запах,	
Te	Тверда речовина (металічні власти- вості переважають)	H <sub>2</sub> Te ↑	отруйні, утворюють слабкі кис- лоти	
Po	Тверда речовина(типовий метал)			

### СПОЛУКИ СЕЛЕНУ І ТЕЛУРУ ОТРУЙНІ!

#### Кислоти

H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Сила кислоти зменшується	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> — сульфітна
H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>		H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> — сульфатна
H <sub>2</sub> TeO <sub>3</sub>		H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub> — селенітна
		H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub> — селенатна
		H <sub>2</sub> TeO <sub>3</sub> — телуритна
		H <sub>2</sub> TeO <sub>4</sub> — телуратна
		H <sub>6</sub> TeO <sub>6</sub> — ортотелуратна
		H <sub>2</sub> S — сульфідна
		H <sub>2</sub> Se — селенідна
		H <sub>2</sub> Te — телуридна

Сірка відома людству з глибокої давнини. Вона досить поширена в природі й трапляється як у вільному стані, так і у вигляді різних сполук. Sulfur (лат. назва) — означає “світло-жовтий” за її колір.

Кисень одержав англійський хімік Дж. Пристлі у 1774 р. прожарюванням оксиду ртуті (II) і шведський хімік К. Шеєле у 1771—1772 рр. з різних сполук: сурику, селітри, нітратної кислоти. Охугеніум (лат. назва) походить від французького слова *oxygen* (виробник кислоти), оскільки елемент є складовою частиною багатьох кислот.

### ❓ ЧИ ЗНАЄТЕ ВИ, ЩО...

- сірка у алхіміків вважалася одним із найголовніших елементів, що символізувала “горючість”;
- сірка лежить в основі хімічної промисловості і застосовується для виробництва добрив, очищення нафти, добування гуми, штучно-го шовку;

- виробництво сульфатної кислоти було відоме ще в XV столітті;
- сполуки Сульфуру використовують у будівництві, медицині, скульптурі.

## Лабораторна робота

### I. Окисно-відновні властивості гідроген пероксиду

1. Внести у пробірку 1 см<sup>3</sup> розчину калій йодиду та 2 н розчину сульфатної кислоти (1 см<sup>3</sup>), додати краплями розчин гідроген пероксиду. Відмити зміну забарвлення розчину.

2. До 1 см<sup>3</sup> розчину калій перманганату, підкисленого 2 н розчином сульфатної кислоти, додати краплями розчин гідроген пероксиду до зникнення фіолетового забарвлення розчину.

Указати в якому з дослідів гідроген пероксид є окисником, відновником.

### II. Властивості сульфідів

До 1 см<sup>3</sup> розчину калій перманганату, підкисленого 2 н розчином сульфатної кислоти прилити 1 см<sup>3</sup> натрій сульфіту. Як пояснити знебарвлення розчину?

### III. Властивості сульфатної кислоти

1. У дві пробірки покласти по шматочку цинку та міді, до них прилити по 1 см<sup>3</sup> розбавленої сульфатної кислоти. Записати спостереження.

2. У дві пробірки покласти по шматочку цинку й міді, до них обережно прилити 1 см<sup>3</sup> концентрованої сульфатної кислоти.

Написати продукти реакції.

### IV. Якісна реакція на сульфат-йони

До розчину (1 см<sup>3</sup>) натрій сульфату прилити розчин (1 см<sup>3</sup>) барій хлориду до утворення осаду.

### V. Властивості натрій тіосульфату

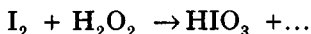
1. До 1 см<sup>3</sup> розчину натрій тіосульфату додати 2 н розчин сульфатної кислоти (1 см<sup>3</sup>), через деякий час відмити колір одержаного осаду. Який газ при цьому виділяється?

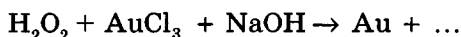
2. До розчину 1 см<sup>3</sup> натрій тіосульфату додати 1 см<sup>3</sup> йодної води. Що спостерігається?

3. До 1 краплі розчину натрій тіосульфату додати 3—4 краплі розчину аргентум нітрату, спостерігати утворення осаду та зміну його кольору.

## ❓ КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

1. За допомогою рівнянь реакції довести окисно-відновну двоїстість гідроген пероксиду. Вказати її причину. Дібрати коефіцієнти електронно-йонним методом:



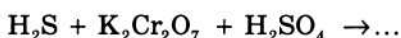
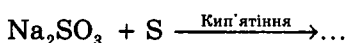


2. Написати рівняння реакції, що відбувається під час взаємодії сірки в киплячому розчині натрій гідроксиду. Вказати тип окисно-відновної реакції.

3. Написати рівняння реакції дисоціації сульфитної та сульфідної кислот. Навести вирази для первинної, вторинної та загальної констант дисоціації.

4. Написати рівняння реакцій одержання сульфур (IV) оксиду з сірки, натрій сульфіту та сульфатної кислоти.

5. Закінчити рівняння реакцій та дібрати коефіцієнти електронно-йонним способом:



6. Обчислити об'єм сульфур (IV) оксиду (н.у.), потрібний для повного знебарвлення 250 см<sup>3</sup> 0,1 н розчину калій перманганату в кислому середовищі.

### 3. ЕЛЕМЕНТИ VA ГРУПИ

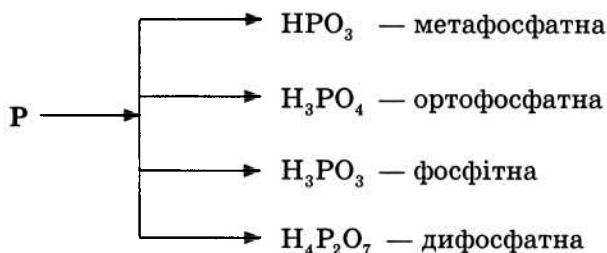
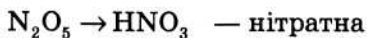
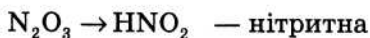
До VA групи періодичної системи належать елементи: Нітроген, Фосфор, Арсен, Стибій, Бісмут. Ці елементи мають на зовнішньому енергетичному рівні 5 валентних електронів і характеризуються загалом як елементи, що виявляють неметалічні властивості. Однак здатність до приєднання електронів виражена у них значно слабше, ніж у елементів VIA і VIIA груп.

N	↓	Неметалічні властивості спадають	$\dots ns^2 np^3$ $B = \text{III}, V$ $5n = -3, 0, 3, 5;$ Оксиди: $R_2O_3, R_2O_5$
P		Металічні властивості посилюються	
As		Атомний радіус збільшується	
Sb		Електронегативність зменшується	
Bi		Енергія спорідненості до електрона зменшується	

#### Прості речовини

N <sub>2</sub>	↓	Газ	↓	NH <sub>3</sub> ↑	Мають різкий запах Отруйні Міцність зв'язків зменшується Відновні властивості збільшуються Розчинність у воді зменшується
P		Тверда речовина		PH <sub>3</sub> ↑	
As		Тверда речовина (виявляє амфотерні властивості)		AsH <sub>3</sub> ↑	
Sb		Тверда речовина (виявляє частково металічні властивості, амфотерна)		SbH <sub>3</sub> ↑	
Bi		Тверда речовина (Типовий метал)		BiH <sub>3</sub> ↑	

## Кислоти



У сполуках:



Арсен і Стийбій утворюють кислоти відповідно кислотам Фосфору.

Нітроген і Фосфор належать до 6 елементів-органогенів (С, Р, Н, О, N, S), які становлять основну масу тіла людини (97,4 %). Вони входять до складу багатьох біологічно активних сполук: білків, нуклеїнових кислот, ферментів, вітамінів, гормонів тощо.

## ❓ ЧИ ЗНАЄТЕ ВИ, ЩО...

- амоніак подразнює слизові оболонки і шкіру. Вдихання концентрованої пари амоніаку спричинює сильну печію, подразнення гортані і трахеї (з'являється набряк). При отруєнні нашатирним спиртом з'являється блювання, пронос; смерть настає внаслідок гострого набряку гортані.

Надання першої допомоги: дати випити велику кількість води, підкисленої оцтом, потім склянку олії (молока);

- середня потреба людини в азоті становить на добу 13—16 г;
- нітратна кислота була описана арабським хіміком у XIII ст., а добута лише у XV ст.
- запалити свічку без вогню можна за допомогою розчину фосфору в сірковуглеці (CS<sub>2</sub>). Джгут свічки змащують розчином, і після випаровування CS<sub>2</sub> (кілька секунд) свічка займається від фосфору;
- “часниковий” запах має алотропна видозміна Фосфору — білий фосфор;
- свічки, виготовлені з фосфору, під час горіння дають мало світла, однак виділяють багато білого диму. Фосфорні свічки називають “шашками”.

## Лабораторна робота

### I. Вивчення властивостей нітратної кислоти

1. У дві пробірки до міді та цинку додати краплями концентровану нітратну кислоту, спостерігати розчинність металів.

2. У дві пробірки до міді та цинку додати розбавлену нітратну кислоту, спостерігати розчинність металів. Які властивості виявляє нітратна кислота?

### II. Добування амоніаку в лабораторії

У фаянсову чашку внести 2 мікролопатки амоній хлориду і 2 мікролопатки калій гідроксиду, розтерти товкачиком і піднести вологий червоний лакмусовий папірець, спостерігати зміну забарвлення папірця. Пояснити, що відбувається.

### III. Вивчення окисно-відновних властивостей нітритів

1. У пробірку до 1 см<sup>3</sup> розчину калій перманганату додати 1 см<sup>3</sup> розчину сульфатної кислоти та 1 см<sup>3</sup> натрій нітриту, спостерігати знебарвлення.

2. До розчину сульфатної кислоти додати розчини калій йодиду та натрій нітриту, пояснити зміну забарвлення.

### IV. Якісні реакції на нітрити і нітрати

1. До 1 см<sup>3</sup> натрій нітриту додати 1 см<sup>3</sup> розчину HCl.

2. У пробірку до 1,5 см<sup>3</sup> розчину ферум (II) сульфату додати 1,5 см<sup>3</sup> розчину нітратної кислоти. Пробірку нахилити і повільно по стінках пробірки додати 3—4 краплі концентрованої сульфатної кислоти. Спостерігати утворення “бурого кільця”.

### V. Якісні реакції на фосфати

У дві пробірки до 1 см<sup>3</sup> розчину натрій гідрогенфосфату додати: в першу — 1 см<sup>3</sup> розчину аргентум нітрату, а в другу — 3 см<sup>3</sup> магнезіальної суміші (MgCl<sub>2</sub> + NH<sub>4</sub>OH + NH<sub>4</sub>Cl). Спостерігати утворення осаду.

### VI. Гідроліз солей ортофосфатної кислоти.

У дві пробірки до 1 см<sup>3</sup> розчину натрій гідрогенфосфату додати: в першу — 1—2 краплі фенолфталеїну, в другу — 1—2 краплі метилоранжу.

Спостерігати зміну кольорів. Визначити рН розчину солі.

## ❓ КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

1. Яку мінімальну кількість нітратної кислоти потрібно взяти, щоб утворився 1 моль цинк нітриту?

2. Визначити об'єм 10 % розчину хлоридної кислоти ( $\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$ ) потрібної для нейтралізації амоніаку масою 5,1 г.

3. На 112 г калій гідроксиду діють розчином, що містить 166,55 г нітратної кислоти. Яка маса солі при цьому утворюється?

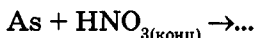
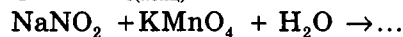
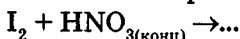
4. Написати рівняння реакції диспропорціонування:  $P + KOH \rightarrow \dots$

5. Написати рівняння реакцій таких перетворень:



6. Розрахувати масу нітратної кислоти потрібної для окиснення 7,6 г  $FeSO_4$  в кислому середовищі.

7. Закінчити рівняння окисно-відновних реакцій:



8. Написати рівняння реакцій якісного визначення йонів  $NO_2^-$ ,  $NO_3^-$ ,  $PO_4^{3-}$ .

9. На 256 г мідного порошку подіяли надлишком нітратної кислоти. Одержано 679 г безводної солі. Знайти вихід солі.

10. До 1 моль  $KOH$  прилили розчин, що містить 1 моль  $H_3PO_4$ . Яка сіль утворилася?

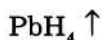
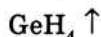
## 4. ЕЛЕМЕНТИ IVA ГРУПИ

До IVA групи періодичної системи входить п'ять елементів: Карбон, Силіцій, Германій, Станум і Плюмбум. При переході від Карбону до Плюмбуму здатність до приєднання електронів, а відповідно, і неметалічні властивості послаблюються, здатність до відщеплення електронів зростає. Це пов'язано зі збільшенням розміру атомного радіуса. Карбон і Силіцій виявляють типові неметалічні властивості, Германій — металічні й неметалічні властивості, а в Стануму і Плюмбуму металічні властивості переважають над неметалічними, це амфотерні метали.

Карбон і Силіцій входять до складу тканин організму людини. Карбон є основою важливих для організму сполук — білків, вуглеводів, ліпідів, нуклеїнових кислот та ін.

C	Неметалічні властивості спадають	
Si	Металічні властивості посилюються	$\dots ns^2 np^2$
Ge	Атомний радіус збільшується	$B = II, IV$
Sn	Електронегативність зменшується	$n = -4, 0, 2, 4$
Pb	Енергія спорідненості до електрона зменшується	Оксиди: $RO, RO_2$

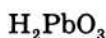
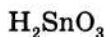
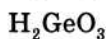
## Сполуки з Гідрогеном



Стойкість гідридів зменшується  
Відновні властивості збільшуються  
Погано розчиняються у воді  
Не мають ні кислотних, ні  
основних властивостей

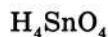
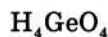
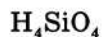
## Кислоти

*Мета-*



*Орто-*

—



Кислотні властивості послаблюються

## ❓ ЧИ ЗНАЄТЕ ВИ ЩО...

- якщо провести шматочком свинцю лінію на папері, то він залишить сірий слід. Українське слово “олівець” походить від французького слова “Олива”. У давнину свинець на Україні називали оливом;

- із кам'яного вугілля добувають сахарин. Ця речовина дуже солодка на смак. Однак сахарин не має поживних якостей, тому він може діяти тільки на органи смаку;

- “олов'яною чумою” називають явище, коли звичайне металічне олово перетворюється на порошокподібне. Під час тривалого зберігання за температури нижче +13 °C воно поступово переходить в алотропну видозміну (порошок);

- $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  називають “свинцевим цукром”. За зовнішнім виглядом він нагадує цукор, на смак солодкий, але дуже токсичний;

- карбон вважають “царем” усієї живої природи, хоча у природі його міститься лише 0,35 %;

- один із найбільших алмазів — “Кулінан” масою 620 г було знайдено у 1905 р.

- “сусальне золото” — це сплав, який одержують із олов'яних ошурок із сіркою і амоній хлоридом при нагріванні без доступу повітря. Ним вкривають металеві предмети. Воно має гарний вигляд і схоже на справжнє золото;

- силіцій вважають “царем” неживої природи, оскільки він міститься майже в усіх гірських породах (земна кора містить 26 % Силіцію);
- кристал гірського кришталю масою 0,5 т було знайдено на Уралі, а на острові Мадагаскар знайдено кристал масою 1,5 т;
- завдяки сполукам Силіцію людині вдалося пізнати мікросвіт (винайдення мікроскопа) та макросвіт (винайдення телескопа), а також виготовити фото- і кіновідеоапаратуру та інші оптичні прилади;
- Силіцій в організмі людини і тварин входить до складу шкіри, волосся, нігтів, зубів, кісток. Стебла рослин — бамбука, вівса, ячменю, жита, пшениці та інших містять Силіцій, чим і зумовлюється їхня міцність, незважаючи на тонкість і висоту стебел;
- із золи кам'яного вугілля добувають галій, скандій, германій. Германій — найкращий металічний напівпровідник для виготовлення кристалічних випрямлячів і підсилювачів у радіотехніці, автоматичі.

## **Лабораторна робота**

### **I. Адсорбційні властивості активованого вугілля**

У пробірку внести 5—6 крапель метиленової сині або фуксину, додати 5—6 см<sup>3</sup> води і 1—2 мікрошпателі активованого вугілля, вміст пробірки перемішати скляною паличкою. Дати розчину відстоятись. Відмітити зміну його забарвлення.

### **II. Одержання кальцій карбонату та кальцій гідрогенкарбонату**

У пробірку на 1/3 влити розчин кальцій гідроксиду (вапняну воду). Занурити в розчин скляну трубочку і пропустити через неї вуглекислий газ. Спостерігати утворення осаду. Вуглекислий газ пропустити до повного розчинення осаду.

### **III. Властивості карбонатів і гідрогенкарбонатів**

У дві пробірки насипати по 2 мікролопатки солей кальцій карбонату та натрій гідрогенкарбонату. До кожної з них прилити 3 см<sup>3</sup> хлоридної кислоти. Газ, що виділяється, пропустити за допомогою газовідвідної трубки у вапняну або баритову воду. Спостереження пояснити.

### **IV. Амфотерність плюмбум (II) гідроксиду**

У пробірку внести 1 см<sup>3</sup> розчину плюмбум (II) нітрату, обережно прилити краплями розчин натрій гідроксиду до утворення осаду. Вміст пробірки розділити на дві: в одну прилити 2 см<sup>3</sup> нітратної кислоти, а в другу — стільки само натрій гідроксиду. Спостерігати розчинність осаду.

## V. Гідроліз солей

1. На смужку універсального індикатрного паперу нанести 1—2 краплі розчину плюмбум (II) нітрату. За допомогою еталонної шкали визначити рН середовища.

2. У пробірку внести 1 см<sup>3</sup> розчину натрій карбонату і прилити до нього 1—2 краплі фенолфталеїну. Що спостерігається?

Написати йонні та молекулярні рівняння гідролізу цих солей.

## 5. ЕЛЕМЕНТИ IIIA ГРУПИ

У IIIA групі періодичної системи знаходяться елементи: Бор, Алюміній, Галій, Індій, Талій. Вони належать до *p-елементів* і мають на зовнішньому енергетичному рівні три валентних електронів. Передостанній електронний рівень атома Бору має 2 електрони, Алюмінію — 8, Галію, Індію, Талію — 18. Елементи IIIA групи виявляють менш виражені металічні властивості, ніж елементи IIA і IA груп.

Елемент Бор виявляє неметалічні властивості, оскільки має дуже малий атомний радіус (0,091 нм), Алюміній має амфотерні властивості. У інших елементів підгрупи зі збільшенням атомного радіуса металічні властивості посилюються.

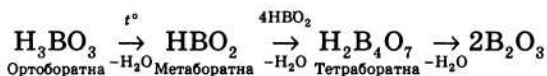
Алюміній, Галій, Індій, Талій та їхні сполуки широко застосовують у приладобудуванні та електроніці.

Талій та його сполуки токсичні.

Елемент Бор відкрили у 1808 р. Л.Ж. Гей-Люссак і Л.Ж. Тенар. Чистий Бор одержав Г. Муассан у 1895 р.

B	↓	Неметалічні властивості спадають	
Al		Металічні властивості посилюються	...ns <sup>2</sup> np <sup>1</sup>
Ga		Атомний радіус збільшується	B = III
In		Електронегативність зменшується	n = 0, 3
Tl		Енергія спорідненості до електрона зменшується	
			Оксиди: R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>

Бор утворює слабкі кислоти: HBO<sub>2</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>



Сполуки Бору: Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub> · 10H<sub>2</sub>O — бура (безбарвні прозорі кристали), не розчиняється у холодній воді, розчиняється в киплячій, не розчиняється у спирті. Водні розчини мають солонувато-лужний смак.

## ❓ ЧИ ЗНАЄТЕ ВИ, ЩО...

- назва хімічного елемента Бору співзвучна прізвищу данського вченого Бора, який розробив теорію квантового випромінювання;
- металічний Талій та його солі дуже отруйні, отруйніші за арсен і ртуть. Раніше Талій застосовували тільки як отруту. Талій сульфат застосовували для знищення ховрахів, а також для лікування шкірних захворювань у тварин;
- Алюміній називають “крилатим металом”, бо завдяки легкості, твердості, пластичності й міцності, антикорозійним властивостям його широко застосовують у літако-, ракето-, танкобудуванні, в автопромисловості;
- Бор застосовують у металургії, він входить до складу сплавів (добавка 0,001—0,01 % бору до сталі поліпшує її властивості);
- карбід бору ( $B_4C$ ) твердіший за природний алмаз ( $t_{пл} = 2350$  °C); його застосовують для обробки твердих сплавів, в ядерних реакторах як уповільнювач нейтронів, для буріння свердловин;
- ортоборатну кислоту та її сіль буру широко застосовують у виробництві глазури, емалі для фаянсових та фарфорових виробів, для виготовлення спеціального скла.

## Лабораторна робота

### I. Одержання ортоборатної кислоти

У суху пробірку внести 1—2 мікрошпателі натрій тетраборату, розчинити його у 5—6 краплях води очищеної та нагріти на полум'ї пальника до зникнення кристалів. До насиченого розчину додати 2—3 краплі концентрованої сульфатної кислоти. Відмити колір одержаних кристалів ортоборатної кислоти. Скласти рівняння реакції.

### II. Якісна реакція на борат-йон

У фарфорову чашку внести 2—3 мікролопатки ортоборатної кислоти, 1—2 краплі концентрованої сульфатної кислоти та 5—6 крапель етилового спирту. Перемішати суміш скляною паличкою та підпалити. Спостерігати забарвлення полум'я. Пояснити, що відбувається.

### III. Амфотерність алюміній гідроксиду

У пробірку внести 1 см<sup>3</sup> розчину алюміній хлориду, обережно прилити краплями розчин натрій гідроксиду до утворення осаду. Вміст пробірки розділити на дві: в одну прилити 2 см<sup>3</sup> нітратної кислоти, в другу — стільки само натрій гідроксиду. Спостерігати розчинність осаду.

### IV. Гідроліз солей

1. На смужку універсального індикаторного паперу нанести 1—2 краплі розчину алюміній хлориду. За допомогою еталонної шкали визначити рН середовища.

2. У пробірку внести 1 см<sup>3</sup> розчину натрій тетраборату і додати 1—2 краплі фенолфталеїну. Відмітити, що спостерігається. Написати йонні та молекулярні рівняння гідролізу.

## ❓ КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

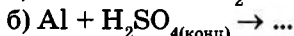
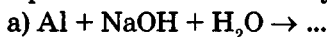
1. Написати електронно-графічні формули атомів елементів Бору, Алюмінію, Карбону та Плюмбуму в основному та збудженому стані.

Указати можливі ступені окиснення цих елементів.

2. Написати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



3. Закінчити рівняння реакцій та дібрати коефіцієнти методом електронно-йонного балансу:



4. Написати формули можливих оксидів та гідроксидів р-елементів IV групи та охарактеризувати їх кислотно-основні властивості.

5. Написати рівняння хімічних реакцій, що відповідають такій схемі:



6. Як можна одержати з алюміній нітрату калій алюмінат? Написати рівняння реакцій у молекулярному та йонному вигляді.

7. Скільки потрібно прилити 6 % розчину натрій гідроксиду до 10 см<sup>3</sup> 5 % розчину алюміній хлориду ( $\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$ ), щоб повністю осадити алюміній у вигляді алюміній гідроксиду.

8. Написати рівняння реакцій за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



9. Написати рівняння якісних реакцій на борати, карбонати, та катіони Плюмбуму і Алюмінію.

10. Написати рівняння реакцій взаємодії бору та вуглецю з нітратною кислотою.

## 6. ЕЛЕМЕНТИ ІА ГРУПИ (ЛУЖНІ МЕТАЛИ)

До головної підгрупи І групи входять елементи: Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій, Францій, які належать до лужних металів. Ця назва пов'язана з тим, що гідроксиди Натрію і Калію здавна були відомі під назвою лугів.

У 1807 р. Г. Деві шляхом електролізу одержав чисті натрій і калій.

На зовнішньому енергетичному рівні елементів лужних металів міститься по одному електрону. Висока хімічна активність елементів ІА групи пояснюється тим, що їхні валентні електрони унаслідок збільшення радіусів атомів порівняно слабо зв'язані з ядром. Зв'язок валентних електронів послаблюється, тому атоми Рубідію особливо легко віддають електрони. На хімічну активність впливають і розміри утворюваних ними йонів. Розміри йонів зменшуються від Цезію до Літію, тому Літій вступає у більш міцний зв'язок з більшістю неметалів.

Li	Металічні властивості посилюються	... $ns^1$
Na	Атомний радіус збільшується	$B = I$
K	Електронегативність зменшується	$n = 0, 1$
Rb	Енергія спорідненості до електрона	
Cs	зменшується	
Fr		Оксиди: $R_2O$

LiOH	} гігроскопічні
NaOH	
KOH	
RbOH	
CsOH	
FrOH	

Збільшується розчинність у воді  
Посилюються основні властивості

### ❓ ЧИ ЗНАЄТЕ ВИ, ЩО...

- за допомогою спектрального аналізу німецькі вчені Р. Бунзен і Г. Кірхгоф відкрили такі хімічні елементи, як Цезій (1860 р) і Рубідій (1861 р);

- назва “Рубідій” походить від лат. *rubrus* — червоний (за дві характерні темно-червоні спектральні лінії), Цезій — від лат. *caesius* — блакитний (за дві характерні блакитні спектральні лінії);

- найлегший метал — літій має густину  $0,53 \text{ г/см}^3$ , він у 15 разів легший від заліза і удвічі легший за воду;


- калій і натрій сполучаються із сіркою з вибухом;
  - у людському організмі міститься 150 г Натрію;
  - натрій і калій одержав Г. Деві у 1807 р. електролізом солей.
- Перший було названо “содієм”, а другий — “потасієм”, звідси назва солей:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  — сода,  $\text{K}_2\text{CO}_3$  — поташ.


## 7. ЕЛЕМЕНТИ ІІА ГРУПИ (ЛУЖНОЗЕМЕЛЬНІ МЕТАЛИ)

До ІІ групи головної підгрупи входять елементи: Берилій, Магній, Кальцій, Стронцій, Барій, Радій. Всі ці елементи, крім Берилію, мають яскраво виражені металічні властивості, поступаючись у цьому тільки лужним металам. Кальцій, Стронцій, Барій, Радій називають лужноземельними металами, оскільки їхні гідроксиди мають лужні властивості, а їх оксиди за своєю тугоплавкістю схожі до оксидів важких металів, які раніше називали “землями”.

Усі елементи, крім Радію, є легкими металами і мають відносно високу температуру плавлення й кипіння. У вільному стані це сріблясто-білі речовини, твердіші, ніж лужні метали.

На зовнішньому енергетичному рівні елементи ІІ групи головної підгрупи мають 2 валентних електрони. Подібно до лужних металів, вони швидко окиснюються на повітрі й можуть витіснити водень з води за кімнатної температури. Однак Берилій і Магній взаємодіють з водою дуже повільно, їхні гідроксиди малорозчинні у воді: вони вкривають поверхню металів і тим самим гальмують перебіг реакції. Берилій — амфотерний метал, Радій — радіоактивний метал.

Be		Металічні властивості посилюються	...ns <sup>2</sup>
Mg		Неметалічні властивості послаблюються	B = II
Ca		Атомний радіус збільшується	n = 0, 2
Sr		Електронегативність зменшується	
Ba		Енергія спорідненості до електрона зменшується	
Ra			

Be(OH) <sub>2</sub>		Розчинність у воді збільшується
Mg(OH) <sub>2</sub>		Основні властивості посилюються
Ca(OH) <sub>2</sub>		
Sr(OH) <sub>2</sub>		
Ba(OH) <sub>2</sub>		
Ra(OH) <sub>2</sub>		

## ❓ ЧИ ЗНАЄТЕ ВИ, ЩО...

- металічний Магній, що горить, не можна гасити вуглекислим газом, оскільки він продовжує горіти в атмосфері цього газу внаслідок віднімання кисню від карбон (IV) оксиду, при цьому вуглець відновлюється до вільного стану;

- Берилій утворює з багатьма металами сплави, які характеризуються твердістю, міцністю, жаротривкістю, антикорозійними властивостями. Тому його застосовують як теплоізоляційний матеріал конструкцій космічних кораблів, у приладобудуванні;

- сплави Берилію мають золотистий колір (нагадують колір золота). Берилій такий твердий, що може різати скло. Він відбирає і сповільнює рух електронів і тому використовується в ядерних реакторах, легко пропускає рентгенівське випромінювання;

- берилій називають “повзучою смертю” за те, що він згубно діє на ферменти, а також вилучає фосфат-йони з кісток. Отруєння берилієм розвивається повільно і нерідко дає про себе знати лише через кілька років (навіть через десятки) і може призвести до смерті;

- “барієвою кашею” (барій сульфат, змішаний з водою) пригощають пацієнта перед рентгеноскопією шлунка;

- стронцій “прославився” завдяки існуванню радіоактивного ізотопу “Стронцій-90”. Вивченням його властивостей займаються тисячі хіміків, біологів, лікарів, біохіміків, біофізиків у всьому світі. Він може бути спрямований і на користь людству, і на шкоду йому;

- Стронцій бере участь в обміні речовин і відкладається у кістковій тканині замість кальцію;

- у рослинах Кальцій потрібен для перетворення поглинутих нітратів на органічні сполуки. Він бере участь у синтезі білкових речовин, сприяє утворенню хлорофілу.

## Лабораторна робота

### I. Взаємодія натрію з водою

У кристалізатор з очищеною водою внести 1—2 краплі розчину фенолфталеїну і пінцетом невеликий шматочок натрію (із сірникову головку), попередньо висушеного фільтрувальним папером. Спостерігати інтенсивне виділення газу та зміну забарвлення розчину. Чому натрій не тоне?

### II. Розчинність магній оксиду

У пробірку насипати 1—2 мікрошпателі порошку магній оксиду прилити 2 см<sup>3</sup> води та 1—2 краплі розчину фенолфталеїну. Відмітити зміну кольору розчину та розчинність осаду.

### III. Випробування розчинів гідроксидів індикатором

На універсальний лакмусовий папірець нанести краплю розчину натрій гідроксиду, кальцій гідроксиду та суміші ( $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$ ). За шкалою визначити рН розчинів та відзначити силу електролітів.

#### IV. Властивості солей

1. До  $1 \text{ см}^3$  розчину магній сульфату прилити  $1 \text{ см}^3$  розчину натрій гідроксиду. Спостерігати утворення осаду. Перевірити його на розчинність у кислотах і лугах.

2. До  $1 \text{ см}^3$  розчину кальцій хлориду прилити  $1 \text{ см}^3$  розчину сульфатної кислоти. Спостерігати утворення осаду. Пояснити умови утворення осаду.

#### V. Якісні реакції на катіони Кальцію, Магнію та Барію

1. До  $1 \text{ см}^3$  розчину солі кальцій хлориду прилити  $1 \text{ см}^3$  амоній оксалату. Спостерігати утворення осаду. Перевірити його на розчинність в ацетатній та нітратній кислотах.

2. До  $1 \text{ см}^3$  розчину барій хлориду прилити  $1 \text{ см}^3$  розчину сульфатної кислоти. Спостерігати утворення осаду. Перевірити його на розчинність у кислотах і лугах.

3. У пробірку до  $1 \text{ см}^3$  розчину магній хлориду додати  $1 \text{ см}^3$  розчину амоній гідроксиду до утворення осаду. Додати  $2 \text{ см}^3$  розчину амоній хлориду до повного розчинення осаду. До одержаного розчину прилити  $1 \text{ см}^3$  розчину натрій гідрогенфосфату. Спостерігати утворення осаду.

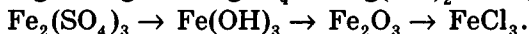
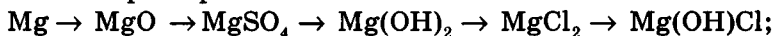
#### VI. Визначення йонів Кальцію у воді

У пробірку набрати  $5 \text{ см}^3$  проточної води прилити  $1 \text{ см}^3$  амоній оксалату. Спостерігати утворення осаду.

### ② КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

1. Написати рівняння реакцій нейтралізації, в результаті яких утворюються такі солі:  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{KHSO}_4$ .

2. Написати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



3. Ортофосфатна кислота утворює три види солей:  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{CaHPO}_4$ . Назвати їх за міжнародною номенклатурою.

4. Скільки грамів  $\text{KOH}$  потрібно для перетворення  $70 \text{ г}$   $\text{H}_2\text{SO}_4$  на кислу сіль?

5. Скільки потрібно  $10\%$  розчину  $\text{NaOH}$  для нейтралізації сульфатної кислоти, яка міститься в  $20 \text{ г}$   $4,9\%$  розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ?

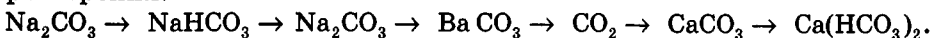
6. Схарактеризувати зміну кислотно-основних властивостей оксидів:  $\text{BeO} - \text{MgO} - \text{CaO} - \text{SrO} - \text{BaO}$ .

7. Указати, який із s-елементів II групи має амфотерні властивості. Підтвердити його амфотерність відповідними рівняннями ре-

акцій, які відбуваються з утворенням аква- та гідроксокомплексів з координаційним числом 4.

8. Обчислити об'єм 2 M розчину хлоридної кислоти, потрібний для нейтралізації розчину, який містить 11,2 л калій гідроксиду.

9. За допомогою відповідних рівнянь реакцій здійснити такі перетворення:



## 8. ЕЛЕМЕНТИ ПОБІЧНОЇ ПІДГРУПИ І ГРУПИ (ПІДГРУПА КУПРУМУ)

До складу побічної підгрупи І групи належать елементи: Купрум, Аргентум, Аурум (Аргентум і Аурум — благородні метали), їх відносять до *d-елементів*:  $(n - 1)s^2d^{10}ns^1$ .

Передостанній 18-електронний енергетичний рівень атомів Купруму, Аргентуму, Ауруму не зовсім стабілізований і здатний до часткової втрати електронів. Тому атоми цих елементів виявляють різний ступінь окиснення: Купруму — +1, +2 і навіть +3, Аргентуму — +1, рідше +3, Ауруму — +3.

Елементи побічної підгрупи І групи мають менш яскраво виражені металічні властивості порівняно з елементами І А групи (лужні метали). Радіуси атомів Купруму, Аргентуму, Ауруму менші, ніж радіуси атомів лужних металів. Це зумовлює значно більшу густину, високу температуру плавлення елементів підгрупи Купруму. Малий атомний радіус пояснює більше значення енергії йонізації цих металів, що призводить до великої відмінності в хімічних властивостях металів обох підгруп. Елементи побічної підгрупи — малоактивні метали. Вони важко окиснюються і, навпаки, легко відновлюються, не розкладають воду, утворюють слабкі гідроксиди і здатні утворювати комплексні сполуки.

Cu	↓	Атомний радіус збільшується	...3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup> В = I, II n = 1, 2
Ag		Енергія йонізації збільшується	...4d <sup>10</sup> 5s <sup>1</sup> В = I, III n = 1, 3
Au		Хімічна ативність простих речовин зменшується	...5d <sup>10</sup> 6s <sup>1</sup> В = III n = 3
			Оксиди: R <sub>2</sub> O, RO, R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>

### ❓ ЧИ ЗНАЄТЕ ВИ, ЩО...

- мідний посуд вкривається зеленим нальотом тому, що за наявності вуглекислого газу, повітря й води утворюється купрум гідроксо-

карбонат, який хімічно зв'язаний з купрум (II) гідроксидом. У природі така сіль трапляється під назвою *малахіт* —  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ;

- мідь здатна вбивати мікроорганізми, тому працівники мідних заводів ніколи не хворіли на холеру. Солдати, що носили мідні хрести, не хворіли під час чуми;

- на Уралі у 1837 р. було знайдено злиток золота масою 36 кг 22 г, а у 1936 р. — знайдено “золоте гніздо”, де за три дні добули близько 40 кг чистого золота, найбільший шматок важив 14 кг 231 г. В Австралії у 1869 р. знайшли злиток золота масою 70 кг 900 г, а у 1872 р. — масою близько 260 кг;

- 1 г золота можна витягнути у павутиноподібну дротинку завдовжки близько 3 км;

- “срібна вода” — це розчин, в якому містяться гідратовані йони  $\text{Ag}^+$ . Відомо, що йони срібла мають бактерицидну дію. Тому “срібну воду” використовують у медицині при запальних процесах, кишково-шлункових захворюваннях. У харчовій промисловості додавання незначної кількості “срібної води” до молока запобігає його скисанню впродовж 4—5 діб;

- “срібну воду” одержують електролізом води на срібних електродах. Анод розчиняється і збагачує воду йонами срібла;

- “синім каменем” називають мідний купорос  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  через його синє забарвлення;

- “золоте перо” можна одержати, якщо в розчин мідного купоросу занурити залізне перо від авторучки. Воно вкривається золотистим нальотом міді і стає неначе позолочене;

- на срібних виробках через деякий час утворюється темний наліт аргентум сульфід  $\text{Ag}_2\text{S}$ , оскільки в повітрі приміщень є незначна кількість сірководню. Якщо ж до срібла додати деяку кількість індію, це посилює блиск срібла і запобігає його потемнінню. Темний наліт аргентум сульфід можна також зняти концентрованим розчином натрій тіосульфату  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ;

- латинська назва міді *Cuprum* походить від назви острова Кіпр, де у давнину існував широкий промисел добування мідних руд.

## 9. ЕЛЕМЕНТИ ПОБІЧНОЇ ПІДГРУПИ ІІ ГРУПИ (ПІДГРУПА ЦИНКУ)

До побічної підгрупи ІІ групи належать елементи Цинк, Кадмій і Меркурій. Атоми цих елементів мають 18 електронів на передостанньому і 2 електрони на останньому енергетичному рівні (*d-елементи*). У всіх сполуках елементи підгрупи Цинку мають ступінь окиснення +2, Меркурій може мати ступінь окиснення +1. На відміну від побічної підгрупи І групи, передостанній енергетичний рівень елементів ІІ В підгрупи стійкіший, він не бере участі в утворенні йонів, усі елементи цієї підгрупи виявляють тільки ступінь окиснення +2.

Елементи підгрупи Цинку мають менший розмір атомів і йонів, тому вони як метали виявляють меншу хімічну активність, ніж лужноземельні метали. За нормальних умов вони важко окиснюються і не реагують з водою.

У підгрупі атомний радіус змінюється незакономірно, тому їхня хімічна активність виявляється аномально. Цинк, Кадмій і Меркурій здатні до комплексоутворення.

Zn	Атомний радіус збільшується	$\dots 3d^{10} 4s^2$	
Cd	Енергія йонізації зростає	$\dots 4d^{10} 5s^2$	В = ІІ, $n=2$
Hg	Хімічна ативність простих речовин зменшується	$\dots 5d^{10} 6s^2$	

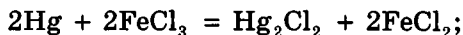
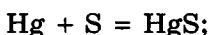
↓

Оксиди: RO

### ❓ ЧИ ЗНАЄТЕ ВИ, ЩО...

- заморозити воду можна рідкою ртуттю. Як відомо, вода замерзає за температури 0 °С, а ртуть — за температури -38,8 °С. Якщо ртуть охолодити до -20 ... -30 °С, то нею можна заморозити воду;
- сплав ртуті з 8,5 % талію застосовують у термометрах для вимірювання температури від -59 °С до +550 °С;
- ртуть за її рухливість і сріблястий колір здавна називають “живим сріблом”;
- давньогрецький учений лікар Діоскорид назвав ртуть “гідраргірос” — “срібна вода”, звідки й походить латинська назва *Hydrargyrum*;
- в англійській, французькій та інших європейських мовах назва ртуті пов’язана з Меркурієм — найближчою до Сонця планетою;
- ртутна пара згубно діє на організм людини, поступово розвивучи в ньому тяжке хронічне отруєння: випадає волосся, кришаться і випадають зуби, людина чахне.

Якщо ртуть потрапила на підлогу або стіл, її необхідно негайно зібрати і нейтралізувати: а) мідною пластинкою, змоченою нітратною кислотою; б) металевим стрижнем, попередньо охолодженим “сухим льодом” — ртуть примерзає до холодного металу; в) ртуть, що закотилася у щілини, необхідно нейтралізувати і присипати порошком сірки або залити концентрованим розчином ферум (III) хлориду:



• цинк необхідний для нормального росту, цвітіння та плодоношення. У багатьох безхребетних цинк виконує ту саму роль, що й залізо у крові хребетних.

В організмі людини цинк міститься в зубах (0,02 %), статевих залозах, печінці, мозку, підшлунковій залозі та нервовій системі.

Чимало цинку в грибах, він активно стимулює їх розвиток і ріст (зокрема, дріжджових грибів).

## Лабораторна робота

### I. Відновні властивості цинку

У чотири пробірки внести по гранулі цинку та додати в кожен по 8—10 крапель: у першу — води, у другу — хлоридної кислоти, у третю — нітратної кислоти, у четверту — натрій гідроксиду. Вміст пробірок нагріти до кипіння. Відмітити, що відбувається в кожній пробірці. Написати рівняння реакцій, враховуючи, що в розчинах кислот катіон Цинку існує у вигляді аква-, а в розчинах лугів — у вигляді гідросокомплексів з координаційним числом 4. Продуктом відновлення розбавленої нітратної кислоти цинком є нітроген (I) оксид.

### II. Відновлення міді з розчинів її солей

У пробірку внести 5—6 краплин розчину купрум (II) сульфату і занурити в нього гранулу цинку. Відмітити утворення на поверхні металу червоного нальоту. Написати рівняння реакції витіснення міді з розчину солі металічним цинком, пояснити це явище.

### III. Взаємодія купрум (II) оксиду з кислотами

У дві пробірки внести 2—3 мікрошпательні купрум (II) оксиду додати 1—2 см<sup>3</sup> кислот, в одну пробірку — хлоридної, в другу — сульфатної і нагріти. Спостерігати в обох випадках появу забарвлення розчину.

Написати рівняння реакцій взаємодії купрум (II) оксиду з хлоридною і сульфатною кислотами.

### IV. Взаємодія солей з лугами

У три пробірки внести по 1 см<sup>3</sup> розчину солей цинк сульфату, купрум (II) сульфату, аргентум нітрату. До кожної з них прилити 1 см<sup>3</sup>

розчину лугу до утворення осадів. Вміст пробірок розділити надвоє і перевірити на розчинність у нітратній кислоті та калій гідроксиді.

#### **V. Властивості купрум (II) гідроксиду**

Одержати купрум (II) гідроксид так як це описано у досліді IV.

Обережно нагріти пробірку з осадом. Як зміниться колір осаду при перетворенні купрум (II) гідроксиду на оксид?

Написати рівняння реакції розкладання купрум (II) гідроксиду.

#### **VI. Гідроліз солей цинку**

На смужку універсального індикатора нанести дві краплини розчину солі цинк сульфату. За шкалою визначити рН розчину солі. Написати рівняння реакції гідролізу солі в йонній та молекулярній формах.

#### **VII. Окисні властивості сполук Купруму (II)**

1. У пробірку внести 2—3 краплі розчину купрум (II) сульфату та 2—3 краплі розчину калій йодиду. Відмітити утворення осаду купрум (I) йодиду та забарвлення вмісту пробірки у жовто-коричневий колір.

2. У цю саму пробірку внести 1 краплю 1 % розчину крохмалю та відмітити появу синього забарвлення. Яка речовина утворилася?

3. Для встановлення кольору осаду купрум (I) йодиду прилити у пробірку краплями розчин натрій сульфіту до зникнення синього забарвлення розчину. Відмітити колір осаду. Написати рівняння відповідних реакцій.

#### **VIII. Добування основного купрум (II) карбонату**

У пробірку з розчином купрум (II) сульфату (1 см<sup>3</sup>) прилити таку саму кількість розчину натрій гідрокарбонату. Спостерігати випадання блакитного осаду купрум (II) гідроксокарбонату (CuOH)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. Чому при взаємодії солей купруму з розчином натрій гідрокарбонату не випадає середній купрум карбонат?

Написати рівняння реакції взаємодії купрум (II) сульфату з натрій гідрокарбонатом за участі води.

#### **IX. Одержання комплексних сполук Цинку, Купрум (II), Аргентум (I)**

Одержати осаді гідроксидів цинку, купруму (II) і аргентум оксиду (див. дослід IV). До осадів прилити розчин амоній гідроксиду в надлишку, спостерігати розчинність осадів. Назвати аміакаки.

#### **X. Якісні реакції на Цинк- та Аргентум(I)-йони**

1. До 2—3 краплин розчину аргентум нітрату прилити 1 см<sup>3</sup> розчину натрій хлориду, спостерігати утворення осаду, відмітити його колір.

До осаду прилити 2 см<sup>3</sup> розчину амоніаку, спостерігати його розчинення. Скласти формулу комплексної сполуки.

До одержаного розчину комплексної солі прилити 1 см<sup>3</sup> розчину нітратної кислоти і спостерігати знову утворення осаду.

2. До 1 см<sup>3</sup> розчину солі цинк сульфату прилити 1 см<sup>3</sup> розчину калій гексаціаноферату(II), спостерігати утворення осаду.

## ❓ КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

1. Написати електронні конфігурації атомів елементів Купруму, Аргентуму, Цинку та Меркурію. Указати можливі та характерні ступені окиснення цих елементів. Навести приклади сполук, в яких реалізуються зазначені ступені окиснення.

2. Написати рівняння реакцій, які відбуваються при зануренні цинкової або залізної пластинки у розчин купрум (II) сульфату; мідної пластинки у розчин аргентум нітрату.

3. За допомогою рівнянь хімічних реакцій охарактеризувати взаємодію міді, срібла та золота з розбавленою хлоридною та сульфатною кислотами, з концентрованими розчинами сульфатної й нітратної кислот.

4. Написати рівняння реакцій, за допомогою яких можна одержати цинк хлорид.

5. Чому розчин солі аргентум нітрату слід зберігати у склянках із темного скла?

6. Скільки 2 н розчину нітратної кислоти потрібно для розчинення 20 г купрум (II) гідроксиду?

7. Навести приклади комплексних сполук елементів з координаційними числами 2, 4, 6.

8. Написати в молекулярній та йонній формах рівняння реакції між купрум (II) нітратом і жовтою кров'яною сіллю. Дати систематичну назву комплексним сполукам.

9. Чому срібні вироби чорніють на повітрі? Обґрунтувати та написати рівняння хімічної реакції.

## 10. ЕЛЕМЕНТИ ПОБІЧНОЇ ПІДГРУПИ VI ГРУПИ (ПІДГРУПА ХРОМУ)

До VI групи побічної підгрупи належать елементи: Хром, Молібден, Вольфрам. Їх відносять до *d-елементів*. На останньому енергетичному рівні вони мають від 1 до 2 електронів, що зумовлює їх металічні властивості.

Ці елементи не утворюють негативно заряджених йонів. Елементи цієї підгрупи можуть віддавати електрони як з останнього, так і з передостаннього енергетичного рівня. Загальна кількість електронів, яку вони можуть віддавати, дорівнює 6. В цьому виявляється їх подібність до елементів головної підгрупи.

У сполуках Хром, Молібден, Вольфрам мають ступінь окиснення від +1 до +6. Для елементів побічної підгрупи VI групи, на відміну від елементів головної, характерне комплексоутворення.

Cr	Атомний радіус збільшується	$\dots 3d^5 4s^1$ В = II, III, VI $n = 2, 3, 6$
Mo	Енергія йонізації зростає	$\dots 4d^5 5s^1$ В = II, III, IV, V, VI $n = 2, 3, 4, 5, 6$
W	Радіус йона збільшується (у Мо і W він майже однаковий)	$\dots 5d^4 6s^2$ В = II, III, IV, V, VI $n = 2, 3, 4, 5, 6$
↓	Хімічна активність простих речовин зменшується	Оксиди: $RO_3$

Унаслідок лантаноїдного стиснення атомні та йонні радіуси у Молібдена і Вольфрама майже однакові, тому вони між собою мають більш подібні властивості, ніж з Хромом.

## ❓ ЧИ ЗНАЄТЕ ВИ, ЩО...

- найбільш тугоплавким металом є вольфрам, його  $t_{пл} = 3390$  °С, у молібдену  $t_{пл}$  становить 2625 °С;
- найтвердішим металом серед усіх металів вважають хром, який не піддається корозії. Його застосовують як легуючу домішку і додають до сталі, що надає їй антикорозійних властивостей і високої твердості;
- сталь з домішкою вольфраму не окиснюється, не знижує міцності за високої температури, тому з неї виготовляють різальні інструменти для швидкісної обробки металу;
- сполуки Хрому отруйні!
- молібденова сталь дуже міцна і пружна. Її застосовують для виготовлення стволів рушниць і гармат, броньованих плит;
- “хромова шкіра” — це коли шкіру тварини піддають дубленню за допомогою солі хрому  $KCr(SO_4)_2$  — калій-хромового галуна. Видублена шкіра має підвищену стійкість проти гниття, менше деформується, має гарний вигляд.

## Лабораторна робота

### I. Одержання і властивості хром (III) гідроксиду

У пробірку внести 1 см<sup>3</sup> розчину хром (III) сульфату і прилити краплями розчин натрій гідроксиду до утворення осаду. Вміст пробірки розділити надвоє і перевірити на розчинність у натрій гідроксиді та сульфатній кислоті. Написати рівняння розчинення  $Cr(OH)_3$  в

кислоти та надлишку лугу, враховуючи, що утворюються аква- та гідро-сокомплекси хрому(III) з координаційним числом 6.

## II. Гідроліз сполук хрому (III)

Одержаний у попередньому досліді натрій гексагідроксохромат (III) розділити на дві пробірки. Одну з них нагріти до випадання осаду. Другу пробірку залишити для наступного досліді.

## III. Окиснення сполук хрому (III)

До 1 см<sup>3</sup> розчину натрій гексагідроксохромату (III) прилити 1 см<sup>3</sup> розчину гідроген пероксиду з масовою часткою 3 % і 1 см<sup>3</sup> розчину натрій гідроксиду. Суміш нагріти до переходу забарвлення розчину із зеленого у жовтий.

## IV. Перехід хроматів у дихромати і навпаки

У пробірку внести 1 см<sup>3</sup> розчину калій хромату. Відмітити колір, характерний для хромат-йона і прилити до нього 1 см<sup>3</sup> розчину сульфатної кислоти. Відмітити забарвлення одержаного розчину, зумовленого наявністю дихромат-іонів. До одержаного розчину краплями прилити розчин натрій гідроксиду до зміни забарвлення.


## V. Окисні властивості хроматів

До розчину 1 см<sup>3</sup> калій йодиду прилити 1 см<sup>3</sup> сульфатної кислоти та 1 см<sup>3</sup> розчину калій хромату. Спостерігати зміну забарвлення.

# 11. ЕЛЕМЕНТИ ПОБІЧНОЇ ПІДГРУПИ VII ГРУПИ (ПІДГРУПА МАНГАНУ)

До складу цієї підгрупи належать елементи: Манган, Технецій, Реній. Наявність на зовнішньому енергетичному рівні у атомів цих елементів двох електронів визначає їх металічну природу. Співвідношення між ними і елементами головної підгрупи VII групи — галогенами — приблизно таке саме, як і між елементами головної та побічної підгруп VI групи.

Найвищий ступінь окиснення у елементів підгрупи Мангану дорівнює +7. Вони здатні до комплексоутворення. Атомні радіуси Технецію і Ренію дуже близькі, тому за своїми властивостями вони більш подібні між собою, ніж з Манганом.

Mn		Атомний радіус збільшується	...3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup> B = II, III, IV, VI, VII
Tc		Енергія йонізації збільшується	n = 2, 3, 4, 6, 7
Re		Радіус йона збільшується (у Tc і Re він майже однаковий)	...4d <sup>5</sup> 5s <sup>2</sup> B = IV, VI, VII
		Хімічна активність простих речовин зменшується	n = 4, 6, 7
			Оксиди: R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>

## ❓ ЧИ ЗНАЄТЕ ВИ, ЩО...

- за науковими даними, інтенсивність росту дітей значною мірою залежить від споживання продуктів, що містять Манган. Встановлено, що низькорослі діти споживали Мангану в середньому на 40 % менше порівняно з дітьми високого зросту;
- вміст Мангану в м'ясі, рибі, морепродуктах, молочних продуктах, яйцях невисокий, а в злакових, бобових, горіхах значно більший. Багаті на Манган кава і чай.

## Лабораторна робота

### I. Одержання і властивості манган (II) гідроксиду

У пробірку внести 1 см<sup>3</sup> розчину манган (II) сульфату та кілька крапель розчину натрій гідроксиду до утворення осаду. Відмити його колір. Розділити осад на три пробірки. У першу додати 1 см<sup>3</sup> розчину сульфатної кислоти, у другу — 1 см<sup>3</sup> розчину натрій гідроксиду, осад третьої — перемішати скляною паличкою. Відмити, що відбувається з осадом в усіх трьох пробірках.

### II. Гідроліз солей Мангану (II)

На смужку універсального індикаторного паперу нанести 1 краплю розчину манган (II) сульфату. Визначити рН розчину. Скласти йонне та молекулярне рівняння реакції гідролізу.

### III. Окисні властивості перманганат-йона

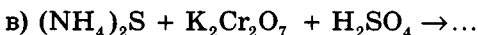
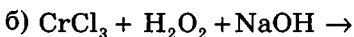
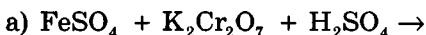
До 1 см<sup>3</sup> розчину калій перманганату, підкисленого 1 см<sup>3</sup> розчину сульфатної кислоти, прилити 1 см<sup>3</sup> свіжоприготовленого розчину ферум (II) сульфату. Що спостерігається?

### IV. Вплив середовища на окисні властивості перманганат-йона

У три пробірки внести 1 см<sup>3</sup> розчину калій перманганату і прилити: у першу — 1 см<sup>3</sup> розчину сульфатної кислоти, у другу — стільки само води, у третю — 1 см<sup>3</sup> розчину натрій гідроксиду. У кожен пробірку прилити 2—3 см<sup>3</sup> свіжоприготовленого розчину натрій сульфіту. Відмити явища, які відбуваються. Скласти рівняння реакцій електронно-йонним методом.

## ❓ КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ ✍️

1. Написати йонні та молекулярні рівняння гідролізу  $\text{CrCl}_3$  та  $\text{MnCl}_2$ .
2. Закінчити рівняння реакцій, дібрати коефіцієнти електронно-йонним методом:

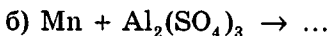


3. Записати для комплексної сполуки, склад якої  $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , три ізомери, що відрізняються числом хлорид-йонів у зовнішній сфері.

4. Обчислити масу калій дихромату, потрібну для окиснення 3,9 г натрій сульфід у кислому середовищі.

5. Написати формули йонів, які існують у водних розчинах Мангану (II), Мангану (VI) та Мангану (VII). Дати їм назви за систематичною номенклатурою.

6. Користуючись рядом напруг металів, обґрунтувати можливість перебігу реакцій:



7. Обчислити молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалента та титр розчину, в  $250 \text{ см}^3$  якого міститься 3,95 г калій перманганату ( $E_{\text{м}_{\text{KMnO}_4}} = 31,6 \text{ г/моль}$ ).

## 12. ЕЛЕМЕНТИ ПОБІЧНОЇ ПІДГРУПИ VIII ГРУПИ

Побічна підгрупа VIII групи періодичної системи охоплює три триади *d-елементів*. Першу триаду утворюють елементи Ферум, Кобальт, Нікол, другу — Рутеній, Родій, Паладій, третю — Осмій, Іридій, Платина. На зовнішньому енергетичному рівні ці елементи мають 2 електрони; всі вони виявляють металічні властивості.

У триадах VIII групи зліва направо внаслідок *d-стиснення* атомні радіуси зменшуються, що зумовлює послаблення активності елементів. Подібність між елементами спостерігається не у вертикальному напрямку, а в горизонтальному: Ферум, Кобальт, Нікол дуже подібні між собою і разом з тим значно відрізняються від елементів II і III триад. Тому елементи Ферум, Кобальт, Нікол віднесли до родини Феруму, а елементи двох інших триад, що подібні до Платини, об'єднують у родину платиноїдів, які малоактивні за своїми властивостями (їх відносять до благородних металів):

Fe ... $3d^6 4s^2$	Co ... $3d^7 4s^2$	Ni... $3d^8 4s^2$
B = II, III, VI	B = II, III	B = II, III
$n = 2, 3, 6$	$n = 2, 3$	$n = 2, 3$

Атомний радіус зменшується  
Енергія йонізації зменшується

## ❓ ЧИ ЗНАЄТЕ ВИ, ЩО...

- магнітні властивості мають метали залізо, кобальт, нікель;
- сплав победіт близький за твердістю до алмазу. Він складається з карбїду вольфраму і добавки кобальту;
- з їжею організм людини одержує за добу 15 мг, а за рік — від 3 до 5,5 г заліза. Залізо входить до складу гемоглобіну крові і є каталізатором у процесі дихання. Найбагатші на залізо такі продукти харчування: шпинат — 3 % заліза, петрушка — 8 %, горох — 4,8 %, квасоля — 6,8 %, вівсяна крупа — 3,8 %, урюк — 12,3 %, курага — 23 %, гриби білі сушені — 35 %, волова кров — 52,6 %;
- кобальт входить до складу кровотворного вітаміну  $B_{12}$ . Цей вітамін накопичується переважно в печінці, селезінці та кістковому мозку. У разі його відсутності розвивається тяжке захворювання — недокрів'я;
- якщо змастити безбарвний листок рослини дуже слабким розчином солі заліза (III), то змащене листя з часом відновить свій зелений колір.

## Лабораторна робота

### I. Реакції якісного визначення йонів Ферум (II) та Ферум (III)

1. До 1 см<sup>3</sup> розчину ферум (II) сульфату прилити 1 см<sup>3</sup> розчину калій гексаціаноферату (III). Відмітити колір осаду.
2. У пробірку внести 1 см<sup>3</sup> розчину ферум (III) хлориду і прилити 1 см<sup>3</sup> розчину калій гексаціаноферату (II). Відмітити колір осаду.
3. У пробірку внести 1 см<sup>3</sup> розчину ферум (III) хлориду та 1 см<sup>3</sup> розчину амоній тіоціанату. Відмітити забарвлення одержаного розчину.

### II. Добування та властивості ферум (II) гідроксиду

1. У три пробірки внести по 1 см<sup>3</sup> розчину ферум (II) сульфату, прилити по 1 см<sup>3</sup> розчину натрій гідроксиду до утворення зеленуватого осаду.
2. До вмісту першої пробірки прилити 1 см<sup>3</sup> розчину хлоридної кислоти, в другу — 1 см<sup>3</sup> розчину натрій гідроксиду. Охарактеризувати кислотно-основні властивості ферум (II) гідроксиду.
3. Вміст третьої пробірки перемішати скляною паличкою та залишити на повітрі до зміни кольору осаду.

Написати рівняння реакцій у молекулярній та йонній формах.

### III. Відновні властивості сполук Ферум (II)

1. У пробірку внести 1 см<sup>3</sup> розчину калій дихромату і 1 см<sup>3</sup> розчину сульфатної кислоти, прилити 1 см<sup>3</sup> розчину ферум (II) сульфату до зміни забарвлення розчину з оранжевого на зелений.
2. У дві пробірки внести по 1 см<sup>3</sup> розчину ферум (II) сульфату. В одну з них прилити 1 см<sup>3</sup> розчину сульфатної кислоти та 1 см<sup>3</sup> розчину гідроген пероксиду (3 %). Потім в обидві пробірки прилити по

1 см<sup>3</sup> розчину калій тїоціанату. Відмітити, в якій із пробірок міститься йон Fe<sup>3+</sup>. Зробити висновок про окисно-відновну здатність сполук Феруму (II).

#### IV. Добування і властивості ферум (III)гідроксиду

1. У дві пробірки внести по 1 см<sup>3</sup> розчину ферум (III) хлориду і прилити по 1 см<sup>3</sup> розчину натрій гідроксиду до утворення червоно-бурого осаду.

2. До вмісту першої пробірки прилити 1 см<sup>3</sup> розчину хлоридної кислоти, до другої — 1см<sup>3</sup> розчину натрій гідроксиду. Охарактеризувати кислотно-основні властивості ферум (II) гідроксиду. Пояснити амфотерність.

#### V. Окисні властивості сполук Феруму (III)

У пробірку внести 1 см<sup>3</sup> розчину ферум (III) хлориду і 1 см<sup>3</sup> розчину калій йодиду. Визначити за забарвленням розчину, які продукти реакції утворилися.

#### VI. Гідроліз солей Феруму (II) та Феруму (III)

На дві смужки універсального індикаторного паперу нанести по одній краплі розчинів ферум (II) сульфату та ферум (III) хлориду. Визначити рН розчинів. Скласти рівняння гідролізу солей.

## ❓ КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ ✍️

1. Вказати, як змінюються властивості сполук у ряді: Fe(II) → Co(II) → Ni(II).

2. Написати йонні та молекулярні рівняння гідролізу Co(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.

3. Написати рівняння реакцій хімічних перетворень:

1) Fe → FeSO<sub>4</sub> → Fe(OH)<sub>2</sub> → FeSO<sub>4</sub> → FeS;

2) Fe → Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> → Fe(OH)<sub>3</sub> → Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → FeCl<sub>3</sub>;

3) FeSO<sub>4</sub> → Fe(OH)<sub>2</sub> → Fe(OH)<sub>3</sub> → NaFeO<sub>2</sub>.

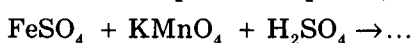
4. Чи можна за допомогою лугу відрізнити розчин солі Феруму (II) від розчину солі Феруму (III)?

5. Якими хімічними реактивами можна одержати із заліза ферум (II) та ферум (III) сульфати?

6. Скільки натрій гідроксиду потрібно для повного осадження йонів Fe(II) із 2 г ферум (II) сульфату?

7. Яка масова частка кристалізаційної води міститься в 69,5 г FeSO<sub>4</sub> · 7H<sub>2</sub>O?

8. Закінчити рівняння реакції:



# БІОЛОГІЧНА РОЛЬ І ВИКОРИСТАННЯ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХНІХ СПОЛУК

19  
9 **F**  
...  $2s^2 2p^5$   
Fluorum



## БІОЛОГІЧНА РОЛЬ

- Масова частка Флуору в організмі людини становить  $1 \cdot 10^{-5} \%$
- Міститься в емалі зубів (0,01%), а також в кісткових тканинах
- Основним джерелом є питна вода, морська риба, чай, борошно, крупи, курячі яйця, фрукти, ягоди
- Нестача спричинює карієс, а надлишок – руйнування емалі зубів

## ЗАСТОСУВАННЯ

- NaF (2 % розчин або у вигляді пасти) застосовують для профілактики захворювань зубів. Розчини, що містять 0,25 г препарату на 10 000 г води, вживають як антисептик

35,5

17 **Cl**...  $3s^2 3p^5$ 

Chlorum



### БІОЛОГІЧНА РОЛЬ

- Масова частка Хлору в організмі людини становить  $1 \cdot 10^{-2} \%$
- Добова потреба організму у натрій хлориді становить 5-10 г
- Хлорид-йони підтримують нормальну життєдіяльність організму людини. Вони сприяють відкладанню глікогену в печінці
- Беруть участь в утворенні буферної системи крові, регуляції осмотичного тиску та водно-сольового обміну
- Хлорид-йони входять до складу хлоридної кислоти, яка міститься у шлунковому соку людини й тварин. Вміст хлоридної кислоти у шлунковому соку здорового організму людини становить 0,5 %, вона відіграє важливу роль у процесі травлення. Чисту розбавлену хлоридну кислоту (8,2–8,4 %) застосовують усередину у вигляді крапель і мікстур (часто разом із пепсином) при недостатній кислотності шлункового соку

### ЗАСТОСУВАННЯ

- $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  знижує проникність стінок кровоносних судин, його використовують для підвищення згортання крові, як протизапальний і протиалергійний засіб
- $\text{HgCl}_2$  (сулема) – дезінфікуючий засіб
- $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  (каломель) – дезінфікуючий засіб; використовують для профілактики венеричних захворювань

80  
**Br**  
35  
... 4s<sup>2</sup>4p<sup>5</sup>  
Bromum



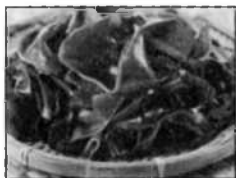
### БІОЛОГІЧНА РОЛЬ

- Масова частка Брому в організмі людини становить 1·10<sup>-4</sup> %
- Добова потреба організму у бромі становить 0,82 мг
- Бром підсилює процеси гальмування у центральній нервовій системі, входить до складу гіпофіза (впливає на ріст організму)

### ЗАСТОСУВАННЯ

- NaBr, KBr застосовують при неврастенії, неврозі, підвищеній збудливості, безсонні, епілепсії, як заспокійливий засіб

127  
**I**  
53  
... 5s<sup>2</sup>5p<sup>5</sup>  
Iodum

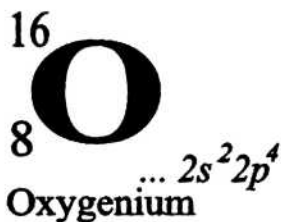


### БІОЛОГІЧНА РОЛЬ

- Найбільша кількість йоду міститься у щитоподібній залозі (15 мг)
- Йод бере участь в утворенні гормону тироксину в щитоподібній залозі (посилює окисні процеси в організмі)
- У разі недостатньої кількості йоду в організмі розвивається зоб, базедова хвороба, кретинізм, гальмується ріст
- Йод міститься у морських продуктах: морській рибі, печінці тріски, морській капусті – ламінарії

### ЗАСТОСУВАННЯ

- Спиртовий розчин йоду (5–10 %) – антисептичний, бактерицидний і ранозагоювальний засіб
- Розчин Люголя – антисептичний (для змащування слизової оболонки горла)
- KI – як профілактичний засіб ендемічного зоба

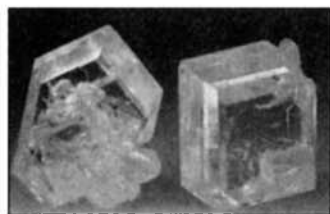
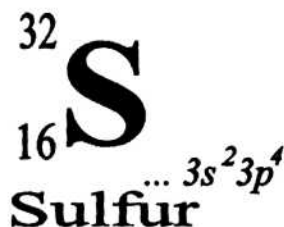


### БИОЛОГІЧНА РОЛЬ

- Масова частка в організмі людини становить понад 63%
- Оксиген – обов'язкова складова частина тваринних і рослинних організмів
- За його участі відбуваються життєво важливі процеси в організмі (дихання, процеси асиміляції й дисиміляції)
- Оксиген є будівельним матеріалом вуглеводів, вітамінів, білків, жирів, ферментів та гормонів

### ЗАСТОСУВАННЯ

- Кисень застосовують для лікування захворювань, що супроводжуються кисневою недостатністю (гіпоксія), захворювань дихальних шляхів (пневмонія, набряк легень), серцево-судинної системи, а також при отруєнні ціанідною кислотою, чадним газом, сірководнем, задушливими речовинами (хлороформом, фосгеном)
- $H_2O_2$  (3%) – антисептичний, кровоспинний засіб



### БИОЛОГІЧНА РОЛЬ

- Масова частка Сульфуру в організмі людини становить 0,16%
- Добова потреба дорослого організму в Сульфурі становить 4,5 г
- Сульфур входить до складу білків та амінокислот (метіонін, цистеїн), які беруть участь у процесах тканинного дихання
- Сірка у вільному стані для живого організму не токсична
- Нестача Сульфуру в організмі призводить до захворювань волосся, нігтів, шкіри

### ЗАСТОСУВАННЯ

- Сірку осаджену застосовують у вигляді мазі для лікування захворювань шкіри
- Сірка очищена – протиглистний засіб
- $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$  (30% розчин) внутрішньо при тяжких алергічних захворюваннях, отруєнні хлором, солями важких металів, ціанідною кислотою та ціанідами; 60% розчин – для лікування корости

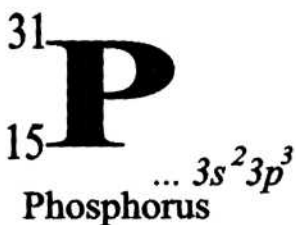
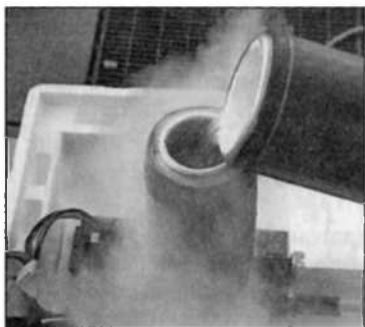


### БІОЛОГІЧНА РОЛЬ

- В організмі людини масова частка Нітрогену становить 3,1%
- Відіграє роль в обміні речовин (входить до складу білків, вітамінів, гормонів, нуклеїнових кислот, хлорофілу)
- Нітроген необхідний для росту і життєдіяльності рослин

### ЗАСТОСУВАННЯ

- Рідкий азот – для лікування деяких хвороб шкіри (папілом, судинних родимок, бородавок)
- $N_2O$  – входить до складу засобу для наркозу
- $NH_4OH$  (10 %) – нашатирний спирт, застосовують для збудження дихального центру при непритомності
- $NH_4Cl$  – нашатир – діуретик для лікування набряків серцевого походження

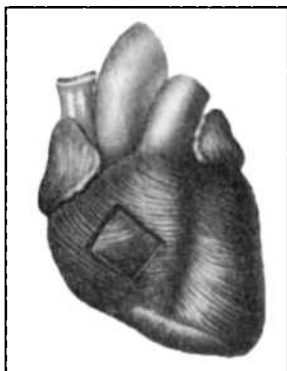


### БІОЛОГІЧНА РОЛЬ

- Фосфор входить до складу білків; тіло людини містить 1,5 кг фосфору
- Входить до складу органічних речовин, регулює ріст, розвиток і плодоношення рослин, впливає на утворення кореневої системи та її функції, регулює запліднення квіток
- Бере участь у фотосинтезі, диханні, утворенні білків, жирів, нуклеїнових кислот, вуглеводів, вітамінів
- Міститься в мозку людини. У разі нестачі Фосфору і вітаміну D розвивається захворювання рахіт
- Сполуки виконують роль посередника в гормональній регуляції і активатора вуглеводів та амінокислот
- Обмін Фосфору тісно пов'язаний з обміном Кальцію



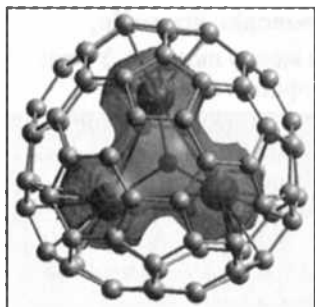
31  
**P**  
 15 ...  $3s^2 3p^3$   
 Phosphorus



## ЗАСТОСУВАННЯ

- Фосфатна кислота ( $H_3PO_4$ ) та її похідні в організмі людини беруть участь в обміні жирів, білків, вуглеводів і вітамінів
- $Ca_3(PO_4)_3$  (фосфорит) – близько 2 кг міститься в скелеті людини
- $NH_4NaHPO_4$  – міститься у сечі людини
- $Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$  (фторапатит) – міститься в зубній емалі
- Натрію аденозинтрифосфат і кокарбоксілаза застосовують при хронічній серцевій недостатності і порушенні м'язової діяльності
- Розчин натрію фосфату – для ін'єкцій, діагностики і лікування злоякісних пухлин
- Натрій гідрогенфосфат входить до складу препарату "Уродан", який застосовують для лікування сечокам'яної хвороби

12  
**C**  
 6 ...  $2s^2 2p^2$   
 Carboneum



## БІОЛОГІЧНА РОЛЬ

- Масова частка Карбону в організмі людини становить 21,15%. Карбон є основою життєво важливих для організму сполук – білків, вуглеводів, ліпідів, нуклеїнових кислот, ферментів, гормонів, вітамінів

## ЗАСТОСУВАННЯ

- Активоване вугілля (*Carbo activatus*) – 0,5 або 0,25 г – застосовують при метеоризмі, харчових інтоксикаціях, отруєнні алкалоїдами, солями важких металів, радіонуклідами
- $CO_2$  (вуглекислий газ) не має негативного впливу на організм, але у високих концентраціях призводить до серйозних розладів організму. Вдихання повітря, що містить 10–20% вуглекислого газу, спричинює параліч дихальних шляхів, втрату свідомості й смерть. У суміші з киснем – карбоген ( $95\% O_2 + 5\% CO_2$ ) – збуджує дихальний центр
- CO (чадний газ) – при вдиханні повітря, що містить 0,05% газу, спричинює отруєння, при вдиханні 1% CO – через кілька хвилин настає смерть

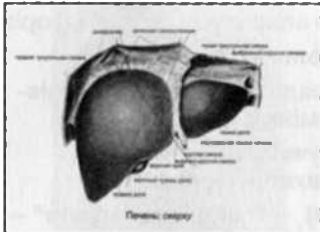
28

Si

14

...  $3s^2 3p^2$ 

Silicium



### БІОЛОГІЧНА РОЛЬ

- В організм людини надходить з їжею. Найбільше його міститься в печінці, волоссі, кришталику ока. Добова потреба організму в Силіції становить 1 г
- Впливає на формування і нормальне функціонування епітеліальних і сполучних тканин, надаючи їм міцності та еластичності

### ЗАСТОСУВАННЯ

- Входить до складу мазей і присипок для лікування різних уражень шкіри
- Складова різних медичних препаратів, вітамінів; використовують для лікування хвороб травного каналу

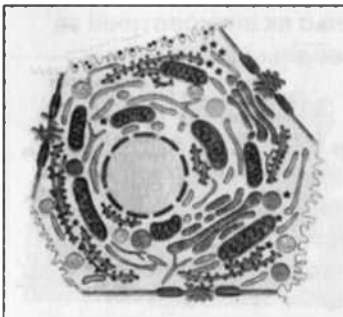
119

Sn

50

...  $5s^2 5p^2$ 

Stannum

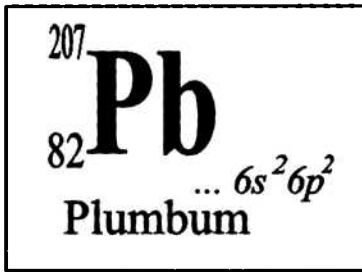


### БІОЛОГІЧНА РОЛЬ

- Міститься в організмі в малих кількостях, бере участь у регулюванні синтезу нуклеїнових кислот
- Sn – ультрамікроелемент, входить до складу вітамінів, підтримує гомеостаз у клітинах

### ЗАСТОСУВАННЯ

- У хірургії й травматології для виготовлення спеціального обладнання
- $\text{SnCl}_2$  – при ураженні шкіри, опіках



# Pb

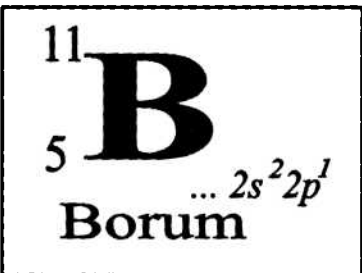
## та його сполуки отрути!

### БІОЛОГІЧНА РОЛЬ

- Плюмбум міститься в організмі людини у малих кількостях. Його сполуки дуже токсичні і призводять до хронічного отруєння
- Біологічна роль вивчена недостатньо

### ЗАСТОСУВАННЯ

- Алхіміки називали свинець Сатурном і позначали його знаком цієї планети
- Для виготовлення екранів, реакційних камер, електролітичних ванн, деталей до апаратури, акумуляторів
- В офтальмології
- Затримує радіоактивне і рентгеновське випромінювання
- $PbO$  – в'язучий, антисептичний засіб при захворюваннях шкіри
- $Pb(CH_3COO)_2$  – “свинцевий цукор” – в'язучий засіб



### БІОЛОГІЧНА РОЛЬ

- Мікроелемент, що впливає на білковий і вуглеводний обмін, (обмін вітамінів і гормонів)
- Сполуки беруть участь у вуглеводно-фосфатному обміні речовин, однак у зв'язку із загальною токсичністю їх використовують лише зовнішньо як антисептичні та протизапальні засоби

### ЗАСТОСУВАННЯ

- Карбіди бору ( $B_4C$ ,  $B_{13}C_2$ ) мають високу твердість, це добрі абразивні матеріали. Використовують для виготовлення свердел у зубопротезній практиці

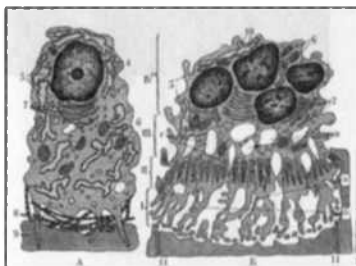
11  
5 **B**  
...  $2s^2 2p^1$   
Borium



### СПОЛУКИ БОРУ

- $H_3BO_3$  (ортоборатна кислота) антисептик (для полоскання ротової порожнини – 2–4 % розчин, у 5–10 % мазях – при захворюваннях шкіри, спиртові розчини – при отитах, у косметології)
- $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$  (бура) – антисептичний, протизапальний засіб, іноді призначають усередину при психічних розладах

27  
13 **Al**  
...  $3s^2 3p^1$   
Aluminium



### БИОЛОГІЧНА РОЛЬ

- Добова потреба в організмі людини складає 49 г
- Бере участь у побудові епітеліальної та сполучної тканин організму, у процесах регенерації кісткової тканини (накопичується в кістках, печінці, легенях, нирках, головному мозку)

Надходить в організм з продуктами харчування та частково з водою

27

Al

13

...  $3s^2 3p^1$ 

Aluminium

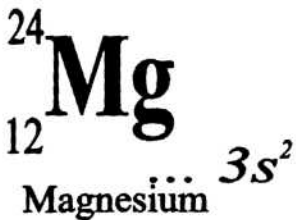


### ЗАСТОСУВАННЯ

- Алюмінієва фольга – для упакування харчових продуктів

### СПОЛУКИ

- $Al(OH)_3$  – адсорбуючий, обволікаючий засіб у вигляді паст, присипок, мазей у дерматології
- У вигляді суспензій з  $Mg(OH)_2$  входить до складу препарату “Альмагель” – антацидного, адсорбуючого та обволікаючого засобу при підвищеній кислотності шлункового соку
- $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  (алюмокалієві галуни) – антисептичний, припікальний, в'язучий, кровоспинний засіб
- $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$  – для очищення води, як протрава для фарб (закріплення барвника)



## БІОЛОГІЧНА РОЛЬ

- Відомий дієтолог Р. Дж. Вільямс писав: «Дефіцит Магнію, навіть незначний, може бути причиною серцевих хвороб, але серйозна нестача цього мінерала веде до несприятливих наслідків, як правило, до серцевих інфарктів»
- Має спазмолітичні та судинорозширювальні властивості, тонізує м'язові оболонки серця, знижує рівень холестерину, активізує діяльність серця
- Входить до складу хлорофілу, за участі якого відбувається фотосинтез
- В організмі людини міститься близько 20 г магнію, половина його припадає на скелет. Рекомендована доза – 10 мг на добу. Достатня кількість Магнію надходить в організм при вживанні їжі рослинного походження
- Магній і сполуки магнію в надмірній кількості є токсичними
- При отруєнні робітників магнієвого виробництва спостерігались скарги на головний біль, дратівливість, біль у ногах, швидку втомлюваність, пітливість, безсоння, розвивався фіброз легень

## ЗАСТОСУВАННЯ

- $\text{MgO}$  – при підвищеній кислотності шлункового соку
- $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  (гірка сіль) – заспокійливий, протисудомний, жовчогінний, проносний засіб

40  
**Ca**  
20  
Calcium  $4s^2$



88  
**Sr**  
38  
Stroncium  $5s^2$

137  
**Ba**  
56  
Barium  $6s^2$



### БІОЛОГІЧНА РОЛЬ

- Йони Кальцію входять до складу опорно-рухової системи (сприяє нормальному росту кісток, зубів)
- Знижують збудливість ЦНС, м'язової тканини
- Беруть участь у згортанні крові
- Нестача призводить до м'язових судом
- Йони Стронцію впливають на процеси обміну, кісткоутворення, вони вилучають з організму йони Кальцію. небезпекою для організму людини є радіоактивні ізотопи Стронцію. Вони спричиняють руйнування кровотворних органів, виникнення злоякісних пухлин
- Йони Барію відіграють негативну роль для організму людини. При отруєнні вражається міокард серця, ЦНС, судини, кісткові тканини, кістковий мозок. Йони Барію витісняють з кісток йони Кальцію і Фосфору

### ЗАСТОСУВАННЯ

- $\text{CaCl}_2$  застосовують як джерело йонів Кальцію, кровоспинний, протизапальний, протиалергійний, спазмолітичний засіб
- $\text{BaSO}_4$  – як рентгеноконтрастний засіб

7  
**Li**  
3  
Litium  $2s^1$



23  
**Na**  
11  
Natrium  $3s^1$

39  
**K**  
19  
Kalium  $4s^1$



### БІОЛОГІЧНА РОЛЬ

- Літій міститься у крові, різних тканинах і органах людини. Найбільше його у м'язах
- Йони Калію входять до складу внутрішньоклітинної рідини
- Йони Натрію входять до складу позаклітинної рідини (плазма крові). Нестача призводить до аритмії серця
- Йони Калію і Натрію беруть участь у проведенні нервового імпульсу, скороченні скелетних м'язів. Підтримують осмотичний тиск у клітинах
- Регулюють вуглеводний обмін та синтез білка
- Добова потреба організму людини в Натрію – 4–7 г, в Калії – 2–3 мг

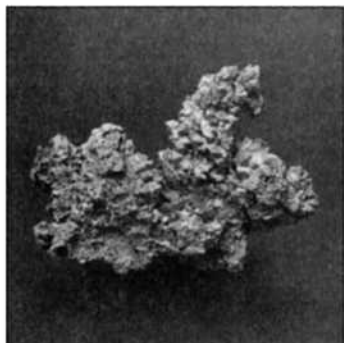
### ЗАСТОСУВАННЯ

- $\text{Li}_2\text{CO}_3$  – для профілактики і лікування нервово-психічних розладів
- $\text{NaHCO}_3$  (сода харчова) – при підвищеній кислотності шлункового соку, кон'юнктивітах, у стоматології, як відхаркувальний засіб, для полоскання горла і ротової порожнини, при потрапленні на шкіру концентрованих кислот

64

Cu

29

Cuprum  $3d^{10} 4s^1$ 

### БІОЛОГІЧНА РОЛЬ

- Вміст в організмі людини масою 70 кг – 72 мг. Щоденне надходження з їжею – 2 мг. Накопичується в печінці, серці, нирках, м'язовій та кістковій тканинах
- Є складовою частиною 11 ферментів
- Незамінний для утворення гемоглобіну, оскільки він активує залізо, що накопичується в печінці
- Стимулює кровотворну функцію кісткового мозку
- Необхідний для правильного обміну вітамінів групи А, В, С, Е, Р
- Має інсуліноподібний ефект і впливає на енергообмін
- Впливає на ріст і розвиток організму
- Бере участь у білковому обміні

### ЗАСТОСУВАННЯ

- Багато рослин і тварин концентрують мідь у своєму організмі. Найбагатші на мідь шампінйони, картопля, печінка (особливо палтус і тріска), нирки, яєчний жовток, цілісне зерно. У молоці й молочних продуктах її дуже мало, тому тривалий молочний раціон може призвести до нестачі міді в організмі
- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  – антисептичний, в'язучий засіб

108

Ag

47

Argentum  $4d^{10} 5s^1$ 

### БІОЛОГІЧНА РОЛЬ ТА ЗАСТОСУВАННЯ

- Біологічна роль Аргентуму мало вивчена. Відомо, що йони Аргентуму мають бактерицидні властивості, тому "срібну воду" застосовують у медицині при запальних процесах, кишково-шлункових захворюваннях
- $\text{AgNO}_3$  – (1–2 % розчин) – як антисептичний, дезінфікуючий засіб при захворюваннях шкіри, очей
- Протаргол (Protargolum) і коларгол (Collargolum) – білкові сполуки срібла – використовують як в'язучий, антисептичний, протизапальний засоби, для промивання сечовивідних шляхів, у дерматології, в очній практиці



## БІОЛОГІЧНА РОЛЬ

- Добова потреба організму в Цинку 10–15 мг
- В організм людини його сполуки надходять як з рослинної, так і з тваринної їжею
- Пов'язана з діяльністю залоз внутрішньої секреції. Як складова частина деяких ферментів Цинк впливає на процеси розмноження, жирового та вуглеводного обміну
- У разі нестачі в організмі виникають серйозні захворювання – цироз печінки, ураження шкіри та очей
- Обов'язкова частина ферменту карбоангідрази, який міститься в еритроцитах. Карбоангідраза прискорює виділення  $CO_2$  із легень
- Солі цинку пригнічують активність отрути гадюк і кобр. Вважають, що високий вміст Цинку в отруті є засобом, яким змія захищається від власної отрути
- Входить до складу інсуліну, бере участь у фотосинтезі й диханні, у синтезі нуклеїнових кислот, зберігає і передає генетичну інформацію
- Впливає на активність статевих та гонадотропних гормонів гіпофіза
- Нестача Цинку затримує ріст і порушує формування кісток, спостерігається перевантаження нервової системи і виникає швидка втомлюваність; може призводити до безпліддя, посилення накопичення в організмі заліза, міді, кадмію і свинцю
- Підвищує активність ферментів фосфатаз, прискорює каталітичний гідроліз
- Цинк пов'язаний з гормонами і ферментами, що впливають на вуглеводний, жировий і білковий обмін речовин
- При цинкових отруєннях настає фіброзна переродження підшлункової залози

## ЗАСТОСУВАННЯ

- Із сполук Цинку в медичній практиці використовують сульфат цинку  $ZnSO_4$ , у вигляді очних крапель
- Оксид цинку  $ZnO$  використовують у дерматології у вигляді мазей та присипок як в'яжучий, підсушуючий та антимікробний засіб

201  
81 **Hg**

...  $4f^{14}5d^{10}6s^2$   
Hydrargyrum



### БІОЛОГІЧНА РОЛЬ

- Меркурій та його сполуки дуже токсичні для живого організму

### ЗАСТОСУВАННЯ

- Сполуки Меркурію – антисептичні, протизапальні, сечогінні, проносні засоби:  $\text{HgO}$  – при захворюваннях шкіри;  $\text{HgI}_2$  – при лікуванні венеричних захворювань
- $\text{HgCl}_2$  (сулема) – дезінфікуючий засіб
- $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  (каломель) – дезінфікуючий засіб

52  
24 **Cr**

...  $3d^5 4s^1$   
Cromium



### БІОЛОГІЧНА РОЛЬ

- Добова потреба організму людини становить 5–10 мг на добу. У більших дозах Хром є отрутою!
- Впливає на процеси кровотворення
- У складі ферменту трипсину бере участь у процесі травлення
- Нормалізує вуглеводний обмін
- Надходить в організм людини з такими продуктами харчування як соя, кукурудзяна та вівсяна крупи



### БІОЛОГІЧНА РОЛЬ

- В організмі людини вміст становить 10–20 мг, а добова потреба в ньому – 5–7 мг
- Стимулює ріст і плодоношення у рослин
- Впливає на ріст і кровотворення, синтез глікогену, посилює дію інсуліну в організмі людини
- Входить до складу ферментів, каталізує окисно-відновні реакції
- Його сполуки беруть участь у синтезі вітаміну С
- Нестача порушує утворення кісткової тканини, координацію рухів

### ЗАСТОСУВАННЯ

- Міститься в злакових, бобових, горіхах. Вміст цього мікроелемента у м'ясі, рибі, морепродуктах, молочних продуктах і яйцях невисокий
- Входить до складу багатьох полівітамінів
- $KMnO_4$  (0,01–0,1%) – антисептичний засіб в урології, гінекології, для промивання шлунка при отруєннях, при опіках I ступеня (2,5–4 % розчин)
- $MnSO_4$  – при атеросклерозі

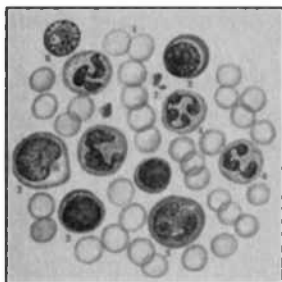


### БІОЛОГІЧНА РОЛЬ

- Добова потреба організму людини складає 15–20 мг
- Надходить в організм з рослинною їжею та м'ясом
- Входить до складу гемоглобіну крові, що зумовлює її червоний колір. В організмі людини міститься 5 г Феруму, з яких 75 % входить до складу гемоглобіну
- При нестачі в організмі людини з'являється анемія, а при надлишку – захворювання серцево-судинної системи, печінки, легень
- Рослини, в яких спостерігалася нестача Феруму, мали знебарвлене листя. Якщо такі рослини підживлювати розчином солі Феруму, то через деякий час вони знову стають зеленими

### ЗАСТОСУВАННЯ

- Лікарські препарати, які використовують при нестачі Феруму: залізо відновлене, алое з залізом, Феруму глюконат (при анемії)
- Сіль Мора  $(NH_4)_2 Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$  залізо-амонійні галуни,  $NH_4 Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  – в аналітичній хімії (в кількісному аналізі)



# ТЕСТОВІ ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

## Елементи VIIA групи (галогени)

1. Агрегатний стан Хлору, Броду, Йоду:

- 1) жовто-зелений газ зі специфічним подразливим запахом
- 2) рідина бурого кольору зі специфічним подразливим запахом
- 3) кристали сіро-чорного кольору
- 4) всі відповіді правильні

2. В атомі Хлору, Йоду на останньому енергетичному рівні розміщено електронів:

- 1) 2
- 2) 3
- 3) 5
- 4) 7

3. У незбудженому стані атоми Броду, Йоду виявляють ступінь окиснення:

- 1) -1
- 2) +3
- 3) -3
- 4) +5

4. У молекулі хлору, броду, йоду між атомами існує тип зв'язку:

- 1) ковалентний полярний
- 2) ковалентний неполярний
- 3) йонний
- 4) водневий

5. Оксид хлору зі ступенем окиснення +5 має формулу:

- 1)  $\text{Cl}_2\text{O}_3$
- 2)  $\text{Cl}_2\text{O}$
- 3)  $\text{Cl}_2\text{O}_7$
- 4)  $\text{Cl}_2\text{O}_5$

6. Перхлорати — це солі кислоти:

- 1)  $\text{HClO}_4$
- 2)  $\text{HClO}_3$
- 3)  $\text{HClO}_2$
- 4)  $\text{HClO}$

7. В медицині броміди застосовують як:

- 1) подразнюючий засіб
- 2) фізіологічний розчин
- 3) заспокійливий засіб
- 4) ізотонічний розчин

8. Вибрати групу реактивів, що характеризують добру розчинність йоду:

- 1) ацетатна кислота, хлороформ
- 2) бром, вода, спирт
- 3) спирт, йодид калію, хлороформ
- 4) крохмаль, хлороформ

9. Йодидна кислота — це:

- а)  $\text{HJO}$
- б)  $\text{HJO}_2$
- в)  $\text{HJ}$
- г)  $\text{HJO}_3$

10. Хлор безпосередньо не взаємодіє з:

- 1) лугами, водою
- 2) киснем, азотом та благородними газами
- 3) сполуками Гідрогену та металами
- 4) фосфором, вуглецем

11. Слабким електролітом є кислота:

- 1) гіпобромітна
- 2) хлоридна
- 3) бромідна
- 4) йодидна.

12.  $\text{HCl}$  — газ, який:

- 1) підтримує горіння
- 2) подразнює органи дихання
- 3) стимулює органи дихання
- 4) дуже добре горить

13. Йодну настойку використовують у медицині як:

- а) фізіологічний розчин
- б) заспокійливий засіб
- в) антисептичний засіб
- г) проносний засіб

14. Йодидна кислота — це електроліт:

- 1) сильний
- 2) слабкий
- 3) середньої сили
- 4) який слабо дисоціює на йони

15. При розчиненні йоду в хлороформі розчин має колір:

- 1) фіолетовий
- 2) бурий
- 3) синій
- 4) зелений

## Елементи VIA групи (халькогени)

1. Для сірки характерні такі властивості:

- а) білий кристалічний порошок без запаху, смаку, нерозчинний у воді
- б) жовтий кристалічний порошок без запаху, смаку, нерозчинний у воді
- в) блідо-жовтий кристалічний порошок з слабким специфічним запахом, нерозчинний у воді
- г) жовтий кристалічний порошок зі специфічним запахом, без смаку, розчинний у воді

2. Атом Оксигену має валентних електронів:

- а) 3
- б) 6
- в) 2
- г) 4

3. У збудженому стані атом Сульфуру виявляє ступінь окиснення:

- а) +5
- б) +4 до +6
- в) -2 до +2
- г) +6
- д) +3

4. Оксиген має додатний ступінь окиснення з елементом:

- а) Гідрогеном
- б) Магнієм
- в) Флуором
- г) Хлором

5. Сульфур утворює оксиди, формули яких:

- 1)  $\text{SO}_4^{2-}$
- 2)  $\text{SO}_2, \text{SO}_3$
- 3)  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
- 4)  $\text{SO}_3^{2-}$

6. Сульфур оксид з найвищим ступенем окиснення відносять до:

- а) кислотних
- б) основних
- в) амфотерних
- г) індиферентних

7. У молекулі кисню хімічний зв'язок:

- а) ковалентний полярний
- б) металічний

- в) водневий
- г) ковалентний неполярний

8. Кисень — газ, який застосовують у медицині для:

- а) знезараження інструментів
- б) лікування кисневої недостатності
- в) окиснення лікарських засобів
- г) дезінфекції приміщень

9. Кисень з погляду окисно-відновних властивостей є:

- а) індиферентним
- б) відновником
- в) окисником

10. Вибрати з переліку алотропічну видозміну Оксигену:

- а) пероксид
- б) оксид
- в) озон
- г) гідроксид

11. Оксигеновмісна кислота зі ступенем окиснення (IV) має назву:

- а) сульфатна
- б) сульфітна
- в) сульфідна
- г) тіосульфатна

12. Сірка, вступаючи у взаємодію з металами й неметалами, може виявляти властивості:

- а) окисника
- б) відновника
- в) окисника і відновника
- г) індиферентні

13. Сірку використовують для знешкодження:

- а) ртуті
- б) хлоровмісних отруйних речовин;
- в) кислот
- г) лугів

14. У медицині барій сульфат застосовують як:

- а) проносний
- б) рентгеноконтрасний
- в) антисептичний
- г) в'яжучий

15. У ряду від сульфідів до сульфатів Сульфур є:

- а) відновником

- б) окисником
- в) індиферентний
- г) відновником, окисником

## Елементи VA групи

1. До якої групи періодичної системи належить Нітроген:

- а) V Б
- б) III А
- в) V А
- г) III Б

2. Вибрати рядок, в якому перелічено елементи VA групи:

- а) N, C, B, Be;
- б) C, N, O, F;
- в) N, S, Cl, B;
- г) N, P, As, Sb.

3. Атом Нітрогену має електронів:

- а) 10
- б) 8
- в) 7
- г) 5

4. Які можливі ступені окиснення у Нітрогену:

- а) -4, +2, +4, +6, +7
- б) -3, 0, +3
- в) +4, +5, +7
- г) -3, 0, +1, +2, +3, +4, +5

5. Атом Фосфору має валентних електронів:

- а) 15
- б) 5
- в) 3
- г) 31

6. Який тип хімічного зв'язку в молекулі азоту:

- а) металічний
- б) йонний
- в) ковалентний полярний
- г) ковалентний неполярний

7. В атомі Нітрогену в незбудженому стані на останньому енергетичному рівні знаходиться:

- а)  $2\bar{e}$
- б)  $3\bar{e}$
- в)  $5\bar{e}$
- г)  $4\bar{e}$

8. Вибрати нітроген оксид зі ступенем окиснення +1:

- а) NO
- б) NO<sub>2</sub>
- в) N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>
- г) N<sub>2</sub>O

9. Кислота HNO<sub>2</sub> називається:

- а) нітратна
- б) нітритна
- в) азокислота
- г) азидна

10. Який ступінь окиснення Фосфору у фосфіні PH<sub>3</sub>:

- а) +3
- б) +5
- в) -3
- г) -5

11. Як називають сполуки Фосфору з металами:

- а) фосфати
- б) фосфіди
- в) фосфіти
- г) метафосфати

12. Солі ортофосфатної кислоти гідролізують:

- а) за катіоном
- б) за аніоном
- в) за катіоном і аніоном
- г) не гідролізують

13. Вибрати реагент для ідентифікації фосфат-аніона:

- а) CaCl<sub>2</sub>
- б) BaBr<sub>2</sub>
- в) Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>
- г) AgNO<sub>3</sub>

14. Фосфати входять до складу:

- а) антисептичних засобів
- б) енергетичного запасу клітини
- в) протизапальних засобів
- г) як мікроелемент

15. Фосфатний ангідрид це:

- а) PH<sub>3</sub>
- б) PH<sub>4</sub>Cl
- в) P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>
- г) PCl<sub>3</sub>

## Елементи IVA групи

1. Які алотропічні модифікації Карбону вам відомі:

- а) сажа, кам'яне вугілля, буре вугілля
- б) карболен, граніт, магнетит
- в) алмаз, графіт, карбін
- г) слюда, гіпс, каолін
- д) аметист, яшма, сердолик

2. Скільки валентних електронів є в атомі Карбону:

- а) один
- б) два
- в) чотири
- г) три

3. Який ступінь окиснення карбону в оксиді CO:

- а) +3
- б) +5
- в) -3
- г) +2

4. Як називають сполуки Карбону з металами:

- а) карбонати
- б) борани
- в) гідрогенкарбонати
- г) карбіди

5. Вибрати правильне рівняння реакції:

- а)  $C + 2H_2SO_4 (k) \rightarrow CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$
- б)  $C + HNO_{3(розб.)} \rightarrow H_2CO_3 + N_2$
- в)  $2C + 2NH_3 \rightarrow 2CH_3 + 3N_2$
- г)  $C + Cl_2 = CCl_2$

6. Кислотний оксид Карбону це:

- а)  $CO_3^{2-}$
- б)  $CO_2$
- в) CO
- г)  $HCO_3^-$

7. Вказати тип гідролізу солі  $NaHCO_3$ :

- а) за катіоном
- б) за аніоном
- в) за катіоном і аніоном
- г) не гідролізує

8. Вибрати реагент для ідентифікації карбонат-йонів:

- а)  $Co(NO_3)_2$
- б) KOH

- в) HCl
- г) CuSO<sub>4</sub>

9. Указати речовину, утворення якої зумовлює помутніння вапняної води під час поглинання вуглекислого газу:

- а) CaO
- б) CaCO<sub>3</sub>
- в) Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>
- г) H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

10. Указати формулу питної соди:

- а) NaHCO<sub>3</sub>
- б) CaCO<sub>3</sub>
- в) KHCO<sub>3</sub>
- г) (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

11. Вибрати твердження, характерне для графіту:

- а) має йонну кристалічну ґратку
- б) є леткою сполукою
- в) має високу твердість
- г) має атомну кристалічну ґратку

12. На зовнішньому енергетичному рівні в атомі Плюмбуму знаходяться електрони:

- а) 6s<sup>2</sup>
- б) 6s<sup>2</sup> p<sup>1</sup>
- в) 6s<sup>2</sup> p<sup>2</sup>
- г) 6s<sup>2</sup> p<sup>3</sup>

13. Якісними реакціями на йони плюмбуму (II) є:

- а) Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + 2KI → PbI<sub>2</sub> ↓ + 2KNO<sub>3</sub>
- б) Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> → PbCrO<sub>4</sub> ↓ + 2KNO<sub>3</sub>
- в) Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + 2KOH → Pb(OH)<sub>2</sub> ↓ + 2KNO<sub>3</sub>
- г) усі відповіді правильні

14. Серед наведених формул натрій плюмбіт — це:

- а) Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- б) Na<sub>2</sub>PbO<sub>2</sub>
- в) Na<sub>2</sub>PbO<sub>3</sub>
- г) Na<sub>2</sub>[Pb(OH)<sub>4</sub>]

15. Амфотерність плюмбум (II) гідроксиду можна довести реакціями, рівняння яких:

- а) Pb(OH)<sub>2</sub> + 2NaOH → Na<sub>2</sub>[Pb(OH)<sub>4</sub>]
- б) Pb(OH)<sub>2</sub> → PbO + H<sub>2</sub>O
- в) Pb + 4KOH + 2H<sub>2</sub>O → K<sub>4</sub>[Pb(OH)<sub>6</sub>]
- г) PbO<sub>2</sub> + CaO → CaPbO<sub>3</sub>

## Елементи IIIA групи

1. Атом Бору має неспарених електронів:

- а) 1
- б) 5
- в) 10
- г) 3

2. Атом Бору у збудженому стані може виявляти валентність:

- а) три
- б) один
- в) два
- г) чотири

3. Сполуки Бору з металами мають назву:

- а) борати
- б) метаборати
- в) ортоборати
- г) бориди

4. Вибрати з переліку формулу метаборатної кислоти:

- а)  $H_3BO_3$
- б)  $HBO_2$
- в)  $H_2B_4O_7$
- г)  $H_3BO_2$

5. Ортоборатна кислота належить до кислот:

- а) сильних
- в) слабких
- г) середньої сили

6. Солі ортоборатної кислоти гідролізують у розчині:

- а) за аніоном
- б) за катіоном
- в) за катіоном і аніоном
- г) не гідролізують

7. Ступінь окиснення Бору в Бор нітриді:

- а) +3
- б) -1
- в) +5
- г) -3

8. Борани — це сполуки:

- а) ортоборатної кислоти
- б) Бору з металами
- в) Бору з галогенами
- г) Бору з водородом

9. Яка сполука Бору горить яскраво-зеленим полум'ям:

- а) бура
- б) борна кислота
- в) борний ангідрид
- г) бороводень
- д) борностиловий естер

10. Буру та ортоборатну кислоту використовують у фармації як засіб:

- а) проносний
- б) антисептичний
- в) відхаркувальний
- г) зігрівальний

11. Яка електронна формула відповідає атому Алюмінію у незбудженому стані:

- а)  $4s^2 4p^1$
- б)  $3s^2 3p^1$
- в)  $2s^2 2p^1$
- г)  $3s^2 3p^2$

12. Алюміній гідроксид одержують взаємодією розчинних солей Al з:

- а) лугами
- б) водою
- в) амоніаком
- г) кислотами

13. Гідроксид алюмінію — це:

- а) білий кристалічний осад
- б) білий драглистий осад
- в) жовтуватий осад, розчинний у лугах
- г) жовтуватий осад, розчинний у кислотах

14. Координаційне число Al (III) у водному середовищі завжди дорівнює:

- а) 2
- б) 5
- в) 3
- г) 6

15. У яких випадках не змінюється ступінь окиснення:

- а)  $\text{HCl} + \text{Al} \rightarrow$
- б)  $\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow$
- в)  $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
- г)  $\text{Al} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \dots$

## Елементи II групи

1. Яка частинка, може виявляти властивості відновника:

- а)  $\text{NO}_3^-$
- б)  $\text{Ba}^{2+}$
- в)  $\text{Ca}^0$
- г)  $\text{MnO}_4^-$

2. Вибрати рядок, у якому перелічені лужноземельні метали:

- а) Li, Na, Ba
- б) Ca, Sr, Ba
- в) K, Fe, Cs
- г) Na, Li, Rb

3. Вибрати характеристику загальних хімічних властивостей лужноземельних металів:

- а) здатність взаємодіяти з основними оксидами
- б) здатність розчинятися в лугах
- в) здатність розчинятися в кислотах
- г) здатність реагувати з азотом

4. Вибрати електронну родину хімічних елементів, до яких належать лужноземельні метали:

- а) *s*-елементи
- б) *p*-елементи
- в) *d*-елементи
- г) *f*-елементи

5. Яка електронна формула відповідає атому Цинку в незбудженому стані:

- а)  $3d^3 4s^2 4p^1$
- б)  $3d^{10} 4s^1 4p^1$
- в)  $3d^{10} 4s^1$
- г)  $3d^{10} 4s^2$

6. Скільки електронів має атом цинку на зовнішньому енергетичному рівні?

- а) 65
- б) 30
- в) 2
- г) 12

7. Вибрати правильні рівняння реакцій:

- а)  $2\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO}$
- б)  $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Zn}(\text{OH})_2$
- в)  $\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Zn} + \text{H}_2\text{O}$
- г)  $2\text{ZnO} \rightarrow 2\text{Zn} + \text{O}_2$

8. Солі цинкати одержують при взаємодії Цинку з:

- а) нітратною кислотою
- б) хлоридною кислотою
- в) калій гідроксидом
- г) водою

9. Оксид цинку — це порошок:

- а) жовтого кольору, нерозчинний у воді
- б) білого кольору, нерозчинний у воді
- в) білого кольору, розчинний у воді
- г) жовтого кольору розчинний у воді

10. Гідроксид цинку одержують:

- а) розчиненням Цинку в лугах
- в) розчиненням цинк оксиду у воді
- г) розчиненням цинк оксиду в кислотах
- д) дією луку на сіль Цинку

11. В ядрі атома Меркурію міститься:

- а) 121 протонів
- б) 201 протонів
- в) 121 нейтрон
- г) 80 нейтронів

12. Розчини металів з ртуттю називають:

- а) гідридами
- б) амальгамами
- в) комплексними сполуками
- г) амідами

13. Меркурій у реакціях з неметалами є:

- а) відновником
- б) окисником
- в) окисником і відновником
- г) індиферентною речовиною

14. Яку з наведених сполук Меркурій не утворює:

- а)  $\text{Hg}(\text{OH})_2$
- б)  $\text{HgO}$
- в)  $\text{HgCl}_2$
- г)  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$

15. Яка електронна формула відповідає атому Меркурію в незбудженому стані:

- а)  $4d^6 4s^2$
- б)  $4d^{10} 5s^2$
- в)  $5d^{10} 6s^2$
- г)  $2s^2 2p^6$

## Елементи I групи

1. Вибрати рядок, в якому перелічено лужні метали:
  - а) натрій, калій, кальцій, магній
  - б) залізо, цинк, нікель, хром
  - в) магній, кальцій, алюміній, берилій
  - г) натрій, калій, літій, рубідій
2. Вказати тип хімічного зв'язку в металах елементів IA групи:
  - а) металічний
  - б) ковалентний полярний
  - в) йонний
  - г) ковалентний неполярний
3. Вибрати характерну ознаку лужних металів:
  - а) хімічно найактивніші
  - б) мають найбільші значення електронегативності
  - в) плавляться за кімнатної температури
  - г) у ряду активностей розміщені після Гідрогену
4. Вибрати твердження, що характеризує атоми лужних металів у реакціях:
  - а) приєднують електрони і відновлюються
  - б) не змінюють ступінь окиснення
  - в) віддають електрони й окиснюються
  - г) віддають електрони й відновлюються
5. Вибрати колір, у який забарвлюють полум'я йони  $\text{Na}^+$ :
  - а) зелений
  - б) червоний
  - в) жовтий
  - г) синій
6. Аргентум у періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва знаходиться:
  - а) у IV періоді, II групі, головній підгрупі
  - б) у III періоді, I групі, побічній підгрупі
  - в) у V періоді, I групі, побічній підгрупі
  - г) у II періоді, II групі, головній підгрупі
7. Вибрати твердження, яке характеризує взаємодію лужних металів з водою:
  - а) реагують активно з утворенням гідроксиду та водню
  - б) реагують з утворенням кислот
  - в) реагують повільно з утворенням основних оксидів
  - г) реагують лише при нагріванні

8. Вибрати рядок, що містить формули оксидів лужних металів:

- а)  $\text{Na}_2\text{O}, \text{Ag}_2\text{O}, \text{Rb}_2\text{O}, \text{Cs}_2\text{O}$
- б)  $\text{Li}_2\text{O}, \text{KOH}, \text{K}_2\text{O}, \text{Na}_2\text{O}$
- в)  $\text{K}_2\text{O}, \text{Na}_2\text{O}, \text{Li}_2\text{O}, \text{Cs}_2\text{O}$
- г)  $\text{LiOH}, \text{KOH}, \text{K}_2\text{O}, \text{Na}_2\text{O}$

9. На повітрі срібло вкривається плівкою, це:

- а)  $\text{Ag}_2\text{O}$
- б)  $\text{AgCl}$
- в)  $\text{Ag}_2\text{S}$
- г)  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$
- д)  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2] \text{Cl}$

10. Які з наведених рівнянь реакцій є окисно-відновними:

- а)  $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + 2\text{NaCl}$
- б)  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{NaCl}$
- в)  $\text{Ni} + \text{CuSO}_4 = \text{NiSO}_4 + \text{Cu}$
- г)  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$

11.  $\text{Ag}_2\text{O}$  є оксидом:

- а) кислотним
- б) амфотерним
- в) основним
- г) індиферентним

12. З наведених якісних реакцій вказати реакцію “срібного дзеркала”:

- а)  $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{HNO}_3$
- б)  $2\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4 \downarrow + 2\text{KNO}_3$
- в)  $2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2] \text{OH} + \text{HCOH} \rightarrow 2\text{Ag} \downarrow + \text{HCOOH} + 4\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- г)  $2\text{AgNO}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{KNO}_3 + 2\text{AgOH}$

13. Які сполуки Аргентуму застосовують у фармації як в'яжучий, дезінфікуючий засіб:

- а)  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$
- б)  $\text{AgCl}$
- в)  $\text{AgNO}_3$
- г)  $\text{AgBr}$
- д)  $\text{Ag}_2\text{S}$

14. Вибрати правильне рівняння реакції:

- а)  $\text{Ag} + \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{H}_2$
- б)  $3\text{Ag} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{AgNO}_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
- в)  $2\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2$
- г)  $4\text{Ag} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Ag}_2\text{O}$

15. Чим можна зняти чорний наліт ( $\text{Ag}_2\text{S}$ ) з поверхні срібного виробу?

- а)  $\text{HNO}_3$
- б)  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  (конц.)
- в)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.)
- г)  $\text{HCl}$  (конц.)

### Елементи VIB групи

1. Який йон у процесі, вираженому схемою  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{J}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ , має властивості окисника:

- а)  $\text{J}^-$
- б)  $\text{K}^+$
- в)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
- г)  $\text{H}^+$

2. Указати процес відновлення:

- а)  $\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$
- б)  $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}^{6+}$
- в)  $\text{Cr}^0 \rightarrow \text{Cr}^{3+}$
- г)  $\text{Cr}^0 \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$

3. Поставити коефіцієнти в окисно-відновній реакції:

$\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ . Який коефіцієнт біля окисника?

- а) 3
- б) 1
- в) 6
- г) 2

4. Який заряд ядра атома Хрому?

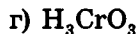
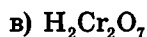
- а) +52
- б) +24
- в) +25
- г) +51

5. Вказати амфотерний оксид Хрому:

- а)  $\text{CrO}$
- б)  $\text{CrO}_3$
- в)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$
- г)  $\text{Cr}_2\text{O}$

6. З перелічених хромових кислот вказати дихроматну:

- а)  $\text{HCrO}_2$
- б)  $\text{H}_2\text{CrO}_4$



7. Визначити ступінь окиснення Хрому у сполуці  $\text{KCrO}_2$ :

а) +2

б) -2

в) +3

г) +6

д) +1

8. Які властивості має Хром у реакції, що відбувається за схемою  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ?

а) відновні

б) окисні

в) індиферентні

г) відновні та окисні

9. Вибрати твердження, характерне для Хрому:

а) теплопровідний, пластичний, твердий

б) крихкий, прозорий, м'який

в) еластичний, не електропровідний

г) пластичний, прозорий, твердий

10. Вибрати рядок, в якому перелічені елементи VІВ групи:

а) Cr, Mo, W, Rf

б) V, Cr, Mn, Fe

в) O, S, Cr, Br

г) Cr, Mn, Fe, Co

11. Указати тип хімічного зв'язку між атомами Хрому:

а) ковалентний полярний

б) йонний

в) ковалентний неполярний

г) металічний

12. Вибрати ступені окиснення, притаманні атому Cr:

а) +2, +4, +7

б) +3, +4, +5

в) +1, +2, +3

г) +2, +3, +6

13. Вибрати електронну родину хімічного елемента Хрому:

а) s-елемент;

б) p-елемент;

в) d-елемент;

г) f-елемент.

14. Який йон утвориться в результаті гідролізу Cr(III):

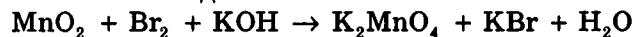
- а)  $\text{CrO}_4^{2-}$
- б)  $\text{Cr}^{2+}$
- в)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
- г)  $\text{CrOH}^{2+}$

15. Як назвати йон  $\text{CrO}_2^-$ ?

- а) хромат
- б) дихромат
- в) метахроміт
- г) ортохроміт

## Елементи VIIВ групи

1. Розв'язати рівняння методом напівреакцій, визначити фактор еквівалентності відновника:



- а) 1
- б) 1/2
- в) 1/3
- г) 1/5

2. Скільки валентних електронів міститься в атомі Мангану:

- а) 2
- б) 7
- в) 25
- г) 5

3. Яку валентність має Манган, якщо атом знаходиться у збудженому стані?

- а) VII
- б) V
- в) IV
- г) II

4. Які властивості мають сполуки Мангану зі ступенем окиснення +7?

- а) окисно-відновні
- б) окисні
- в) відновні
- г) не виявляє окисно-відновних властивостей

5. Як змінюються властивості оксидів Мангану від двовалентних до семивалентних?

- а) посилюються основні
- б) посилюються амфотерні
- в) послаблюються кислотні
- г) посилюються кислотні

6. Манган (II) гідроксид:

- а) розчинний у воді
- б) не розчинний у кислотах
- в) розчинний у кислотах
- г) розчинний у лугах

7. Стійкою сполукою Мангану є:

- а)  $\text{KMnO}_4$
- б)  $\text{Mn}(\text{OH})_2$
- в)  $\text{MnO}_2$
- г)  $\text{K}_2\text{MnO}_4$

8. Сильний антисептичний засіб — це:

- а)  $\text{MnSO}_4$
- б)  $\text{K}_2\text{MnO}_4$
- в)  $\text{KMnO}_4$
- г)  $\text{MnO}_2$

9. Сильним окисником у кислому середовищі є:

- а)  $\text{KMnO}_4$
- б)  $\text{Mn}(\text{OH})_2$
- в)  $\text{MnCl}_2$
- г)  $\text{K}_2\text{MnO}_4$

10. Амфотерні властивості виявляють такі сполуки Мангану:

- а)  $\text{MnO}$
- б)  $\text{MnO}_2$
- в)  $\text{Mn}(\text{OH})_2$
- г)  $\text{K}_2\text{MnO}_4$

11. Манган має такі фізичні властивості:

- а) рідина фіолетового кольору
- б) метал, що має металічний блиск
- в) метал, розчинний у воді
- г) кристалічний порошок фіолетового кольору

12. Які солі називають манганітами:

- а)  $\text{KMnO}_4$
- б)  $\text{K}_2\text{MnO}_4$
- в)  $\text{K}_4\text{MnO}_4$
- г)  $\text{MnSO}_4$

13. Вибрати правильне рівняння реакції:

- а)  $\text{MnO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- б)  $\text{MnO} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- в)  $\text{MnO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2$   
г)  $\text{MnO} + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{MnSO}_3 + \text{Na}_2\text{O}$

14. Перманганат-йон — це кислотний залишок кислоти:

- а) манганітної  
б) марганцевистої  
в) марганцевої  
г) манганатної

15. Розчин калій перманганату використовують для:

- а) зміцнення кісток  
б) лікування очей  
в) дезінфекції приміщень  
г) промивання шлунка

### Елементи VIIIВ групи

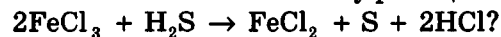
1. Указати рівняння реакції, в яких йон металу перетворюється на електронейтральний атом:

- а)  $\text{Ni} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NiCl}_2$   
б)  $\text{Co} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CoCl}_2 + \text{H}_2$   
в)  $\text{FeO} + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$   
г)  $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

2. Указати частинку, яка може бути тільки відновником:

- а)  $\text{Fe}^0$   
б)  $\text{Fe}^{2+}$   
в)  $\text{Fe}^{3+}$   
г)  $\text{Fe}^{6+}$

3. Який йон є окисником у реакції:



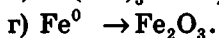
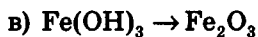
- а)  $\text{Fe}^{3+}$   
б)  $\text{Cl}^-$   
в)  $\text{S}^{2-}$   
г)  $\text{H}^+$

4. Які з перелічених рівнянь реакцій не належить до окисно-відновних?

- а)  $2\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{FeO}$   
б)  $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$   
в)  $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$   
г)  $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$

5. У яких випадках відбувається окиснення?

- а)  $\text{CoCl}_2 \rightarrow \text{Co}^0$   
б)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}^0$



6. Які властивості має Ферум у рівнянні реакції, що відбується за схемою:



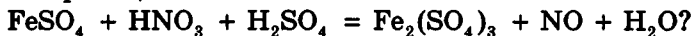
а) відновні

б) окисні

в) індиферентні

г) відновні та окисні

7. Який коефіцієнт потрібно поставити перед відновником в окисно-відновній реакції



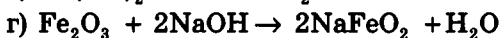
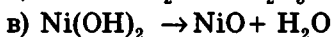
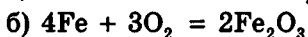
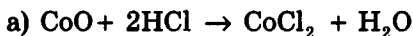
а) 4

б) 3

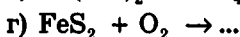
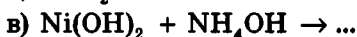
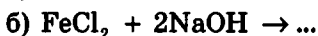
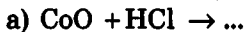
в) 6

г) 2

8. Які з наведених рівнянь реакцій належать до окисно-відновних?



9. У яких випадках відбувається утворення осаду?



10. Сполуки Феруму (III) в кислому середовищі виявляють властивості:

а) окисні

б) відновні

в) окисно-відновні

г) індиферентні

11. На холоді залізо "пасивують":



12. Залізо одержують у промисловості з оксидів феруму дією:



- б) кислот
- в)  $\text{CO}_2$
- г)  $\text{CO}$

13. Сполуки Феруму(II) на повітрі змінюють своє забарвлення, оскільки:

- а) окиснюються киснем повітря до сполук  $\text{Fe(III)}$
- б) відновлюються воднем повітря до сполук  $\text{Fe(II)}$
- в) конденсуються
- г) гідролізуються

14. Солі Феруму (II) і (III) у водних розчинах легко гідролізують з утворенням рН середовища:

- а) лужного
- б) нейтрального
- в) слаболужного
- г) слабокислого

15. Біологічна роль заліза зводиться до участі в утворенні:

- а) гемоглобіну
- б) хлорофілу
- в) крохмалю
- г) жирів

**Відповіді до тестів**  
**Елементи VIIA групи (галогени)**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
г	г	а	б	г	а	в	в	в	б	а	б	в	а	а

**Елементи VIA групи (халькогени)**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
в	в	б	в	б	а	г	б	в	в	б	в	а	б	а

**Елементи VA групи**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
в	г	в	г	б	г	б	г	б	в	б	б	г	б	в

**Елементи IVA групи**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
в	в	г	г	а	б	б	в	б	а	г	в	г	б	а

**Елементи IIIA групи**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
а	а	г	б	в	а	а	г	д	б	б	а	б	г	в

**Елементи II групи**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
в	б	в	а	г	в	а	в	б	д	в	б	а	а	в

**Елементи I групи**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
г	а	а	в	в	в	а	в	в	в	в	в	в	б	б

**Елементи VIB групи**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
в	а	б	б	в	в	в	б	а	а	г	г	в	г	в

**Елементи VIIB групи**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
б	б	а	в	г	в	в	в	а	б	б	в	а	в	г

**Елементи VIIIB групи**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
в	а	а	в	г	а	в	б	б	а	а	г	а	г	а

# ДОДАТОК

## КОНСТАНТИ ЙОНІЗАЦІЇ КИСЛОТ ТА ОСНОВ ПРИ 25 °С

Кислота	К	Кислота	К	Основа	К
$\text{HNO}_2$	$K = 6,9 \cdot 10^{-4}$	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$K_2 = 1,15 \cdot 10^{-2}$	$\text{NH}_3$	$K = 1,76 \cdot 10^{-5}$
$\text{H}_3\text{BO}_3$	$K = 1 \cdot 10^{-4}$	$\text{H}_2\text{SO}_3$	$K_1 = 1,4 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$	$\text{Ba(OH)}_2$	$K_2 = 2,3 \cdot 10^{-1}$
$\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$	$K_1 = 1,3 \cdot 10^{-4}$ $K_2 = 3 \cdot 10^{-4}$			$\text{Ca(OH)}_2$	$K_2 = 4 \cdot 10^{-2}$
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$K_1 = 5,6 \cdot 10^{-4}$ $K_2 = 5,4 \cdot 10^{-4}$	$\text{H}_2\text{S}$	$K_1 = 1 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 2,5 \cdot 10^{-13}$	$\text{LiOH}$	$K = 6,8 \cdot 10^{-1}$
		$\text{H}_2\text{CO}_3$	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}$	$\text{Pb(OH)}_2$	$K_1 = 9,5 \cdot 10^{-4}$ $K_2 = 3 \cdot 10^{-8}$
$\text{H}_2\text{CrO}_4$	$K_1 = 1,6 \cdot 10^{-4}$ $K_2 = 3,2 \cdot 10^{-4}$	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$K = 1,74 \cdot 10^{-5}$	$\text{AgOH}$	$K = 5 \cdot 10^{-3}$
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$K_2 = 2,3 \cdot 10^{-4}$	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 5 \cdot 10^{-13}$		
$\text{HCOOH}$	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$			$\text{HF}$	$K = 6,2 \cdot 10^{-4}$

## ЕЛЕКТРОХІМІЧНИЙ РЯД НАПРУГ МЕТАЛІВ

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Cr, Zn, Fe, Co, Sn, Pb, H<sub>2</sub>, Cu, Hg, Ag, Au

→ хімічна активність зменшується →

# РЯД ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНОСТІ НЕМЕТАЛІВ

Sl, As, H, P, Se, I, C, S, Br, Cl, N, O, F

→ посилення електронегативності →

## КИСЛОТИ

№	Формула	Назва	Йон	Кислотний залишок
1	HF	Флуоридна	$F^-$	Флуорид
2	HCl	Хлоридна	$Cl^-$	Хлорид
3	HBr	Бромідна	$Br^-$	Бромід
4	HI	Йодидна	$I^-$	Йодид
5	$H_2SO_4$	Сульфатна	$SO_4^{2-}$	Сульфат
6	$H_2SO_3$	Сульфитна	$SO_3^{2-}$	Сульфит
7	$H_2S$	Сульфідна	$S^{2-}$	Сульфід
8	$HNO_3$	Нітратна	$NO_3^-$	Нітрат
9	$HNO_2$	Нітритна	$NO_2^-$	Нітрит
10	$H_3PO_4$	Ортофосфатна	$PO_4^{3-}$	Ортофосфат
11	$HPO_3$	Метафосфатна	$PO_3^-$	Метафосфат
12	$H_3PO_3$	Фосфітна	$PO_3^{3-}$	Фосфіт
13	$H_2CO_3$	Карбонатна	$CO_3^{2-}$	Карбонат
14	$H_2SiO_3$	Силікатна	$SiO_3^{2-}$	Силікат
15	HCN	Ціанідна (Синільна)	$CN^-$	Ціанід
16	HSCN	Тіоціанатна (Роданідна)	$SCN^-$	Тіоціанат (Роданід)
17	$CH_3COOH$	Ацетатна	$CH_3COO^-$	Ацетат
18	$H_3BO_3$	Ортоборатна	$BO_3^{3-}$	Ортоборат
19	HClO	Гіпохлоритна	$ClO^-$	Гіпохлорит
20	$HClO_2$	Хлоритна	$ClO_2^-$	Хлорит
21	$HClO_3$	Хлоратна	$ClO_3^-$	Хлорат
22	$HClO_4$	Перхлоратна	$ClO_4^-$	Перхлорат

## ПОХОДЖЕННЯ НАЗВИ ХІМІЧНОГО ЕЛЕМЕНТА

Назва елемента	Що означає назва	Відкриття
<b>ІА група</b>		
Гідроген (H) Hydrogenium	Той, що народжує воду	Г. Кавендіш (1776)
Калій (K) Kalium	Поташ – сіль, куди входить калій ( $K_2CO_3$ )	Г. Деві (1807)
Літій (Li) Litium	Lithos (грец.) – камінь	А. Арфведсон (1817)
Натрій (Na) Natrium	Вируюча речовина	Г. Деві (1807)
Рубідій (Rb) Rubidium	Червоний	Р. Бунзен, К. Кірхгоф (1861)
Францій (Fr) Francium	На честь країни Франції	М. Перей (1939)
Цезій (Cs) Caesium	Небесно-блакитний	Р. Бунзен, К. Кірхгоф (1861)
<b>ІВ група</b>		
Аурум (Au) Aurum	Ранішня зоря	Відомий з давніх часів
Аргентум (Ag) Argentum	Світлий, білий	Відомий з давніх часів
Купрум (Cu) Cuprum	Острів Кіпр	Відомий з давніх часів
<b>ІІА група</b>		
Барій (Ba) Barium	Barus (грец.) – важкий	К. Шеєле (1774); Г. Деві (1808)
Берилій (Be) Beryllium	Від назви мінералу – берилу	Н. Вокелен (1798)
Кальцій (Ca) Calcium	Calx (лат.) – вапно	Г. Деві (1807)
Магній (Mg) Magnesium	Від грец. слова Магнісія – півострів у Греції	Г. Деві (1808)

Назва елемента	Що означає назва	Відкриття
Радій (Ra) Radium	Radius (лат.) – промінь	П. Кюрі, М. Кюрі, Ж. Бемон (1898)
Стронцій (Sr) Strontium	Від назви села Strontain (Шотландія)	Г. Деві (1808)
<b>ІІВ група</b>		
Цинк (Zn) Zincum	Zinke (нім.) – «зубець» за формою його кристалу	Відомий з давніх часів. Чистий отриманий в XVI ст
Меркурій (Hg) Hydrargyrum	Перша назва – названий на честь планети Меркурій. Друга назва – рідке срібло	Відомий з давніх часів
<b>ІІІА група</b>		
Алюміній (Al) Aluminium	Галун	Х.К. Ерстед (1825)
Бор (B) Borum	Бурах (перська), що означає бура	Ж.Л. Гей-Люссак, Л.Ж. Тенар, Г. Деві (1808)
Галій (Ga) Gallium	Gallia – Франція	П. Лекок де Буабодран (1875)
Індій (In) Indium	За кольором спектральної лінії – індиго (синьо- фіолетовий)	Ф. Райх, Г. Ріхтер (1863)
Талій (Tl) Tallium	Зелений	У. Крукс (1861), А. Лемі (1862)
<b>ІVА група</b>		
Германій (Ge) Germanium	Від назви країни – Німеччина	К. Вінлер (1886)
Карбон (C) Carboneum	Carbo – вугілля	Відоме ще первісним людям. Як проста речовина була доведена

Назва елемента	Що означає назва	Відкриття
		А. Лавуазьє (1787)
Плюмбум (Pb) Plumbum	Plumber (анг.) – водопровідник (у Стародавньому Римі труби виготовляли із свинцю)	Відомий з давніх часів
Силіцій (Si) Silicium	Кремій	Й. Берцеліус (1824)
Станум (Sn) Stannum	Стійкий, міцний. Олово (albus) – білий	Відомий з давніх часів
<b>VA група</b>		
Арсен (As) Arsenicum	Жовтий пігмент	А.Л. Лавуазьє (1789)
Бісмут (Bi) Bismutum	«Weisse Masse» (нім.) – «біла маса»	Відомий з XV ст. І.Г. Потт (1739)
Нітроген (N) Nitrogenium	Що створює селітру	Д. Резерфорд (1772)
Стибій (Sb) Stibium	«Сурме» (перська) – метал	Відомий з давніх часів
Фосфор (P) Phosphorum	Той, що несе світло	Х. Бранд (1669)
<b>VIA група</b>		
Оксиген (O) Oxygenium	Той, що створює кислоти	К. Шеєле (1771), Дж. Прістлі (1774)
Сульфур (S) Sulfur	Світло-жовтий	Відомий ще у стародавньому світі
Селен (Se) Selenium	Місяць (на честь супутника Землі – Місяця)	Й. Берцеліус, Г. Ган (1817)
Телур (Te) Tellurium	Земля	Ф. Мюллер (1782)
Полоній (Po) Polonium	Названий на честь країни Польщі	П. Кюрі, М. Кюрі (1898)

Назва елемента	Що означає назва	Відкриття
<b>VIВ група</b>		
Хром (Cr) Chromium	Колір	М. Вокелен (1797), М. Клапротон (1798)
<b>VIIА група</b>		
Бром (Br) Bromum	Смердючий	Ж. Балар, Гельдейберг (1826)
Йод (I) Iodum	Фіолетовий (фіалковий)	Б. Куртуа (1811)
Флуор (F) Fluorum	Всероз'їдаючий, руйнуючий	К. Шеєле (1771), А. Муассан (1886)
Хлор (Cl) Chlorum	Зеленуватий	К. Шеєле (1774)
<b>VIІВ група</b>		
Манган (Mn) Manganum	Магніт	К. Шеєле, Ю. Ган (1774)
<b>VIІІВ група</b>		
Ферум (Fe) Ferrum	Твердий	Відомий ще зі стародавніх часів первісним людям

## МАСОВІ ЧАСТКИ ТА ГУСТИНИ РОЗЧИНІВ КИСЛОТ, ОСНОВ ТА СОЛЕЙ

W, %	Густина розчину, г/см <sup>3</sup> (г/мл)					
	NaOH	KOH	NH <sub>3</sub>	HCl	NaCl	KCl
0	0,998	0,998	0,998	0,998	0,998	0,998
1	1,01	1,008	0,994	1,003	1,005	1,004
2	1,021	1,016	0,99	1,008	1,012	1,011
3	1,032	1,024	0,984	1,012	1,02	1,017
4	1,043	1,033	0,981	1,018	1,027	1,024
5	1,054	1,041	0,997	1,023	1,034	1,03
6	1,065	1,048	0,973	1,028	1,041	1,037
7	1,076	1,055	0,969	1,033	1,049	1,043

W, %	Густина розчину, г/см <sup>3</sup> (г/мл)					
	NaOH	KOH	NH <sub>3</sub>	HCl	NaCl	KCl
8	1,087	1,064	0,965	1,038	1,056	1,05
9	1,098	1,072	0,961	1,043	1,063	1,057
10	1,109	1,08	0,958	1,047	1,071	1,063
12	1,131	1,099	0,95	1,057	1,086	1,077
14	1,153	1,116	0,943	1,067	1,101	1,09
16	1,175	1,137	0,936	1,078	1,116	1,104
18	1,197	1,154	0,93	1,088	1,132	1,118
20	1,219	1,173	0,923	1,098	1,148	1,133
22	1,241	1,193	0,916	1,108	1,164	1,147
24	1,263	1,217	0,91	1,119	1,18	1,162
26	1,285	1,238	0,904	1,129	1,197	
28	1,306	1,267	0,898	1,139		
30	1,328	1,285	0,892	1,149		
32	1,349	1,307		1,159		
34	1,37	1,331		1,169		
36	1,39	1,355		1,179		
38	1,41	1,382		1,189		
40	1,43	1,408		1,198		

W, %	Густина розчину, г/см <sup>3</sup> (г/мл)		
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> COOH
1	1,002	1,004	1,003
2	1,01	1,01	1,001
4	1,024	1,021	1,004
6	1,037	1,032	1,007
8	1,052	1,043	1,011
10	1,066	1,054	1,013
12	1,08	1,067	1,015

W, %	Густина розчину, г/см <sup>3</sup> (г/мл)		
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> COOH
14	1,094	1,078	1,018
16	1,109	1,091	1,021
18	1,125	1,104	1,024
20	1,14	1,116	1,026
22	1,156	1,129	1,029
24	1,17	1,142	1,031
26	1,186	1,154	1,034
28	1,202	1,167	1,036
30	1,218	1,181	1,038
32	1,234	1,194	1,041
34	1,252	1,207	1,043
36	1,269	1,221	1,045
38	1,287	1,234	1,047
40	1,304	1,247	1,049
42	1,321	1,26	1,051
44	1,338	1,273	1,053
46	1,357	1,286	1,054
48	1,377	1,298	1,056
50	1,396	1,31	1,058
52	1,415	1,322	
54	1,436	1,334	
56	1,456	1,346	
58	1,478	1,356	
60	1,501	1,367	
62	1,52	1,377	
64	1,543	1,387	
66	1,559	1,397	
68	1,588	1,406	

W, %	Густина розчину, г/см <sup>3</sup> (г/мл)		
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> COOH
70	1,611	1,414	
72	1,634	1,422	
74	1,653	1,43	
76	1,681	1,438	
78	1,705	1,445	
80	1,728	1,453	
82	1,75	1,46	
84	1,77	1,466	
86	1,788	1,473	
88	1,801	1,478	
90	1,815	1,483	
92	1,826	1,488	
94	1,832	1,492	
96	1,8356	1,496	
98	1,83671	1,502	
100	1,8341	1,514	

## ВІДНОСНІ МОЛЕКУЛЯРНІ МАСИ ДЕЯКИХ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН

	H <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Pb <sup>2+</sup>
O <sup>2-</sup>			62	94	153	56	40	102	152	72	160	71	81	80	232	223
OH <sup>-</sup>	18	35	40	56	171	74	58	78	103	90	107	89	99	98	125	241
Cl <sup>-</sup>	36,5	53,5	58,5	74,5	208	111	95	133,5	158,5	127	162,5	126	136	135	143,5	278
Br <sup>-</sup>	81	98	103	119	297	200	184	267	292	216	296	215	225	224	188	367
I <sup>-</sup>	128	145	150	166	391	294	278	408	433	310	437	309	319	318	235	461
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	63	80	85	101	261	164	148	213	238	180	242	179	189	188	170	331
S <sup>2-</sup>	34	68	78	110	169	72	56	150	200	88	208	87	97	96	248	239
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	82	116	126	158	217	120	104	294	344	136	352	135	145	144	294	287
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	98	132	142	174	233	136	120	342	392	152	400	151	161	160	312	303
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	62	96	106	138	197	100	84	234	284	116	292	115	125	124	276	267
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	62	79	84	100	259	162	146	210	235	178	239	177	187	186	169	329
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	78	112	122	154	213	116	100	282	332	132	340	131	141	140	292	283
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	98	115	120	136	331	234	218	316	343	250	347	249	259	258	205	101
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	98	132	142	174	233	136	120	342	392	152	400	151	161	160	312	303
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	98	149	164	212	601	310	262	122	147	358	151	355	385	382	419	811

# СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

## Основна:

1. Голуб О.А., Корнілов М.Ю., Скопенко В.В. та ін. Вступ до хімічної номенклатури. — К.: Школяр, 1997. — 48 с.
2. Левітін Є.Я., Ключєва Р.Г., Бризицька А.М. Загальна та неорганічна хімія. — В.: Нова книга, 2001. — 483 с.
3. Левітін Є.Я., Бризицька А.М., Ключєва Р.Г. Посібник із загальної та неорганічної хімії. — В.: Нова книга, 2003. — 112 с.
4. Луцєвич Д.Д., Березан О.В. Конспект-довідник з хімії. — К.: Вища шк., 1997. — 240 с.
5. Романова Р.В. Загальна та неорганічна хімія. — К.: Вища шк., 1998. — 480 с.
6. Сухан В.В., Табенська Т.В., Капустян А.Й., Горла В.Ф. Хімія. — К.: Либідь, 1993. — 408 с.
7. Державна Фармакопея України / Державне підприємство “Науково-експертний фармакопейний центр” — 1-ше вид. — Харків: РІРЕГ, 2001. — 556 с.

## Додаткова:

1. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М. Загальна хімія. — К.: Вища шк., 1991. — 430 с.
2. Корнілов М.Ю., Білодід О.І., Голуб О.А. Термінологічний словник з хімії. — К.: ІЗМН, 1995. — 632 с.
3. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії: Підручник. — К.: Каравела, 2006. — 304 с.
4. Середа І.П. Конкурсні задачі з хімії. — К.: Вища шк., 1995. — 296 с.
5. Слєта Л.О. 1001 задача з хімії, з відповідями, розв'язаннями. — Х.: Веста, 2004. — 386 с.
6. Хомченко І.Г. Загальна хімія. / Пер. з рос. М.Д. Михайлової. — К.: Вища шк., 2000. — 424 с.
7. Хомченко І.Г. Збірник задач і вправ з хімії / Пер. з рос. Є.В. Старобагатька. К.: Вища шк., 1992. — 246 с.
8. Цветкова Л.Б. Неорганічна хімія: Теорія і задачі: Навч. посіб.-Л.: Магнолія Плюс, 2006. — 412 с.

# ЗМІСТ

Передмова.....	3
Вступ .....	4
<b>Частина I. ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ .....</b>	<b>8</b>
1. Атомно-молекулярне вчення .....	8
2. Будова атома.....	15
3. Періодичний закон і періодична система елементів	
Д.І. Менделєєва.....	22
4. Типи хімічного зв'язку.....	28
5. Класи неорганічних сполук.....	34
6. Комплексні сполуки .....	43
7. Розчини .....	49
8. Електролітична дисоціація .....	59
9. Гідроліз солей .....	66
10. Швидкість хімічної реакції .....	70
11. Хімічна рівновага .....	76
12. Окисно-відновні реакції.....	82
<i>Тестові завдання для самоконтролю .....</i>	<i>88</i>
<b>Частина II. ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХНІХ СПОЛУК .....</b>	<b>101</b>
1. Елементи VIIA групи. Галогени .....	102
2. Елементи VIA групи. Халькогени .....	105
3. Елементи VA групи .....	108
4. Елементи IVA групи.....	111
5. Елементи IIIA групи .....	114
6. Елементи IA групи (лужні метали).....	117
7. Елементи IIA групи (лужноземельні метали) .....	118
8. Елементи побічної підгрупи I групи (підгрупа Купруму) .....	121
9. Елементи побічної підгрупи II групи (підгрупа Цинку) .....	123
10. Елементи побічної підгрупи VI групи (підгрупа Хрому) .....	126
11. Елементи побічної підгрупи VII групи (підгрупа Мангану) ...	128
12. Елементи побічної підгрупи VIII групи .....	130
Біологічна роль та використання хімічних елементів та їхніх сполук .....	133
<i>Тестові завдання для самоконтролю .....</i>	<i>149</i>
<b>Додаток .....</b>	<b>171</b>
Константи йонізації кислот та основ при 25 °С.....	171
Електрохімічний ряд напруг металів.....	171
Ряд електронегативності неметалів.....	172
Кислоти.....	172
Походження назви хімічного елемента .....	173
Масові частки та густини розчинів кислот, основ та солей .....	176
Відносні молекулярні маси деяких неорганічних речовин .....	180
Список рекомендованої літератури .....	181

Навчальне видання

**Гирина Наталія Петрівна,  
Туманова Ірина Володимирівна**

## **ПРАКТИКУМ З НЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ**

**Друге видання,  
перероблене та доповнене**

**Підписано до друку 05.11.2013.  
Формат 60×90/16. Папір офсет.  
Гарн. Шкільна. Друк офсет.  
Ум. друк. арк. 11,5.  
Зам. № 13-260**

**ВСВ “Медицина”  
01030, м. Київ, вул. Стрілецька, 28.  
Свідоцтво про внесення до Державного реєстру видавців,  
виготівників і розповсюджувачів книжкової продукції  
ДК № 3595 від 05.10.2009.  
Тел.: (044) 581-15-67, 234-58-11.  
E-mail: med@society.kiev.ua**

**Гирина Н.П.**  
Г51 Практикум з неорганічної хімії: навч. посіб. / Н.П. Гирина, І.В. Туманова. — 2-е вид. переробл. та допов. — К.: ВСВ “Медицина”, 2013. — 184 с.

ISBN 978-617-505-311-9

Навчальний посібник відповідає сучасному рівню розвитку теорії та практиці виконання хімічного експерименту.

Посібник складається із двох частин курсу неорганічної хімії: загальної хімії, хімії елементів. В обох частинах представлено теоретичні основи, подано лабораторні роботи; контрольні запитання для аудиторної та позааудиторної самостійної роботи; приклади розв’язування типових вправ, висвітлено біологічну роль і застосування сполук елементів у медицині та фармації.

Навчальний посібник складено з використанням сучасної хімічної номенклатури.

Для студентів вищих медичних (фармацевтичних) навчальних закладів I—III рівнів акредитації.

УДК 546

ББК 24.1я73