

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ
ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД
«УКРАЇНСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ
ХІМІКО-ТЕХНОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ»

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

Завдання до лабораторних робіт з курсу «Хімія з
основами біогеохімії» для студентів всіх форм
навчання»

Дніпро ДВНЗ УДХТУ 2017

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ
ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД
«УКРАЇНСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ
ХІМІКО-ТЕХНОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ»

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

Завдання до лабораторних робіт з курсу «Хімія з
основами біогеохімії» для студентів всіх форм
навчання»

Затверджено на засіданні
кафедри неорганічної хімії.
Протокол №___ від _____.

Дніпро ДВНЗ УДХТУ 2017

Методичні вказівки «Завдання до лабораторних робіт з курсу «Хімія з основами біогеохімії» для студентів всіх форм навчання» / О.В. Берзеніна С.Ю. Третяк. – Дніпро: ДВНЗ УДХТУ, 2017 – с.

Укладачі: О.В. Берзеніна, канд. біол. наук
С.Ю. Третяк, канд. хім. наук

Відповідальний за випуск О.В. Штеменко, д-р хім. наук

Навчальне видання

Методичні вказівки Завдання до лабораторних робіт з курсу «Хімія з основами біогеохімії» для студентів всіх форм навчання

Укладачі: БЕРЗЕНІНА Оксана Валеріївна
ТРЕТЯК Світлана ЮРІЇВНА

Редактор Л.М. Тонкошкур
Коректор Л.Я. Гоцуцова

Підп. до друку Формат 60x84 1/16. Папір ксероксний. Друк різнограф.
Умовн.-друк.арк. Облік.-вид. арк.0,4. Тираж 100 прим. Зам. №

ДВНЗ УДХТУ, 49005, м. Дніпро – 5, просп. ім Гагарина, 8

Видавничо-поліграфічний комплекс ІнКомЦентру

**Правила техніки безпеки.
при виконанні лабораторних робіт**

1. Перед початком лабораторної роботи ознайомтесь з метою роботи, планом її виконання та методикою експериментів.
2. У хімічній лабораторії досліди виконуються акуратно і **обов'язково** у спецодязі.
3. Робоче місце не треба займати зайвими предметами і після закінчення роботи привести до порядку.
4. При роботі з реактивами слід дотримуватись наступних правил безпеки:
 - роботи з концентрованими кислотами, лугами, розчинами сірководню та інших токсичних газів та газів з різким запахом проводять лише у витяжній шафі.
 - при нагріванні пробірку держати отвором від себе та інших студентів на випадок виплескування рідини.
 - перевіряючи газ на запах, слід направляти пари і газ до себе рухом руки. Пробірку до обличчя не підносити.
 - кількість хімічної речовини не повинна перевищувати вказаної в інструкції. Надлишок речовини не виливати (не висипати) у колбу з реактивом!
 - при попаданні на шкіру будь якої хімічної речовини змити її великою кількістю води і звернутись до викладача.
5. По закінченню роботи здати прибране робоче місце черговому.

5.2. Гідроген. Особливості положення Гідрогену в ПС. Знаходження в природі. Добування. Фізичні та хімічні властивості. Ізотопи Гідрогену. Відновні та окисні властивості водню.

5.3. p-елементи VII-групи ПС. Загальна характеристика галогенів. Знаходження в природі, способи добування. Фізичні та хімічні властивості. Порівняння хімічної активності галогенів. Гідрогенвмісні сполуки галогенів: добування, кислотні, відновні властивості, термічна стійкість. Оксигенвмісні сполуки галогенів: оксиди, кислоти, добування. Порівняння кислотних та окисних властивостей оксигенвмісних кислот та їх солей. Якісні реакції на галогени та їх сполуки.

5.4. p-елементи VI-A групи. Загальна характеристика VII-A підгрупи. Оксиген. Знаходження в природі. Ізотопи Оксигену. Будова молекули. Способи добування кисню. Хімічні властивості. Озон, добування. Хімічний зв'язок в молекулі озона. Властивості озону. Пероксиди, супероксиди. Озоніди. Вода, будова молекули. Аномалія фізичних властивостей води. Вода, як розчинник. Хімічні властивості води.

Халькогени. Загальна характеристика. Знаходження в природі та добування. Алотропія. Хімічні властивості халькогенів. Сполуки халькогенів з Гідрогеном, методи добування, будова молекул. Кислотні та відновні властивості. Полісульфіди. Оксигенвмісні сполуки халькогенів. Сполуки Сульфуру(II) та (III). Сполуки халькогенів(IV, V, VI) оксиди, кислоти, солі. Добування. Хімічні властивості кислот та солей. Гідрогенсульфіти та сульфіти. Кислотні, окисно-відновні властивості сполук Сульфуру(IV). Сполуки Сульфуру(V). Політіонові кислоти та політіонати. Порівняння кислотних та окисних властивостей сполук халькогенів(VI). Сірчана кислота. Добування, будова молекул. Хімічні властивості. Олеум, дисірчана кислота. Якісні реакції на сполуки халькогенів. Пероксокислоти Сульфуру та пероксосульфати. Тіосірчана кислота, будова, властивості. Тіосульфати.

Будова дисульфідів типа піриту та його використання для отримання сульфатної кислоти. Добування сульфатної кислоти контактним та нітрозним способами. Обсяг 0,5 година. Пероксокислоти Сульфуру та пероксосульфати. Тіосірчана кислота, будова, властивості. Тіосульфати.

3. Хімія p-ЕЛЕМЕНТИ VII ГРУПИ. ГІДРОГЕН. ГАЛОГЕНИ

3.1. Водень та сполуки Гідрогену

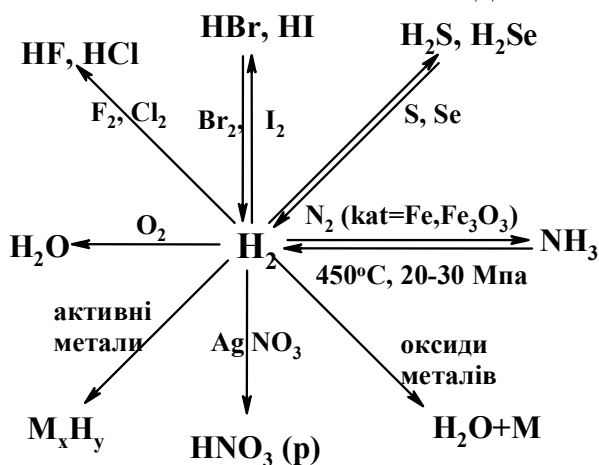


Схема 1. Хімічні властивості водню

3.2. Сполуки галогенів

Таблиця 3.1.

Деякі властивості галогенів

	F	Cl	Br	I	At
Радіус атома, Å	0,71	1,07	1,19	1,36	–
Енергія іонізації, eV	17,42	12,97	11,84	10,45	9,2
Спорідненість до електрону, eV	3,6	3,8	3,54	3,29	–
Електронегативність	4,0				

Таблиця 3.2.

Галогени у природі

Елемент	Загальний вміст в зем. корі, мол. частки, %	Природні сполуки
F		плавиковий шпат (флюорит) CaF_2 , кріоліт Na_3AlF_6 , апатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{F}, \text{Cl})$,
Cl	0,19	NaCl , атакаміт $3\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{CuCl}_2$, бишофіт $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, карналліт $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, тахгідрит $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{MgCl}_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
Br		
I		

3.2.1. Прості речовини

2. Хімічні властивості галогенів та їх сполук

Хімічні властивості фтору

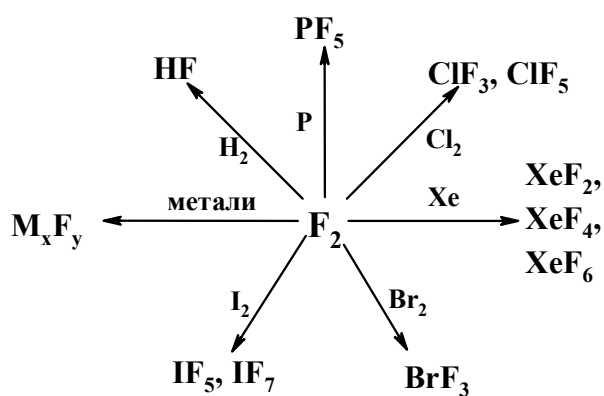


Схема 2.

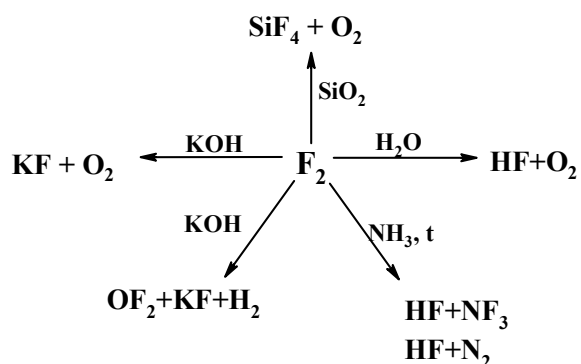
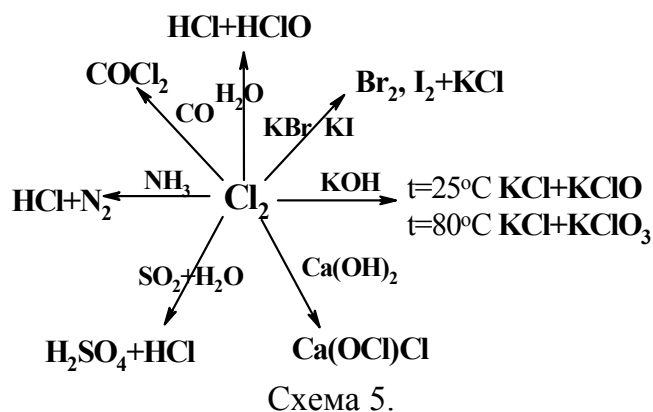
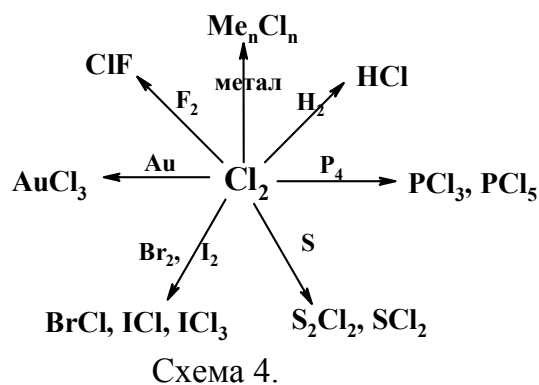


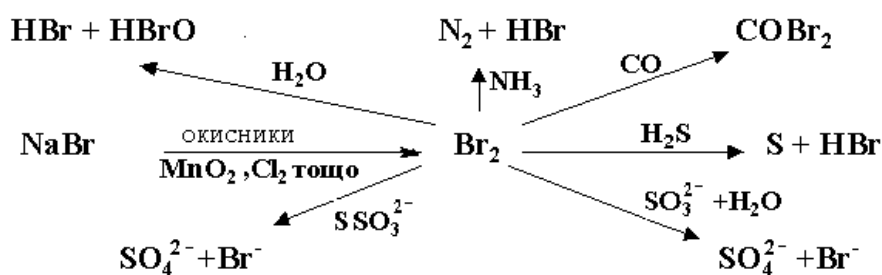
Схема 3.

Хімічні властивості хлору



Хімічні властивості броду

Схема 6.



Хімічні властивості йоду

Схема 7.

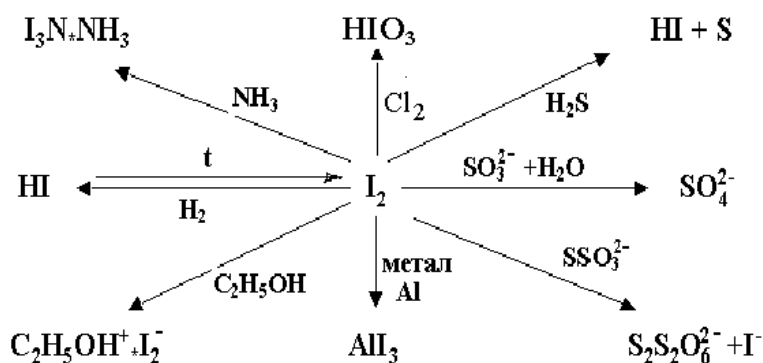
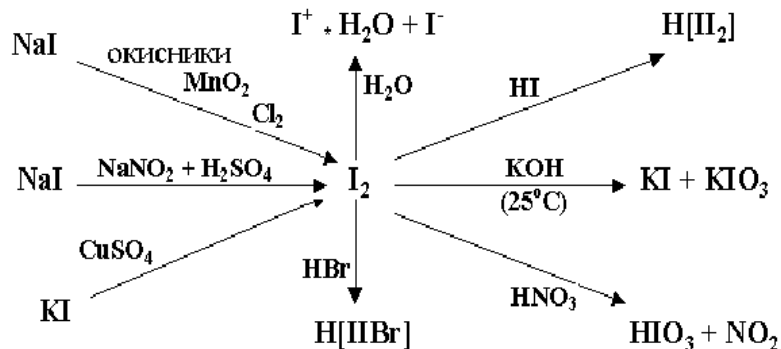


Схема 8.



3.2.2. Сполуки галогенів у ступені окиснення «-1»

	K_d	Сила кислот зростає ↓			
HF					
HCl					
HBr					
HI					

Хімічні властивості гідрогенгалогенідів

Схема 9.

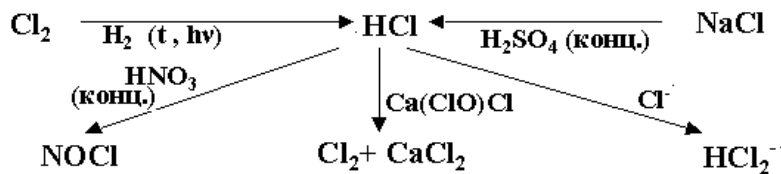


Схема 10.

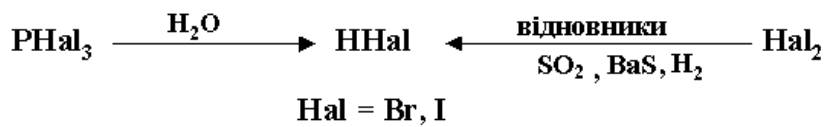


Схема 11.

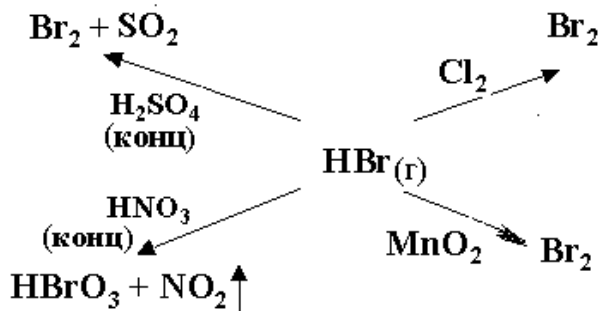
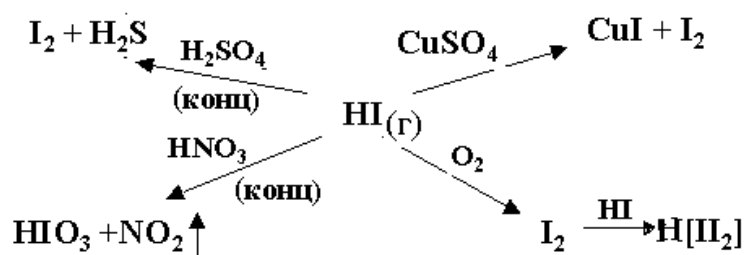


Схема 12



3.2.2. Сполуки галогенів у додатних ступенях окиснення

Кислота	K_d	Сила кислот зростає; Окисні властивості зменшуються ↓
HClO	$12,8 \cdot 10^{-8}$	
HClO ₂	$1,1 \cdot 10^{-2}$	
HClO ₃	$5 \cdot 10^2$	
HClO ₄	$\approx 10^8$	



71. Визначте молярну масу еквіваленту сполуки іоду, що утворюється внаслідок гідролізу PI_3 .
72. Який об'єм розчину калій хлорату ($\omega = 6,8\%$; $\rho = 1,04$ г/мл) потрібен для окиснення 250 мл 0,01н. розчину ферум(II) сульфату в сірчанокиислому середовищі?
73. Який об'єм хлору (н.у.) і який об'єм розчину натрій броміду ($\omega=10\%$; $\rho=1,05$) потрібен для утворення 16 г бромиду?
74. Для одержання аргентум(I) іодиду були змішані 100 мл розчину аргентум(I) нітрату ($\omega=15\%$, $\rho=1,02$) та 180 мл 0,8М розчину калій іодиду. Яку масу осаду було одержано?
75. Який об'єм 5%-ого розчину KBrO_3 ($\rho = 1,04$ г/мл) необхідний для окиснення 40 мл 8%-ного розчину HI ($\rho = 1,06$ г/мл)?

Лабораторна робота
“Гідроген галогени”
БІЛЕТ № 1

Ф,БТ,ОНС,МВПВ

- Визначити реакцію середовища в розчинах Калій броміду, Алюміній хлориду. Складіть молекулярні та іонні рівняння гідролізу. Як впливає на проходження гідролізу додавання а) кислоти, б) луку, в) нагрівання розчину
- У пробірку з відвідною трубкою помістити невелику кількість манган діоксиду і долити кілька крапель концентрованої соляної кислоти. Суміш підігріти. Газ, що виділяється через відвідну трубку, пропустити в іншу пробірку з водою і з 0,1 М розчином калій йодиду. Якого кольору набуває розчин? В пробірку з 0,1 М розчином калій йодиду після закінчення реакції додати бензол або толуол. Якого кольору набуває органічний розчинник? Рівняння усіх реакцій написати в молекулярно-іонній формі
- Із числа реактивів, які є в лабораторії добудьте малорозчинний йодид. Напишіть рівняння реакції молекулярному та іонному вигляді. Визначить його розчинність
- Написати в молекулярній та іонній формах рівняння реакцій, відповідних переходам: $\text{хлор} \rightarrow \text{калій хлорат} \rightarrow \text{хлор}$
- Яка маса калій перманганату і який об'єм 39% розчину соляної кислоти ($\rho=1,18$) потрібні, щоб за допомогою хлору, що виділиться при їх взаємодії, окиснити 0,2 моля станум (II) хлориду?

4. ХІМІЯ Р-ЕДЕМЕНТІВ ОКСИГЕН. ХАЛЬКОГЕНИ

Таблиця 4.1.

Деякі властивості халькогенів

	O	S	Se	Te	Po
--	----------	----------	-----------	-----------	-----------

Радіус атома, Å	0,66	1,04	1,17	1,37	1,7
Енергія іонізації, eV	13,62	10,36	9,75	9,01	8,43
Спорідненість до електрону, eV	1,47	2,08	2,02	2,00	1,35
Електронегативність	3,50	2,6	2,5	2,1	1,76

4.1 Сполуки Оксигену

Оксиген утворює сполуки зі ступенями окиснення «-2» та «-1». Зі ступенем окиснення «-2» Оксиген утворює оксиди, гідроксиди, солі, оксигенвмістні органічні сполуки, тощо.

Оксид – це бінарна сполука елемента з Оксигеном, в якій Оксиген знаходиться у ступені окиснення «-2».

За кислотно-основним характером всі оксиди поділяють на кислотні, амфотерні та основні.

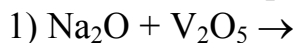
кислотні	ОКСИДИ амфотерні	основні
утворюються неметалами або d-елементами у високих ступенях окиснення	утворюються металами з невеликою електронегативністю; можуть виявляти (в залежності від умов) або кислотні або основні властивості	утворюються металами з низькими ступенями окиснення

До амфотерних оксидів відносять наступні оксиди:

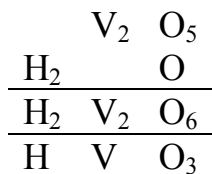
ступінь окиснення	оксид
+2	<i>BeO, ZnO, SnO, PbO,</i>
+3	<i>Al₂O₃, Sb₂O₃, Cr₂O₃, Fe₂O₃,</i>
+4	<i>SnO₂, PbO₂, MnO₂, GeO₂</i>

Основні та кислотні оксиди взаємодіють між собою з утворенням солі.

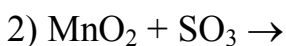
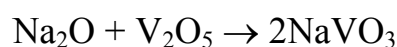
Розглянемо на прикладі.



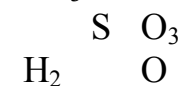
Na_2O – основний оксид; V_2O_5 – кислотний оксид, йому відповідає кислота:

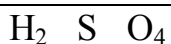


тоді отримуємо наступне рівняння:

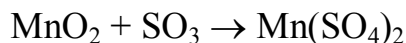


SO_3 – кислотний оксид, йому відповідає кислота:





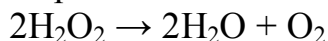
MnO₂ – амфотерний оксид, за взаємодії з кислотним оксидом виявляє основний характер.



У ступені окиснення «-1» Оксиген утворює пероксидні сполуки, що характеризуються наявністю структурного фрагмента – **O – O** – пероксид іона.

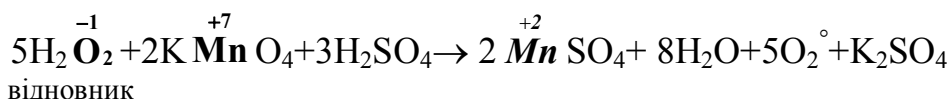
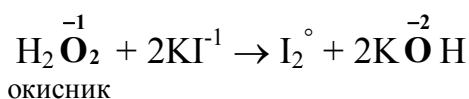
H₂O₂ – гідроген пероксид або перекис водню, за нормальних умов це рідина, добре розчина у воді. 30%-ий розчин H₂O₂ має назву пергідроль.

H₂O₂ – нестійка речовина, що розкладається під дією світла:



Гідроген пероксид є слабкою кислотою з константою дисоціації 10⁻¹².

За рахунок наявності Оксигену зі ступенем окиснення «-1» H₂O₂ виявляє окисно-відновну двоїстість:



4.2. Сульфур та його аналоги

Таблиця 4.2.

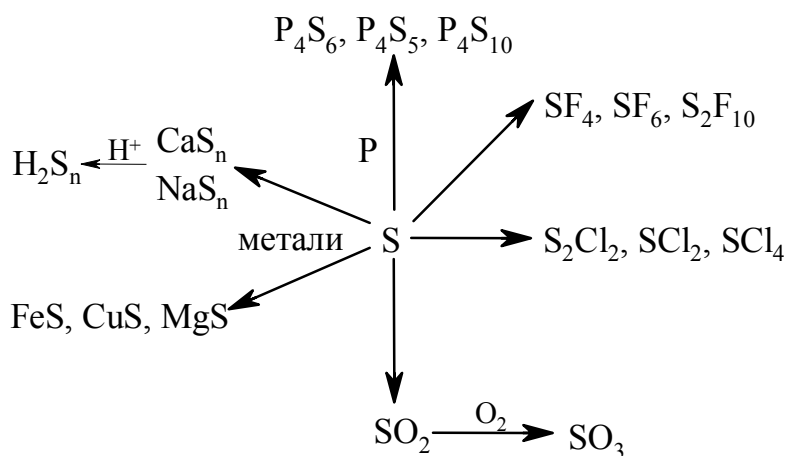
Халькогени у природі

Елемент	Загальний вміст в зем. корі, мол. частки, %	Природні сполуки
S	0,03	Самородна сірка, FeS ₂ – пірит, CuFeS ₂ – халькопірит, ZnS – цинкова обманка, HgS кіновар, CaSO ₄ ·H ₂ O – гіпс, Na ₂ SO ₄ ·10H ₂ O – глауберова сіль, MgSO ₄ ·7H ₂ O – гірка сіль
Se	1,5·10 ⁻⁵	Розсіяні елементи, містяться у сульфідних рудах
Te	1,3·10 ⁻⁷	
Po	2·10 ⁻¹⁵	

Таблиця 4.3.

Відношення халькогенів до кисню, води кислот та лугів

Елементи	O ₂	H ₂ O (t°)	HCl	HNO ₃	KOH
S	SO ₂	H ₂ S+H ₂ SO ₃	-	H ₂ SO ₄	K ₂ S+K ₂ SO ₃
Se	SeO ₂	н. р.	-	H ₂ SeO ₄	K ₂ Se+K ₂ SeO ₃
Te	TeO ₂	TeO ₂ + H ₂	-	H ₂ TeO ₄	K ₂ Te+K ₂ TeO ₃
Po	PoO ₂	PoO(OH)+H ₂	PoCl ₂ +H ₂	Po(NO ₃) ₂	-



2.2 Сполуки халькогенів у ступіні окиснення «-2»

У Сульфура, Селена та Телура ступінь окиснення «-2» виявляється у сполуках що мають назву відповідно сульфід, селенід, телурид. У цих сполуках виявляється аналогія елементів з Оксигеном. У таблиці наведені деякі характеристики сполук з Гідрогеном.

Таблиця 4.4.

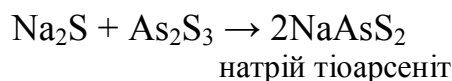
Порівняльна характеристика сполук халькогенів з Гідрогеном

	кут	$t^{\circ}_{\text{кип}}, \text{C}$	K_d	Кислотні властивості зростають	Відновні властивості зростають	Термічна стійкість зменшується
H₂O	104,5°	100	10 ⁻¹⁶	↓	↓	↓
H₂S	92,2°	-60	10 ⁻⁷			
H₂Se	91,1°	-41	10 ⁻⁴			
H₂Te	90°	-2	10 ⁻³			

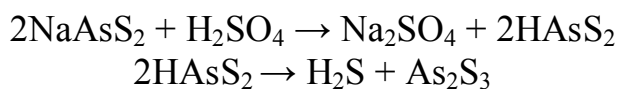
В сполуках зі ступенем окиснення «-2» найбільше за все прослідковується аналогія між Сульфуром та Оксигеном. Оксидам відповідають сульфід, гідроксидам – гідрогенсульфід, оксигенвмістним кислотам – сульфурвмістні кислоти (тіокислоти). Наприклад:

	Na	Bi	Sb	As	C
Сульфід	Na ₂ S	Bi ₂ S ₃	Sb ₂ S ₃	As ₂ S ₃	CS ₂
Оксид	Na ₂ O	Bi ₂ O ₃	Sb ₂ O ₃	As ₂ O ₃	CO ₂
Гідрогенсульфід	NaSH	Bi(SH) ₃	Sb(SH) ₃	H ₃ AsS ₃	H ₂ CS ₃
Гідроксид	NaOH	Bi(OH) ₃	Sb(OH) ₃	H ₃ AsO ₃	H ₂ CO ₃
Кислотно-основна природа		Основна	Амфотерна	Кислотна	

При взаємодії основних та кислотних сульфідів подібно до оксидів утворюються солі (тіосоли):



Відповідні тіокислоти нестійкі та необернено розкладаються на H_2S та відповідний сульфід:



Відношення сульфідів до води та кислот неокисників

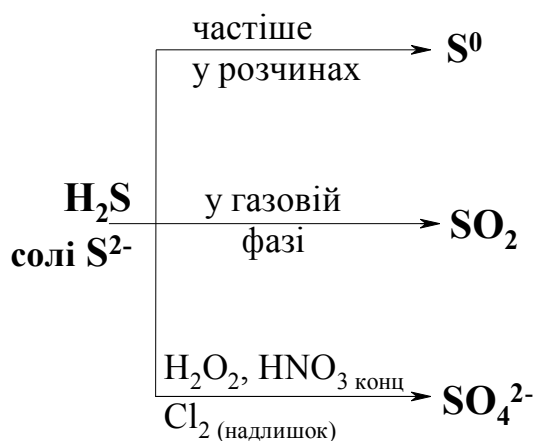
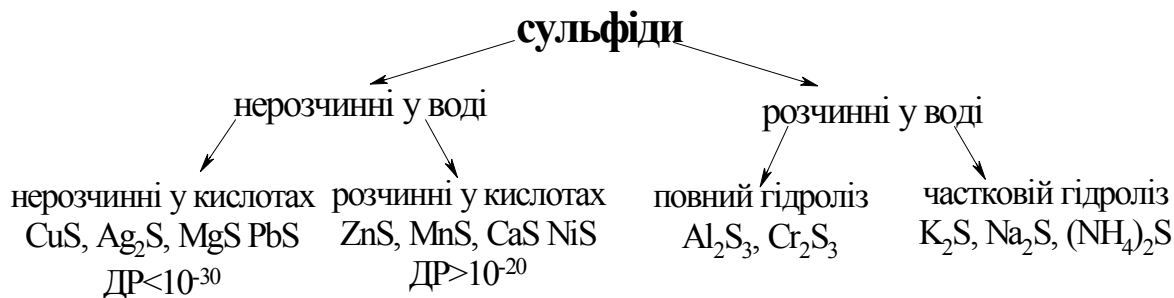


Схема 2.2 – Відновні властивості сполук Сульфуру «-2»

Гідроген сульфід та його солі в окисно-відновних реакціях виявляють лише відновні властивості. В залежності від умов реакції можливі продукти, наведені у схемі 2.2.

2.3 Сполуки халькогенів у ступіні окиснення +4

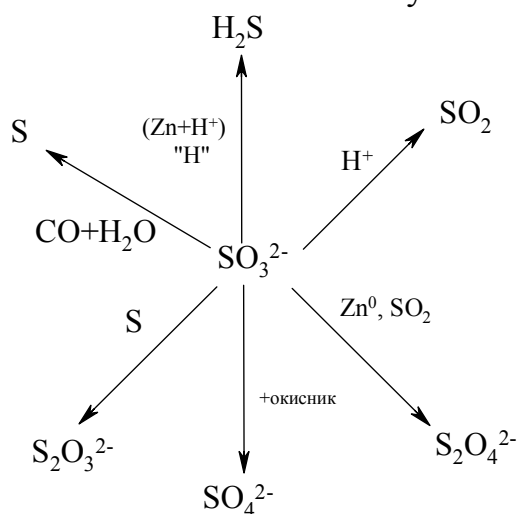
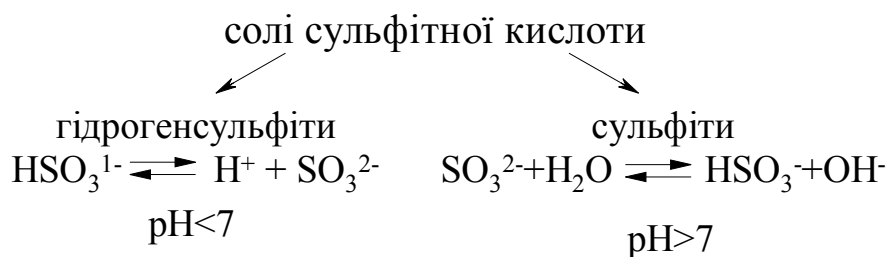


Схема 2.3 – Окисно-відновні властивості сполук Сульфуру(IV)

Цей ступінь окиснення халькогени виявляють в оксидах, гідроксидах, солях та галогенідах.

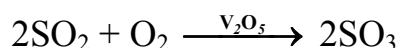
SO_2 – безкольоровий прозорий газ з різким характерним запахом. Молекула має кутову будову. SeO_2 та TeO_2 – тверді речовини, що мають полімерну структуру.



2.4 Сполуки халькогенїв у ступїні окиснення «+6»

Цей ступїнь окиснення є дуже стїйким, вїн виявляється в оксидах, гїдроксидах, солях та деяких галоген ангїдридах.

Сульфур(IV) оксид (SO₂) добувають спалюванням сульфур(VI) на каталїзаторї:



При взаємодїї халькогенїв(VI) оксидїв з водою утворюються вїдповїднї гїдроксиди, наприклад:



H₂SO₄ – сульфатна або сїрчана кислота – важка маслоподїбна рїдина, t_{плав.} = 10,4°C.

H₂SeO₄ – селенатна кислота – бїла кристалїчна речовина, t_{плав.} = 62,4°C

H₆TeO₆ – телуратна кислота – бїла кристалїчна речовина, добре розчина у водї.

Таблиця 4.4.

Властивостї оксигенвмїсних кислот халькогенїв(VI)

H₂SO₄	сильнї кислоти	↓	окислювальнї властивостї посилюються	$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} + \text{HCl} \not\rightarrow$
H₂SeO₄				$\text{H}_2\text{SeO}_{4(\text{конц})} + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 +$
	Дуже слабка			
H₆TeO₆	кислота		Окислювальнї властивостї дуже слабкї	

В залежностї вїд концентрацїї сульфатна кислота може по рїзному взаємодїяти з металами рїзної активностї.

Взаємодїя сульфатної кислоти з водою супроводжується видїленням великої кїлькостї тепла за рахунок утворення гїдратїв. Тому при змїшуванні H₂SO₄ з водою необхідно додавати кислоту до води!

Сульфатна кислота утворює два типи солей: гїдроген сульфати та сульфати. Вїдношення до води сульфатїв наведено на схемї:

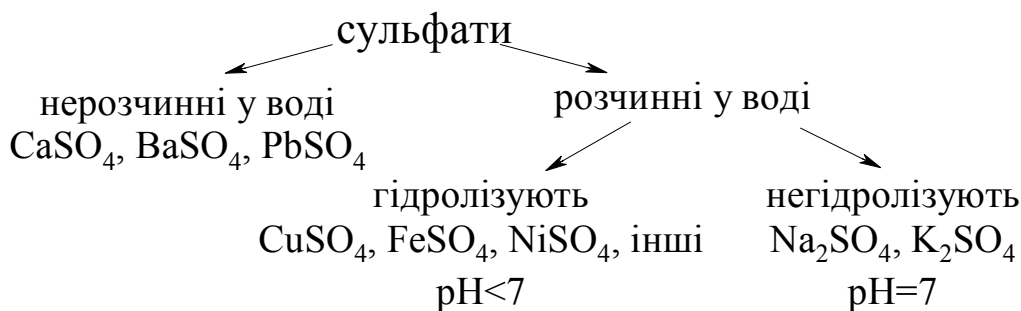


Схема 2.4 – Відношення сульфатів металів до води.

Завдання для самоконтролю

Напишіть рівняння реакцій, які відбуваються при розчиненні у воді сполук; Яка реакція середовища буде у кожному випадку?

- | | |
|---|--|
| 76. SO ₂ , K ₂ SO ₃ ; | 81. SO ₂ Cl ₂ , (NH ₄) ₂ S; |
| 77. Na ₂ S ₂ O ₃ , Na ₂ SO ₃ ; | 82. Na ₂ SO ₃ , NaHSO ₃ ; |
| 78. K ₂ S, H ₂ S; | 83. FeSO ₄ , Na ₂ SO ₄ ; |
| 79. (NH ₄) ₂ SO ₄ , SO ₃ ; | 84. H ₂ SO ₃ , NaHSO ₃ ; |
| 80. K ₂ SeO ₃ , H ₂ SeO ₃ ; | 85. CuSO ₄ , SOCl ₂ ; |
-
86. Закінчіть рівняння реакцій:
- | | |
|--|--|
| 87. а) P ₂ O ₅ + K ₂ O → | б) SO ₂ + H ₂ S → |
| 88. а) BaO ₂ + HCl → | б) P ₂ S ₃ + Na ₂ S → |
| 89. а) Cu ⁺ + H ₂ SO ₄ (розв..) → | б) H ₂ S + MnO ₄ ⁻ + H ⁺ → |
| 90. а) Na ₂ SO ₃ + S → | б) SO ₂ Cl ₂ + Ba(OH) ₂ → |
| 91. а) S + NaOH $\xrightarrow{t^\circ}$ → | б) MnO ₄ ⁻ + H ₂ S + H ⁺ → |
| 92. а) Cu ⁺ + H ₂ SO ₄ (конц.) → | б) . H ₂ O ₂ + NaI + H ₂ SO ₄ → |
| 93. а) Cr ₂ O ₇ ²⁻ + SO ₂ + H ₂ O → | б) Na ₂ S + KMnO ₄ + HCl → |
| 94. а) MnO ₄ ⁻ + SO ₂ + H ₂ O → | б) PbO ₂ + H ₂ O ₂ → |
| 95. а) Na ₂ S ₂ O ₃ + Br ₂ + H ₂ O → | б) Na ₂ S + Al ₂ S ₃ → |
| 96. а) Ca + H ₂ SO ₄ (конц.) → | б) SO ₂ + Cl ₂ + H ₂ O → |
| 97. а) H ₂ O ₂ + As ₂ S ₃ + NH ₄ OH → | б) Fe ³⁺ + S ²⁻ → |
| 98. а) Na ₂ SO ₃ S + Cl ₂ (надлишок) + H ₂ O → | б) SOCl ₂ + NaOH → |
| 99. а) H ₂ O ₂ + CrCl ₃ + KOH → | б) Al + H ₂ SO ₄ (розв.) → |
| 100. а) Na ₂ S ₂ O ₃ + I ₂ → | б) SOF ₂ + Ca(OH) ₂ → |
| 101. а) Fe + H ₂ SO ₄ (розв.) → | б) H ₂ S + K ₂ Cr ₂ O ₇ + H ₂ SO ₄ → |
| 102. а) PbO ₂ + HCl (конц.) → | б) FeS ₂ + HNO ₃ (конц.) → |
| 103. а) (NH ₄) ₂ S ₂ O ₈ + MnSO ₄ + H ₂ O → | б) Fe + H ₂ SO ₄ (конц.) → |
| 104. а) Na ₂ S + P ₂ S ₃ → | б) SO ₂ + Zn + HCl → |
| 105. а) SO ₃ ²⁻ + MnO ₄ ⁻ + OH ⁻ → | б) CS ₂ + Na ₂ S → |
| 106. а) H ₂ S + SO ₂ → | б) S ₂ O ₃ ²⁻ + MnO ₄ ⁻ + H ⁺ → |
-
107. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають перетворенням:
108. ZnS → ZnO → ZnSO₄ → Zn(OH)₂ → ZnSO₄ → ZnS

109. $Zn \rightarrow ZnS \rightarrow H_2S \rightarrow Na_2S \rightarrow ZnS$
110. $ZnS \rightarrow SO_2 \rightarrow NaHSO_3 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow Na_2SO_4$
111. $S \rightarrow ZnS \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow H_2SO_4$
112. $H_2SO_4 \rightarrow SO_2 \rightarrow CaSO_3 \rightarrow CaCl_2$
113. $H_2SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 \rightarrow Ca(HSO_4) \rightarrow CaSO_4$
114. $S \rightarrow H_2S \rightarrow (NH_4)_2S \rightarrow (NH_4)_2S_n \rightarrow H_2S \rightarrow S$
115. $H_2S \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow SO_2 \rightarrow S \rightarrow As_2S_3$
116. $S \rightarrow SO_2 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow Na_2S_2O_3 \rightarrow Na_2S_2O_6$
117. $FeS_2 \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow SO_2$
118. В 1 л води розчинили 67,2 л SO_2 (н.у.). Визначить масову частку SO_2 у розчині H_2SO_3 .
119. Скільки мл 2 н. розчину KOH необхідно для нейтралізації продуктів гідролізу 5,4 г SO_2Cl_2 ?
120. Повне знебарвлення 20 мл сульфатнокислого $KMnO_4$ з концентрацією 0,02 моль/л потребує такий же об'єм розчину H_2O_2 . Розрахувати молярність розчину H_2O_2 . Який об'єм кисню при цьому утвориться (н.у.)?
121. 1,6 г розчину H_2O_2 виділили з сірчанокислого розчину KI 0,6 г йоду. визначити масову частку H_2O_2 у розчині.
122. За добуток розчинності $BaSO_4$ розрахуйте в якому об'ємі міститься 0,1 г та 0,1 моль цієї солі.
123. Визначити об'єм 0,1 М розчину сульфідної кислоти, який може відновити 200 мл 0,01 н. розчину калій хлорату у сірчанокислому розчині.

ПРИКЛАД БІЛЕТУ

затверджено на засіданні каф. неорганічної хімії
потокіл №__ від 13.12.2010р.

Кафедра неорганічної хімії
завдання для лабораторних робіт для студентів 1 курсу ДФН
напрямів «Хімічна технологія», «Харчові технології та інженерія»
Лабораторна робота «Халькогени»

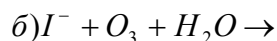
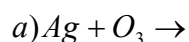
Білет №

Експериментально виконати реакції, що в пунктах 1-3. Записати молекулярні та іонні рівняння реакцій, записати спостереження та зробити висновки.

- Підберіть в лабораторії реактиви і добуďte цинк сульфід. Визначте його розчинність у воді і соляній кислоті (Працювати у витяжній шафі).
- Охарактеризуйте окисно-відновні властивості сульфідів.
 - До 0,5 мл розчину натрій сульфїту, підкисленому сульфатною кислотою, долити розчин натрій сульфїду.
 - До 0,5 мл іодної води підкисленої сульфатною кислотою долийте розчин натрій сульфїту.

Оцініть можливість перебігу цих реакцій за стандартних умов.

- Проведіть якісну реакцію на сульфат-іон.
- Озон. Утворення. Будова молекули. Закінчити рівняння реакцій:



5. Дайте визначення поняття “Масова частка”. Розрахуйте масову частку розчину, який утворено змішуванням одного моля сірчаної кислоти та одного моля води.

Хімія р-елементів V-A групи періодичної системи

Питання програми

1.1 Нітроген. Питання програми

Загальна характеристика елемента. Знаходження у природі. Елементарний азот (Нітроген). Хімічний зв'язок і причини інертності азоту. Лабораторні і промислові способи одержання азоту.

1.2 СПОЛУКИ НІТРОГЕНУ З ГІДРОГЕНОМ

Аміак: хімічний зв'язок, будова молекули, лабораторні і промислові способи одержання, властивості, рідкий аміак як неводний іонізуючий розчинник. Реакції аміаку: окиснення, приєднання, заміщення.

Гідрати аміаку; іон амонію, хімічний зв'язок і будова. Солі амонію, їх властивості.

Аміди, іміди, нітриди металів, їх властивості.

Гідразин: хімічний зв'язок у молекулі і її будова.

Гідроксиламін: будова молекули, одержання, властивості, гідрат гідроксиламіну, його властивості.

Солі гідразонію і гідроксиламонію, їх властивості.

Азидна кислота: хімічний зв'язок, будова молекули, одержання, властивості. Азиди металів, способи одержання, властивості.

1.3 ОКСИДИ НІТРОГЕНУ

Хімічний зв'язок, будова молекул; способи одержання і властивості.

1.4 ОКСИГЕНВМІСНІ КИСЛОТИ НІТРОГЕНУ

Нітритна кислота: одержання, властивості, хімічний зв'язок і будова молекули.

Нітрити: одержання і властивості.

Нітратна кислота: її одержання і властивості, хімічний зв'язок і будова молекули.

Взаємодія з металами і неметалами, залежність окисних властивостей від концентрації.

Нітрати, їх одержання і властивості. Термічне розкладання нітратів.

Використання азоту і сполук Нітрогену.

2 МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

2.1 ЕЛЕМЕНТ

Таблиця 2.1

1.	Символ, назва	N, Нітроген ("нітрогеніум"; лат.-селітроутворюючий)
2.	Знаходження у ПС, природа	Координати: 2, VA; порядковий номер: 7; атомна маса (A_r): 14,01; неметалічний елемент.
3.	Електронна формула: N ⁰ б) N ⁺⁵ в) N ⁻³	а) $1s^2 2s^2 2p^3$ б) $1s^2 2s^0 2p^0$ в) $1s^2 2s^2 2p^6$
4.	Валентні електрони у стані: а) нормальному, б) збудженому	а) N ⁰ ($2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$) б) N ⁺¹ ($2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$)
5.	Можливі: а) валентності; б) ступені окиснення.	а) 1, 2, 3, 4 б) -3; -2; -1; 0; 1; 2; 3; 4; 5
6.	Радіус (н.м.):	0,071
7.	Енергетичні характеристики: а) енергія іонізації (eВ); б) енергія спорідненості до електрона (eВ); в) електронегативність (шкала Полінга)	а) 14,53 б) (-0,21) в) 3,07
8.	Природні ізотопи (мас.%)	¹⁴ N - 99,64 ¹⁵ N - 0,36

Висновок.

Нітроген – типовий неметалічний р-елемент, на унікальні властивості якого впливають:

- а) малий радіус атома;
- б) велика електронегативність;
- в) відсутність d-атомних орбіталей, завдяки чому Нітроген має максимальну ковалентність 4 і легко утворює кратні зв'язки;

г) відмінна будова і число електронів на зовнішньому електронному шарі у характеристичному ступені окиснення (+5) у порівнянні з іншими елементами VA групи:

N⁺⁵ - $1s^2$ (2 електрони); P⁺⁵ - $2s^2 2p^6$ (8 електронів)

As⁺⁵, Sb⁺⁵, Bi⁺⁵ - $ns^2 np^6 nd^{10}$ (18 електронів), де n=4,5,6 – номер періоду відповідного елемента. Тому Нітроген, Фосфор – типові неметали (часткові електронні аналоги).

Арсен, Стийбій, Бісмут – повні електронні аналоги, об'єднують у підгрупу Арсену.

2.2. МОЛЕКУЛА

Таблиця 2.2

1. Склад молекулярної формули	N ₂
2. Будова	а) :N::N:

а) електронна б) графічна в) по методу валентних зв'язків (ВЗ) г) по методу молекулярних орбіталей (МО)	б) $N \equiv N$ в) $N \uparrow \downarrow \uparrow \uparrow \uparrow p_x - p_x - \sigma\text{-зв'язок}$ $s p_x p_y p_z p_y - p_y - \pi\text{-зв'язок}$ $N \uparrow \downarrow \downarrow \downarrow \downarrow p_z - p_z - \pi\text{-зв'язок}$ г) $(\sigma_s^{3B})^2 (\sigma_s^{pO3})^2 (\pi_{x,y}^{3B})^4 (\sigma_z^{3B})^2$
3. Характеристика хімічного зв'язку: а) тип б) полярність в) кратність, якість г) геометрія д) довжина (нм) ж) енергія (кДж) з) поляризуємість	а) ковалентний б) неполярний в) потрійний, 1- σ і 2- π зв'язки г) лінійна д) 0,1095 ж) $\Delta H^0_{298} = 945$ з) мала

Висновок:

- 1) Молекула складається з двох атомів Нітрогену, з'єднаних між собою ковалентним неполярним потрійним зв'язком.
- 2) Ступінь окиснення Нітрогену у молекулі дорівнює 0; валентність 3.
- 3) Завдяки дуже малій відстані між ядрами та потрійному зв'язку молекула Нітрогену надзвичайно міцна, хімічно інертна і тому може існувати у вільному стані.

2.3 ПРОСТА РЕЧОВИНА

Азот ("азотікон" - безжиттєвий) – безбарвний газ, який складається з молекул N_2 . Він є складовою частиною повітря (78,03 % за об'ємом). Температури плавлення азоту ($-210,0^\circ C$) і кипіння ($-195,8^\circ C$) дуже низькі. Азот практично не розчиняється у воді і інших розчинниках; при кімнатній температурі реагує тільки з літієм, утворюючи Li_3N , а також засвоюється бактеріями, які знаходяться на корінні конюшини, гороху та інших рослин.

2.4 СПОЛУКИ НІТРОГЕНУ

Таблиця 2.3

с.о. Нітрогену	Формули та назви найважливіших сполук.		
+5	N_2O_5 нітроген(V) оксид	HNO_3 нітратна кислота	$Me^{n+}(NO_3)_n$ нітрати
+4	NO_2 нітроген(IV) оксид		

+3	N_2O_3 нітроген(III) оксид	HNO_2 нітритна кислота	$Me^{n+}(NO_2)_n$ нітрити	$NOCl$ нітрозил хлорид
+2	NO нітроген (II) оксид	$[FeNO(H_2O)_5] SO_4$ пентаакванітрозилферум (II) сульфат		
+1	N_2O нітроген (I) оксид			
0	N_2 азот (динітроген)			
-1/3	HN_3 азидна кислота	$Me^{n+}(N_3)_n$ азиди		
-1	NH_2OH гідроксиламін гідроксид	$[NH_3OH]OH$ гідроксиламоній хлорид	$[NH_3OH]Cl$ амоній сульфат	$[NH_3OH]_2SO_4$ гідроксиламоній сульфат
-2	N_2H_4 гідразин гідроксид	$[N_2H_6](OH)_2$ гідразоній хлорид	$[N_2H_6]Cl_2$ гідразоній сульфат	$[N_2H_6]SO_4$ гідразоній сульфат
-3	NH_3 (аміак) нітрид	NH_4OH амоній гідроксид	NH_4Cl амоній хлорид	$(NH_4)_2SO_4$ амоній сульфат

Геометрія молекул сполук Нітрогену (А) залежить від типу гібридизації атомних орбіталей, наявності на них зв'язуючих (В) і незв'язуючих (Е) електронних пар - НЕП (метод Гілеспі).

Гібридизація	Валентні електрони, тип зв'язку	Просторова структура	Приклади
sp^3	$2s \ 2p$ $\uparrow\downarrow \ \uparrow \ \uparrow \ \uparrow$ $ \leftarrow 4\sigma \rightarrow $		$[NH_3]^0$ – тетраedr (тригональна піраміда)

sp^3	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\uparrow$ $\leftarrow 4\sigma \rightarrow$		$[:NH_2]^{1-}$ - тетраедр (кутова)
sp^3	$\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow$ $\leftarrow 4\sigma \rightarrow$		$[NH_4]^{1+}$ - тетраедр
sp^2	$\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$ $\leftarrow 3\sigma \rightarrow$ π		$[N^{+5}O_3]^{1-}$ - площинний трикутник
sp	$\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$ $\leftarrow 2\sigma \rightarrow \leftarrow 2\pi \rightarrow$		$[N^{+5}N_2]^{1-}$, $[N^{+5}ON]^{0}$ лінійні

Порівняння властивостей сполук показує, що у ряду:

а) гідридів NH_3 N_2H_4 NH_2OH
газ рідина тверда речовина

←=====

- здатність до sp^3 гібридизації збільшується;
- зменшується полярність і поляризуємість молекул;
- збільшуються основні властивості;
- зменшуються відновні властивості ($pH > 7$);
- збільшується здатність до комплексоутворення;

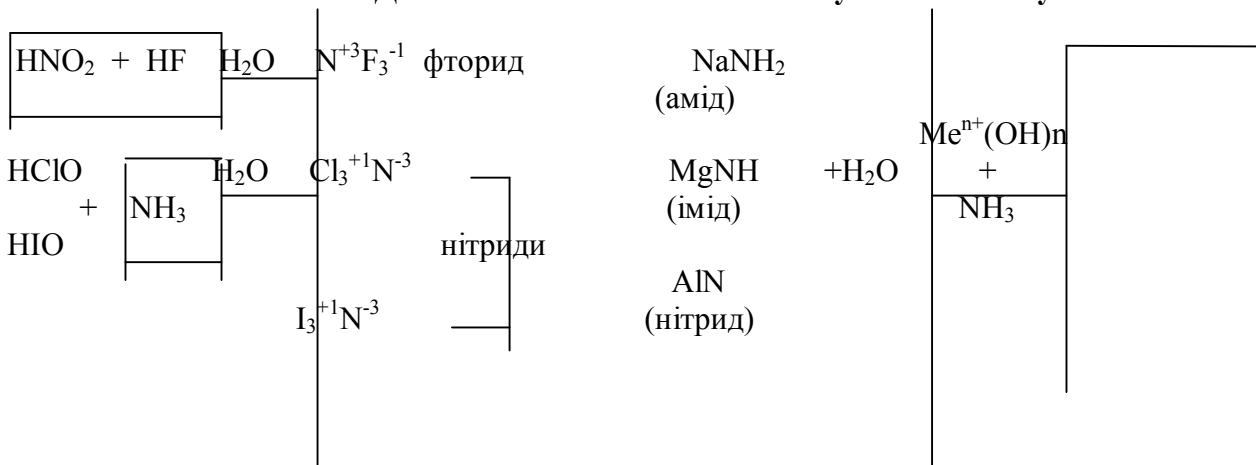
б) оксидів :

N_2O NO N_2O_3 NO_2 N_2O_5
гази рідина газ твердий
(безбарвні) (блакитна) (бурий) (білий)

=====→

- збільшуються кислотні властивості;
- збільшуються окисні властивості;
- зменшується термічна стійкість.

Схема 2.1 Деякі хімічні властивості аміаку та його сполук



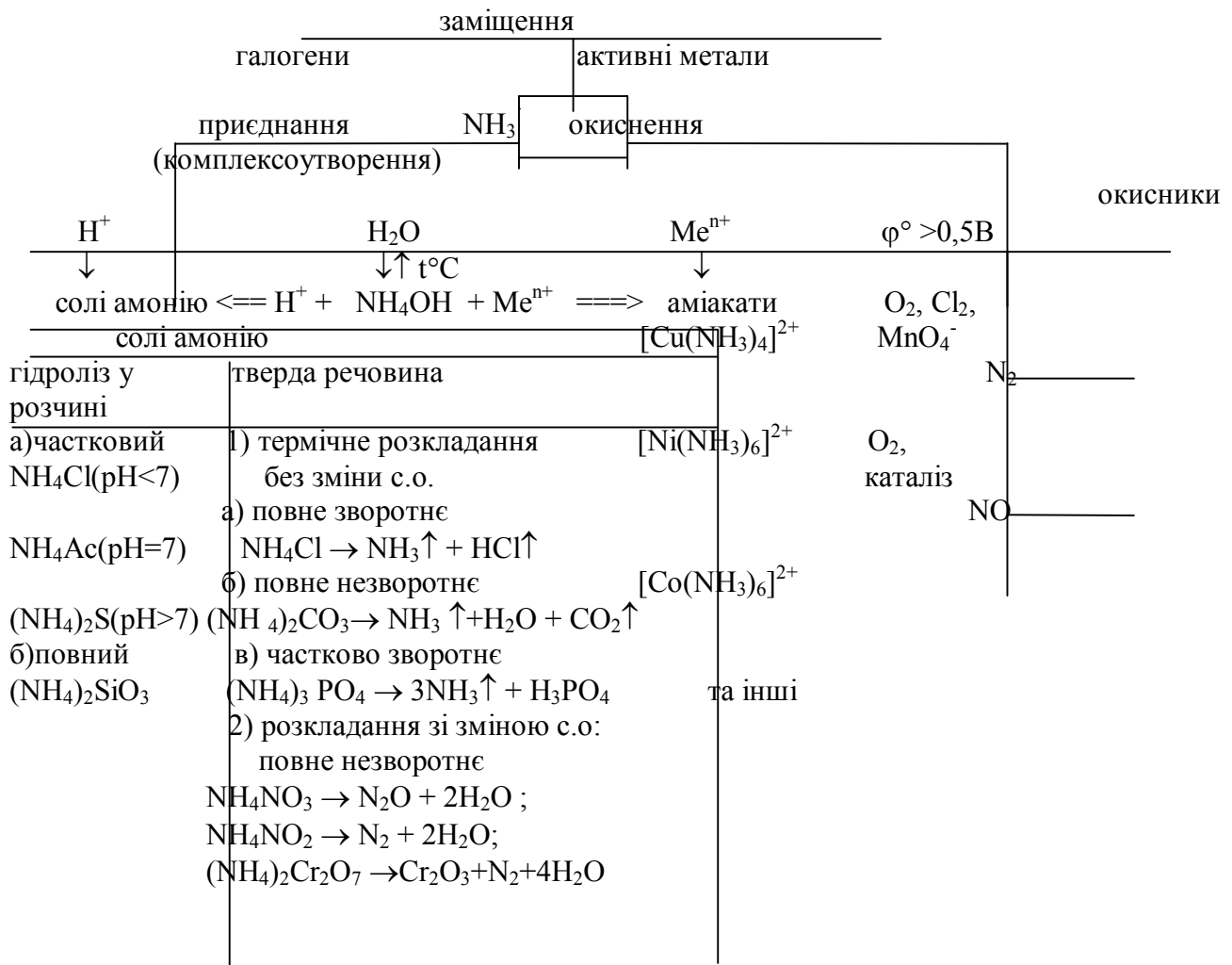
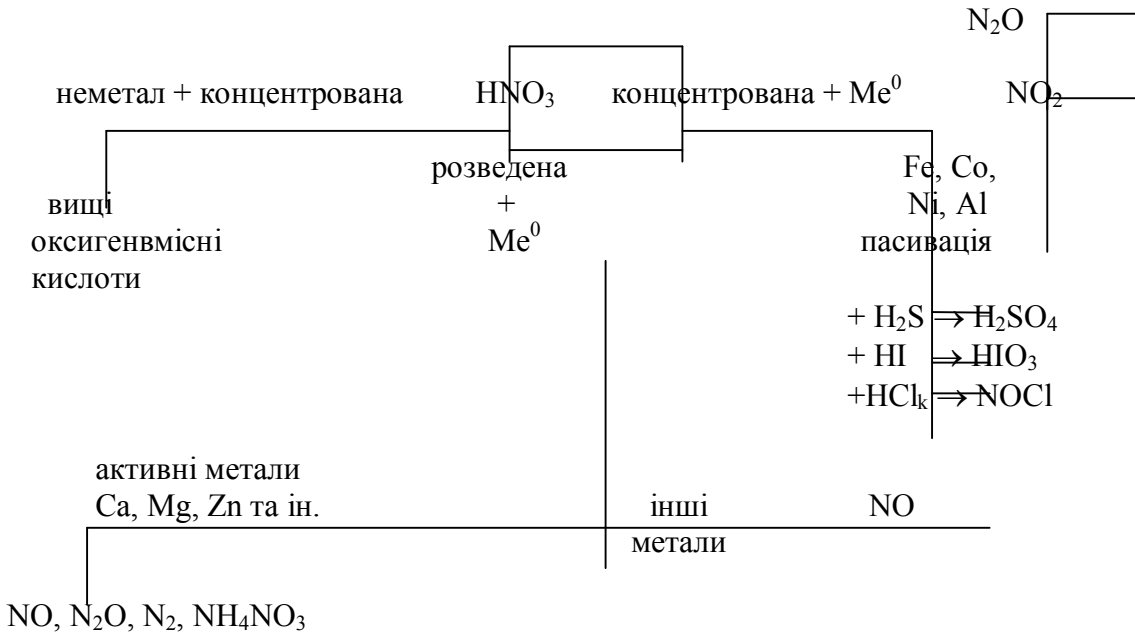


Схема 2.2 Деякі хімічні властивості нітратної кислоти та її сполук



Л.М.,Л.З.М.*

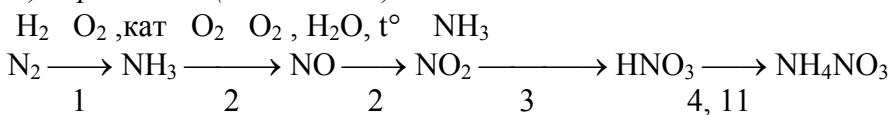


з збільшенням активності металу та розведенням кислоти

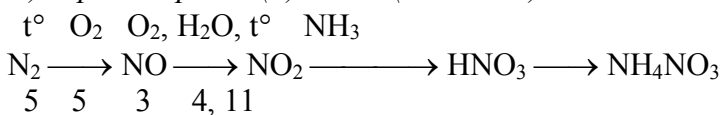
* - лужні та лужноземельні метали

I. Одержання HNO_3 та нітратів з азоту (N_2):

а) через аміак (1, 2, 3, 4, 11)

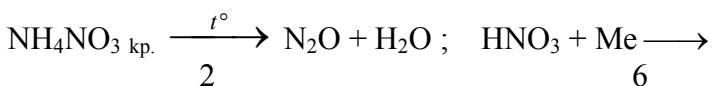


б) через нітроген (II) оксид (5, 3, 4, 11)

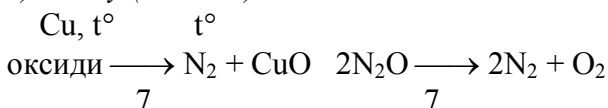


II. Одержання з сполук нітрогену:

а) оксидів

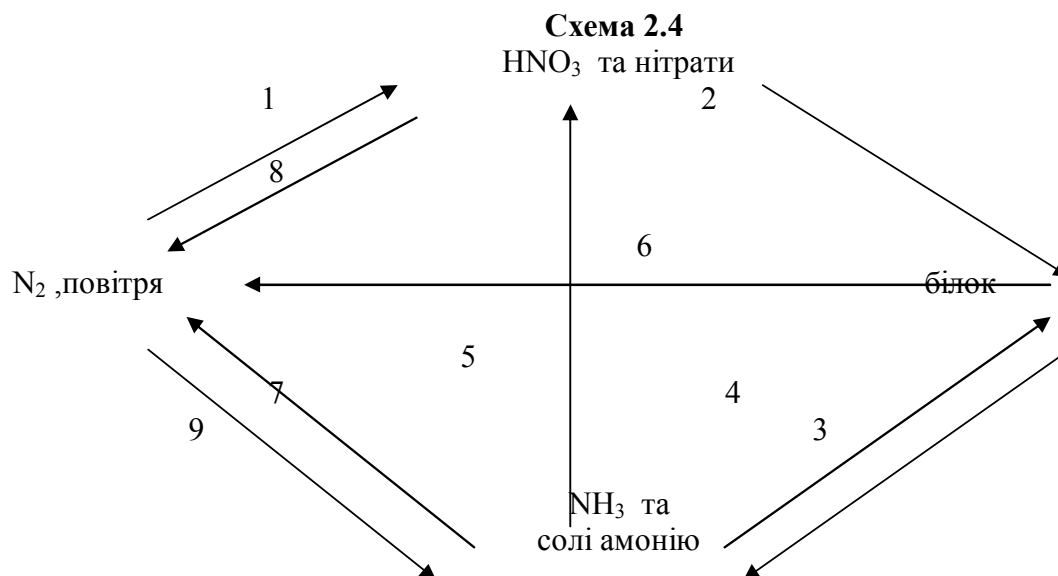


б) азоту (7, 8, 10)



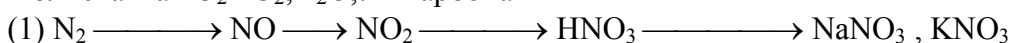
Кругообіг Нітрогену у природі.

Нітроген - важливий елемент живої природи, так як він є складовою частиною білків, без яких неможливе життя. Але у природі цей елемент існує у вигляді простої речовини - азоту (N_2). Схема 2.4 та наведені реакції розглядають перехід вільного азоту у зв'язаний стан і навпаки (завдяки природним біохімічним процесам).



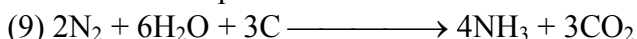
I. Перехід N_2 у зв'язаний стан:

блискавка O_2 O_2, H_2O, t° карбонати



в атмосфері

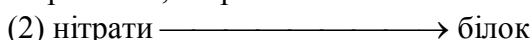
азотобактерії



(з орган. речовин)

II. Утворення білка

рослини, тварини

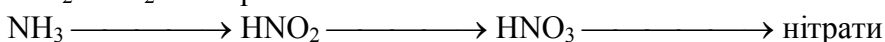


рослини



(5) процес "нітрифікації":

O_2 O_2 карбонати



нітрифікуючі бактерії

III. Перехід зв'язаного Нітрогену в азот (N_2):

гниття O_2 (повітря)



бактерії (часткові втрати)

денітрифікуючі бактерії

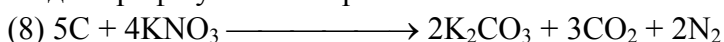
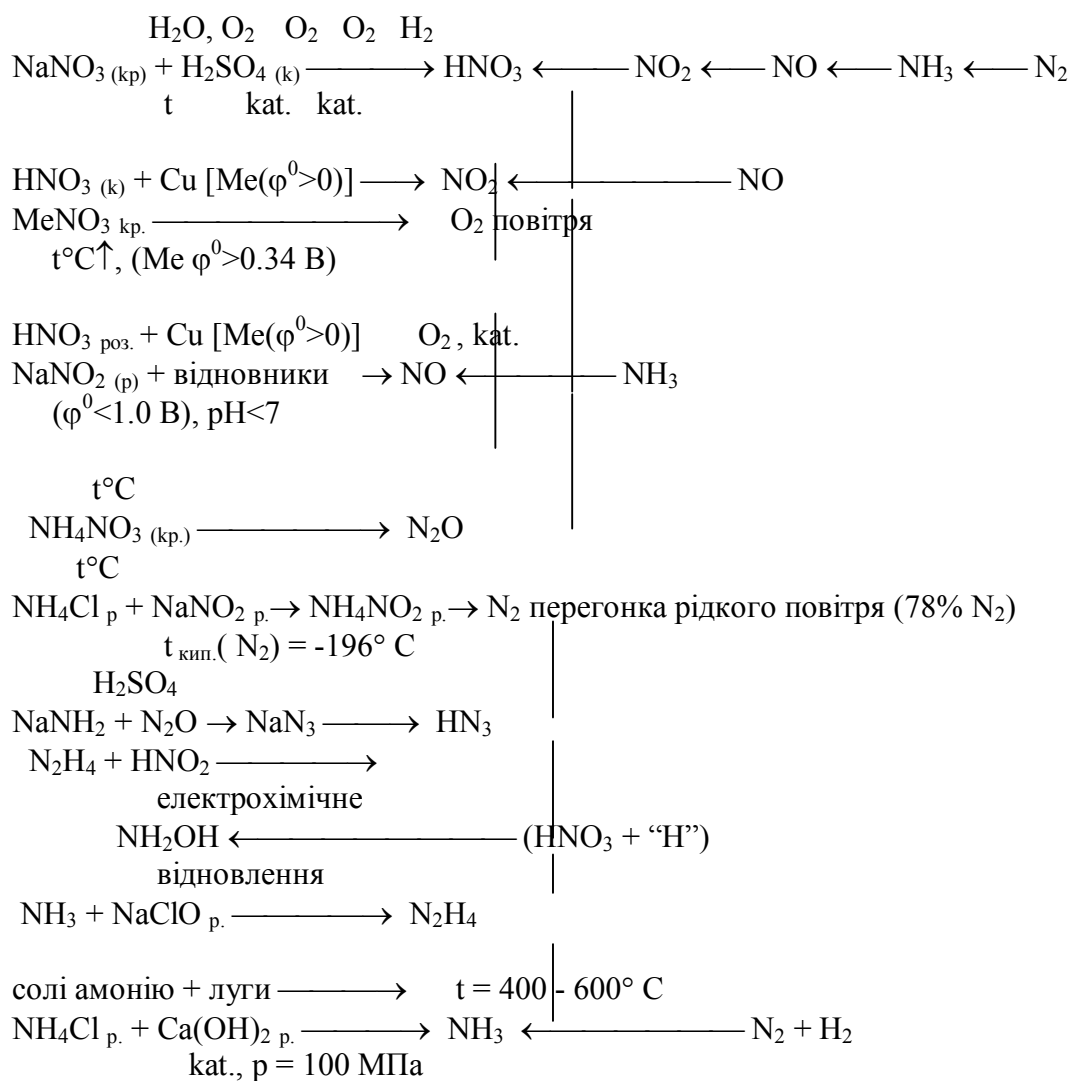


Схема 2.5 Одержання найважливіших сполук Нітрогену

Лабораторні методи

Промислові методи





2.6 Якісні реакції для визначення сполук Нітрогену та його іонів

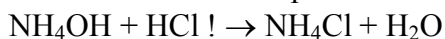


Аміак визначають:

а) по запаху нашатирию;

б) по зміні кольору вологого лакмусового (фенолфталеїнового) папірця, який держать над пробіркою;

в) по білому "димі" амонію хлорида, який утворюється, якщо до пробірки з розчином NH_4OH піднести склянну паличку, яка змочена концентрованою хлоридною кислотою.

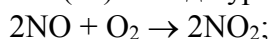


N_2 Введення у пробірку з азотом скіпки, яка горить. Вона гасне.

N_2O N_2O - безбарвний газ, який при високій температурі розкладається на азот і кисень $2\text{N}_2\text{O} \rightarrow 2\text{N}_2 + \text{O}_2$

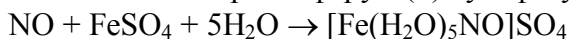
Тому тліюча скіпка спалахує у присутності N_2O .

NO а) NO - безбарвний газ, який збирають у пробірці над водою, тому що безбарвний нітроген (II) оксид під дією кисню повітря утворює нітроген (IV) оксид бурого кольору



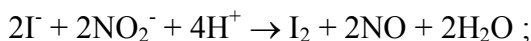
б) при пропусканні нітроген (II) оксиду у розчин ферум (II)

сульфату, останній забарвлюється у бурий колір внаслідок утворення пентаакванітрозилферум (II) сульфату.

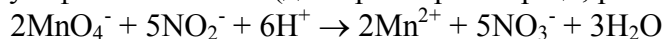


При нагріванні ця сполука розкладається, розчин обезбарвлюється.

(NO₂)¹⁻ а) Окиснення йодид-іонів у слабкокислотному середовищі. Одержаний йод визначають екстракцією його толуолом або розчином крохмалю у реакції

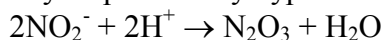


б) відновлення калій перманганату у присутності розведеної сульфатної кислоти (для прискорення р-ції, розчин нагрівають).



У присутності NO₂¹⁻ розчин калій перманганату обезбарвлюється;

в) при додаванні до розчину з NO₂¹⁻ розведеної сульфатної кислоти утворюється розчин синього кольору (N₂O₃) і одночасно спостерігають утворення газу бурого кольору (NO₂).



NO₂ NO₂ - газ бурого кольору, розчин якого має кислотні властивості, які визначають за допомогою індикаторів.



(NO₃)¹⁻ а) Відновлення (NO₃)¹⁻ до аміаку цинком або алюмінієм у лужному середовищі.

t



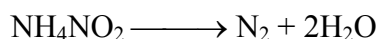
б) відновлення NO₃⁻ до нітрит-іону цинком у середовищі оцтової кислоти.



Утворення NO₂⁻ визначають додаванням KI і крохмалю або толуолу.

Якщо одночасно у розчині знаходяться нітрат і нітрит іони, то для визначення нітрат-іонів необхідно спочатку вилучити з розчину нітрит- іони. Для чого розчин обережно нагрівають з твердими солями амонію - амоній хлоридом або сульфатом. При цьому утворюється сіль NH₄NO₂, яка при нагріванні розпадається:

t



3. ЗРАЗОК БІЛЕТА ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

Тема: Азот та сполуки Нітрогену

*Експериментально виконати реакції в пунктах 1-3, вказати спостереження і записати висновки до дослідів.

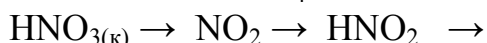
*Записати молекулярні і іонні рівняння реакцій

1. Добути магній гідроксид. Для чого до 1 мл. розчину солі магнію додати

1 мл. розчину амоній гідроксиду. До одержаного осаду додавати розчин амоній хлориду до повного розчинення осаду. Написати рівняння реакції у іонній формі та пояснити зміщення рівноваги.

2. За допомогою індикаторів визначити середовище у розчинах: натрій нітриту, амоній сульфату, амоній ацетату. Написати рівняння реакцій гідролізу у іонній формі. Визначить, яка з солей найбільше гідролізує.

3. Написати рівняння реакцій, які відповідають перетворенням:



4. Нітроген(II) оксид можна висушити, пропускаючи його над кусками натрій гідроксиду. Чому цим способом не можна висушити нітроген (IV) оксид?

5. Який об'єм розчину калій гідроксиду з концентрацією 2 моль/л потрібно для повного поглинання 15 л нітроген (IV) оксиду при $t = 30^0 \text{ C}$, $P = 100\text{кПа}$.

4. КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ

Який валентний стан і ступені окиснення (с.о.) характерні для Нітрогену?

2. Чи є різниця у складі газів, які одержали:

а) термічним розкладанням амоній нітриту;

б) термічним розкладанням амоній нітрату.

3. Умови одержання аміаку з: а) водню і азоту; б) цианаміду.

4. Які типи реакцій характерні для аміаку; напишіть приклади.

5. Чи можна для осушування газоподібного аміаку використовувати: сульфатну кислоту, кальцій хлорид, фосфор (V) оксид? Відповідь пояснить.

6. Запишіть реакції термічного розкладання солей: $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$; NH_4NO_3 ; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$; $(\text{NH}_4)_2\text{H}_2\text{PO}_4$.

7. Напишіть рівняння реакцій одержання гідразину, гідроксиламіну, азидної кислоти.

8. Як відрізнити амоній сульфат від гідразоній сульфату?

9. Чи відбуваються реакції між нітроген (II) оксидом і нітроген (IV) оксидом з розчином ферум (II) сульфату.

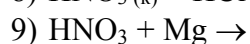
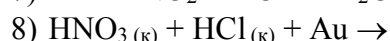
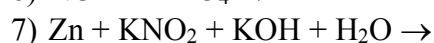
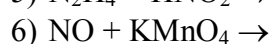
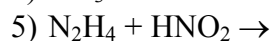
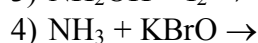
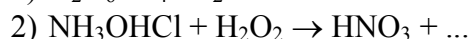
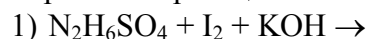
10. Враховуючи будову азид-іону: $[:\text{N}^- = \text{N}^+ = \text{N}^-:]^-$, складіть реакції взаємодії його з HI , KMnO_4 .

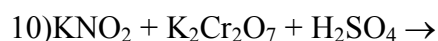
11. Як одержати нітратну кислоту з повітря і води?

12. Наведіть приклади окиснення металів і неметалів нітратною кислотою.

13. Напишіть рівняння реакцій взаємодії концентрованих нітратної і хлоридної кислот.

14. Закінчити рівняння реакцій:





15. Скільки води необхідно додати до 100 мл розчину з масовою часткою нітратної кислоти 48% ($\rho=1,3$), щоб одержати розчин з масовою часткою 20%.

16. До 100мл розчину з масовою часткою нітратної кислоти 80% ($\rho=1,46$) додали 400мл води. Одержали розчин з $\rho=1,128$. Визначити масову частку нітратної кислоти і молярну концентрацію еквіваленту цього розчину.

17. Газ, добутий взаємодією 33г амоній сульфату, що містить 20% домішок, з надлишком натрій гідроксиду, був увібраний розчином, що містить 93,2г ортофосфатної кислоти. Яка сіль утворилась при цьому?

1. Дослідіть взаємодію розчинів калій перманганату та калій йодиду у різних середовищах. Запишіть спостереження та рівняння реакцій в молекулярній та іонній формі.
2. Напишіть рівняння реакцій одержання манганат-іону шляхом окиснення манган(IV) оксиду та шляхом відновлення калій перманганату. Доведіть можливість перебігу цих реакцій за стандартних умов.
3. Визначте реакцію середовища в розчині хром(III) сульфату. Наведіть приклади солей, які: а) підсилюють, б) послаблюють в) не впливають на гідроліз цієї сполуки. Усі рівняння реакцій в молекулярному та молекулярно-іонному вигляді.
4. Експериментально здійсніть переходи:



Для цього скористайтеся розчинами сильної кислоти, лугу, станум(II) хлориду та хлорної води. Зафіксуйте зміни в забарвленні розчинів.

5. d-ЕЛЕМЕНТИ VI, VII ГРУПИ. МАНГАН, ХРОМ

Таблиця 5.1.

Деякі властивості Мангану та Хрому

	Mn	Cr
Радіус атома, Å		
Енергія іонізації, eV		
Спорідненість до електрону, eV		
Електронегативність		

Таблиця 5.2.

Знаходження сполук Мангану та Хрома у природі

Елемент	Загальний вміст в зем. корі, мол. частки, %	Природні сполуки
Mn	$9 \cdot 10^{-2}$	Піролюзит $MnO_2 \cdot nH_2O$, родоніт $MnSiO_3$, MnS марганцевий блиск, манганіт $MnOOH$, гаусманніт, родохрозит Mn_3O_4 , марганцевий шпат $MnCO_3$, брауніт Mn_2O_3 та інші
Cr		крокоїт $PbCrO_4$, хромистий залізняк $FeO \cdot Cr_2O_3$, хроміста слюда

Таблиця 5.3

Відношення металічних марганцю та хрому до деяких простих речовин

	O₂	P	F₂	Hal₂	S	Si
Mn	$MnO, MnO_2, Mn_2O_3, Mn_3O_4$	$MnP, Mn_4P, Mn_2P, MnP_3,$	MnF_2, MnF_3	$MnHal_2$	MnS, MnS_2	$MnSi, MnSi_2$
Cr	Cr_2O_3	Cr_3P	CrF_4, CrF_5	$CrHal_3, CrHal_2$	Cr_2S_3	Cr_3Si

Таблиця 5.4

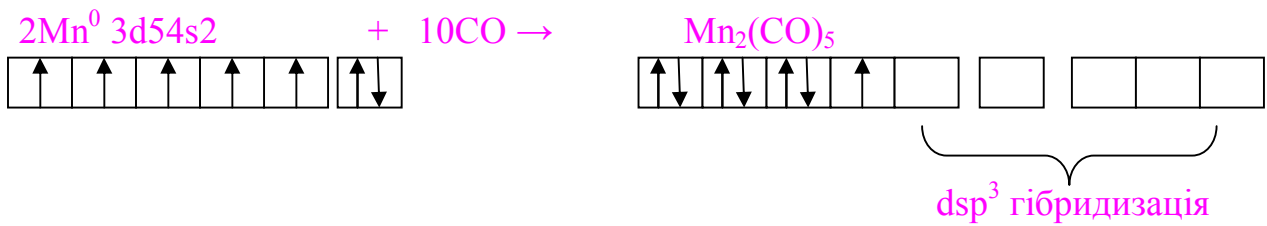
Відношення металічних марганцю та хрому до води та деяких кислот

	H₂O	NH₃	HHal	H₂SO₄ (конц.)	HNO₃ (конц.)
Mn	$Mn(OH)_2$	Mn_3N_2, Mn_5N_2	$MnHal_2$	$MnSO_4 + SO_2$	
Cr	Cr_2O_3	CrN_2	$CrHal_3$	пасивує	

Елементи з нульовим ступенем окиснення утворюють біядерні кластерні сполуки з карбон(II) оксидом складу $E_2(CO)_{10}$.

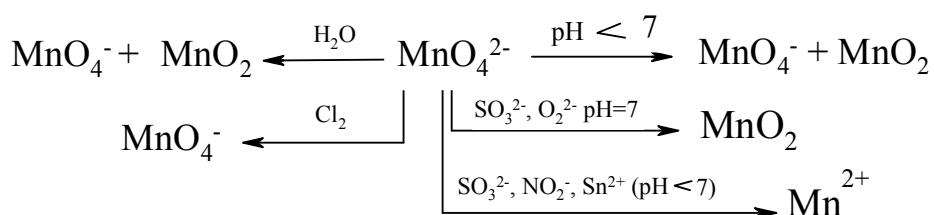
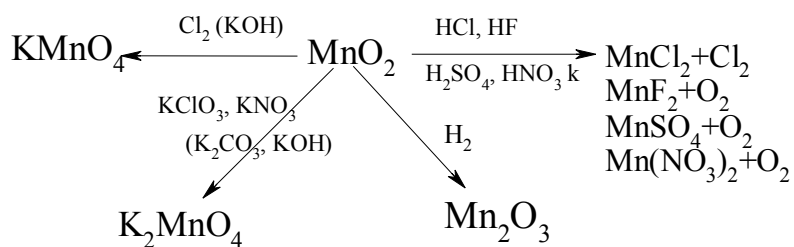
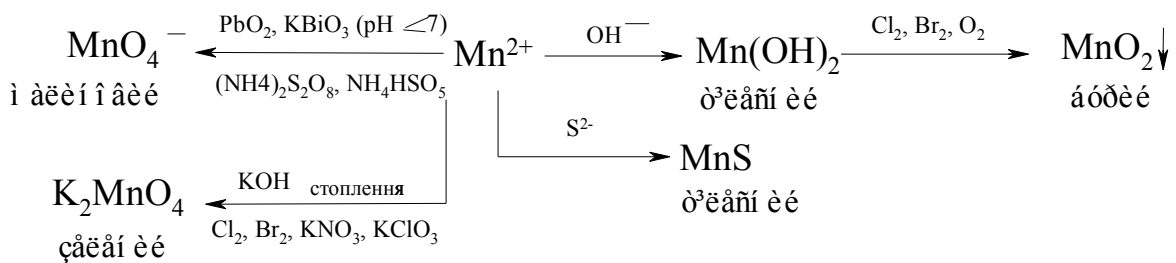
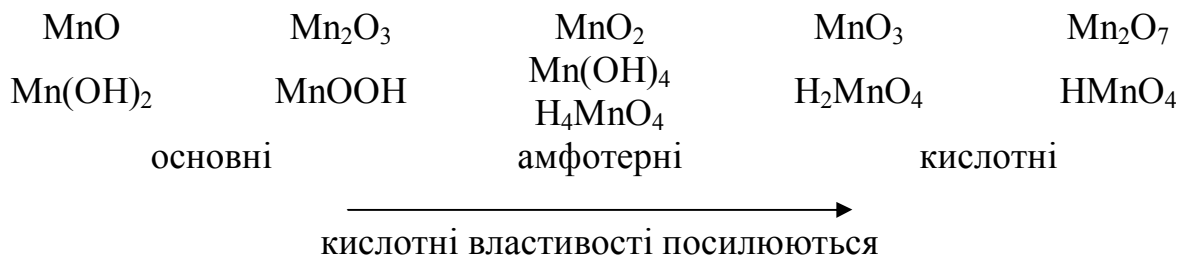
Валентні електрони елементів $(n-1)d^5ns^2$ в атомах при взаємодії з CO перерозподіляються і утворюють в атомі металу п'ять гібридних орбіталей

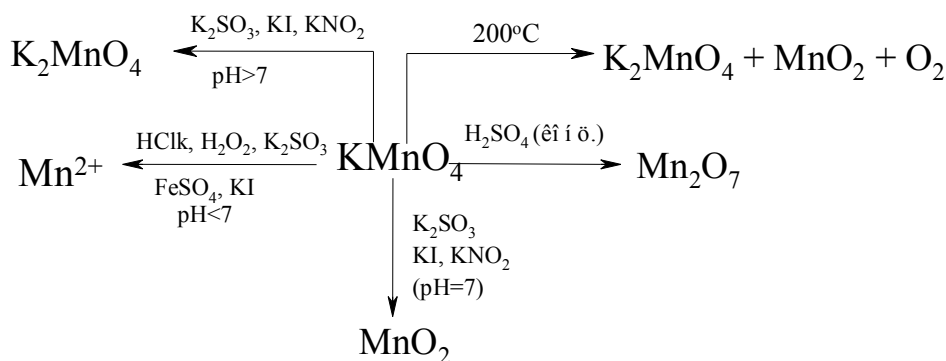
(dsp³-гібридизація), залишаючи один неспарений електрон, який утворює електронну пару з таким самим електроном іншого атома металу



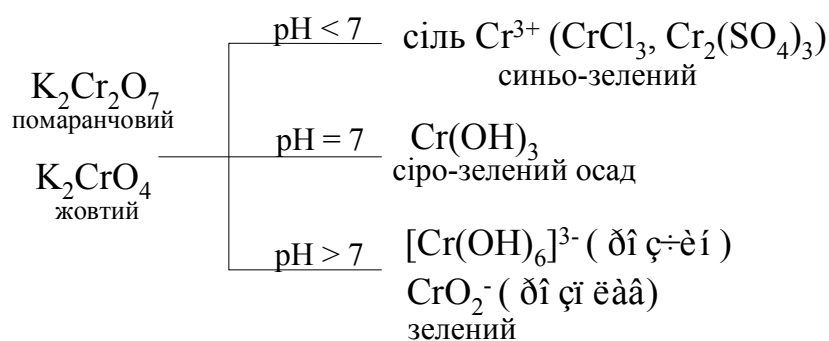
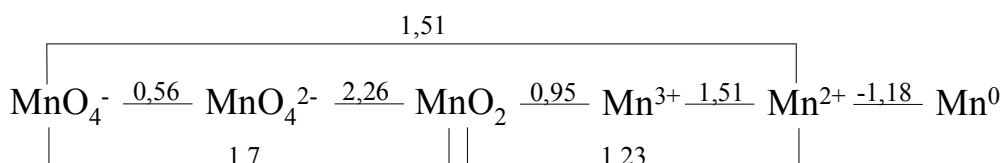
Властивості оксидів та гідроксидів елементів підгрупи Мангану

Манган утворює оксиди з різними ступенями окиснення. Цим оксидам відповідають гідроксиди і, якщо зіставити їх властивості, легко дійти висновку, що зі зростанням ступеня окиснення збільшується кислотні властивості





E, B pH = 0



Завдання для самоконтролю

124. Закінчіть рівняння реакцій:

- | | |
|---|---|
| 125. a) $\text{KClO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
126. a) $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
127. a) $\text{KMnO}_4 + \text{SnCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
128. a) $\text{MnO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
129. a) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KBiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
130. a) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
131. a) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{HPO}_3^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow$
132. a) $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^- + \text{Br}_2 + \text{OH}^- \rightarrow$
133. a) $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{âðâ}} \rightarrow$ | б) $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
б) $\text{KMnO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
б) $\text{Mn}^{2+} + \text{PbO}_2 + \text{H}^+ \rightarrow$
б) $\text{MnO}_4^- + \text{I}^- + \text{H}^+ \rightarrow$
б) $\text{MnCl}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
б) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{NaNO}_3 \xrightarrow{\text{стоп.}} \rightarrow$
б) $\text{CrCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
б) $\text{Cr}^{3+} + \text{ClO}^- + \text{OH}^- \rightarrow$
б) $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
б) $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ |
|---|---|

134. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають перетворенням:
 $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$;
135. $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{MnS} \rightarrow \text{Mn}^{2+}$;
136. $\text{Mn} \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$
137. $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+}$
138. $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{MnO}_4$
139. $\text{MnSO}_4 \rightarrow \text{Mn(OH)}_2 \rightarrow \text{MnO}_2$
140. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{K}_3[\text{Cr(OH)}_6]$;
141. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow [\text{Cr(OH)}_6]^{3-}$;
142. $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4$;
143. $\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow [\text{Cr(OH)}_6]^{3-} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$;
144. $[\text{Cr(H}_2\text{O)}_6]^{3+} \rightarrow [\text{Cr(OH)}_6]^{3-} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$;
145. $\text{Cr(NO}_3)_3 \rightarrow \text{NaCrO}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}_2} \text{Na}_2\text{CrO}_4$;
146. Розрахуйте, скільки грамів калій нітриту можна окислити у сульфатокислому середовищі 30 мл розчину калій перманганату з молярною концентрацією еквівалента 0,09 моль/л.
147. Розрахуйте об'єм газу (н.у.), який виділиться при змішуванні Mn_3O_4 з 1 л 36% розчину HCl (густина 1,18 г/см³). Скільки грамів оксиду для цього потрібно?
148. Скільки грамів йоду виділиться при взаємодії у сульфатокислому розчині між KI та 150 мл 6% розчину KMnO_4 .
149. Яку кількість калій манганату можна одержати із 100кг піролюзіта, який містить 87 % MnO_2 , якщо вихід 60% від теоретичного?
150. Скільки калій перманганату потрібно для окислення 8 г ферум(II) сульфату в нейтральному середовищі та в кислому середовищі
151. Визначте, яка маса хром(III) оксиду утворюється при нагріванні 50,4 г амоній дихромату?
152. Який об'єм розчину H_2O_2 ($\rho=1,112\text{г/мл}$) з масовою часткою 30% потрібен для одержання 50 г пероксиду хрому CrO_5 з хромату калію в сульфатнокислому середовищі?
153. До водного розчину, який містить хром(III) хлорид масою 3,17 г, долили розчин, який містить калій сульфід масою 3,85 г. Яка речовина випала в осад? Визначити масу осаду.
154. Який об'єм розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ з молярною концентрацією еквівалента 0,2 моль/л слід додати до підкисленого сульфатною кислотою розчин KI для виділення 0,01 моля йода?
155. Скільки літрів гідроген сульфід (н.у.) потрібно для відновлення в сульфатокислому розчині 100 мл 5%-ного розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($\rho=1,04\text{ г/см}^3$).

