

***ТЕМА: ПРЕДСТАВНИКИ d-ЕЛЕМЕНТІВ  
(ПЕРЕХІДНИХ ЕЛЕМЕНТІВ)  
ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ЕЛЕМЕНТІВ***

***1. Загальна характеристика d-елементів  
(перехідних елементів)***

***2. Елементи побічної підгрупи I групи ПСЕ  
(підгрупа Купруму)***

***3. Елементи побічної підгрупи II групи ПСЕ  
(підгрупа Цинку)***

# **ЕЛЕМЕНТИ ПОБІЧНОЇ ПІДГРУПИ І ГРУПИ ПСЕ (ПІДГРУПА КУПРУМУ)**

## **Загальна характеристика елементів**

<b>Назва елемента</b>	<b>Купрум Cuprum</b>	<b>Аргентум Argentum</b>	<b>Аурум Aurum</b>
<b>Символ елемента</b>	<b>Cu</b>	<b>Ag</b>	<b>Au</b>
<b>Атомний номер</b>	<b>29</b>	<b>47</b>	<b>79</b>
<b>Відносна атомна маса</b>	<b>63,546</b>	<b>107,8682</b>	<b>196,9665</b>
<b>Стабільні ізотопи</b>	<b><math>^{63}\text{Cu}</math> (69%) <math>^{65}\text{Cu}</math> (31%)</b>	<b><math>^{107}\text{Ag}</math>(51,4%) <math>^{109}\text{Ag}</math> (48,6%)</b>	<b><math>^{197}\text{Au}</math>(100%)</b>
<b>Проста речовина</b>	<b>мідь</b>	<b>срібло</b>	<b>золото</b>

## Електронна будова елементів

<i>Елемент</i>	<i>Cu</i>	<i>Ag</i>	<i>An</i>
<i>Електронна</i>	$[Ar]3d^{10}4s^1$	$tKr]4d^{10}5s^1$	$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^1$
<i>Ступінь окиснення</i>	+1, +2	+1	+3
<i>Радіус атома, нм</i>	12,3	14,4	14,4
<i>Електронегативність</i>	1,9	1,9	1,9
<i>Потенціал іонізації, eВ</i>	7,72	7,57	9,22

# ***МЕТАЛИ ПІДГРУПИ КУПРУМУ***



***Металічна мідь***



***Золото***



***Срібло***

# Фізичні властивості

Елемент	Cu	Ag	Au
Атомний номер	29	47	79
Агрегатний стан	тверді речовини	тверді речовини	тверді речовини
Колір	червоний	білий	жовтий
Температура кипіння, $t_{\text{кип.}}$ , °C	2600	2210	2970
Температура плавлення, $t_{\text{кип.}}$ , °C	1083	961	1063

## Знаходження в природі

*Вміст елементів підгрупи Купруму в земній корі досить невеликий:*

*Купрум —  $3 \cdot 10^{-3}\%$ , Аргентум —  $2 \cdot 10^{-6}\%$ , Аурум —  $5 \cdot 10^{-8}\%$ .*

*Для Купруму найхарактернішими природними сполуками є сірчисті сполуки.*

*Мінерали, що містять ці сполуки, це мідний колчедан, або халькопірит ( $\text{CuFeS}_2$ ), мідний блиск ( $\text{Cu}_2\text{S}$ ) і борніт ( $\text{Cu}_3\text{FeS}_3$ ). Оксигеновмісні мінерали міді (малахіт ( $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ ), азурит ( $2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ ), куприт ( $\text{Cu}_2\text{O}$ )) застосовуються набагато рідше, оскільки зустрічаються у природі в менших кількостях. Крім зазначених, на мідь багаті поліметалеві сульфідні руди.*

*Золото найчастіше перебуває у природі в самородному стані. Це можуть бути вкраплення золота в гірські породи, розсипи золотого піску або окремі самородки. Завдяки тому, що всі три елементи можна зустріти у природі в чистому вигляді, людям вони були відомі вже в давні часи, коли ще не було можливості виплавляти їх із руд.*

# ЗАСТОСУВАННЯ

*Майже половина всієї міді, що видобувається, витрачається на виготовлення сплавів, серед яких найвідоміші латунь, бронза, константан і мельхіор.*

*Найширше мідь застосовується для виготовлення провідників (завдяки високій електропровідності й пластичності).*

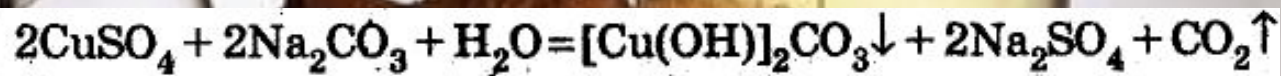
*Латунь - сплав міді (50-90 %) і цинку (10-50 %). Застосовується переважно у моторобудуванні.*

*Бронза - сплав міді (від 80 %) й олова (до 20 %). Головною відмінністю бронзи є її здатність добре відливатися, завдяки чому вона використовується для художнього лиття. Більша частина бронзи використовується в машинобудуванні.*

*Мельхіор містить близько 80 % міді й 20 % нікелю. Активно використовується для виготовлення ювелірних виробів, посуду, столових приборів.*

*Константан - сплав на основі міді, що містить до 4 % нікелю й близько 2 % марганцю.*

*Малахіт - оздоблювальний матеріал, часто використовуваний для виготовлення побутових предметів і ювелірних виробів. Малахіт, отриманий штучно, нічим не поступається природному. Одержання малахіту здійснюється відповідно до наступного рівняння реакції:*



*Мідь - незамінний елемент для нормальної життєдіяльності живих організмів, оскільки є каталізатором внутрішньоклітинних окисних процесів. Добова потреба людини складає 5 мг міді. При нестачі міді розвивається анемія (зниження кількості утвореного гемоглобіну), при надлишку - отруєння.*

*Елементи підгрупи Купруму проявляють амфотерні властивості, мають змінну валентність і виявляють тенденцію до утворення комплексних сполук, причому виступають акцепторами електронних пар.*

*Як правило, більша частина сполук елементів підгрупи Купруму забарвлені.*

*Хімічна активність різко знижується в ряді  $Cu — Ag — Au$ . Аргентум і Аурум називають благородними металами завдяки їх низькій реакційній здатності.*

*Елементи підгрупи Купруму утворюють із близько розташованими  $d$ -елементами змішані кристали (сплави).*

## **КУПРУМ**

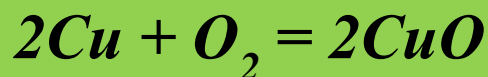
### **Фізичні властивості**

*Мідь (Cu) — м'який жовтувато-червоний метал, що характеризується ковкістю й тягучістю. Добре проводить електричний струм. Наявність домішок істотно змінює властивості міді. Наприклад, навіть незначні кількості арсену та стибію зменшують її електропровідність у кілька разів.*

## Хімічні властивості

Купрум є малоактивним елементом, однак вступає у взаємодію з рядом простих і складних речовин. У вологому повітрі мідь пасивується, покриваючись оксидною плівкою, що перешкоджає подальшому окисненню.

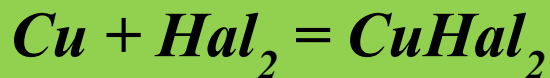
При нагріванні у взаємодію вступає вся мідь:



Взаємодія із сульфуром також протікає тільки при нагріванні:



Реакція з галогенами протікає при нагріванні або у вологому середовищі:



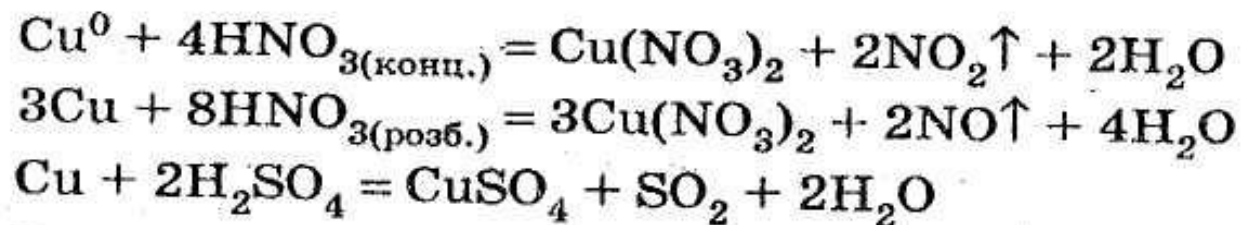
Наприклад: Реакція з йодом іде з утворенням сполуки  $\text{CuI}_2$ .

Мідь не реагує з воднем, проте водень розчиняється в міді з утворенням твердих розчинів.



*Перебуваючи в ряді напруг праворуч від Гідрогену, Купрум не здатний витіснити Гідроген з кислот, але розчиняється тільки в кислотах-окисниках:*

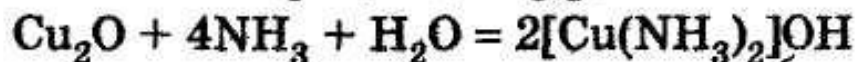
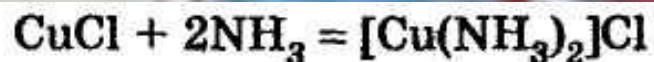
*Реакція з нітратною кислотою протікає на холоді, із сульфатною — при нагріванні.*



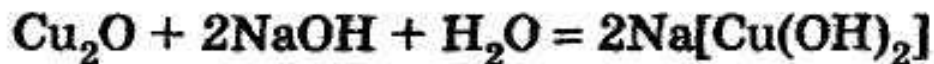
*Купрум (а точніше іон  $\text{Cu}^{2+}$ ) здатний утворювати комплексні сполуки з координаційним числом 4. Водні розчини таких сполук містять комплекси, зв'язані із двома молекулами води, тому в розчинах координаційне число Купруму дорівнює 6.*

# СПОЛУКИ КУПРУМУ (I)

Бінарні сполуки Купруму — тверді кристалічні речовини, які малорозчинні у воді й мають індивідуальне забарвлення. Сполуки Купруму (I) переважно нестійкі. Для них нехарактерні кристалогідрати й аквакомплекси. При цьому досить стійкими є амінокомплекси Купруму (I), тому розчинення сполук Купруму у воді протікає набагато легше при додаванні у воду аміаку:



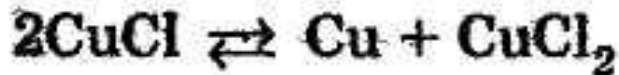
Сполуки Купруму (I) мають амфотерну природу. Кислотні властивості проявляються при взаємодії з основними сполуками, у результаті чого утворюються купрати:



Нестійкі сполуки Купруму (I) легко окиснюються навіть на повітрі, переходячи в стійкі сполуки Купруму (II):

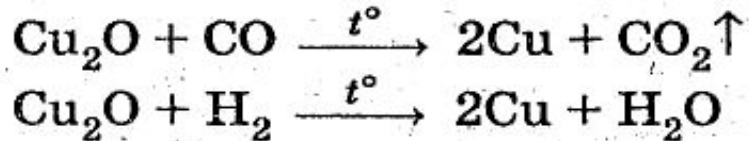


Стойкі сполуки Купруму (II) можуть також утворюватися в результаті реакцій диспропорціонування:

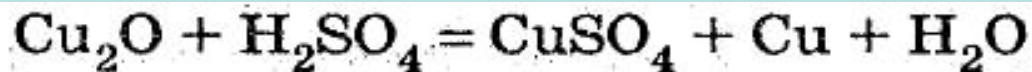


*Купрум (I) оксид  $\text{Cu}_2\text{O}$  – кристалічна речовина червоного кольору.*

*Погано розчиняється у воді, але при незначних додаваннях аміаку її розчинність істотно підвищується.  $\text{Cu}_2\text{O}$  легко відновлюється при нагріванні до чистої міді в присутності відновників ( $\text{Co}$ ,  $\text{H}_2$  та ін.):*

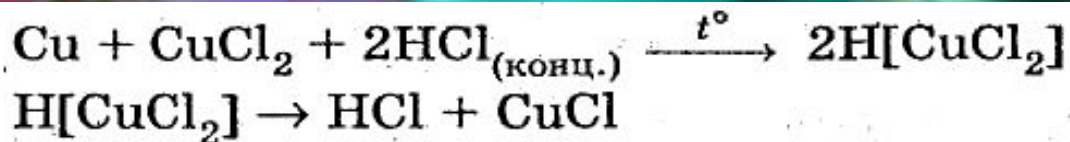


*Нестійкий купрум (I) оксид легко дисоціює в кислому середовищі з утворенням стійкої сполуки Купруму (II) і вільної міді:*

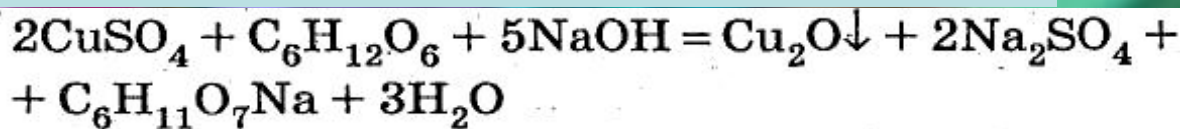


*Іон  $\text{Cu}^+$  утворює комплексні сполуки з координаційним числом 2. Вони досить легко розкладаються й часто є проміжним продуктом при одержанні сполук Купруму (I).*

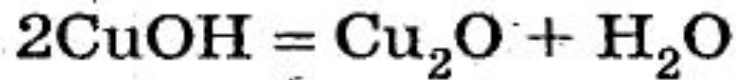
*Наприклад, одержання купрум (I) хлориду здійснюється через утворення комплексної сполуки:*



*Одержати  $\text{Cu}_2\text{O}$  можна шляхом відновлення сполук Купруму (II) у лужному середовищі в присутності слабого відновника:*



*Крім того, купрум (I) оксид утворюється при відщепленні води від купрум (I) гідроксиду:*

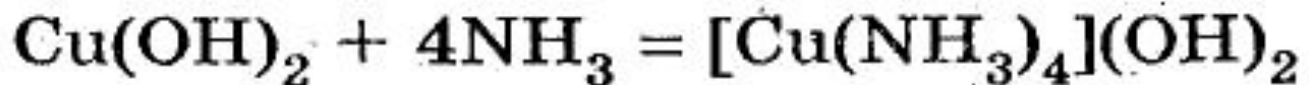


*Переважає більшість сполук Купруму (I) легко розкладаються при нагріванні або дії світла, тому зберігати їх треба в посудинах із темного скла.*

## ***СПОЛУКИ КУПРУМУ (II)***

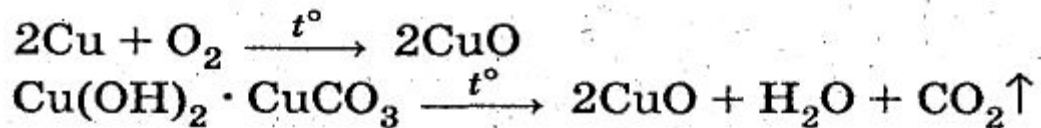
*Двовалентна мідь виявляє тенденцію до утворення як катіонних, так і аніонних комплексних сполук.*

*Ще одним із характерних катіонних комплексів для Купруму (II) є амінокислоти, які одержують розчиненням купрум (II) гідроксиду в розчині аміаку:*

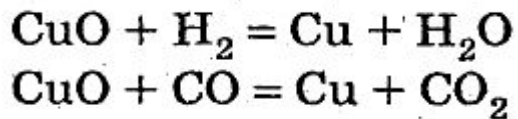


*Аніонні комплекси Купруму (II) називаються купратами. Деякі з них (наприклад, ціанокупрати  $\text{Met}_2[\text{Cu(CN)}_4]$ , темно-сині гідроксокупрати  $\text{Met}_2[\text{Cu(OH)}_4]$  та ін.) досить стійкі й можуть бути виділені у вільному стані.*

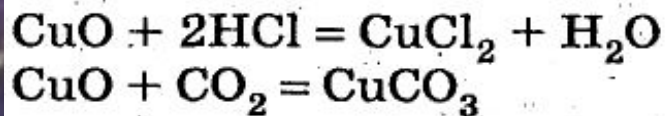
*Купрум (II) оксид  $\text{CuO}$  – кристалічна речовина темно-синього або темно-зеленого кольору. Не розчиняється у воді, але прекрасно розчиняється в кислотах, утворюючи відповідні солі. У природі зустрічається в продуктах вивітрювання деяких мідних руд, але більшу частину  $\text{CuO}$  одержують штучно — окиснюванням міді або розкладанням солей Купруму (II):*



*Купрум (II) оксид легко відновлюється до вільної міді в присутності водню або*



*$\text{CuO}$  – основний оксид. Він активно вступає в реакцію з кислотними оксидами:*

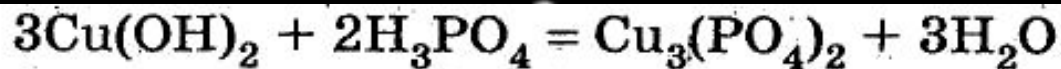


*Купрум (II) оксид застосовується переважно у виробництві скла й емалей як барвник, а також як окисник в органічному аналізі.*

*Купрум (II) оксиду відповідає гідроксид  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . На відміну від гідроксидів лужних металів, його не можна одержати дією води на метал або оксид.  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  одержують обмінною реакцією солей Купруму (II) і лугів:*

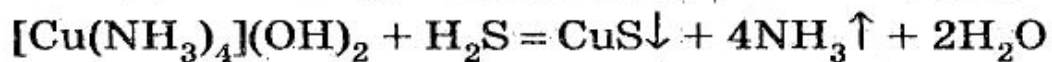
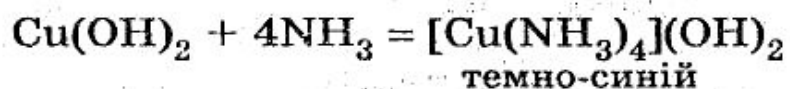
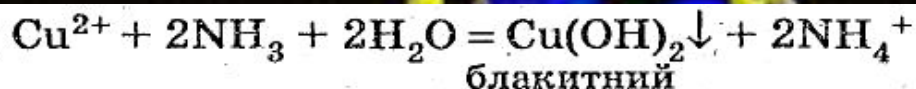


*Купрум (II) гідроксид  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  – кристалічна речовина блакитного кольору.  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  малорозчинний у воді, має амфотерні властивості, хоча й слабо виражені. У реакціях із кислотами  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  поводитья як основа, утворюючи солі:*

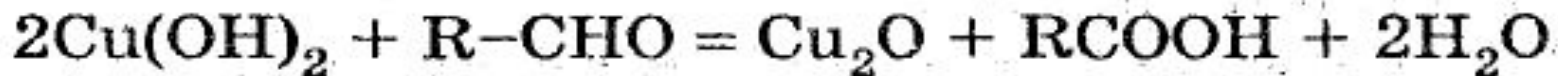


*У реакціях із концентрованими розчинами лугів  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  проявляє свої кислотні властивості, утворюючи гідроксокупрати (II):*

*Купрум (II) гідроксид, нерозчинний у воді, добре розчиняється у водяному розчині аміаку, забарвлюючи його у темно-синій колір.*



*Купрум (II) гідроксид здатний відновлюватися до купрум (II) оксиду під дією дуже слабких відновників (цукрів, альдегідів, гідразину й ін.):*



*При нагріванні  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  розкладається:*

$$\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{70-90^\circ\text{C}} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$$

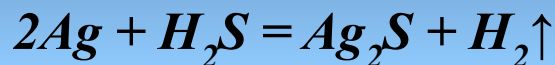
# АРГЕНТУМ

## Фізичні властивості

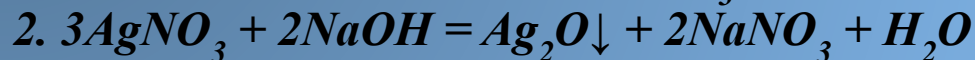
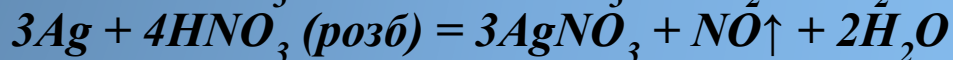
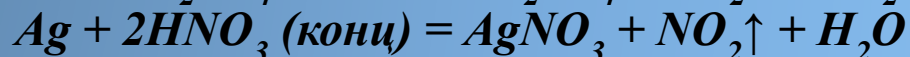
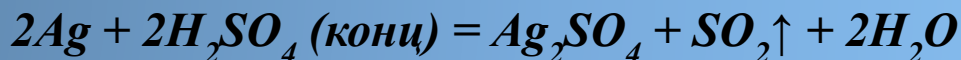
Срібло Ag — блискучий білий метал, що має найбільшу серед всіх металів тепло- і електропровідність. Срібло тугоплавке ( $t_{\text{пл}} = 960,8 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип.}} = 216,3 \text{ }^\circ\text{C}$ ), схильне до утворення сплавів з іншими металами.

*Прекрасно відбиває світло.*

1. Срібло інертний метал, але при зберіганні на повітрі чорніє із-за утворення сульфіду аргентуму:

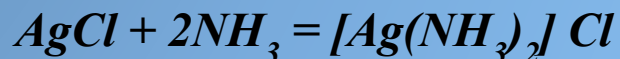


2. Срібло розчиняється в кислотах-окисниках:



*Темнокоричневий осад*

4. Малорозчинні сполуки аргентуму розчиняються в речовинах-комплексоутворювачах:



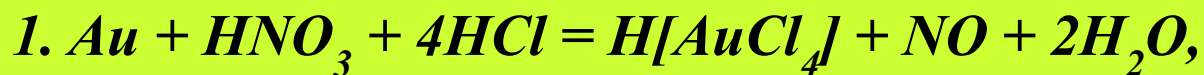
*Золото – один із найінертніших металів. Воно не взаємодіє з киснем, сіркою й галогенами при звичайній температурі.*

*Золото добре розчиняється в насиченій хлором хлоридній кислоті:*



*Розчинником для золота служить:*

*«царська горілка» - суміш концентрованих хлоридної й нітратної кислот:*



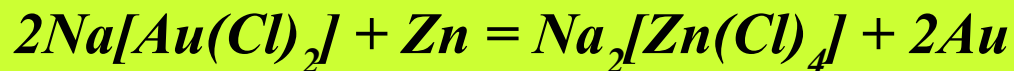
2. *в хлоридній кислоті у присутності газуватого хлору:*



3. *Цианід Натрію у присутності кисню повітря:*



*Із ціанідних розчинів золото виділяють дією цинку:*





# ПІДГРУПИ ЦИНКУ

Підгрупу Цинку складають три *d*-елементи: Цинк Zn, Кадмій Cd і Гідраргірум Hg.

Загальна характеристика елементів

Назва елемента	Цинк <i>Zincum</i>	Кадмій <i>Cadmium</i>	Гідраргірум <i>Hydrargyrum</i>
Символ елемента	Zn	Cd	Hg
Атомний номер	30	48	80
Відносна атомна маса	65,39	112,411	200,59
Стабільні ізотопи	5 стабільних і ізотопів з масовими числами 64, 66, 67, 68 і 70. Найбільше поширений $^{64}\text{Zn}$ (48,89%)	8 стабільних ізотопів	7 стабільних ізотопів $^{196}\text{Hg}$ , $^{198}\text{Hg}$ , $^{199}\text{Hg}$ , $^{200}\text{Hg}$ , $^{201}\text{Hg}$ , $^{202}\text{Hg}$ . Найбільш розповсюджений $^{202}\text{Hg}$ (29,8%)
Проста речовина	Zn цинк	Cd кадмій	Hg ртуть



Цинк – сріблясто-білий метал



З'єднання кадмію



Металева ртуть

# ЕЛЕКТРОННА БУДОВА

Елемент	Zn	Ca	Hg
Електронна конфігурація	$[Ar]3d^{10}4s^2$	$[Kr]4d^{10}5s^2$	$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^2$
Ступінь окиснення	+2	+2	+1,+2
Радіус атома, нм	0,139	0,156	0Д60
Електронегативність	1,6	1,7	1,9
Потенціал іонізації, eВ	9,39	8,99	10,43

*Елементи підгрупи Цинку мають завершений передзовнішній d-електронний шар, електрони якого не беруть участь в утворенні зв'язків.*

*Тому ці елементи поводяться скоріше як р-елементи великих періодів.*

## Знаходження в природі

Елементи підгрупи Цинку належать до малопоширених у земній корі: Цинк —  $10^{-3}$  ваг. %, Кадмій —  $5 \cdot 10^{-5}$  ваг. %, Гідраргірум —  $6 \cdot 10^{-7}$  ваг. %. Найбільш характерною природною сполукою для цих елементів є сульфід. Найважливіші мінерали цинку — цинкова обманка (сфалерит)  $ZnS$  і смітсоніт (галмеїт)  $ZnCO_3$ . Рідше зустрічаються, а тому менше використовуються такі мінерали, як цинкова шпінель  $ZnO \cdot Al_2O_3$ , червона цинкова руда (цинкіт)  $ZnO$ , кремнецинкова руда  $Li_2SiO_4 \cdot H_2O$  та ін. Мінерали цинку рідко зустрічаються самотійно. Найчастіше їх супроводжують свинцеві та срібні руди.

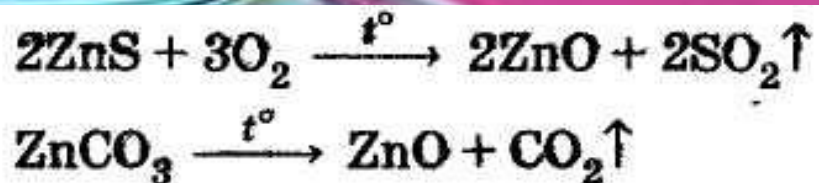
Природний кадмій сульфід  $CdS$  — мінерал гринокіт — украй рідко зустрічається самотійно. Найчастіше він супроводжує цинкову обманку (у значних кількостях), а також входить до складу поліметалевих руд.

Гідраргірум — єдиний з елементів підгрупи, що зустрічається в природі у вигляді самородного металу. Вкраплення самородної ртуті можна зустріти в різних породах. Набагато частіше ртуть перебуває у вигляді амальгам (сплавів) з металами ( $Au, Ag, Pd$ ).  
Основний мінерал ртуті — кіновар  $HgS$ .

# Одержання

*У промисловості цинк одержують двома методами: пірометалургійним і гідрометалургійним. Обом процесам передують збагачення цинковмісних руд. У вихідних поліметалевих рудах міститься зазвичай до 3 % цинку, а після збагачення цинковий концентрат включає близько 50-60 % цинку.*

*В обох процесах першою стадією є випалювання цинкової руди з метою одержання оксиду цинку:*



*Виділений під час процесу  $\text{SO}_2$  використовується у виробництві сірчаної кислоти.*

*Якщо цинк одержують пірометалургійним методом, то отриманий після випалювання оксид  $\text{ZnO}$  відновлюють коксом при температурі  $1300^\circ\text{C}$ :*

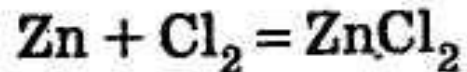
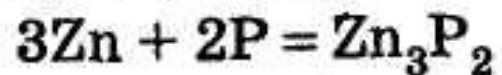
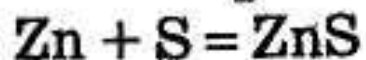
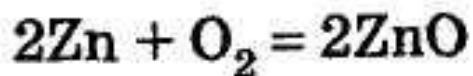


# *Хімічні властивості*

*Цинк — найактивніший метал підгрупи.*

*Він проявляє яскраві відновні властивості, порівняно легко віддаючи свої два валентних електрони.*

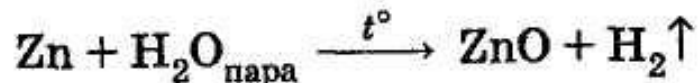
*З багатьма неметалами цинк легко взаємодіє у звичайних умовах:*



*Легкість, з якою цинк реагує з киснем, приводить до того, що на повітрі (особливо в присутності вологи) метал незабаром покривається захисною плівкою оксиду ZnO. Подальші хімічні перетворення можливі тільки після видалення цієї плівки. Якщо ж окиснювання проводити при нагріванні, то цинк загоряється блакитним полум'ям.*

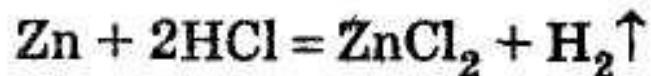
*З воднем цинк не реагує.*

*Реакція з водою у звичайних умовах практично не йде (перешкоджає оксидна плівка), але при сильному нагріванні цинк взаємодіє з парами води відповідно до наступного рівняння реакції:*

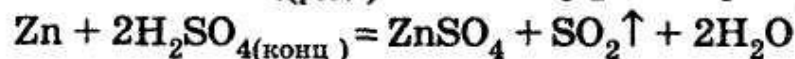
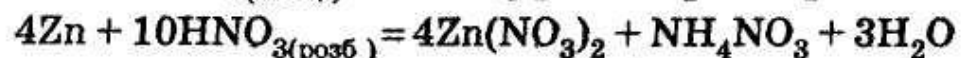
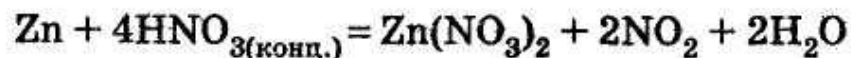


*Цинк — амфотерний метал, але його кислотні властивості виражені набагато слабше, ніж основні. Саме тому реакції з кислотами протікають легше, ніж з лугами.*

*Знаходячись в ряді напруг до Гідрогену, Цинк може витіснити водень із кислот (лабораторний спосіб одержання водню):*



*З кислотами, що проявляють окисні властивості, цинк виступає в ролі відновника:*



*При нагріванні цинк взаємодіє з розчинами лугів, утворюючи безбарвні комплекси:*

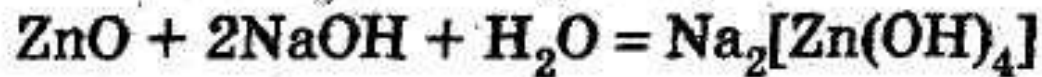
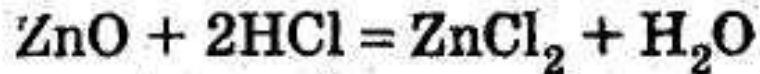


# СПОЛУКИ ЦИНКУ

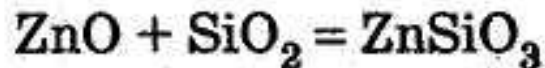
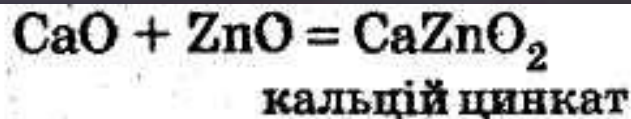
*У сполуках Цинк завжди двовалентний. Більша частина його сполук безбарвна. Їхня розчинність у різних розчинниках обумовлена утворенням комплексних сполук.*

*Цинк оксид  $ZnO$  — біла, практично нерозчинна у воді речовина.*

*Це амфотерний оксид, що однаково енергійно реагує й з кислотами, із основами:*

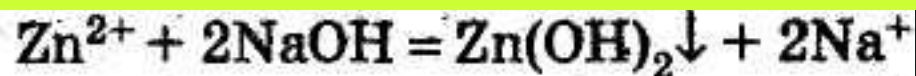


*Взаємодія з основними й кислотними оксидами відбувається при сплавленні:*

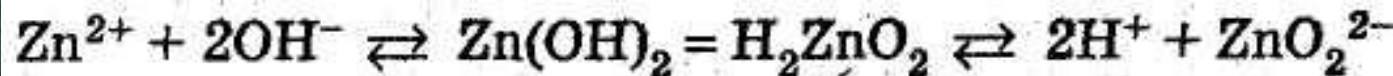


*ZnO використовується для приготування цинкових білил, а також як каталізатор в органічному синтезі.*

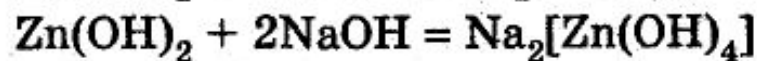
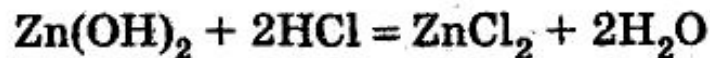
*Цинк гідроксид  $Zn(OH)_2$  — нерозчинна у воді сполука, яка однак добре розчиняється в кислотах. Одержують  $Zn(OH)_2$  дією їдких лугів ( $NaOH$ ,  $KOH$ ) на розчини солей цинку.  $Zn(OH)_2$  при цьому випадає у вигляді білуватого драглистого осаду:*



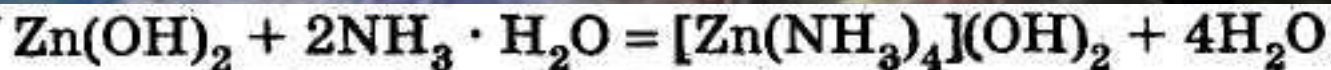
*Будучи амфотерним, дисоціює у двох напрямках:*



*Основні властивості  $Zn(OH)_2$  переважають над кислотними, однак у надлишку сильного лугу  $Zn(OH)_2$  розчиняється з утворенням цинкатів:*



*Легко розчиняється в аміаку з утворенням цинк аміакату:*





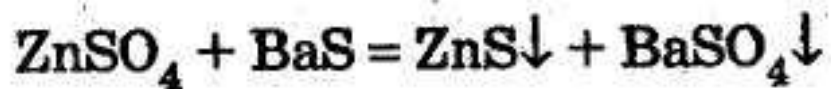
*Більша частина солей цинку добре розчинна у воді. Виняток становлять фторид, сульфід і карбонат цинку. Солі цинку — незабарвлені сполуки. Чимало з них знаходять широке практичне застосування. Розглянемо найважливіші з них.*

*Цинк хлорид  $ZnCl_2$*  відомий за назвою «травлена кислота» .

*Добре розчинний у воді, на повітрі розпливається.*

*Одержують  $ZnCl_2$  розчиненням цинку або оксиду цинку в хлоридній кислоті. Водний розчин  $ZnCl_2$  використовується для просочення дерева з метою запобігання його гниття.*

*Цинк сульфід  $ZnS$*  одержують реакцією обміну між цинк сульфатом і барій сульфідом. Оскільки обидва продукти нерозчинні, то отриманий осад розділяють:



*$ZnS$  — компонент мінеральної фарби метопону.*

*Вона менш стійка до світла, однак набагато дешевша від свинцевих білил.*

*Цинк сульфід здатний світитися під дією ультрафіолетових променів, тому його використовують як люмінофор в електронно-променевих трубках, для покриття екранів телевізорів тощо.*

*Високодисперсний ZnS називають цинкосульфідною фарбою. Він має сірий колір і застосовується для покриття мостів і деталей машин.*

*Цинк сульфат  $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$  (цинковий купорос) застосовується в медицині як сильний антисептик, а також як протрава при фарбуванні тканин.*

# КАДМІЙ

## Фізичні властивості

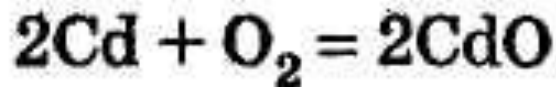
*Кадмій Cd — тягучий сріблясто-білий метал. У вологому повітрі втрачає свій блиск, покриваючись плівкою оксиду CdO.*

*Досить легкоплавкий ( $t_{\text{пл}} = 321 \text{ }^\circ\text{C}$ ) і леткий ( $t_{\text{кип}} = 761 \text{ }^\circ\text{C}$ ), Кадмій — єдиний метал підгрупи, здатний до кування.*

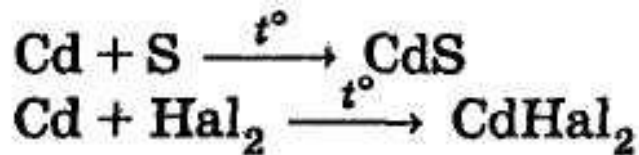
## Хімічні властивості

*Металічні властивості кадмію в порівнянні з цинком виражені менш яскраво, однак він мало чим поступається цинку в хімічній активності.*

*З багатьма неметалами кадмій реагує при нагріванні. У кисні істотно нагрітий кадмій згоряє до оксиду:*



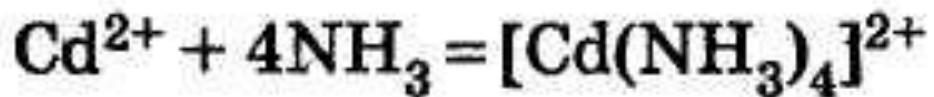
*Із сіркою й галогенами реакції протікають відповідно до схем:*



*На відміну від цинку, кадмій не проявляє амфотерних властивостей. Він практично не розчиняється в лугах, а з кислотами реагує менш активно, ніж цинк.*

*Незважаючи на те, що Кадмій у ряді напруг стоїть до Гідрогену, він не здатний витіснити останній з води.*

*Сполуки Кадмію здебільшого розчинні у воді й не мають забарвлення. Подібно до цинку, розчинність сполук Кадмію підвищується в присутності навіть незначних кількостей аміаку. Це обумовлено утворенням аміачного комплексу відповідно до наступної схеми:*



### *Застосування*

*Кадмій насамперед використовують для одержання легкоплавких сплавів, а також мідно-кадмієвих сплавів, що вирізняються особливою механічною міцністю.*

# ГІДРАРГІРУМ

## Фізичні властивості

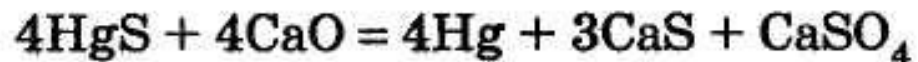
*Ртуть Hg — сріблясто-білий рідкий метал ( $t_{\text{пл.}} = -39 \text{ }^\circ\text{C}$ ).  
У твердому стані пластична, піддається витягуванню  
й куванню. Легко випаровується, пари ртуті отруйні.  
З організму людини ртуть не виводиться й, накопичуючись  
роками, може завдати великої шкоди.*

## Одержання

*Укрупнення самородної ртуті в природі зустрічаються досить  
рідко, тому більшу частину ртуті одержують відновленням,  
її з кіноварі:*



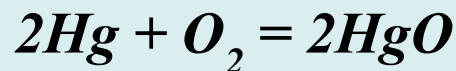
*Існують методи, при яких ртуть відновлюють не киснем  
повітря, а залізом або оксидом кальцію:*



## Хімічні властивості

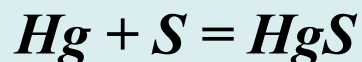
*Хімічна активність Гідраргіруму найчастіше обумовлена агрегатним станом речовини. Наприклад, ртуть звичайно вступає в реакції набагато активніше за цинк або кадмій, хоча вона є менш активним металом.*

*Реакції ртуті з неметалами істотно відрізняються від реакцій цинку й кадмію. З киснем без нагрівання ртуть не взаємодіє зовсім, а при нагріванні дуже повільно окиснюється до гідраргірум (II) оксиду:*



*Подальше нагрівання призводить до розкладання цього оксиду.*

*З порошкоподібною або подрібненою сіркою ртуть реагує навіть на холоді:*



*На цій реакції ґрунтується основний метод захисту від отруєння парами ртуті: місце, де розлили ртуть, слід обробити порошком сірки. Утворений чорний сульфід ртуті — дуже стійка сполука, що не розкладається у звичайних умовах, тому зв'язана таким чином ртуть стає нешкідливою.*

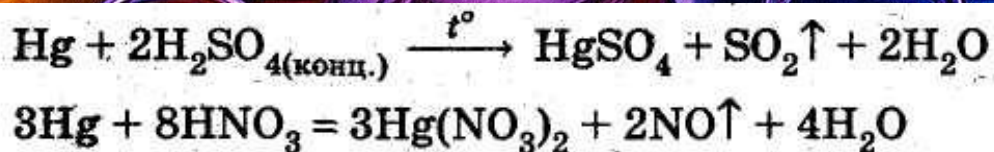
*На холоді ртуть активно взаємодіє із хлором, утворюючи гідраргірум (II) хлорид, або сулему:  $\text{Hg} + \text{Cl}_2 = \text{HgCl}_2$*

*Відновлюючи двовалентну ртуть металевую ртуттю можна одержати гідраргірум (I) хлорид, або каломель:  $\text{HgCl}_2 + \text{Hg} = \text{Hg}_2\text{Cl}_2$*

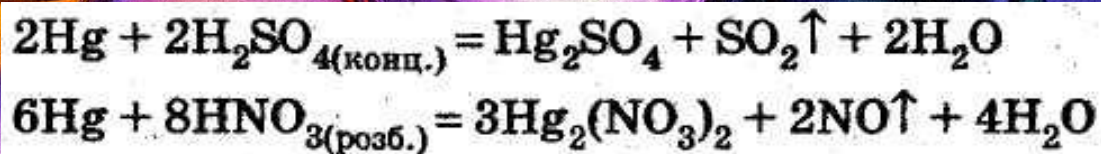
*Гідраргірум знаходиться в ряді напруг після Гідрогену, тому не витісняє його з води й кислот, однак у кислотах-окисниках розчиняється.*

*Взаємодія з різними кислотами відбувається в різних умовах.*

*Наприклад, у концентрованій сульфатній кислоті ртуть розчиняється тільки при нагріванні, а в нітратній — на холоді:*



*При нестачі кислоти можуть утворюватися солі ртуті (I)*



*Ртуть проявляє тільки основні властивості, тому з лугами не реагує ні при яких умовах.*

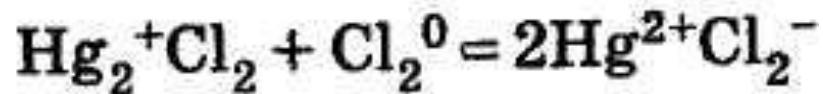
*Відмінною рисою ртуті є її здатність розчиняти в собі метали.*

*Отримані системи-амальгами — рідкі або тістоподібні.*

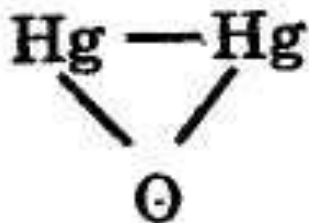
# СПОЛУКИ ГІДРАРГІРУМУ (I)

*Більша частина сполук Гідраргіуму (I) безбарвні й практично не розчиняються у воді. Виняток становить лише гідраргірум (I) нітрат, який використовується як вихідна речовина для одержання багатьох сполук Гідраргіуму (I).*

*Сполуки Гідраргіуму (I) в окисно-відновних реакціях можуть виступати в ролі як окисників, так і відновників:*



*Гідраргірум (I) оксид  $\text{Hg}_2\text{O}$  — нестійка сполука, атоми ртуті в якому з'єднані ковалентними зв'язками:*





Гідраргірум (I) гідроксид HgOH також нестійкий, одержати його у вільному стані не вдається, оскільки він відразу розкладається на ртуть, гідраргірум (II) оксид і воду.

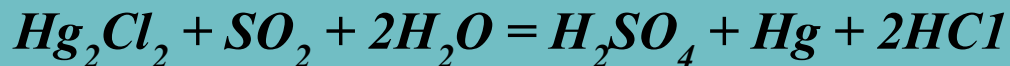
Використовувану для синтезу похідних  $Hg_2^{2+}$  сполуку  $Hg_2(NO_3)_2$  одержують взаємодією нітратної кислоти з надлишком ртуті:



Гідраргірум (I) хлорид HgCl<sub>2</sub> (каломель) — досить стійка сполука, одержують відновленням гідраргірум (II) хлориду металевною ртуттю. Каломель проявляє як окисні, так і відновні властивості залежно від природи речовини, що реагує з нею. Окисники перетворюють одновалентну ртуть на двовалентну:



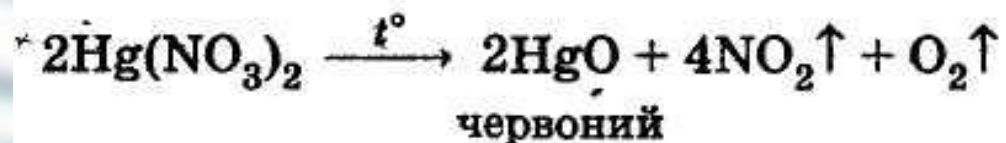
Під дією відновників виділяється вільна ртуть:



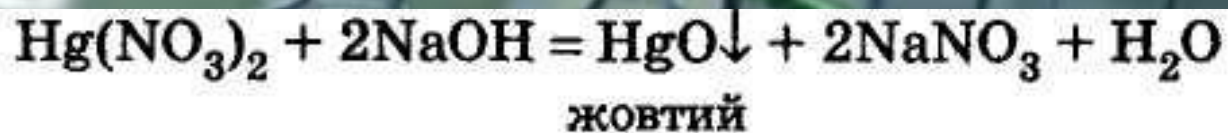
На відміну від більшості сполук ртуті, каломель не отруйна. Використовується вона переважно для виготовлення стандартних електродів в електрометричних приладах.

## Сполуки Гідраргірум (II)

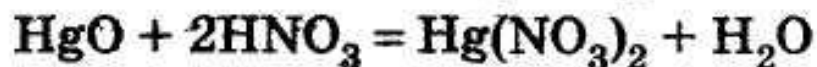
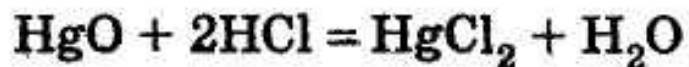
Гідраргірум (II) оксид HgO — кристалічна речовина основної природи. Залежно від ступеня дисперсності й способу одержання може мати різний колір. Червоний HgO має кристали діаметром більше 4 мкм. Його одержують термічним розкладанням солей гідраргіруму (II):



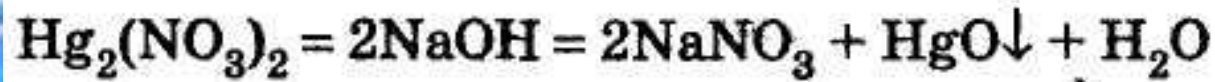
Жовтий HgO одержують дією лугів на розчини солей двовалентної ртуті:



Основність гідраргірум (II) оксиду підтверджується легкістю, якою він розчиняється в кислотах (за умови, що в результаті утворюється розчинна сіль):



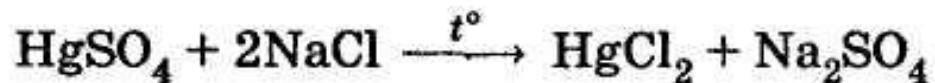
*Лабораторний спосіб одержання HgO — вплив лугом на сіль одновалентної ртуті:*



*Червоний і жовтий HgO використовують по-різному. Червоний HgO знищує морські організми, тому ним обробляють підводні частини морських суден. Жовтий HgO — компонент ряду медичних препаратів.*

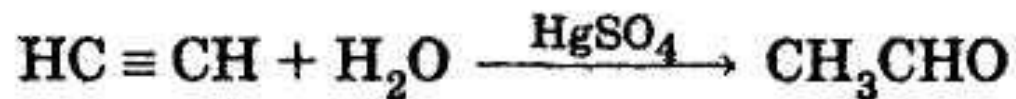
*Гідраргірум (II) гідроксид, що відповідає оксиду HgO, не може бути виділений у вільному стані, оскільки негайно ж після одержання розкладається на оксид і воду.*

*Із солей гідраргіруму (II) найширше застосовуються сулема  $\text{HgCl}_2$ , гідраргірум сульфат  $\text{HgSO}_4$  і гідраргірім сульфід  $\text{HgS}$  (кіновар). Сулема  $\text{HgCl}_2$  утворюється при нагріванні суміші гідраргірум (II) сульфату з натрій хлоридом:*



*Сулема дуже отруйна й має відмінні антисептичні властивості, її використовують для протравлення насіння, дезінфекції білизни й одягу. Крім того, вона використовується як каталізатор в органічному синтезі.*

Гідраргірум (II) сульфат  $HgSO_4$  використовується переважно як каталізатор в органічних реакціях, наприклад, у реакції Кучерова:



Гідраргірум (II) сульфід  $HgS$  (кіновар) — дуже стійка сполука, яку можна розчинити тільки дуже сильними окисниками, наприклад, царською горілкою:



Кіновар — основна вихідна сполука для одержання ртуті. Крім того, вона використовується як пігмент при виготовленні фарби (червоної), а також як матеріал для фоторезисторів.

# *Література*

*1. Загальна та біонеорганічна хімія / О.І. Карнаухов, Д.О. Мельничук, К.О. Чеботько, В.А. Копілевич. К.: Фенікс, 2001; 2002. – 578 с.*

*2. Романова Р.О. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Вища школа, 1988. – 430 с.*

*3. Шаповалов С.А. Хімія. – Харків: Торсінг, 2005. – 378 с.*