

Лекція. 28.

Тема. Елементи VIB групи Періодичної системи.

Мета. Розглянути електронну будову атомів хімічних елементів VIB групи, способи отримання простих речовин, типові фізичні та хімічні властивості хімічних елементів, їх оксидів, гідроксидів та солей, а також основні області використання простих речовин та їх сполук.

Вступ.

Шоста група Періодичної системи елементів складається з двох підгруп: А-підгрупи – Оксиген, Сульфур, Селен, Телур, Полоній, і В-підгрупи – Хром, Молібден, Вольфрам. В А-підгрупі виділяють підгрупу халькогенів (S, Se, Te), В-підгрупу називають підгрупою Хрому (Cr, Mo, W). Елементи В-підгрупи VI групи є металами, а до А-підгрупи входять як метали, так і неметали. Важливість знань про ці елементи для хіміка зумовлена їх практичною значущістю, а також тих матеріалів, що виготовляються з їх сполук.

План.

1. Загальна характеристика елементів В-підгрупи VI групи.
2. Поширення в природі і добування.
3. Фізичні властивості і застосування.
4. Хімічні властивості.
5. Поширення в природі та добування Молібдену і Вольфраму.
6. Фізичні властивості і застосування.
7. Хімічні властивості Молібдену та Вольфраму.

Зміст лекції.

1. Загальна характеристика елементів В-підгрупи VI групи

До В-підгрупи VI групи належать елементи Хром Cr, Молібден Mo і Вольфрам W. Всі вони є *sd*-елементами. Оскільки на зовнішньому електронному рівні атомів цих елементів міститься один (Cr, Mo) або два (W) електрони, вони характеризуються як метали. Будову зовнішніх електронних шарів цих елементів можна зобразити формулами: Cr $3d^5 4s^1$, Mo $4d^5 5s^1$, W $4f^{14} 5d^4 6s^2$.

У ряду Cr–Mo–W зростають потенціали іонізації; Mo і W внаслідок ефекту лантаноїдного стиснення мають близькі атомні та іонні радіуси, тому Молібден і Вольфрам за властивостями більше подібні один до одного, ніж до Хрому.

У сполуках Cr, Mo і W виявляють ступені окиснення від +1 до +6. Стійкими ступенями окиснення для Хрому є +3 і +6, для Молібдену і Вольфраму здебільшого +6. Для Молібдену досить стійкими є сполуки із ступенем окиснення Mo +4.

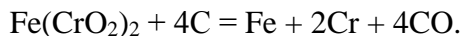
Для елементів підгрупи Хрому, як і інших елементів побічних підгруп, характерним є утворення катіонних і аніонних комплексів, при цьому для їхніх атомів найхарактерніші $d^2 sp^3$ - і $d^3 s (sp^3)$ -гібридизовані стани, що відповідають координаційним числам 6 і 4. Відомі також сполуки, в яких координаційне число Молібдену і Вольфраму дорівнює 8.

Як і інші *d*-елементи, Cr, Mo і W – амфотерні. Із зростанням ступеня окиснення елемента стійкість аніонних комплексів зростає, а катіонних – зменшується. Наприклад, для Cr (II) характерні катіонні комплекси, для Cr (III) можливі і катіонні і аніонні, а для Cr (VI), Mo (VI) і W (VI) – аніонні.

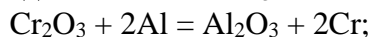
2. Поширення в природі і добування.

Вміст Хрому в земній корі становить $3,5 \cdot 10^{-2}$ %. Основним мінералом Хрому є *хромистий залізняк* $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$.

Оскільки хром використовують здебільшого для легування сталей, найчастіше виплавляють ферохром (сплав заліза з хромом), який добувають відновленням хромистого залізняку:

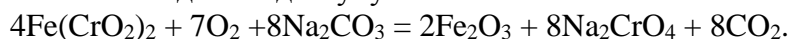


Чистий хром добувають відновленням Cr_2O_3 алюмінієм або силіцієм:

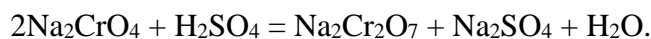


В останній реакції додавання CaO запобігає утворенню силікатів хрому.

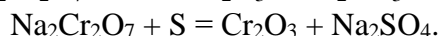
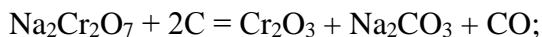
Необхідний для добування хрому оксид Cr_2O_3 отримують з хромистого залізняку шляхом сплавляння його з содою за доступу кисню:



Хромат натрію, що утворився, розчиняють у воді й обробляють сульфатною кислотою:



Дихромат натрію $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ викристалізують з розчину і далі відновлюють вуглецем або сіркою:



Хром високого ступеня чистоти отримують електролізом водного розчину, що містить близько 25 % оксиду хрому (VI) CrO_3 і до 0,2 % H_2SO_4 .

3. Фізичні властивості і застосування.

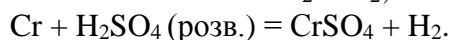
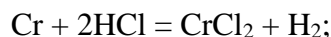
Хром – сріблясто-білий метал, легко піддається механічній обробці. З хрому можна витягувати дріт і викувувати тоненькі пластинки. Хром – найтвердіший з усіх металів, має високу температуру плавлення (1875 °C).

Завдяки високій твердості, корозійній стійкості та тугоплавкості хром широко використовується для легування сталей, покриття металічних виробів (хромування). Хромування деталей здійснюється електролітичним методом. Додаток хрому до бронзи, латуні та інших сплавів значно підвищує їхню твердість. Сплав хрому з нікелем і залізом (ніхром) володіє високим електроопором, тому використовується для виготовлення спіралей електронагрівних приладів.

4. Хімічні властивості.

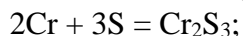
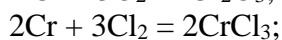
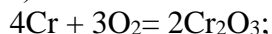
Стійкими сполуками Хрому є сполуки, в яких він виявляє ступені окиснення +3 і +6. Сполуки хрому (II) порівняно нестійкі, є добрими відновниками.

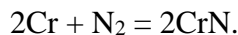
Хром у ряду електрохімічних потенціалів розміщений до водню, проте завдяки утворенню на його поверхні тонкої захисної оксидної плівки, він майже не піддається корозії. За кімнатної температури хром хімічно малоактивний. Він може розчинятися в кислотах-неокисниках (у розведених розчинах хлоридної і сульфатної кислот), при цьому утворюються солі хрому (II):



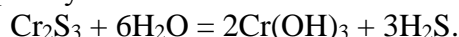
Концентровані H_2SO_4 і HNO_3 пасивують хром.

При нагріванні хром взаємодіє з киснем, галогенами, азотом, вуглецем, сіркою тощо, утворюючи сполуки хрому (III):





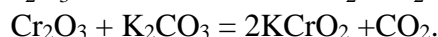
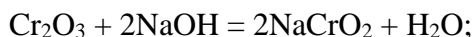
Сульфід хрому може існувати лише у сухому вигляді. При контакті з водою, навіть з її парами, він повністю гідролізує:



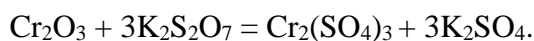
При дії лугів на солі хрому (II) утворюється жовтий осад гідроксиду хрому (II). Гідроксид хрому (II) $\text{Cr}(\text{OH})_2$ і оксид хрому (II) CrO виявляють основні властивості. Сполуки хрому (II) нестійкі і легко окиснюються до сполук хрому (III):



Найстійкішим оксидом хрому є Cr_2O_3 . За звичайних умов це порошок зеленого кольору, досить стійкий проти дії хімічних реагентів. Cr_2O_3 і відповідний йому гідроксид $\text{Cr}(\text{OH})_3$ амфотерні. Оксид хрому (III) не розчиняється у воді, дуже мало розчиняється у кислотах і лугах, а при сплавленні з лугами і карбонатами лужних металів утворює розчинні у воді хроміти:



При сплавленні Cr_2O_3 з дисульфатами або гідрогенсульфатами утворюються сульфати хрому (III):

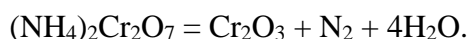


Хроміти типу $\text{Me}^{2+}(\text{CrO}_2)_2$ є координаційними полімерами, тобто змішаними оксидами. Природним хромітом є змішаний оксид Fe (II) і Cr (III) – хромистий залізняк $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$.

Оксид хрому (III) при сплавленні з лугами у присутності окисників може окиснюватися до хроматів:

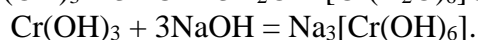


В лабораторних умовах оксид хрому (III) можна добути термічними розкладанням дихромату амонію:



Оксид хрому (III) використовується для добування чистого хрому, як абразив, а також для виготовлення масляних і акварельних фарб. Хромові фарби стійкі до дії вологи і нагрівання. Солі хрому (III) застосовуються в промисловості для отримання хромової шкіри.

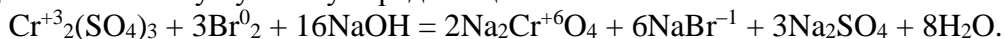
Гідроксид хрому (III) осаджується у вигляді сіро-синього осаду при дії лугів на розчинні солі хрому (III). При осадженні з розчинів він має змінний склад $\text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, під час стояння поступово переходить у $\text{Cr}(\text{OH})_3$ і втрачає активність. Свіжоосаджений гідроксид хрому (III) легко розчиняється у кислотах і лугах, утворюючи аква- і гідроксокомплекси:



Аквакомплекс $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ має синьо-фіолетове забарвлення, як і кристалогідрати солей хрому (III). Солі хрому (III), утворені сильними кислотами, добре розчиняються у воді і є сильними електролітами.

З солями лужних металів і амонію хром (III) утворює подвійні солі типу галунів: $\text{NH}_4\text{Cr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. Хромоамонійний галун використовується для дублення шкіри і як протрава під час фарбування.

В окисно-відновних реакціях солі хрому (III) можуть виступати як відновники, що найкраще виявляється у лужному середовищі:



Внаслідок окиснення солей хрому (III) утворюються хромати – солі хроматної кислоти H_2CrO_4 .

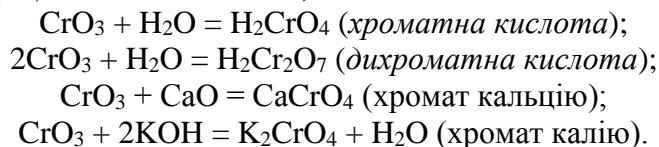
Оксид хрому (VI) CrO_3 утворюється при дії концентрованої H_2SO_4 на сухі хромати або дихромати:



Оксид хрому (VI) – кислотний оксид, осідає у вигляді темно-червоних кристалів голчастої форми. Це дуже отруйна речовина (смертельна доза 0,1 г).

Отже, у ряду $\text{CrO}-\text{Cr}_2\text{O}_3-\text{CrO}_3$ основні властивості послаблюються, а кислотні – посилюються: CrO – основний, Cr_2O_3 – амфотерний, а CrO_3 – кислотний оксид.

Оксид хрому (VI) взаємодіє з водою, основними оксидами і основами:



Хроматна і дихроматна кислота відомі лише у водних розчинах. У водних розчинах між ними встановлюється стан рівноваги:



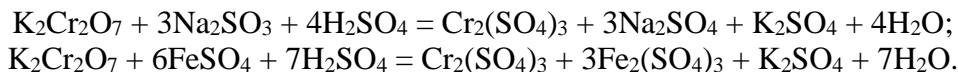
Хромати лужних і лужноземельних металів, магнію, амонію, талію, плумбуму мають жовте забарвлення, дихромати – оранжеве. В кислих розчинах, як правило, утворюються дихромати, а у лужних – хромати.

Всі сполуки хрому (VI) є сильними окисниками. Реакції оксиду хрому (VI) з деякими органічними речовинами в присутності H_2SO_4 перебігають з вибухом:

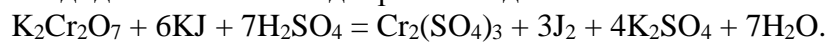


Дихромат калію (“хромпик”) широко застосовується як окисник в лабораторній практиці і хімічній технології, його використовують у сірниковому виробництві і для виготовлення запалів.

Під час відновлення дихроматів у кислому середовищі утворюються солі хрому (III):



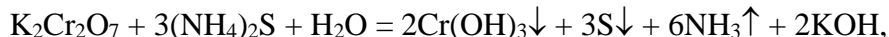
Броміди і йодиди окиснюються дихроматом до вільних галогенів:



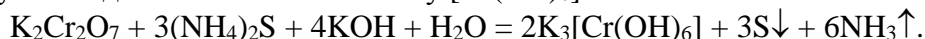
Під час взаємодії дихромату калію з бромоводневою або йодоводневою кислотами підкислювати розчин не потрібно, оскільки необхідну кислотність створюють самі відновники, які є сильними кислотами:



При відновлення дихроматів у нейтральному середовищі утворюється гідроксид хрому (III):

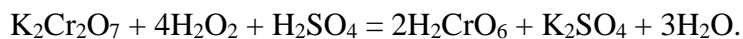


а у лужному – похідні аніонного комплексу $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$:



В аналітичній хімії реакція окиснення хроматом або дихроматом калію різних іонів використовується для їх визначення. Цей метод аналізу називається хроматометрією.

Дуже чутливою якісною реакцією на хром (VI) є реакція утворення надхроматної кислоти синього кольору при взаємодії дихромат-іонів з пероксидом гідрогену у кислому середовищі:



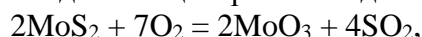
Найбільшу окиснювальну здатність хромати виявляють у кислому середовищі. Розчин дихромату калію в концентрованій сульфатній кислоті називається хромовою сумішшю і використовується в лабораторіях для миття лабораторного посуду. Він легко змиває жир із скляних поверхонь, окиснюючи його оксидом хрому (VI), який утворюється, і змиваючи концентрованою сульфатною кислотою.

5. Поширення в природі та добування Молібдену і Вольфраму.

Вміст Молібдену у земній корі становить 10^{-3} , а Вольфраму – $7 \cdot 10^{-3}$ %. Найважливішими мінералами Мо і W є молібденіт MoS_2 , шеєліт CaWO_4 , вольфраміт $(\text{Fe}, \text{Mn})\text{WO}_4$. Мінерали, що містять Молібден, переважно трапляються у поліметалічних рудах.

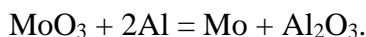
Молибден і вольфрам добувають під час складної переробки відповідних руд. Їх спочатку збагачують, а потім переробляють піро- або гідрометалургійними методами.

За пірометалургійним методом концентрат молибденової руди випалюють:

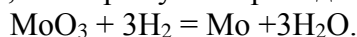


а за гідрометалургійним – молибден вилучають у вигляді сполуки $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24} \times \times 4\text{H}_2\text{O}$, термічним розкладанням якої отримують MoO_3 .

Відновленням оксиду молибдену (VI) різними відновниками (Ca, Al, Mg, Zn тощо) добувають металічний молибден:

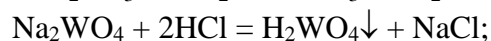
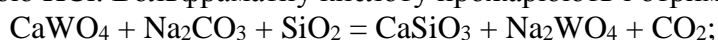


Молибден чистотою до 99,5 % отримують при відновленні його оксиду воднем:



Досить чистий молибден добувають електролізом $\text{K}_3[\text{MoCl}_6]$, розчиненого у розплавленій суміші $\text{KCl} + \text{NaCl}$.

Концентрат вольфрамової руди, що містить CaWO_4 , спікають із содою і піском. Вольфрамат натрію, що при цьому утворюється, переводять в осад вольфраматної кислоти H_2WO_4 за допомогою HCl . Вольфраматну кислоту прожарюють і отримують WO_3 :



Металічний вольфрам добувають відновленням оксиду вольфраму (VI) воднем за температур 850–1200 °С з наступним спіканням порошку, що утворився. Вольфрам особливого ступеня чистоти добувають відновленням WF_6 воднем.

6. Фізичні властивості і застосування.

Молибден і вольфрам – сріблясто-білі метали, легко піддаються механічній обробці, надзвичайно тверді і тугоплавкі. Вольфрам має найвищу температуру плавлення (3395 °С). На властивості металів значною мірою впливають домішки.

Завдяки високій корозійній стійкості, твердості і тугоплавкості молибден і вольфрам широко застосовуються для легування сталей та у електровакуумній техніці. Значна кількість вольфраму йде на виготовлення ниток розжарювання для електроламп, електродів кенотронів та антикатодів рентгенівських трубок. Із сплаву вольфраму з нікелем і міддю (важкий метал) виготовляють контейнери для зберігання радіоактивних ізотопів.

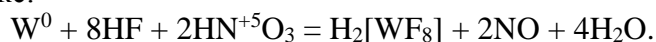
7. Хімічні властивості Молибдену та Вольфраму.

У сполуках Молибден і Вольфрам можуть виявляти змінні ступені окиснення, але найстійкішим для них є ступінь окиснення +6.

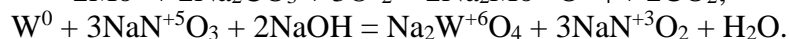
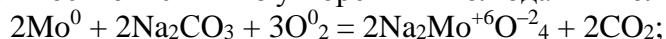
Молибден і Вольфрам стоять у ряд електрохімічних потенціалів до водню, однак вони виявляють низьку хімічну активність, оскільки їхні поверхні вкриті дуже міцними захисними оксидними плівками. Ці метали не взаємодіють з кислотами-неокисниками. Молибден повільно реагує з HNO_3 і концентрованою H_2SO_4 , активніше з “царською горілкою” і сумішшю $\text{HNO}_3 + \text{HF}$. Під час розчинення Мо в гарячій концентрованій H_2SO_4 відбувається реакція:



Вольфрам розчиняється лише в суміші HNO_3 з HF , внаслідок чого утворюється міцний фторокомплекс:



За високих температур Мо і W здатні взаємодіяти з розплавами лугів та карбонатів лужних металів за наявності окисників з утворенням молибдатів і вольфраматів:



Під час нагрівання, особливо у порошкоподібному стані, Мо і W взаємодіють з активними неметалами. Оксиди MoO_3 і WO_3 утворюються під час сильного нагрівання

цих металів за наявності кисню. Як і CrO_3 , ці оксиди кислотні, але не розчиняються у воді, і відповідні їм кислоти (молібдатна – H_2MoO_4 , і вольфраматна – H_2WO_4) слабкі, в той час як H_2CrO_4 – кислота середньої сили. При переході від Хрому до Молібдену і до Вольфраму зростає термічна стійкість оксидів, а кислотна функція – знижується.

Особливістю молібдатної і вольфраматної кислот є їхня здатність до утворення гетерополісполук на основі ортоборатної, ортосилікатної, ортофосфатної, ортоарсенатної та деяких інших кислот. Зокрема, прикладами таких гетерополікислот є $\text{H}_5[\text{B}(\text{Mo}_3\text{O}_{10})_4]$, $\text{H}_4[\text{Si}(\text{Mo}_3\text{O}_{10})_4]$, $\text{H}_3[\text{P}(\text{Mo}_3\text{O}_{10})_4]$, $\text{H}_3[\text{As}(\text{Mo}_3\text{O}_{10})_4]$. Здатність до утворення гетерополісполук зростає у ряду $\text{Cr}-\text{Mo}-\text{W}$.

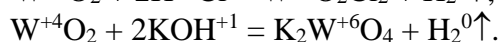
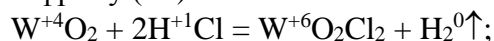
Сполуки Молібдену і Вольфраму у нижчих ступенях окиснення нестійкі. Так, із сполук Mo (V) і W (V) відомі галогеніди MoF_5 , MoCl_5 , WCl_5 , WBr_5 , а також оксид молібдену (V) Mo_2O_5 .

При відновленні галогенідів Mo (V) можна добути відповідні галогеніди Mo (III): MoF_3 (отримано при нагріванні MoF_5 з Mo), MoCl_3 , MoBr_3 і MoI_3 .

Дещо більше відомо сполук молібдену (IV) і вольфраму (IV). Наприклад, при окисненні молібдену водяною парою при 800°C утворюється оксид MoO_2 . Цей оксид нестійкий і при нагріванні диспропорціонує:



Оксид вольфраму (VI) можна отримати при відновленні WO_3 металічним вольфрамом або воднем. Під час нагрівання на повітрі WO_2 швидко окиснюється до WO_3 . Оксид вольфраму (IV) – сильний відновник, який при взаємодії з хлоридною кислотою і лугами утворює сполуки вольфраму (VI):



Відомі також галогеніди (MoCl_4 , MoBr_4 , WF_4 , WCl_4 , WBr_4) та сульфід (MoS_2 і WS_2) молібдену Mo (IV) та W (IV). Дисульфід молібдену під час нагрівання окиснюється киснем до MoO_3 і відновлюється воднем до металічного молібдену.

Всі відомі сполуки Молібдену і Вольфраму з низькими ступенями окиснення нестійкі і легко окиснюються до Mo (VI) і W (VI).

За високої температури молібден і вольфрам сполучаються з вуглецем, утворюючи дуже тверді і тугоплавкі карбіди складу Mo_2C , MoC , W_2C і WC .

Деякі сполуки Cr , Mo і W застосовують як каталізатори, MoS_2 є напівпровідниковим матеріалом, який використовують для виготовлення фотоелементів. Зараз велике практичне значення мають різні композиційні матеріали, що містять Cr , Mo і W , зокрема кермети (кераміка + метал), наприклад, матеріал, що містить 72 % Cr і 28 % Al_2O_3 .

Література.

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. – 4-е изд., испр. – Москва: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с., ил.
2. Березан О.В. Збірник задач з хімії. – Тернопіль: Підручники і посібники, 2009. – 320 с.
3. Неділько С.А., Попель П.П. Загальна й неорганічна хімія: задачі та вправи. Навч. посібник. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
4. Лидин Р.А. и др. Химические свойства неорганических веществ: Учеб. пособие для вузов. 3-е изд., испр. / Р.А.Лидин, В.А.Молочко, Л.Л.Андреева; Под ред. Р.А.Лидина. – М.: Химия, 2000. – 480 с.: ил. ISBN -724-1163-0
5. Лидин Р.А. и др. Химические свойства неорганических веществ: Учеб. пособие для вузов. 3-е изд., испр. / Р.А.Лидин, В.А.Молочко, Л.Л.Андреева; Под ред. Р.А.Лидина. – М.: Химия, 2000. – 480 с.: ил. ISBN -724-1163-0
6. Кириченко В.І. Загальна хімія: Навчальний посібник. [для студ. інженер.–техн. спец. вищ. навч. закл.] / Віктор Іванович Кириченко; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №14/18.2–1285 від 03.06.2005]. – Київ: Вища шк., 2005. – 639 с.: іл., 83 рис., 80 табл. – Інформаційне середовище: на поч. розд. – Контрол.

- запитання: після розд. – Структурно-логічні схеми: після розд. – Бібліогр.: с. 635 (22 назви). – ISBN 966-642-182-8.
7. Михалічко Б.М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: Навчальний посібник / Михалічко Борис Миронович; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 1.4/18-Г-1180 від 22.11.2006]. – Київ: Знання, 2009. – 548 с. - Бібліогр.: с. 511 (21 назва). – Предм. покажч.: с. 543–548. – ISBN 978-966-346-712-2.
 8. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2004.-368 с. ISBN 5-7695-1436-9.
 9. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.1 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-352 с. ISBN 5-7695-2532-0.
 10. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.2 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-400 с. ISBN 5-7695-2533-9.
 11. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах: Підручник. Частина II [для студ. вищ. навч. закл.] / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Иванов; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 212 від 03.06.1999]. – Київ: Пед. преса, 2000. – 784с.: іл., 125 рис., 63 табл. – Бібліогр.: с. 771 (28 назв). – Імен. покажч.: с.772–773. – Предметн. покажч.: с.774–783. – ISBN 955-7320-13-8.
 12. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник [для студ. вищ. навч. закл.] / Неоніла Володимирівна Романова; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №13710594 від 30.06.1995]. – Київ: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2004. – 480с.: 54 рис., 30 табл. – Бібліогр.: с. 465 (25 назв). – Імен. покажч.: с. 466–467. – Предм. покажч.: с. 468–477. – ISBN 966-569-106-6.
 13. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – Москва: Высш. шк., 1997. – 527 с.
 14. Самостійна робота студентів при вивченні хімії: навч. посіб. / Ю.В. Ліцман, Л.І. Марченко, С.Ю. Лебедев.– Суми: Сумський державний університет, 2011. – 349 с. ISBN 978-966-657-338-7.
 15. Методичні вказівки до практичних робіт з загальної хімії (для студентів усіх спеціальностей) (Уклад.: Т.М.Волох, Н.М.Максименко, В.В.Приседський, Л.І.Рубльова, С.Г.Шейко; Під ред. В.В.Приседського. – Донецьк: ДонНТУ, 2005. – 183 с.
 16. Буря О.І., Повхан М.Ф., Чигвінцева О.П., Антрапцева Н.М. Загальна хімія: Навчальний посібник. – Дніпропетровськ: Наука і освіта, 2002. – 306 с.

Запитання для самоперевірки.

1. Будова атомів. Зміна атомних радіусів і енергії йонізації по групі. Валентність і ступені оксидації атомів. Зміна стійкості сполук у вищому ступені оксидації по групі.
2. Розповсюдженість та знаходження у природі.
3. Методи отримання металів.
4. Фізичні властивості металів.
5. Хімічні властивості простих речовин. Хімічна активність при звичайній і високій температурах. Відношення до кисню, галогенів, води, кислот і лугів.
6. Оксиди Хрому (II, III, IV). Їх порівняльна стійкість. Кислотно-основні і оксидційно-відновні властивості. Відношення до води, кислот, лугів.
7. Оксиди Молибдену і Вольфраму (VI). Відношення до води, кислот, лугів. Зміна стійкості, оксидційної здатності і кислотного характеру у ряді оксидів Хрому – Вольфраму (VI).
8. Гідроксиди Хрому (II, III, VI). Склад і особливості будови хром (III) гідроксиду.

Хромові кислоти. Ізополікислоти Хрому. Кисотно-основні і оксидційно-відновні властивості. Відношення до води, кислот, лугів. Молібдатна і вольфраматна кислоти. Ізополімолібдати, ізополівольфраматні.

9. Солі Хрому (II): стійкість і відновні властивості. Солі Хрому (III). Хроміти. Подвійні солі. Галуни. Солі Хрому (VI). Хромати і поліхромати. Процеси поліконденсації хромат-йонів. Оксидційні властивості хроматів і дихроматів. Рівновага у водному розчині між хромат- і дихромат-йонами. Принцип дії хромової суміші.
10. Молібдати і вольфраматні. Полімолібдати і полівольфраматні. Оксидційні властивості в ряду хромати – вольфраматні. Карбоніли Cr, Mo, W.