

Лекція. 29.

Тема. Елементи VIIВ групи Періодичної системи.

Мета. Розглянути електронну будову атомів хімічних елементів VIIВ 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.

Сьома група Періодичної системи елементів складається з двох підгруп: А-підгрупи – Флуор, Хлор, Бром, Іод, Астат, і В-підгрупи – Манган, Технецій, Реній. А-підгрупу називають галогенами, В-підгрупу називають підгрупою Мангану (Mn, Tc, Re). Елементи В-підгрупи VII групи є металами, а до А-підгрупи входять 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 VII групи.
2. Поширеність у природі та біологічна роль.
3. Способи отримання.
4. Фізичні властивості.
5. Хімічні властивості Мангану.
6. Поширення в природі та добування Технецію та Ренію.
7. Фізичні властивості і застосування Технецію та Ренію.
8. Хімічні властивості Технецію та Ренію.

Зміст лекції.

1. Загальна характеристика елементів В-підгрупи VII групи

До В-підгрупи VII групи належать елементи Манган Mn, Технецій Tc і Реній Re. Як і інші елементи побічних підгруп, ці елементи є металами, оскільки містять на зовнішньому електронному шарі по два *s*-електрони. Будову останнього і передостаннього електронних шарів цих елементів можна зобразити формулою: $(n-1)d^5ns^2$. Валентними в атомах цих елементів можуть бути сім електронів – *d*-електрони передостаннього і *s*-електрони останнього рівня.

Для Мангану найбільш характерними є ступені окиснення +2, +4 і +7. Відомі також сполуки Мангану із ступенями окиснення +3 і +6. Для Ренію і Технецію найхарактернішим є ступінь окиснення +7. Тобто, як і в підгрупі Хрому, у підгрупі Мангану із зростанням протонного числа атомів елементів підвищується стабільність найвищого ступеня окиснення.

У підгрупі Мангану із збільшенням протонного числа елементів радіуси атомів зростають незначною мірою, а у Технецію і Ренію вони майже однакові (ефект лантаноїдного стиснення), тому Технецій і Реній за властивостями більше подібні один до одного, ніж до Мангану.

У ряду Mn–Tc–Re зменшується хімічна активність простих речовин.

При збільшенні ступеня окиснення Мангану та його аналогів підвищується тенденція до утворення цими елементами аніонних комплексів, а катіонних комплексних сполук – зменшується.

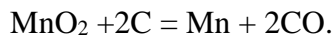
2. Поширеність у природі та біологічна роль.

Вміст Мангану у земній корі становить $9 \cdot 10^{-2}$ %. Основними мінералами Мангану є піролюзит MnO_2 , марганцевий шпат $MnCO_3$, брауніт Mn_2O_3 , гаусманіт Mn_3O_4 , родоніт $MnSiO_3$, марганцевий блиск MnS . Крім того, манган у вигляді оксидів міститься майже у всіх залізних рудах.

Невеликі кількості Мангану містяться у тканинах тваринних і рослинних організмів, це дуже важливий мікроелемент для рослин. Нестача Мангану в ґрунтах і відповідно у рослинах викликає специфічні захворювання кісток у тварин. Іони Мангану є активаторами багатьох процесів обміну, каталізують процеси синтезу хлорофілу, кровотворення, утворення антитіл. Добова потреба дорослої людини в Мангані – 8 мг.

3. Способи отримання.

Металічний манган добувають відновленням його оксидів вуглецем або силіцієм:

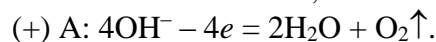
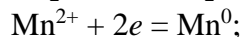
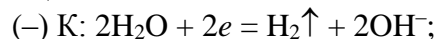


При відновленні коксом в спеціальних електропечах суміші піролюзиту та оксидів Феруму отримують фероманган – сплав заліза з манганом, що містить до 60–90 % мангану:

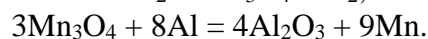


Із залізом манган утворює сплави з довільним співвідношенням компонентів.

Також манган добувають електролізом водного розчину $MnSO_4$. При цьому на електродах відбуваються такі реакції:



В лабораторних умовах невелику кількість Мангану можна отримати алюміно-термічним способом. Оскільки алюміній дуже бурхливо реагує з діоксидом мангану, то використовують прожарений піролюзит. При прожарюванні піролюзиту утворюється оксид мангану Mn_3O_4 (або $Mn^{+2}Mn^{+4}O_4$), який з алюмінієм реагує менш енергійно:



4. Фізичні властивості.

Манган – сріблясто-білий метал, він твердий і крихкий, стійкий проти дії води і повітря. На повітрі метал вкривається плямами оксидної плівки, яка захищає його від подальшого окиснення. Хоча технічний манган крихкий, проте манган високого ступеня чистоти можна прокатувати і штампувати.

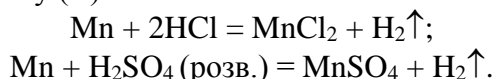
Манган утворює кілька алотропних модифікацій: α -, β -, γ - і δ -манган. За кімнатної температури стійкою є α -модифікація, що має кристалічну структуру об'ємноцентрованого куба.

Великі кількості мангану застосовують для легування сталей. Манганова сталь має кращі механічні характеристики порівняно із звичайною. Введення мангану в сталь сприяє її десульфуратії. Крім Сульфуру, Манган зв'язує в сталі і Оксиген. Залишок Мангану, що не прореагував із Сульфуром, залишається в сталі і підвищує її міцність.

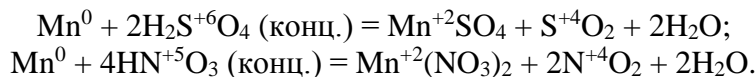
5. Хімічні властивості Мангану.

Як уже зазначалося, у сполуках Манган може виявляти ступені окиснення +2, +3, +4, +6 і +7. Сполуки мангану з іншими ступенями окиснення нестійкі і трапляються рідко. Найстійкішими є сполуки Mn (II), Mn (IV) і Mn(VII).

У ряду електрохімічних потенціалів манган розміщується до водню, тому він активно взаємодіє з кислотами-неокисниками з виділенням водню, при цьому утворюються сполуки мангану (II):



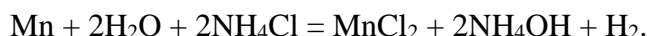
При взаємодії мангану з кислотами-окисниками виділяються продукти їхнього відновлення:



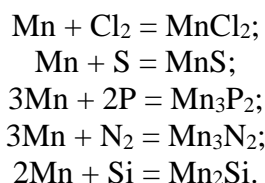
Під час взаємодії з розведеною нітратною кислотою манган як активний метал відновлює HNO_3 до нітрату амонію:



Манган, подібно до магнію, легко розчиняється у воді за наявності хлориду амонію:

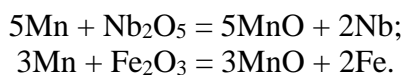


У порошкоподібному стані манган взаємодіє з активними неметалами – галогенами, киснем, сіркою, фосфором, азотом, силіцієм тощо, утворюючи сполуки мангану (II):



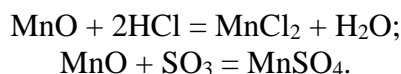
При взаємодії мангану з фтором утворюються фториди складу MnF_3 і MnF_4 . З фосфором і нітрогеном манган також утворює по кілька сполук різного складу: Mn_2P , MnP , Mn_3P_2 та Mn_3N_2 , Mn_5N_2 , Mn_2N , MnN . Відомі два сульфіді мангану складу MnS і MnS_2 .

Манган здатний відновлювати багато металів з їх оксидів, і тому використовується у металургії:

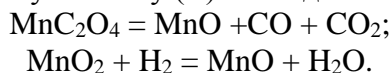


З киснем манган утворює чотири оксиди: MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 і Mn_2O_7 , з яких найстійкішим є MnO_2 . У природі цей оксид існує у вигляді мінералу піролюзиту.

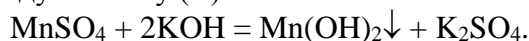
Оксид мангану (II) MnO – порошок зеленкувато-сірого кольору, має основні властивості, тому взаємодіє з кислотами і кислотними оксидами, утворюючи солі мангану (II):



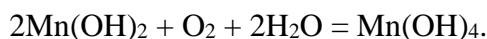
У воді монооксид мангану практично нерозчинний. Отримати MnO можна термічним розкладанням оксалату мангану (II) або відновленням MnO_2 воднем:



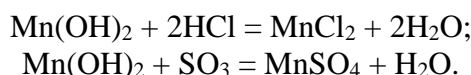
Діючи лугами або надлишком водного розчину аміаку на солі мангану (II) можна добути білий осад гідроксиду мангану (II):



Гідроксид мангану (II) на повітрі швидко окиснюється до бурого гідроксиду мангану (IV):



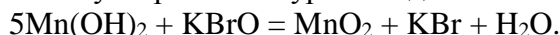
Гідроксид мангану (II) – основа середньої сили, яка взаємодіє з кислотами і кислотними оксидами:



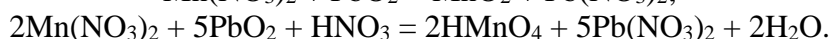
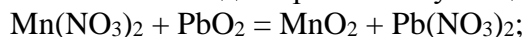
$\text{Mn}(\text{OH})_2$ є відновником, і за наявності сильних окисників може окиснюватися до перманганату:



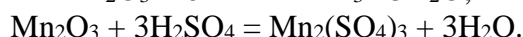
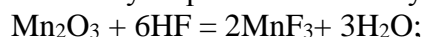
При недостатчі окисника утворюється бурий осад MnO_2 :



Солі мангану (II) при дії сильних окисників у кислому середовищі залежно від кількості окисника можуть окиснюватися до перманганату або до оксиду мангану (IV):



Оксид мангану (III) трапляється у вигляді мінералу брауніту Mn_2O_3 . Це основний оксид, який при взаємодії з кислотами утворює солі мангану (III):



В лабораторних умовах Mn_2O_3 можна отримати при обережному нагріванні MnO_2 до температури 530–940 °C:

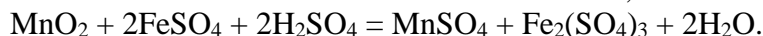


За вищої температури розкладання діоксиду мангану супроводжується утворенням оксиду Mn_3O_4 :



Сполуки мангану (III) нестійкі і практичного значення не мають.

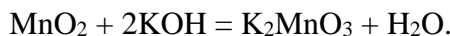
У ступені окиснення +4 манган утворює досить стійкий оксид MnO_2 . Цей оксид має темно-буре забарвлення, у воді не розчиняється, при нагріванні на повітрі розкладається з виділенням кисню (див. вище). Оксид мангану (IV) у кислому середовищі є досить сильним окисником:



Під час кип'ятіння оксиду мангану (IV) з концентрованою нітратною кислотою утворюється сіль мангану (II) і виділяється кисень:

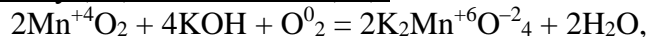


Формулу гідроксиду мангану (IV) правильніше записувати не $\text{Mn}(\text{OH})_4$, а $\text{MnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. При нагріванні ця сполука легко втрачає воду і переходить у MnO_2 . Оксид MnO_2 і відповідний йому гідроксид $\text{Mn}(\text{OH})_4$ – амфотерні сполуки. Так, при сплавленні оксиду мангану (IV) з лугами без доступу повітря утворюються *манганіти* або *манганати (IV)* складу $\text{Me}_2^{+1}\text{MnO}_3$ або $\text{Me}_4^{+1}_2\text{MnO}_4$:

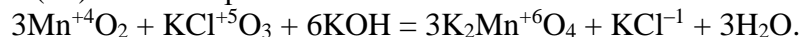


Мінерал гаусманіт складу Mn_3O_4 можна розглядати як манганіт мангану (II) – $\text{Mn}_2^{+2}\text{Mn}^{+4}\text{O}_4$.

При сплавленні MnO_2 з лугами за доступу повітря, що відіграє роль окисника, утворюються соли мангану (VI) – манганати (VI):



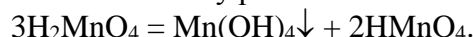
інакше манганати (VI) можна отримати так:



Сполуки мангану (VI) нестійкі і диспропорціонують у водних розчинах:

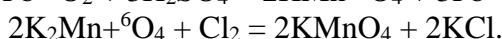
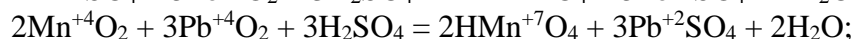
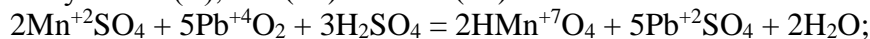


Манганатна кислота нестійка навіть у розчині:



Оксид мангану (VI) MnO_3 у вільному стані не виділено.

Значно стійкішими є сполуки мангану (VII), які утворюються при дії сильних окисників на сполуки Mn (II), Mn (IV) або Mn (VI):



Остання реакція відбувається у лужному середовищі.

Солі кислоти HMnO_4 називаються *перманганатами*. Іон MnO_4^- має характерне червоно-фіолетове забарвлення, реакція утворення цього іона є якісною при виявленні мангану та його сполук.

Перманганатна кислота HMnO_4 – це досить сильна кислота, але відома вона лише у розчині. Її солі стійкі і у водних розчинах і у кристалічному стані. Діючи на перманганати холодним 90%-м розчином сульфатної кислоти можна отримати оксид мангану (VII) у вигляді зелено-чорної маслянистої рідини:



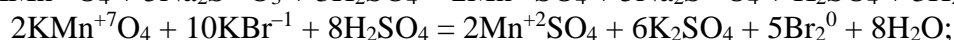
Оксид Mn_2O_7 – сполука дуже нестійка, за кімнатної температури вона розкладається на MnO_2 і O_2 :



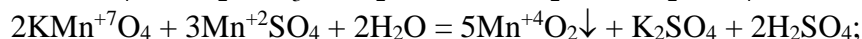
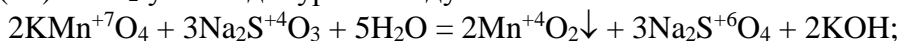
Перманганати дуже сильні окисники, особливо у кислому середовищі.

Залежно від кислотності середовища перманганат-іони відновлюються до різних продуктів:

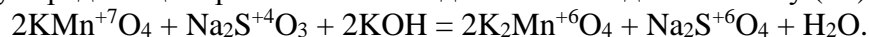
1) у кислому середовищі іон MnO_4^- завжди відновлюється до Mn^{2+} , наприклад:



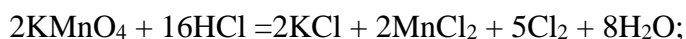
2) у нейтральному або слабколужному середовищі, як правило, утворюється оксид мангану (IV) MnO_2 у вигляді бурого осаду:



3) у лужному середовищі перманганат-іон відновлюється до манганату (VI):



Перманганат калію KMnO_4 , як сильний окисник, має широке застосування у лабораторній практиці, медицині та побуті. Його застосовують для відбілювання бавовни, вовни, прядильних волокон, освітлення масел і окиснення різноманітних органічних речовин. У лабораторній практиці перманганат калію застосовують для добування хлору і кисню:

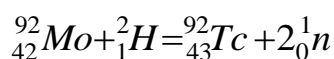


Розчин KMnO_4 застосовують у кількісному аналізі для титриметричного визначення відновників (Fe^{2+} , Sn^{2+} , AsO_3^{3-} , H_2O_2 тощо). Цей метод називається *перманганатометрією*.

Таким чином, на прикладі Мангану добре простежується залежність кислотно-основних властивостей від ступеня окиснення елемента, що їх утворює: $\text{Mn}^{+2}(\text{OH})_2$ – основа середньої сили, $\text{Mn}^{+4}(\text{OH})_2$ – амфотерний гідроксид, $\text{HMn}^{+7}\text{O}_4$ – сильна кислота.

6. Поширення в природі та добування Технецію та Ренію

Технецій у природі не трапляється, його добувають штучно під час опромінювання Молібдену-92 ядрами Дейтерію:



Всі ізотопи Технецію радіоактивні. Найстійкіший з них ${}^{97}\text{Tc}$, його період піврозпаду становить $2,6 \cdot 10^6$ років. Технецій – перший елемент, добутий штучно (Е. Сегре і К. Перр'є, 1937 р.). Існування Технецію (“екаманган”) передбачив Д.І. Менделєєв у 1871 р.

Вміст Ренію у земній корі становить близько 10^{-7} %. Це один з найбільш розсіяних елементів. Своїх мінералів Реній не утворює, а трапляється у вигляді домішок у рудах деяких металів, зокрема в молібденіті MoS_2 . Його виділяють з продуктів переробки молібденових та сульфідних поліметалічних руд. При випалюванні цих руд Реній відганяється у вигляді легкої сполуки Re_2O_7 і накопичується у пилових камерах. Під час обробки Re_2O_7 водою утворюється перренатна кислота HReO_4 , яку осаджують у вигляді

калійної або амонійної солі. Вільний метал добувають відновленням перренату калію воднем за температури 1000 °С:



Також реній можна добути електролізом водних лужних розчинів перренатів. Щороку у світі добувають кілька тонн ренію.

7. Фізичні властивості і застосування Технецію та Ренію.

Технецій і реній – сріблясто-білі, тверді, тугоплавкі метали. За тугоплавкістю реній поступається лише вольфраму ($T_{\text{плав.}} = 3180\text{ °C}$). Тугоплавкість і міцність ренію зумовлюють його високу цінність для техніки.

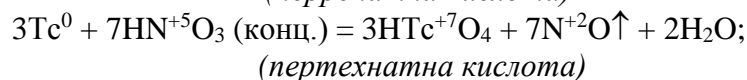
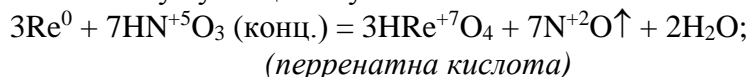
Реній застосовують у радіоелектроніці, як каталізатор. Із сплавів ренію з іншими металами, які володіють підвищеною стійкістю проти корозії, виготовляють хімічну апаратуру. Додаток ренію до платини та її сплавів значно покращує їх механічну міцність. Ця властивість ренію дозволяє використовувати його замість благородного металу іридію для виготовлення термопар. Платиново-ренієві термопари працюють краще платиново-іридієвих, проте їх не можна використовувати за надто високих температур, оскільки утворюється летка сполука Re_2O_7 .

Технецій має обмежене застосування через його радіоактивність. Його використовують у наукових дослідженнях, для пасивування чорних металів. Технецій корозійностійкий і стійкий проти дії нейтронів, тому може застосовуватися як конструкційний матеріал для атомних реакторів.

8. Хімічні властивості Технецію та Ренію.

Для Технецію найбільш характерними ступенями окиснення є +4 і +7, а для Ренію лише +7.

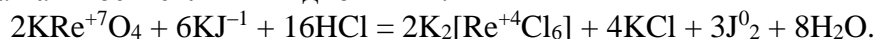
У ряду електрохімічних потенціалів Технецій і Реній розміщені після водню, тому у розведених розчинах кислот не розчиняються, вони розчиняються лише в кислотах-окисниках з утворенням сполук у вищих ступенях окиснення:



Оскільки в ряду Mn–Tc–Re хімічна активність металів знижується, технецій і реній, на відміну від мангану, реагують з неметалами за високих температур. Так, при нагріванні Tc і Re з киснем утворюються леткі оксиди Tc_2O_7 і Re_2O_7 . На відміну від Mn_2O_7 , ці оксиди значно стійкіші, вони належать до слабких окисників.

При дії води на Tc_2O_7 і Re_2O_7 утворюються відповідно пертехнатна HTcO_4 і перренатна HReO_4 кислоти. Порівняно з HMnO_4 , пертехнатна і перренатна кислоти значно стійкіші. При концентруванні розчину HTcO_4 вона випадає в осад у вигляді червоно-коричневих кристалів. Перренатна кислота відщеплює воду лише при нагріванні до 160 °С, утворюючи Re_2O_7 .

В ряду HMnO_4 – HTcO_4 – HReO_4 , як і в інших побічних підгрупах, сила кислот закономірно зменшується. Якщо HMnO_4 за силою подібна до хлоридної кислоти, то HTcO_4 і HReO_4 дисоціюють значно менше. Більшість солей цих кислот добре розчинні у воді. Термічна стійкість перренатів і пертехнатів значно вища, ніж перманганатів. Окиснювальна здатність найменша у перренатів, пертехнати займають проміжне положення. Так, перренати виявляють окиснювальні властивості лише у кислому середовищі за наявності сильних відновників:



В результаті реакції іон ReO_4^- відновлюється лише до сполук Re (IV), в той час як перманганат-іони відновлюються до сполук Mn (II).

На відміну від Мангану, сполуки Технецію і Ренію в нижчих ступенях окиснення, малохарактерні. Зокрема, при взаємодії з хлором Реній утворює сполуку ReCl_5 , а з фтором – ReF_6 . Технецій з фтором утворює тетрафторид TcF_4 .

Відомі сполуки Tc (IV) і Re (IV) типу EO_2 , $\text{E}\Gamma_4$, $\text{Me}^{+1}_2\text{EO}_3$, $\text{Me}^{+1}_2[\text{EF}_6]$. Сполуки Tc (IV) дещо стійкіші, ніж сполуки Re (IV).

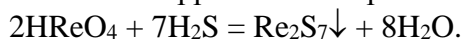
Під час розкладання перренату амонію можна добути оксид ренію (IV):



Аналогічно можна отримати діоксид технецію TcO_2 . Оксид ренію(IV) ReO_2 – порошок чорного кольору, нерозчинний у воді. Йому відповідає оксид $\text{Re}(\text{OH})_4$ темно-бурого кольору, теж нерозчинний у воді. Оксинювальні властивості у ReO_2 виражені значно слабше, ніж у MnO_2 . Так, при взаємодії з HCl оксид ренію (IV) утворює комплексну кислоту $\text{H}_2[\text{ReCl}_6]$, тоді як MnO_2 окиснює хлороводень до вільного хлору.

Оксид ренію (VI) ReO_3 можна добути нагріванням Re_2O_7 з ReO_2 або з металічним ренієм. Оксид ReO_3 не розчиняється у кислотах і розведених розчинах лугів. У концентрованих лугах ReO_3 розчиняється з утворенням *ренатів* складу $\text{Me}^{+1}_2\text{ReO}_4$, які швидко окиснюються киснем повітря до перренатів.

При взаємодії з сіркою технецій утворює один сульфід складу Tc_2S_7 , а реній – ReS_2 і Re_2S_7 . Ці сполуки малорозчинні у воді, тому осаджуються при дії сірководню на підкислені розчини солей Tc (VII), Re (VII) та Re (VII) відповідно. Також їх можна добути при взаємодії сірководню з розчинами перренатної і пертехнатної кислот:



Сульфіди Tc_2S_7 та Re_2S_7 розчиняються лише в кислотах-окисниках з утворенням відповідно пертехнатної і перренатної кислот:



Із сульфідів ренію стійкішим є ReS_2 .

При переході від Мангану до Ренію зростає здатність елементів до утворення координаційних сполук з нейтральними лігандами. Зокрема, добуто карбоніли $[\text{Mn}(\text{CO})_5]_2$, $[\text{Tc}(\text{CO})_5]_2$, $[\text{Re}(\text{CO})_5]_2$, стійкість яких підвищується при переході від мангану до ренію.

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. – 639с.: 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. 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.

8. 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.
9. 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.
10. 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. Іванов; [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.
11. 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.
12. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – Москва: Высш. шк., 1997. – 527 с.
13. Самостійна робота студентів при вивченні хімії: навч. посіб. / Ю.В. Ліцман, Л.І. Марченко, С.Ю. Лебедєв.– Суми: Сумський державний університет, 2011. – 349 с. ISBN 978-966-657-338-7.
14. 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.
15. 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.
2. Розповсюдженість та знаходження у природі. Основні мінерали.
3. Принципи отримання металів. Алюмотермічне відновлення піролюзиту.
4. Фізичні властивості металів.
5. Хімічні властивості простих речовин. Хімічна активність в ряду Манган – Реній. Відношення до кисню, води, кислот, лугів.
6. Оксиди Мангану (II, III, IV, VII). Стійкість, кислотно-основні і оксидаційно-відновні властивості. Відношення до води, кислот, лугів. Принципи отримання. Ренію (VII) оксид. Стійкість. Кислотно-основні властивості. Оксиди Технецію. Гаусманіт та інші змішані оксиди Мангану.
7. Гідроксиди Мангану. Стійкість. Кислотно-основні і оксидаційно-відновні властивості. Принципи отримання.
8. Солі Мангану (II). Відновні властивості. Солі Мангану (III, IV). Манганіти. Отримання, властивості. Оксидаційно-відновні реакції за участю Мангану (IV). Сполуки Мангану (V) – гіпоманганати. Солі Мангану (VI). Манганати. Стійкість в сухому стані і в розчині. Оксидаційно-відновні властивості. Солі Мангану (VII). Перманганати. Методи отримання, фізичні властивості. Оксидаційні властивості перманганатів в кислому, лужному і нейтральному середовищах.
9. Застосування елементів підгрупи Мангану та їх сполук.