

Лекція. 25.

Тема. Елементи ІІВ групи Періодичної системи.

Мета. Розглянути електронну будову атомів хімічних елементів ІІВ 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.

Третя група Періодичної системи елементів складається з двох підгруп: А-підгрупи – Бор, Алюміній, Галій, Індій, Талій, і В-підгрупи – Скандій, Ітрій, Лантан, Актиній. Сюди ж входить родина лантаноїдів та актиноїдів. ІІА група містить неметали та метали. Елементи В-підгрупи ІІ групи є металами. 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 побічної підгрупи ІІ групи.
2. Хімічні властивості елементів підгрупи Скандію.
3. Огляд властивостей елементів родини лантаноїдів.
4. Огляд властивостей елементів родини актиноїдів.

Зміст лекції.

1. Загальна характеристика елементів В-підгрупи ІІ групи

До побічної підгрупи ІІ групи належать Скандій Sc, Ітрій Y, Лантан La і лантаноїди, Актиній Ac і актиноїди. Ця підгрупа є найбільшою за кількістю елементів.

Атоми елементів підгрупи Скандію є першими в своїх періодах *d*-елементами і містять на передостанньому ($n-1$) *d*-підрівні по одному електрону. У зовнішньому шарі знаходиться 2 *s*-електрони. У лантаноїдів та актиноїдів відбувається забудова третього з кінця ($n-2$) *f*-підрівня. Оскільки на зовнішньому електронному рівні всі ці елементи містять малу кількість електронів, то елементи побічної підгрупи ІІ групи є металами.

Наявність лише одного електрона на передостанньому *d*-підрівні і двох на зовнішньому *s*-підрівні зумовлює у Скандію та його аналогів Ітрію і Лантану один стабільний ступінь окиснення +3.

Від Скандію до Ітрію та Лантану збільшується стійке координаційне число для цих атомів. Так, якщо для Скандію характерне КЧ 6, то для Ітрію і Лантану воно становить відповідно 8 і 9. Ця помітно виражена тенденція до виявлення високих координаційних чисел – основна відмінність стереохімії *d*-елементів 5- і 6-го періодів від стереохімії *d*-елементів 4-го періоду. У міру збільшення числа валентних електронів і числа вільних валентних орбіталей в атомі тенденція до збільшення величини стійких координаційних чисел посилюється.

Чотирнадцять *f*-елементів із протонними числами від 58 до 71, що розміщені в періодичній системі після Лантану, дуже подібні один до одного за своїми фізичними і хімічними властивостями. Ці елементи утворюють родину *лантаноїдів*. Лантаноїди разом з елементами підгрупи Скандію називають також *рідкісноземельними елементами* (*рідкісноземельними металами*). Лантаноїди часто позначають загальним символом Ln, а рідкісноземельні елементи (метали) – РЗЕ (або РЗМ).

Чотирнадцять *f*-елементів із протонними числами від 90 до 103, що розміщені в періодичній системі після Актинію і характеризуються дуже подібними властивостями, називаються актиноїдами і також становлять окрему родину.

2. Хімічні властивості елементів підгрупи Скандію.

Вміст елементів побічної підгрупи III групи у земній корі досить невеликий: Sc – $6 \cdot 10^{-4}$, Y – $2,8 \cdot 10^{-3}$, La – $1,3 \cdot 10^{-3}$, Ac – $5 \cdot 10^{-9}$. Ці елементи трапляються тільки у вигляді сполук і всі разом. Найважливішим мінералами рідкісноземельних металів є *монацит* – ортофосфати РЗЕ і Торію (Ln,Th)PO₄, *бастнезит* – фторокарбонат РЗЕ (Ce,La)CO₃F. Відомо також багато інших мінералів, що містять РЗЕ та Скандій.

Вважається, що РЗЕ в живих організмах виконують таку саму роль, як і Кальцій. У ґрунті їх вміст досягає 0,24%, з ґрунтів РЗЕ надходять у рослини (підвищений їх вміст виявлено у цукровому буряку, чорниці, люпині, різних водоростях). Ці елементи потрапляють в організми людини і тварин з рослинною їжею. Скандій виявлено у мозку людини. У крові, кістках і молоці тварин виявлено, крім Скандію, лантанойди.

Добування. Переробка руд з метою добування чистих металів РЗЕ дуже складна, вона пов'язана з трудомісткими операціями – збагаченням руд і наступною їх переробкою різними хімічними методами з метою отримання як проміжних продуктів оксидів Me₂O₃ або галогенідів MeF₃.

Металічні Sc, Y і La отримують металотермічним відновленням сполук Me₂O₃ або MeCl₃ магнієм. Іноді для добування цих металів застосовують електроліз розплавів їхніх фторидів або хлоридів.

Оскільки відокремити лантан від інших РЗЕ досить складно, то часто отримують сплав усіх рідкісноземельних металів, в якому переважають лантан і церій. Такий матеріал є сумішшю металів, тому його називають *мішметалом*.

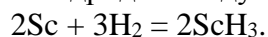
Фізичні властивості і застосування. Ітрій, лантан і актиній – це сріблясто-білі метали, скандій має жовтуватий відтінок. Скандій та ітрій на повітрі досить стійкі, а лантан і актиній швидко тьмяніють, вкриваючись плівкою гідроксидів. Всі ці метали характеризуються ковкістю, низькою твердістю та високими температурами плавлення (від 920 °C для La до 1539 °C для Sc). Вони є парамагнетиками, мають добру тепло- та електропровідність. Найвищу електропровідність має скандій, нижчу – ітрій та лантан.

Метали підгрупи Скандію мають широке застосування в техніці. Вони є компонентами багатьох сплавів. Ітрій, що має малий поперечний перетин захоплення теплових нейтронів, використовується як компонент конструкційних матеріалів ядерних реакторів. Невеликі добавки мішметалу (~0,4%) до ніхрому значно збільшують термін його експлуатації.

Оксиди скандію, ітрію і лантану використовують як каталізатори. Оксид ітрію є вогнетривким матеріалом, його використовують як компонент керамічних виробів, що витримують нагрівання до 2200 °C.

Сполуки Sc, Y і La застосовують як люмінофори і активатори в кольоровому телебаченні. До складу деяких лазерних матеріалів входить Ітрій.

Хімічні властивості. Як уже зазначалось, у сполуках елементи підгрупи Скандію виявляють ступінь окиснення +3. Прості речовини скандій та його аналоги за хімічною активністю поступаються лише лужним і лужноземельним металам. У ряду Sc–Y–La–Ac активність елементів помітно зростає. Під час нагрівання всі ці метали здатні сполучатися з більшістю неметалів, а при сплавланні – з металами. При нагріванні до 300-400 °C вони взаємодіють навіть з воднем, утворюючи гідриди складу MeH₂ і MeH₃:



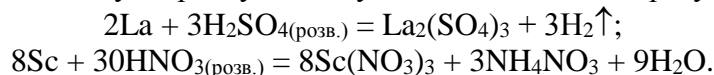
Гідриди елементів підгрупи Скандію стійкі і мають сольовий характер.

У ряду електрохімічних потенціалів скандій та його аналоги розміщені далеко попереду водню, тому лантан вже за кімнатної температури здатний розкласти воду з виділенням водню:



Завдяки наявності на поверхні захисної оксидної плівки скандій з водою не реагує.

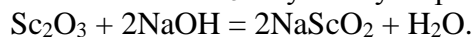
Всі елементи підгрупи Скандію взаємодіють з кислотами-неокисниками з виділенням водню, а розведену нітратну кислоту відновлюють до нітрату амонію:



У воді добре розчиняються нітрати, сульфати, галогеніди (крім фторидів EF_3) елементів підгрупи Скандію, погано розчиняються – гідроксиди, карбонати, фосфати, силікати, фторосилікати тощо.

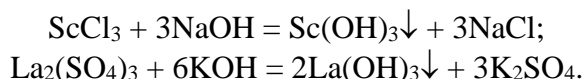
При нагріванні на повітрі Sc, Y, La і Ac легко займаються, утворюючи оксиди E_2O_3 ; під час горіння цих металів в атмосфері кисню виділяється велика кількість теплоти (наприклад, внаслідок згорання 1 моль атомів Лантану виділяється 928 кДж теплоти). Отримати оксиди цих елементів можна також шляхом прожарювання відповідних гідроксидів $\text{E}(\text{OH})_3$.

У ряду Sc–Y–La–Ac основні властивості оксидів зростають. Sc_2O_3 виявляє деякі ознаки амфотерності. Так, при сплавленні Sc_2O_3 з лугами утворюються метаскандіати:



Оксиди Y_2O_3 і La_2O_3 майже не виявляють амфотерних властивостей.

Гідроксиди елементів підгрупи Скандію утворюються під час взаємодії розчинних солей $\text{E}(\text{III})$ з лугами:



У ряду $\text{Sc}(\text{OH})_3$ – $\text{Y}(\text{OH})_3$ – $\text{La}(\text{OH})_3$ – $\text{Ac}(\text{OH})_3$ посилюються основні властивості гідроксидів і зростає їх розчинність у воді. Так, $\text{Sc}(\text{OH})_3$ – амфотерний, а $\text{La}(\text{OH})_3$ – досить сильна основа. Солі Скандію значною мірою гідролізують у водних розчинах, а солі Лантану не гідролізують. Подібність $\text{Sc}(\text{OH})_3$ до $\text{Al}(\text{OH})_3$ виявляється у реакції, яка відбувається у водному розчині:



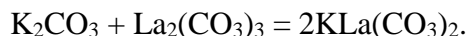
У ряду ScF_3 – YF_3 – LaF_3 – AcF_3 посилюються основні властивості галогенідів. Утворювати комплексні галогеніди здатний лише ScF_3 , для якого відомі фтороскандіати $\text{Me}_3^{+1}[\text{ScF}_6]$, $\text{Me}_2^{+1}[\text{ScF}_5]$, $\text{Me}^{+1}[\text{ScF}_4]$.

При нагріванні скандію та його аналогів утворюються сульфіді складу E_2S_3 . Під час взаємодії металів підгрупи Скандію з азотом утворюються нітриди EN . Нітриди ітрію і лантану розкладаються водою:



Взаємодією оксиду лантану La_2O_3 з вуглецем за високої температури добуто карбід лантану LaC_2 , який розкладається водою з утворенням гідроксиду лантану, водню, ацетилену та інших вуглеводнів.

Подібно до Алюмінію, Скандій та його аналоги утворюють подвійні солі. Цим пояснюється розчинення карбонатів скандію та його аналогів в насичених розчинах карбонатів лужних металів і амонію:



Sc, Y, La і Ac здатні до комплексоутворення. В межах підгрупи їх координаційні числа зростають від 6 для Sc до 8 і 9 для Y та La. Так, у кристалогідратах і водних розчинах існують аквакомплекси $[\text{Sc}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{Y}(\text{H}_2\text{O})_8]^{3+}$, $[\text{La}(\text{H}_2\text{O})_9]^{3+}$.

3. Огляд властивостей елементів родини лантаноїдів

Загальна характеристика. До родини лантаноїдів належать f -елементи: Церій Ce, Празеодим Pr, Неодим Nd, Прометій Pm, Самарій Sm, Європій Eu, Гадоліній Gd, Тербій Tb, Диспрозій Dy, Гольмій Ho, Ербій Er, Тулій Tm, Ітербій Yb і Лютецій Lu. Атоми цих елементів характеризуються заповненням $4f$ -підрівня третього з кінця рівня і містять однакові кількості електронів на зовнішньому ($6s^2$) електронному рівні; в атомах більшості лантаноїдів однаковою є будова передостаннього шару ($5s^25p^6$). Хімічні і спектроскопічні дослідження показали, що хоча енергетичні стани $4f$ і $5d$ досить близькі, проте для лантаноїдів $4f$ -стан атомів виявляється все ж енергетично вигіднішим. Тому в їхніх атомах $5d$ -електрони переходять в $4f$ -стан. “Провалування” електрона не характерне тільки для Gd (конфігурація $4f^75d^16s^2$) і Lu ($4f^{14}5d^16s^2$). Завершується $4f$ -підрівень в атомі Ітербію.

Наявність конфігурацій f^7 (Eu, Gd) і f^{14} (Yb, Lu) зумовлена їхньою стійкістю, вони відповідають укомплектуванню $4f$ -підрівня електронами наполовину і повністю.

За характером заповнення $4f$ -підрівня лантаноїди поділяють на підродини: підродину Церію (Ce–Gd) і підродину Тербію (Tb–Lu). В атомах елементів підродини Церію, відповідно до правила Гунда, $4f$ -підрівень заповнюється по одному електрону на кожній орбіталі, в атомах елементів підродини Тербію відбувається заповнення орбіталей $4f$ -підрівня другим електроном. Додатковий електрон надстійкої конфігурації f^7 (у Gd) і f^{14} (у Lu), як і у атомі La, перебуває на d -підрівні.

Лантаноїди дуже подібні до Скандію та його аналогів. Це пояснюється тим, що в разі незначного збудження один із $4f$ -електронів (рідше два) переходить у $5d$ -стан. Отже, властивості лантаноїдів, в основному, визначають $5d^16s^2$ -електрони і для них характерним ступенем окиснення є +3. Інші $4f$ -електрони на хімічні властивості більшості лантаноїдів не впливають.

Враховуючи стійкість $4f^0$ -, $4f^7$ - та $4f^{14}$ -конфігурацій, елементи Eu ($[Xe]4f^76s^2$) та Yb ($[Xe]4f^{14}6s^2$) можуть виявляти ступінь окиснення +2, а Ce ($[Xe]4f^26s^2$) та Tb ($[Xe]4f^96s^2$) – навіть +4.

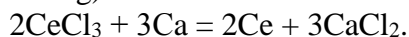
Із зростанням протонного числа атомів елементів родини лантаноїдів деякі їхні властивості змінюються монотонно, а деякі – періодично (радіуси атомів, енергії іонізації). Монотонна зміна властивостей пояснюється *лантаноїдним стисненням* – поступовим зменшенням у ряду Ce^{3+} – Lu^{3+} іонних радіусів.

Поширеність у природі і добування. Лантаноїди дуже розсіяні у природі, проте за вмістом у земній корі не поступаються таким елементам як Йод, Стибій, Купрум. Сумарний вміст РЗЕ у земній корі становить 0,016%. Відомо близько 250 мінералів, що містять лантаноїди. Лантаноїди з парними порядковими номерами поширені більше, ніж елементи з непарними номерами. Найпоширенішими є Церій, Неодим, Гадоліній, найрідкіснішими – Гольмій, Тулій, Лютецій.

Добування і розділення лантаноїдів пов’язане із значними труднощами, оскільки ці елементи у природі трапляються завжди разом, і їх сполуки дуже подібні за властивостями. Раніше для їх розділення використовували фракційну кристалізацію, яка ґрунтувалася на дещо різній розчинності солей. Щоб отримати чисті елементи, доводилось проводити тисячі операцій з виділення кристалів. Зараз сполуки РЗЕ розділяють, пропускаючи розчин солей лантаноїдів крізь колонку, заповнену катіонітом. Цей метод ґрунтується на різній здатності іонів РЗЕ до комплексоутворення, що зумовлена відмінністю їхніх іонних радіусів. Із зменшенням радіусів іонів зростає стійкість комплексів Ln (III) з H_2O . Тому катіоніт гірше адсорбує гідратовані іони важких лантаноїдів. Ступінь розділення можна підвищити шляхом додавання до розчину комплексоутворювачів, зокрема органічних кислот.

Найлегше вилучити із суміші церій, оскільки, на відміну від інших РЗЕ, сполуки Ce (IV), які можна отримати окисненням сполук Ce (III) персульфатом, стійкі.

У вільному стані лантаноїди добувають металотермічним відновленням фторидів або хлоридів РЗЕ (відновник Ca або Mg):



Лантаноїди підродини Церію також можна добути електролізом розплаву LnCl_3 з додаванням NaCl , KCl або CaCl_2 , лантаноїди підродини Тербію – електролізом розплаву LnCl_3 з рідким катодом із цинку або кадмію.

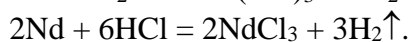
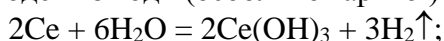
Фізичні властивості і застосування. Лантаноїди у вільному стані – це тугоплавкі сріблясто-білі метали (празеодим і неодим злегка жовтуваті). Лантаноїди ковкі, мають порівняно невисоку твердість, за електропровідністю подібні до ртуті. Лантаноїди швидко окиснюються при зберіганні у вологому повітрі, проте у компактному вигляді досить стійкі до дії сухого повітря. З огляду на високу хімічну активність, такі метали як Ce, Pr, Nd, Sm, Eu доцільно зберігати під шаром інертного масла.

Рідкісноземельні метали в останні роки знаходять широке застосування. Їх застосовують як легуючі компоненти для покращення механічних властивостей різних сплавів. Наприклад, із сталі, що містить до 6% церію, виготовляють хірургічні інструменти, з магнієвих сплавів з добавками Ln – деталі літаків та ракет. Ці метали застосовують у вакуумній техніці, в радіо- та електротехніці, атомній енергетиці.

Оксиди РЗЕ застосовують як каталізатори в органічному та неорганічному синтезах. Завдяки високій температурі плавлення оксиди, нітриди, сульфіди і карбіди РЗЕ використовують для виготовлення вогнетривкої кераміки.

Хімічні властивості. Лантаноїди – дуже активні метали, які за реакційною здатністю поступаються лише лужним і лужноземельним металам. У вологому повітрі вони тьмяніють, покриваючись плівкою оксиду Ln_2O_3 (церій – CeO_2). При нагріванні до 200–400 °C вони самозаймаються на повітрі і згоряють з утворенням суміші оксидів і нітридів. Церій у порошкоподібному стані *пірофорний*, тобто самозаймається на повітрі за кімнатної температури.

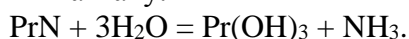
В електрохімічному ряду напруг лантаноїди розташовані далеко попереду водню, тому вони активно витісняють водень з води (особливо гарячої) і кислот:



У лугах лантаноїди не розчиняються. У розчинах HF і H_3PO_4 вони також стійкі, внаслідок утворення на їх поверхні захисної плівки із нерозчинних солей.

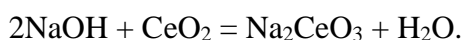
Лантаноїди взаємодіють з галогенами, а при нагріванні – з азотом, сіркою, силіцієм, фосфором, воднем, вуглецем. З металами вони утворюють інтерметалічні сполуки, наприклад CeAl , Ce_3Al , CeMg_3 , PrCu_2 , CeCu_2 тощо.

Гідриди лантаноїдів мають склад LnH_2 або LnH_3 . Нітриди лантаноїдів, подібно до нітридів лужних і лужноземельних металів, розкладаються водою з утворенням відповідного гідроксиду і виділенням аміаку:



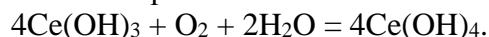
Оксиди Ln_2O_3 виявляють переважно основні властивості. Оксиди легких РЗЕ взаємодіють з водою з утворенням гідроксидів, а оксиди важких РЗЕ з водою практично не взаємодіють. Ln_2O_3 добре розчиняються у хлоридній та нітратній кислотах, але втрачають хімічну активність після прожарювання (аналогічно до Al_2O_3). З лугами не взаємодіють.

Амфотерні властивості виявляє оксид Церію (IV) CeO_2 , який при сплавленні з лугами утворює церати:

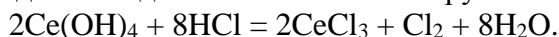


Гідроксиди лантаноїдів $\text{Ln}(\text{OH})_3$ у воді малорозчинні, їх можна добути із відповідних солей РЗЕ за реакцією обміну з лугами. При переході від Ce^{3+} до Lu^{3+} дещо послаблюється основний характер гідроксидів, зменшуються термічна стійкість та розчинність гідроксидів. Подібно до $\text{Sc}(\text{OH})_3$ гідроксид лютецію (III) $\text{Lu}(\text{OH})_3$ виявляє амфотерні властивості.

Також амфотерні властивості має гідроксид церію (IV). $\text{Ce}(\text{OH})_4$ легко утворюється окисненням $\text{Ce}(\text{OH})_3$ навіть киснем повітря:



Слід зазначити, що сполуки церію (IV) є досить сильними окисниками, наприклад можуть окиснювати хлороводень з виділенням вільного хлору:



Перехід $\text{Ce}(\text{III})$ в $\text{Ce}(\text{IV})$ найлегше відбувається у лужному середовищі:



У ступені окиснення +2 найстійкішими є сполуки Європію та Ітербію, які за хімічними властивостями нагадують елементи підгрупи Кальцію.

4. Огляд властивостей елементів родини актиноїдів

Актиноїди, подібно до лантаноїдів, об'єднують родину з 14 f -елементів, подібних за властивостями: Торій Th, Протактиній Pa, Уран U, Нептуній Np, Плутоній Pu, Америцій Am, Кюрій Cm, Берклій Bk, Каліфорній Cf, Ейнштейній Es, Фермій Fm, Менделевій Md, Нобелій No, Лоуренсій Lr. У цих елементів відбувається заповнення електронами третього з кінця $5f$ -підрівня. На зовнішньому рівні всі актиноїди містять по два s -електрони, а на передостанньому – 0, 1 або 2 d -електрони.

У атомах елементів від Th до Cm $6d$ - і $5f$ -стани електронів енергетично близькі, тому ці актиноїди виступають як d - і як f -елементи і виявляють змінні ступені окиснення (від +3 до +7).

У міру заповнення $5f$ -підрівня електронні конфігурації атомів стабілізуються і перехід $5f$ -електронів в $6d$ -стан стає менш енергетично вигідним. Тому елементи від Берклію до Лоуренсія поводять себе як типові f -елементи, і за властивостями вони дуже подібні до лантаноїдів.

З актиноїдів краще за інші вивчені Торій, Протактиній, Уран, Нептуній і Плутоній. Елементи підродини Берклію вивчають на надзвичайно малих кількостях, що обчислюються мільйонними частками грама, і їх сполуки у вільному стані поки не отримані. Всі актиноїди радіоактивні.

Уран, Торій і Протактиній трапляються у природі, у мізерних кількостях трапляються Нептуній і Плутоній. Всі інші актиноїди в природі не існують, вони були добуті штучно за допомогою ядерних перетворень.

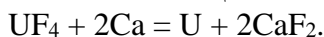
Вміст Урану у земній корі становить $3 \cdot 10^{-4} \%$, Торію – $8 \cdot 10^{-4} \%$, Протактинію – $8 \cdot 10^{-11} \%$. Перші два елементи належать до розсіяних, Протактиній – до рідкісних.

Уран завжди міститься в гранітах (~0,004 %), трапляється у вигляді мінералів ураніту, карнотиту. Торій трапляється в мінералах торіаніті ThO_2 , ториті ThSiO_4 , монациті тощо.

У природі існує кілька нуклідів Урану: ^{238}U (99,2739 %), ^{235}U (0,7204 %) і ^{234}U (0,0057 %). Найбільший період піврозпаду має ^{238}U ($4,51 \cdot 10^9$ років).

Добування. Для добування урану спочатку збагачують руду. Добутий концентрат, що містить оксиди урану, обробляють сульфатною кислотою і оксидом мангану (IV). Утворений сульфат уранілу UO_2SO_4 екстрагують з розчину. Іноді з руди добувають сполуку $\text{UO}_2(\text{NO}_2)_2$, внаслідок термічного розкладання якої утворюється суміш оксидів UO_2 і U_3O_8 , які відновлюють воднем.

Для отримання металічного урану на UO_2 за температури 500°C діють фтороводнем; UF_4 , що при цьому утворюється, відновлюють кальцієм або магнієм:



Так само добувають торій. Також уран і торій добувають електролізом розплавів їх комплексних фторидів (переважно KUF_5). Світовий видобуток урану сягає 100 тис. тонн на рік.

Плутоній утворюється у ядерних реакторах з ^{238}U внаслідок захоплення ядрами його атомів швидких нейтронів.

Фізичні властивості і застосування. Актиноїди у вільному стані – це сріблясто-білі метали, мають високу густину ($11\text{--}20\text{ г/см}^3$), відносно високі температури плавлення ($640\text{--}2000\text{ }^\circ\text{C}$). Всі вони м'які, пластичні, уран можна різати ножом. З нагрітого торію, який за твердістю подібний до м'якої сталі, можна викувувати листи, витягувати дріт.

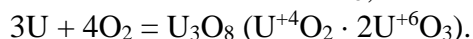
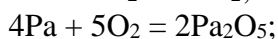
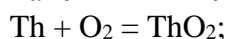
Найбільше практичне значення мають торій, уран і плутоній. Торій застосовують у ядерній техніці. Його використовують як легуючий компонент сплавів (магнієво-цинкових, нікелевих, кобальтових тощо). Оксид торію ThO_2 – найбільш вогнетривкий із стійких проти окиснення матеріалів. Також цю сполуку використовують як каталізатор.

Для атомної енергетики важливим є уран, особливо його ізотоп ^{235}U , вміст якого у природній руді становить лише $0,72\%$. Уран-235 має великий поперечний переріз захоплення теплових нейтронів; поглинаючи нейтрони, він зазнає розпаду з виділенням величезної кількості енергії (внаслідок розпаду 1 кг урану-235 виділяється $20\text{ млн. кВт}\cdot\text{год}$ енергії). З урану-238 добувають плутоній-239, який також використовують у ядерних реакторах. Оскільки відокремити плутоній від урану можна хімічними методами, що значно простіше, ніж розділення ізотопів Урану, тому плутоній-239 приблизно вдвічі дешевший за уран-235

Хімічні властивості. Всі актиноїди – хімічно активні метали. На відміну від лантаноїдів, актиноїди значно легше утворюють сполуки, в яких вони мають ступені окиснення вищі, ніж $+3$.

Більшість актиноїдів виявляють змінні ступені окиснення, але найстійкішими є такі: Торій $+4$ (може виявляти $+2$ і $+3$), Протактиній і Нептуній $+5$, Уран $+6$ (може $+4$), Плутоній $+4$ (відомі сполуки в CO від $+3$ до $+7$), Америцій і всі інші $+3$.

Оксиди актиноїдів утворюються при безпосередній взаємодії їх з киснем. Для деяких актиноїдів відомо по кілька оксидів: E_2O_3 , EO_2 , E_2O_5 , EO_3 . Для всіх актиноїдів оксиди E_2O_3 , EO_2 , E_2O_5 – основні, а EO_3 – амфотерні. При згорянні актиноїдів у кисні, утворюються сполуки, що відповідають найстійкішим ступеням окиснення:



Більшість оксидів E_2O_3 добре розчиняються у воді з утворенням основ. Гідроксиди $\text{E}(\text{OH})_3$ малорозчинні у воді, за силою подібні до гідроксидів лантаноїдів.

Оксид торію ThO_2 має основні властивості, у воді не розчиняється, але розчиняється при нагріванні у концентрованій H_2SO_4 або у суміші HNO_3 і HF . При дії лугів на розчинні солі Торію (IV) випадає білий осад гідроксиду $\text{Th}(\text{OH})_4$, який є основою середньої сили.

Торій утворює численні комплексні сполуки, в яких лігандами виступають молекули води, іони F^- , NO_3^- , SO_4^{2-} .

Уран при нагріванні до $200\text{ }^\circ\text{C}$ в атмосфері кисню або на повітрі утворює коричневий оксид UO_2 та змішаний оксид U_3O_8 чорно-зеленого кольору. Оксид UO_2 – основний, за властивостями подібний до ThO_2 , йому відповідає основа $\text{U}(\text{OH})_4$. Сполуки урану (IV) у підкислених водних розчинах легко окиснюються до яскраво-жовтих солей уранілу – сполук урану (VI).

У водних розчинах уран (VI) утворює катіон UO_2^{2+} – ураніл-іон. Відомо багато солей уранілу, наприклад сульфат UO_2SO_4 і нітрат $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2$. Гідроксид уранілу $\text{UO}_2(\text{OH})_2$ – амфотерна сполука. При взаємодії з кислотами $\text{UO}_2(\text{OH})_2$ утворює солі уранілу, а при сплавленні з лугами – уранати $\text{Me}_2^{+1}\text{UO}_4$, у водних розчинах утворюються діуранати $\text{Me}_2^{+1}\text{U}_2\text{O}_7$.

Добуто два оксиди протактинію: чорний PaO_2 і білий Pa_2O_5 . Обидва оксиди основні. Легше утворюється Pa_2O_5 , йому відповідає слабка малорозчинна основа $\text{Pa}(\text{OH})_5$.

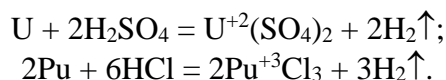
Під час нагрівання плутонію з киснем утворюється жовто-коричневий оксид PuO_2 .

Актиноїди легко сполучаються з галогенами, утворюючи галогеніди складу EG_3 і EG_4 . Для урану відомо гексафторид UF_6 , який у воді гідролізує з утворенням фториду уранілу UO_2F_2 і HF .

При нагріванні актиноїди взаємодіють з азотом, сіркою, вуглецем. З сіркою вони утворюють сульфіді складу E_2S_3 і ES_2 , з вуглецем – карбіді складу EC , EC_2 , а уран ще й U_2C_3 .

У високодисперсному стані Th, U і Pu активно поглинають водень, утворюючи нестехіометричні металопоподібні сполуки, які за складом наближаються до EH_3 .

У ряду електрохімічних потенціалів актиноїди розміщені далеко попереду водню, тому взаємодіють з водою і кислотами. Вони легко розчиняються у кислотах-неокисниках з виділенням водню і утворенням відповідних солей у нижчих ступенях окиснення металу:



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. 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. 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.
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 і йонних радіусів та енергії йонізації по групі. Валентність і ступінь оксидації атомів. Підродини Церію (La, Ce – Sm) і Ітрію (Y, Eu – Lu).
2. Розповсюдженість та форми знаходження в природі. Мінерал монацит – основна сировина для виробництв рідкісноземельних елементів церієвої підгрупи. Мінерал ксенотим – джерело елементів ітрієвої підгрупи.
3. Методи отримання металів.
4. Фізичні властивості.
5. Хімічні властивості. Особливості хімії Скандію. Відношення металів до кисню, води, кислот, водню, інших неметалів. Хімічні властивості Урану.
6. Оксиди. Хімічні властивості. Зміна кислотно-основних властивостей оксидів в ряду Скандій – Актиній. Оксиди Урану, їх властивості.
7. Гідроксиди. Методи отримання і фізичні властивості. Зміна розчинності та основності в ряду гідроксидів. Амфотерні властивості Sc(OH)₃. Кислоти Урану. Уранати. Солі уранілу.
8. Застосування сполук елементів підгрупи Скандію, лантаноїдів та актиноїдів.