

Лекція. 22.

Тема. Елементи VIIIА групи Періодичної системи.

Мета. Розглянути електронну будову атомів хімічних елементів VIIIА 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.

Восьма група Періодичної системи елементів складається з двох підгруп: А-підгрупи – Гелій, Неон, Аргон, Криптон, Ксенон, Радон, і В-підгрупи – родини Феруму та платинових металів. А-підгрупу називають благородними газами. Елементи В-підгрупи VIII 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. Способи одержання.
2. Електронна будова та фізичні властивості благородних газів.
3. Хімічні властивості благородних газів.
4. Застосування.

Зміст лекції.

1. Загальна характеристика. Способи одержання.

Благородні гази – гелій, неон, аргон, криптон, ксенон і радон – раніше виділяли в окрему нульову групу. Тепер їх відносять до А-підгрупи VIII групи Періодичної системи.

Цікавою є історія відкриття цих газів. У 1892р. Дж. Релей, вивчаючи густину різних газів, помітив, що 1 л азоту, отриманого хімічним розкладанням сполуки азоту, мав масу 1,251 г, а 1 л азоту, отриманого з повітря – 1,257 г. Ця відмінність у третьому десятковому знаку насторожила вченого на думку, що в азоті, отриманому з повітря, містяться якісь невідомі дотепер гази. Після відділення кисню (пропусканням повітря над розжареною міддю) та азоту (пропусканням над розжареним магнієм) отримали газ у кількості ~ 1% від початкового об'єму повітря. Цей газ не вступав ні в які хімічні реакції і його назвали *аргоном* (*бездіяльним* або *інертним*). Так були відкриті благородні гази. Це відкриття називають “торжеством третього десяткового знака”.

Згодом виявилася, що отриманий газ є сумішшю кількох газів. В цій суміші виявився і *гелій*, лінії якого були виявлені у сонячному спектрі ще у 1868 р. Коли гелій і аргон помістили у нульову групу періодичної системи елементів в порядку зростання їх атомних мас, то виявилось, що між ними є незаповнене місце. це дало поштовх до подальших пошуків. В 1898 р. У. Рамзай і М. Траверс відкрили *криптон* (*прихований*) і *неон* (*новий*). При перегонці суміші благородних газів встановили, що залишок містив ще один інертний газ, який назвали *ксеноном* (*чужий*). У 1899 р. Р.Б. Оуенс, Е. Резерфорд, Е. Дорн і А. Деб'єрі виявили в продуктах розпаду радію ще один інертний газ, який назвали *радоном*. Таким чином, нульова група виявилася повністю заповненою.

В природі благородні гази здебільшого трапляються у складі атмосфери (0,934% мас. Ar, 0,00182 – Ne, 0,000542 – He, 0,000114 – Kr і 0,0000087 % Xe). Крім того, благородні гази містяться у деяких природних газах. Так, на території Північної Америки відомі родовища деяких газів, в яких вміст Гелію досягає 7%.

Гелій – найпоширеніший після Гідрогену елемент космосу, спектральним аналізом доведена його наявність в атмосфері Сонця, зірок, у метеоритах. Ядра атомів Гелію (α -

частинки, ${}^4\text{He}^{2+}$) дуже стійкі і широко використовуються в ядерних реакціях. В промисловості гелій добувають з природних газів способом глибокого охолодження. Газоподібний гелій використовується для створення інертної атмосфери, рідкий – для досягнення наднизьких температур.

Неон добувають одночасно з гелієм у процесі зрідження і розділення повітря на компоненти. Неон використовують в електровакуумній техніці, для заповнення стабілізаторів напруги, фотоелементів та ін. приладів. У різних освітлювальних пристроях застосовують різні типи неонових ламп з характерним червоним світінням.

Аргон – найпоширеніший на Землі з усіх благородних газів. Аргон добувають під час розділення на компоненти рідкого повітря, а також з відходів газів синтезу аміаку. Застосовують аргон у металургійних а хімічних процесах для створення інертної атмосфери, електротехніці, ядерній енергетиці. Гелій та аргон використовують також у газових лазерах.

Ксенон, криптон і радон у природі утворюються внаслідок ядерних перетворень, причому радон не має стабільних ізотопів. Радон утворюється внаслідок радіоактивного розпаду радію і в мізерних кількостях міститься в уранових мінералах і деяких природних водах. Радон використовують у медицині (“радонові ванни” при лікуванні злоякісних пухлин), криптон – у електровакуумній техніці, суміш криптону з ксеноном використовують для наповнення різних ламп.

2. Електронна будова та фізичні властивості благородних газів.

Благородні гази знаходяться у головній підгрупі VIII групи Періодичної системи, тобто закінчують кожен період системи елементів. У зовнішньому електронному шарі всі благородні гази, крім гелію, мають по 8 електронів ($ns^2 np^6$), утворюючи дуже стійку систему. Так само стійкою є електронна оболонка Гелію, яка складається з двох електронів ($1s^2$). Тому атоми благородних газів характеризуються високими значеннями енергій іонізації (від 24,59 eV для He до 10,75 eV у Rn) і негативними значеннями енергій спорідненості до електрону. Їх молекули одноатомні, характеризуються досить малою поляризованістю, хімічно благородні.

Благородні гази – безбарвні, газоподібні за кімнатної температури речовини, з дуже низькими температурами плавлення і кипіння, які є тим нижчими, чим меншою є атомна маса (порядковий номер) інертного газу: найнижча температура зрідження у гелію ($-268,9$ °C), найвища – у радону ($-61,9$ °C). Всі ці гази погано розчиняються у воді (при 20 °C у 1 л води розчиняється 8,8 мл гелію, 10,4 мл неону, 33,6 м аргону). Благородні гази мають порівняно високу електропровідність і при електричному розряді світяться: гелій – жовтим, неон – червоним, аргон – синім, криптон – зеленкувато-синім, ксенон – фіолетовим, радон – яскраво-білим світлом.

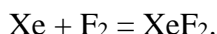
3. Хімічні властивості благородних газів.

До 60-х років XX ст. не були відомі жодні хімічні сполуки благородних газів, крім кристалогідратів (наприклад, $\text{Ar}\cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Kr}\cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Xe}\cdot 6\text{H}_2\text{O}$), які утворюються при дії стиснутих благородних газів на переохолоджену воду, що кристалізується. Ці гідрати належать до типу клатратів (структур включення), при утворенні таких сполук не виникають валентні зв'язки. Утворенню клатратів з водою сприяє наявність численних порожнин у структурі льоду. відомі також досить стійкі клатрати з фенолом та гідрохіноном. Гелій і неон не утворюють клатратів, оскільки їхні атоми мають дуже малі розміри.

У 1962 р. Г.Ш. Бартлетт отримав хімічну сполуку $\text{Xe}[\text{PtF}_6]$ – гексафтороплатинат ксенону, а згодом інші подібні сполуки $\text{Xe}[\text{PtF}_6]_2$, $\text{Xe}[\text{RuF}_6]$, $\text{Xe}[\text{RhF}_6]$ і $\text{Xe}[\text{PuF}_6]$. З цього часу починається бурхливий розвиток хімії ксенону. Відомі також деякі хімічні сполуки

криптону (KrF_2 , $\text{KrF}_2 \cdot 2\text{SbF}_5$). *Гелій, неон та аргон хімічних сполук не утворюють взагалі.*

Для криптону і ксенону відомі сполуки з фтором, де Kr і Xe виявляють ступінь окиснення +2. Фториди цих благородних газів добувають з простих речовин при нагріванні:

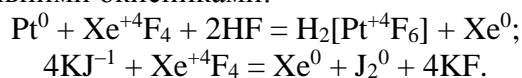


Це досить стійкі, безбарвні тверді речовини. Температура плавлення XeF_2 дорівнює 140°C . Відомі також інші фториди ксенону – XeF_4 (утворюється при нагріванні ксенону з фтором при атмосферному тиску, $T_{\text{плав.}} = 135^\circ\text{C}$) та XeF_6 (утворюється при надлишку фтору та тиску 6МПа, $T_{\text{плав.}} = 49^\circ\text{C}$).

Всі фториди ксенону гідролізують у воді за реакцією диспропорціонування:

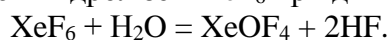


Добуто також фториди KrF_4 , RnF_4 та дифтороксид XeOF_2 . Це тверді, легкі речовини, досить стійкі при кімнатній температурі. Сполуки благородних газів у ступені окиснення +4 є досить сильними окисниками:

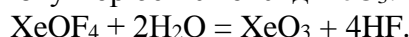


Відомі сполуки Ксенону (VI): гексафторид XeF_6 , оксид ксенону (VI) XeO_3 , тетрафтороксид XeOF_4 , дифтордіоксид XeO_2F_2 та гідроксид ксенону (VI) $\text{Xe}(\text{OH})_6$.

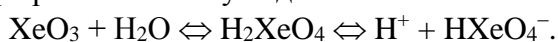
Сполуку XeOF_4 добувають гідролізом XeF_6 при дії вологого повітря:



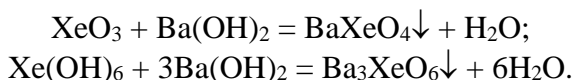
При подальшому гідролізі утворюється оксид XeO_3 :



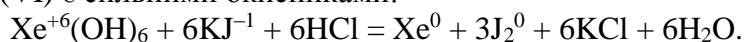
Оксид ксенону (VI), XeO_3 – це тверда речовина, що при кімнатній температурі поступово розкладається на вільний ксенон і кисень, а при нагріванні вибухає. XeO_3 є кислотним оксидом, добре розчиняється у воді:



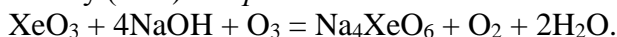
При взаємодії оксиду або гідроксиду ксенону (VI) з лугами утворюються солі ксенонової кислоти – ксенати:



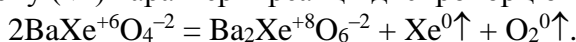
Похідні $\text{Xe}(\text{VI})$ є сильними окисниками:



При дії ж сильніших окисників (озон у лужному середовищі) сполуки Ксенону (VI) переходять у похідні Ксенону (VIII) – перксенати:



Для сполук Ксенону (VI) характерні реакції диспропорціонування:



Іон XeO_4^{2-} – найсильніший з усіх відомих окисників. Добуто й інші сполуки Ксенону (VIII): октафторид XeF_8 , тетраоксид XeO_4 і гексафтороксид XeOF_6 . XeO_4 можна добути дією на перксенат безводної сульфатної кислоти:



Сполука XeO_4 нестійка і поступово розкладається на Xe , XeO_3 і O_2 .

Сполуки Ксенону і Криптону іноді застосовують як окисники і фторувальні агенти в різних реакціях.

4. Застосування.

Благородні гази здатні утворювати хімічні сполуки з флуором і киснем. Ксенону флуориди використовують як енергійні окисники і фторуєчі агенти в ракетному паливі. Гелій використовують при проведенні ядерних реакцій. Значна легкість та негорючість гелію зумовлює його застосування для наповнення аеростатів (замість водню). Аргон використовують для здійснення процесів, що потребують інертного середовища

(плавлення металів, електрозварювання, вивчення кінетики та механізму електродних процесів тощо). Радон дуже токсичний, що пояснюється його радіоактивними властивостями. При розпаді утворює нелеткі радіоактивні продукти (ізотопи полонію, бісмуту та плумбуму), які дуже важко виводяться з організму. Але Rn використовують у медичній практиці: води, до складу яких входить Rn (родонові ванни), застосовують для лікування серцево-судинної, нервової систем, органів дихання і травлення, кісток, суглобів і м'язів, гінекологічних захворювань, порушення обміну речовин тощо.

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.Андрева; 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.Андрева; 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.1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /М.Е.Тамм, Ю.Д.Третьяков; - М.: Издательский центр «Академия», 2004.-240 с. ISBN 5-7695-1446-9.
9. 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.
10. 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.
11. 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.
12. 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.

13. 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.
14. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – Москва: Высш. шк., 1997. – 527 с.
15. 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.
16. 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.
17. 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. Особливості електронної будови атомів благородних газів. Валентність і ступені оксидації. Причини хімічної інертності.
2. Розповсюдження благородних газів в природі.
3. Способи отримання та розділення благородних газів.
4. Фізичні властивості. Особливі властивості гелію: Гелій-I та Гелій-II. Надтекучість гелію.
5. Хімічні властивості благородних газів. Утворення клатратів.
6. Хімія Ксенону. Дифлуорид, тетрафлуорид, гексафлуорид ксенону. Просторова конфігурація молекул. Гіпервалентні зв'язки (трицентрові чотириелектронні зв'язки). Гідроліз флуоридів. Принципи їх отримання.
7. Оксигенвмісні сполуки Ксенону. Триоксид ксенону. Ксенонова кислота. Перксенат-йон. Оксидаційні властивості флуоридних і оксигенвмісних сполук Ксенону.
8. Хімія Криптону.
9. Застосування благородних газів і їх сполук.