

**МІНІСТЕРСТВО ВНУТРІШНІХ СПРАВ УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ВНУТРІШНІХ СПРАВ
КРЕМЕНЧУЦЬКИЙ ЛЬОТНИЙ КОЛЕДЖ**

Циклова комісія технічного обслуговування авіаційної техніки

ТЕКСТ ЛЕКЦІЇ

навчальної дисципліни «Неорганічна хімія»
обов'язкових компонент освітньої-професійної програми першого
(бакалаврського) рівня вищої освіти бакалавр з авіаційного транспорту

Технології робіт та технологічне обладнання аеропортів

за темою 2 – Періодичний закон і періодична система хімічних елементів

Харків 2022

ЗАТВЕРДЖЕНО

Науково-методичною радою
Харківського національного
університету внутрішніх справ
Протокол від 26.09.2022 № 9

СХВАЛЕНО

Методичною радою
Кременчуцького льотного коледжу
Харківського національного
університету внутрішніх справ
Протокол від 19.09.2022 № 2

ПОГОДЖЕНО

Секцією науково-методичної ради
ХНУВС з технічних дисциплін
Протокол від 23.09.2022 № 9

Розглянуто на засіданні циклової комісії технічного обслуговування авіаційної техніки, протокол від 14.09.2022 № 3

Розробник:

1. канд. хім. наук, доцент, спеціаліст вищої категорії, викладач циклової комісії технічного обслуговування авіаційної техніки, Козловська Т. Ф.

Рецензенти:

1. канд. хім. наук, доцент, завідувач кафедри екології та біотехнологій Кременчуцького національного університету імені Михайла Остроградського, професор Новохатько О. В.

2. канд. техн. наук, доцент, викладач циклової комісії природничих дисциплін Кременчуцького льотного коледжу Харківського національного університету внутрішніх справ, викладач-методист, спеціаліст вищої категорії Долударєва Я. С.

План лекції:

1. Явище періодичної зміни властивостей елементів і їхніх сполук на основі уявлень про електронну будову атомів.
2. Електронні і графічні електронні формули атомів s-, p-, d-елементів. Принцип «мінімальної енергії». Збуджений стан атома. Валентні стани елементів. Можливі ступені окиснення неметалічних елементів 2 і 3 періодів.

Рекомендована література:

Основна

1. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : практикум. Київ : Либідь, 2003. 205 с.
2. Кириченко В. І. Загальна хімія : навч. посібн. Київ : Вища школа, 2005. 635 с.
3. Басов В. П., Радіонов В. М. Хімія : навч. посібн. 4-те вид. Київ : Каравела, 2004. 302 с.
4. Бочеров А. Д., Жикол О. А., Красовська М. В. Хімія: Довідник з прикладами розв'язання задач. Харків, 2011. 416 с.
5. Григор'єва В. В., Самійленко В.М., Сич А. М., Голуб О. А. Загальна хімія : підручник для студентів нехімічних спеціальностей вищих навчальних закладів. Київ : Вища школа, 2009. 471 с.
6. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. Част. 1. Київ : Педагогічна преса, 2002. 418 с.
7. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. Част. 2. Київ : Педагогічна преса, 2000. 783 с.

Додаткова

1. Панасенко О. І. та ін. Неорганічна хімія : підручник. Запоріжжя : Запорізький державний медичний університет, 2016. 462 с.
2. Андрійко О. О. Неорганічна хімія біогенних елементів. Київ : НТТУ«КП», 2013. 332 с.
3. Рейтер Л. Г., Степаненко О. М., Басов В. П. Теоретичні розділи загальної хімії. Київ : Каравела, 2012. 303 с.
4. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студентів вищ. навч. закл. / Є. Я. Левітін, А. М. Бризицька, Р. Г. Ключова; за заг. ред. Є.Я. Левітіна. 3-тє вид. Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. 512 с.
5. Гомонай В. І., Мільович С. С. Загальна та неорганічна хімія : підручник для студентів вищих навчальних закладів. Вінниця, 2016. 448 с.

Інформаційні ресурси в Інтернеті

1. Віртуальна читальня освітніх матеріалів для студентів, вчителів, учнів та батьків. URL : <https://subject.com.ua/>

Текст лекції

1. Явище періодичної зміни властивостей елементів і їхніх сполук на основі уявлень про електронну будову атомів.

Електронна будова атома пов'язана з положенням елементів у періодичній системі. Багато які з властивостей елементів періодично змінюються. Розглянемо деякі з них.

Поняття про атомний радіус.

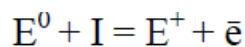
Атомний радіус характеризує міжатомну (між'ядерну) відстань (розміри атомів), він дорівнює половини відстані між ядрами однакових атомів в молекулі чи у кристалі). Це дуже важлива величина, від якої залежать властивості атомів хімічних елементів.

Найважливішими властивостями елементів є **металічність** (металеві властивості) і **неметалічність** (неметалеві властивості).

Металічність - це здатність атомів елемента віддавати електрони.

Кількісною характеристикою металевості елемента є енергія іонізації.

Енергія іонізації атома - це кількість енергії, яка необхідна для відриву електрона від атома елемента (E), тобто для перетворення атома в позитивно заряджений іон:

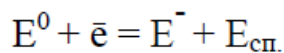


Чим менше енергія іонізації, тим легше атом віддає електрон, тим сильніше металеві властивості елемента.

Неметалічність - це здатність атомів елемента приспівувати електрони.

Кількісною характеристикою неметалічності елемента є **спорідненість до електрону**.

Спорідненість до електрону - це енергія, яка виділяється при приєднанні електрона до нейтральному атома, тобто при перетворенні атома в негативно заряджений іон:



Чим більше спорідненість до електрону, тим легше атом приєднує електрон, тим сильніше неметалеві властивості елемента.

Універсальною характеристикою металічності і неметалічності елементів є електронегативність елемента (EN).

Електронегативність елементу характеризує здатність його атомів притягувати до себе електрони, які беруть участь в утворенні хімічних зв'язків з іншими атомами в молекулі.

Чим більше металічність, тим менше EN . Чим більше неметалічність, тим більше EN .

При визначенні значень відносної електронегативності різних елементів за одиницю прийнята ЕН літію.

Відносна електронегативність елементів

Период	Група																	
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H 2,1																	He
2	Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
3	Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe
6	Cs 0,7	Ba 1,9	La* 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn
7	Fr 0,7	Ra 0,9	Ac** 1,1															

* Лантаноиды: 1,1 – 1,3

** Актиноиды 1,2 – 1,5

Розглянемо, як змінюються деякі характеристики елементів в малих періодах зліва направо:

- Заряд ядер атомів збільшується.
- Число електронних шарів атомів не змінюється.
- Число електронів на зовнішньому шарі атомів збільшується від 1 до 8.
- Радіус атомів зменшується.
- Міцність зв'язку електронів зовнішнього шару з ядром збільшується.
- Енергія іонізації збільшується.
- Спорідненість до електрону збільшується.
- Електронегативність зменшується.
- Металічність елементів зменшується.
- Неметалічність елементів збільшується.

У великих періодах із збільшенням заряду ядер електронна будова атомів змінюється складніше, ніж у малих періодах. Тому і зміна властивостей елементів у великих періодах більш складне.

Розглянемо цю зміну властивостей на прикладі IV періоду. Він починається, як і малі періоди, двома *s*-елементами - K і Ca, в атомах яких на зовнішньому шарі знаходиться відповідно 1 і 2 електрони. Ці елементи мають найбільші радіуси серед всіх елементів 4 періоду, тому електрони зовнішнього шару слабо пов'язані з атомами, і ці елементи є типовими металами. Ці елементи мають найнижчі в 4 періоді значення ЕО. В атомах наступних десяти елементів (від Sc до Zn) відбувається заповнення *d*-підрівня передзовнішнього

шару; на зовнішньому шарі число електронів в атомах усіх цих елементів дорівнює 2 або 1 (Cr, Cu).

Радіуси атомів *d*-елементів мало різняться між собою. Тому *d*-елементи схожі за своїми властивостями - всі вони є металами (але менш активними, ніж K і Ca, які мають менші заряди ядер і великі радіуси атомів).

ЕО всіх *d*-елементів IV періоду змінюється в невеликому інтервалі від 1,3 до 1,9.

В атомах останніх шести елементів IV періоду (від Ga до Kr) заповнюється *p*-підрівень зовнішнього шару, тому кількість електронів на зовнішньому шарі збільшується від 3 до 8. Радіуси атомів цих елементів зменшуються зліва направо. Зменшення радіуса атомів і збільшення числа електронів на зовнішньому шарі є причиною зменшення металевості і збільшення неметалічності елементів зліва направо. ЕО цих елементів змінюється від 1,6 у Ga до 2,8 у Br.

Розглянемо, як змінюються деякі характеристики елементів у головних підгрупах зверху вниз:

- Число електронних шарів атомів збільшується;
- Число електронів на зовнішньому шарі атомів однаково;
- Радіус атомів збільшується;
- Міцність зв'язку електронів зовнішнього шару з ядром зменшується;
- Енергія іонізації зменшується;
- Спорідненість до електрону зменшується;
- Електронегативність зменшується;
- Металічність елементів збільшується;
- Неметалічність елементів зменшується.

У малих періодах закономірно змінюється вища валентність елементів: у другому періоді від I у Li до V у N, у третьому періоді від I у Na до VII Cl.

У великому четвертому періоді вища валентність збільшується від I у K до VII у Mn; у наступних елементів вона знижується до II у Zn, а потім знову збільшується від III у Ga до VII у Br. Періодична зміна вищої валентності пояснюється періодичним зміною числа валентних електронів в атомах.

Валентні електрони - це електрони, які можуть брати участь в утворенні хімічних зв'язків.

В атомах *s*- і *p*-елементів валентними є, як правило, всі електрони зовнішнього шару. В атомах *d*-елементів валентними є електрони зовнішнього шару (2 або 1), а також всі або деякі *d*-електрони передзовнішнього шару. Число валентних електронів для більшості елементів дорівнює номеру групи.

Взаємозв'язок між розміщенням елементів у періодичній системі та їх властивостями

Кожен елемент в періодичній системі займає постійне, чітко визначене місце, за яким можна безпомилково впізнати:

- а) заряд ядра атома;
- б) число електронів;
- в) число енергетичних рівнів.

Між розміщенням елемента в періодичній системі і властивостями утворених ним речовин існує зв'язок

Розглянемо залежність на прикладі елементів третього періоду (табл. 1).

Таблиця 1

Елементи третього періоду і деякі їх характеристики

Знак елемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Порядковий номер	11	12	13	14	15	16	17	18
Ar	23	24	27	28	31	32	35,5	40
Формула простої речовини	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl ₂	Ar
	метали			неметали				
Формула вищого оксиду	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	-
Формула гідроксиду	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	
Валентність у вищому оксиді	1	2	3	4	5	6	7	-
Хімічні властивості оксидів та гідроксидів	основні		амфотерні	кислотні				
Летка сполука з воднем	-	-	-	SH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl	-
Валентність в сполуці з воднем				4	3	2	1	
Загальне в будові атома	Електронна оболонка має три енергетичних рівня							
Число електронів на зовнішньому рівні	1	2	3	4	5	6	7	8

Якщо продовжимо таблицю за рахунок елементів четвертого періоду, то побачимо, що у наступного після Аргону елемента Калію форми сполук і хімічні властивості різко відрізняються від властивостей галогенів.

Отже, можна зробити висновок, що в періодах із зростанням порядкових номерів елементів простежуються такі зміни:

- металеві властивості простих речовин послаблюються, а неметалеві - посилюються;
- основні властивості оксидів і гідроксидів послаблюються, а кислотні - посилюються;

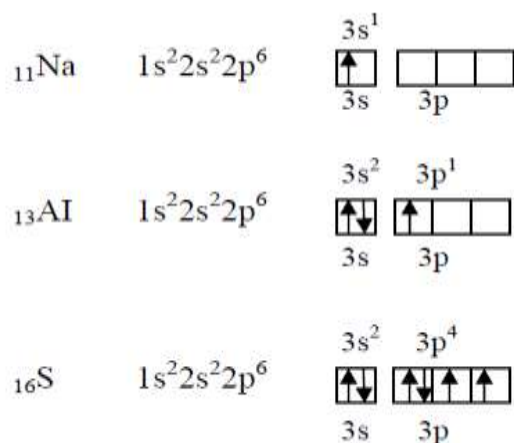
- валентність елементів у оксиду та гідроксиду зростає від 1 до 7;
- валентність неметалів у летючих водневих сполуках зменшується від 4 до 1;
- період завершується інертним хімічним елементом, на який встановлені закономірності не поширюються;
- при переході від одного періоду до іншого спостерігається різкий перехід від неметалічних властивостей елементів до металевих, розмежованих неактивних інертними елементами.

Така залежність між розміщенням елемента в періоді і властивостями утворених ним речовин є спільною для всіх періодів з тією лише різницею, що в малих періодах ці зміни настають швидше, ніж у великих.

Крім розміщення в горизонтальних рядах-періодах, елементи входять до складу вертикальних стовпців - груп. Розглянуті раніше властивості природних сімейств лужних елементів, галогенів і інертних елементів дають вам можливість самостійно зробити висновок, що найактивніші метали розташовані в I групі, тобто на початку періодів, а найактивніші неметали - у групі VII, тобто наприкінці періодів. Кожен період закінчується інертним елементом VIII групи.

Якщо провести уявну лінію через елементи: Берилій, Алюміній, Германій, Олово, Сурма, Свинець, Полоній, яка розділить періодичну систему на 2 частини, то верхня права частина буде містити неметали, нижня ліва - метали, а елементи, які утворюють лінію розділу, - це металеві елементи з амфотерними властивостями оксидів і гідроксидів.

Отже, залежно від того, в якій частині періодичної системи розміщений елемент, його сполуки виявляють основні, кислотні або амфотерні хімічні властивості.



На основі сучасної теорії будови атома вчені пояснюють, що характер хімічних властивостей і його зміна в періодах знаходиться залежно від зміни будови електронних оболонок атомів. Щоб зрозуміти, які відмінності в будові електронних оболонок зумовлюють ослаблення металічних і посилення

неметалічних властивостей, порівняємо електронні формули атомів елементів.

Як бачимо, за кількістю енергетичних рівнів атоми натрію, алюмінію і сірки відмінностей не мають. Однак у кожного з них різне число електронів на зовнішньому енергетичному рівні, яке із збільшенням порядкового номера елемента зростає.

Робимо висновок, що

– *причиною ослаблення металевих і посилення неметалевих властивостей елементів одного періоду є зростання числа електронів на зовнішньому енергетичному рівні.*

– *періодична зміна властивостей хімічних елементів та їх сполук при збільшенні порядкового номера пояснюється тим, що періодично повторюється будова зовнішнього електронного шару в атомах елементів.*

Отже, елементи однієї підгрупи (лужні, галогени або інших сімейств) мають загальні властивості завдяки однаковому будові зовнішнього енергетичного рівня.

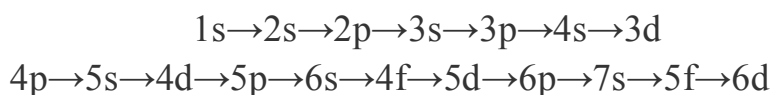
Розглянуті залежності ще раз підтверджують універсальний характер періодичного закону і доводять, що він є фундаментальним законом природи.

2. Електронні і графічні електронні формули атомів s-, p-, d-елементів. Принцип «мінімальної енергії». Збуджений стан атома. Валентні стани елементів. Можливі ступені окиснення неметалічних елементів 2 і 3 періодів.

Основні принципи розподілу електронів в атомі

Електронна оболонка атома заповнюється електронами відповідно до правил.

1. Принцип найменшої енергії: електрон в атомі займає той вільний підрівень, на якому він має мінімальне значення енергії. Тобто, електрон залишається на тім підрівні, на якому забезпечується найбільш міцний зв'язок з ядром. Послідовність заповнення підрівнів відповідає приведеному вище фактичному розташуванню підрівнів у структурі електронної оболонки атома:



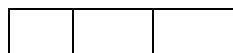
2. Принцип Паулі: в атомі не може бути навіть двох електронів з однаковими значеннями чотирьох квантових чисел. На орбіталі може знаходитися два електрони з різними спінами ($m_s = +\frac{1}{2}$ і $m_s = -\frac{1}{2}$).

Максимальне число електронів на підрівні визначають за формулою:

$$K = 2(2l + 1). s^2, p^6, d^{10}, f^{14}.$$

3. Правило Гунда (Хунда): у межах підрівня електрони розподіляються

так, щоб сумарне квантове число мало максимальне значення (спочатку по одному електрону на орбіталь, а потім спарювання. Правильний розподіл 3p-електронів:



Залежно від того, який підрівень заповнюється останніми електронами, розрізняють s-, p-, d-, f-елементи:

s – елементи, в атомах яких останні електрони займають s-підрівень зовнішнього квантового рівня (Na, Mg, K, Ca);

p – елементи, в атомах яких останні електрони займають p-підрівень зовнішнього квантового рівня (C, O, Cl, S);

d – елементи, в атомах яких останні електрони займають d-підрівень (Ti, Cr, Fe, Cu);

f-елементи, в атомах яких останні електрони займають f-підрівень другого від позаквантового рівня (Pr, Er, Eu).

Теоретична послідовність розташування квантових рівнів і підрівнів виглядає так:

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 3d \rightarrow 4s \rightarrow 4p \rightarrow 4d \rightarrow 4f \rightarrow 5s \rightarrow 5p \rightarrow 5d \rightarrow 5f \rightarrow 6s \rightarrow 6p \rightarrow 6d \rightarrow 6f \rightarrow 7s \rightarrow 7p \rightarrow 7d \rightarrow 7f$

4. Правила Клечковського:

1. заповнення електронних шарів відбувається в порядку збільшення сум головного й орбітального квантових чисел ($n + l$). Так, сума ($n + l$) для електронів 3d-орбіталі дорівнює 5 ($3 + 2$), для електронів 4s-орбіталі – 4 ($4 + 0$). Тому спочатку електронами заповнюється 4s-орбіталь, а потім 3d-орбіталь.

2. Якщо для двох орбіталей суми ($n + l$) мають однакові значення, то спочатку електронами заповнюється орбіталь з меншим значенням головного квантового числа. Наприклад, для електронів 3d- і 4p-орбіталей сума $n + l = 5$ (відповідно $3 + 2$ і $4 + 1$). Але тому що для електронів 3d-орбіталі головне квантове число $n = 3$, а для електронів 4p-орбіталі $n = 4$, у першу чергу заповнюються 3d-орбіталі. Лише після того, як заповнені орбіталі менших енергій, починається заповнення орбіталей більших енергій.

За правилом Клечковського послідовність розташування підрівнів наступна:

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow 5d \rightarrow 4f \rightarrow 5d^{2-5} \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow 6d^1 \rightarrow 5f \rightarrow 6d^{2-5} \rightarrow 7p$

Збуджений стан атома

При збудженні атомів електрони набувають більшої енергії, відбувається

перехід електронів з нижчих енергетичних підрівнів на вищі. Так, в атома Сульфуру є вільні d-орбіталі, тому можливий перехід одного зі спарених електронів з 3p-орбіталі (p_x) на вакантну 3d-орбіталь (перший збуджений стан — S^*).

А при подальшому збудженні — перехід одного з 3s-електронів на іншу вакантну d-орбіталь (другий збуджений стан — S^{**}):

Електронна будова деяких атомів великих періодів має певні особливості. Так, у Калію 19-й електрон розміщується не на 3d-підрівні, а на 4s-підрівні, що виявляється енергетично більш вигідним: $_{19}\text{K}...3s^23p^63d^04s^1$. В атома Кальцію 4s-підрівень завершується: $4s^2$. Оскільки енергія 3d-електронів нижча за енергію 4p-електронів, заповнення 3d-підрівня починається тільки зі Скандію: $_{21}\text{Sc}...3s^23p^63d^14s^2$.

У наступних за Скандієм елементів — Титану (Ti), Ванадію (V), Хрому (Cr), Мангану (Mn), Феруму (Fe), Кобальту (Co), Ніколу (Ni), Купруму (Cu), Цинку (Zn) — відбувається заповнення лише 3d-орбіталей.

Елементи з порядковими номерами від 21 до 36 називають перехідними. До них також належать інші елементи (відповідних груп) 5, 6 і 7-го періодів, у яких відбувається заповнення d-або f-орбіталей другого або третього зовні електронного шару.

Як тільки 3d-підрівень завершується і на третьому енергетичному рівні розмістяться 18 електронів (на трьох підрівнях: s, p та d)¹, починає формуватися 4p-орбіталь до завершення четвертого періоду Криптоном Kr. Аналогічно відбувається заповнення підрівнів електронами в атомах інших великих періодів.

Зауважимо, що атоми Купруму $[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$, Аргентуму $[\text{Kr}]4d^{10}5s^1$, Ауруму $[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^1$, а також Хрому $[\text{Ar}]3d^54s^1$ і Молібдену $[\text{Kr}]4d^55s^1$ мають у зовнішньому Енергетичному рівні по Одному s-електрону. Це пояснюється особливою стійкістю електронних структур, у яких на d-орбіталях розміщується 5 або 10 електронів (d^5 і d^{10}). Унаслідок цього один з двох спарених електронів, зовнішнього s-шару «провалюється» на d-підрівень попереднього енергетичного рівня. Таке явище називають провалом електрона.