

## Лекція № 9.

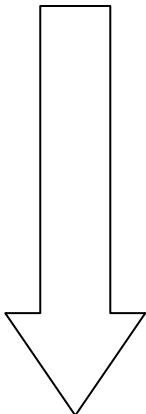
### Тема: Залежність властивостей елементів від періодичної зміни електронних структур атомів. Поняття про радіус атома, енергію іонізації, спорідненість до електрона, електронегативність.

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

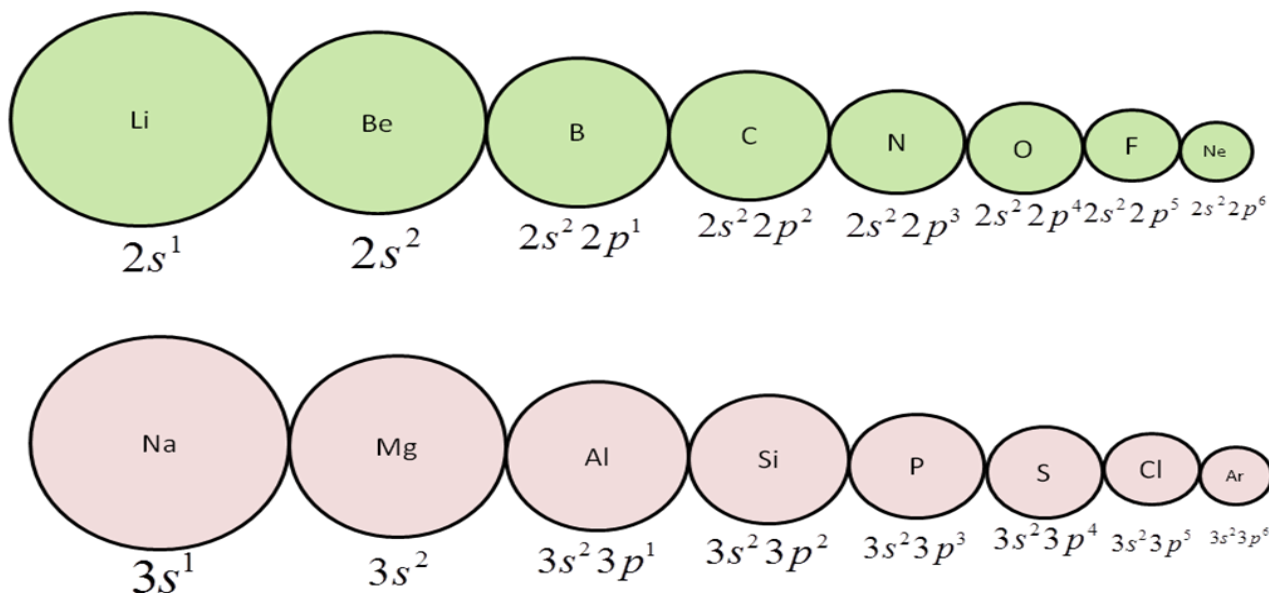
Припускаючи, що атом – це пружна куля, відстань від ядра до останнього енергетичного рівня можна умовно назвати радіусом атома. Розміри радіусів атомів елементів також знаходяться в періодичній залежності від заряду ядра атома. Між позитивно зарядженим ядром і негативно зарядженими електронами існує тяжіння, яке посилюється із зростанням заряду ядра й відповідною кількістю електронів. Тобто, діє закон Кулона, згідно якого, сила тяжіння між зарядженими частинками прямо пропорційна величинам їхніх зарядів та зворотно пропорційна відстані між ними. В періодах зі збільшенням заряду ядра йде накопичення електронів, тяжіння між ядром і електронами посилюється, атом наче стискається і радіус його зменшується.

З появою нової електронної оболонки, тобто на початку наступного періоду, радіус різко зростає, а далі поступово зменшується. Таким чином, лужні метали мають найбільші радіуси, а інертні гази – найменші. Чим більший радіус атома і менше електронів на останній оболонці, тим легше атом віддає ці електрони, тим більше проявляються металічні властивості (бо метали завжди віддають електрони, утворюючи зв'язки з іншими атомами); з накопиченням електронів тяжіння зростає й атом важче віддає електрони, тобто металічні властивості зменшуються, а неметалічні посилюються. Така закономірність спостерігається в періодах.

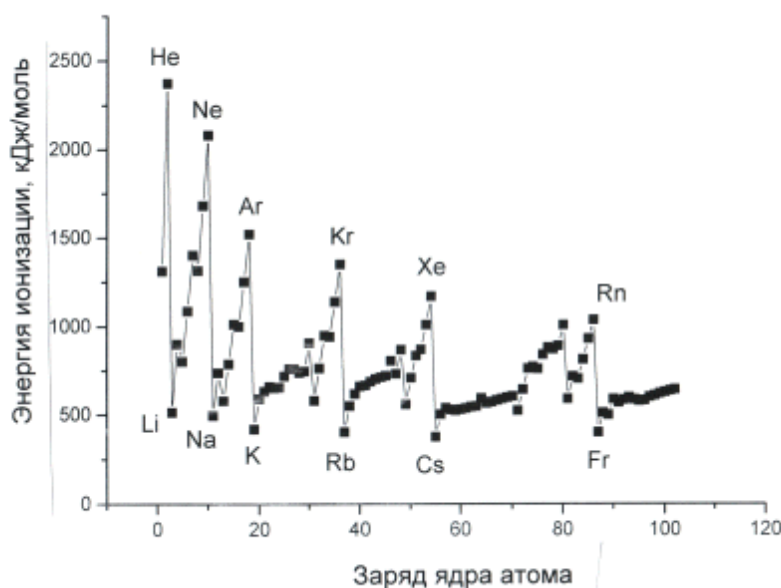
В групах із зростанням кількості електронних оболонок (рівнів), радіус атомів збільшується, а кількість електронів залишається постійною, тому тяжіння їх ядром зменшується, а металеві властивості атома збільшуються.

Li		збільшується число електронних рівнів
Na		збільшуються радіуси атомів
K		зменшується тяжіння електронів до ядра
Rb		зменшується здатність приєднувати електрони
Cs		посилюються металічні властивості
Fr		

Хімічна природа елемента зумовлюється здатністю його атому віддавати або приєднувати електрони, що кількісно характеризується енергією іонізації, спорідненістю до електрона, електронегативністю.



**Енергія іонізації** – це мінімальна енергія, потрібна для відриву електрона від не збудженого атому і позначається  $I$  (кДж/моль, або еВ/атом). Для багатьох електронних атомів енергії іонізації  $I_1, I_2, I_3, \dots$  відповідають відриву першого, другого, третього і подальших електронів. Енергія іонізації залежить від заряду ядра, відстані між ядром і електроном, внутрішніх електронних підрівнів. Енергія відриву першого електрону від атома змінюється періодично в залежності від порядкового номеру елемента.



**Спорідненість до електрона** – це енергія, яка виділяється або поглинається внаслідок приєднання електрона до атому. Найбільшу спорідненість до електрона мають р-елементи (F, Cl, Br, I), а найменшу – атоми металів, бо приєднувати електрони їм енергетично не вигідно.

**Електронегативність** характеризує здатність атому набувати негативного заряду (відтягувати на себе електронну густину порівняно з атомами інших елементів в сполучі). В межах періоду електронегативність елементів збільшується, а в межах групи – зменшується.

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

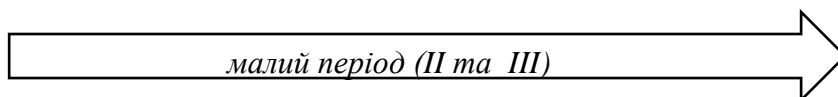
## Відносна електронегативність елементів

Період	Група																		
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIII B			IB	IIIB	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																

\* Лантаноїди: 1,1 – 1,3

\*\* Актиноїди 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.

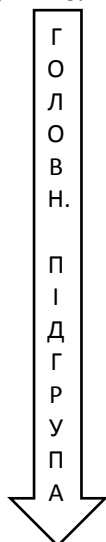
У великих періодах із збільшенням заряду ядер електронна будова атомів змінюється складніше, ніж у малих періодах. Тому і зміна властивостей елементів у великих періодах більш складне.

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 предзовнішнього 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 предзовнішнього шару. Число валентних електронів для більшості елементів дорівнює номеру групи.

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

Ви знаєте, що 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.6).

Таблиця 6

<b>Елементи третього періоду і деякі їх характеристики</b>								
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 <sub>2</sub>	Ar
	<b>метали</b>			<b>неметали</b>				
Формула вищого оксиду	Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	-
Формула гідроксиду	NaOH	Mg(OH) <sub>2</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HClO <sub>4</sub>	
Валентність у вищому оксиді	1	2	3	4	5	6	7	-
Хімічні властивості оксидів та гідроксидів	<b>основні</b>		<b>амфотерні</b>	<b>кислотні</b>				
Летка сполука з воднем	-	-	-	SH <sub>4</sub>	PH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> 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.

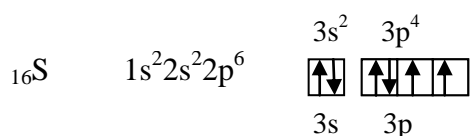
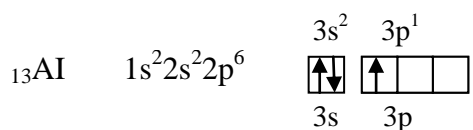
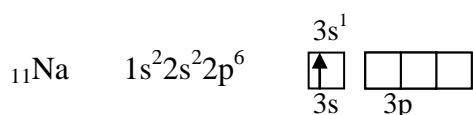
Така залежність між розміщенням елемента в періоді і властивостями утворених ним речовин є спільною для всіх періодів з тією лише різницею, що в малих періодах ці зміни настають швидше, ніж у великих.

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 в залежності 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 послаблення 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.