

## 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.

**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:

$$E^0 + I = E^+ + e^-$$

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

**Неметалічність** - це здатність атомів елемента приєднувати 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:

$$E^0 + e^- = E^- + E_{\text{сп.}}$$

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

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

**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 ЕО. Чим більше неметалічність, тим більше ЕО.*

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

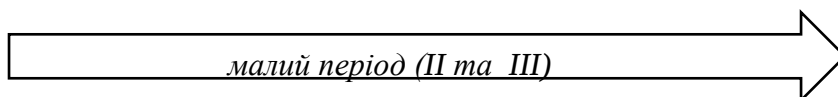
#### Відносна електронегативність елементів

| 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<br>2,1  |           |             |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           | He    |
| 2      | Li<br>1,0 | Be<br>1,5 |             |           |           |           |           |           |           |           |           |           | B<br>2,0  | C<br>2,5  | N<br>3,0  | O<br>3,5  | F<br>4,0  | Ne    |
| 3      | Na<br>0,9 | Mg<br>1,2 |             |           |           |           |           |           |           |           |           |           | Al<br>1,5 | Si<br>1,8 | P<br>2,1  | S<br>2,5  | Cl<br>3,0 | Ar    |
| 4      | K<br>0,8  | Ca<br>1,0 | Sc<br>1,3   | Ti<br>1,5 | V<br>1,6  | Cr<br>1,6 | Mn<br>1,5 | Fe<br>1,8 | Co<br>1,8 | Ni<br>1,8 | Cu<br>1,9 | Zn<br>1,6 | Ga<br>1,6 | Ge<br>1,8 | As<br>2,0 | Se<br>2,4 | Br<br>2,8 | Kr    |
| 5      | Rb<br>0,8 | Sr<br>1,0 | Y<br>1,2    | Zr<br>1,4 | Nb<br>1,6 | Mo<br>1,8 | Tc<br>1,9 | Ru<br>2,2 | Rh<br>2,2 | Pd<br>2,2 | Ag<br>1,9 | Cd<br>1,7 | In<br>1,7 | Sn<br>1,8 | Sb<br>1,9 | Te<br>2,1 | I<br>2,5  | Xe    |
| 6      | Cs<br>0,7 | Ba<br>1,9 | La*<br>1,1  | Hf<br>1,3 | Ta<br>1,5 | W<br>1,7  | Re<br>1,9 | Os<br>2,2 | Ir<br>2,2 | Pt<br>2,2 | Au<br>2,4 | Hg<br>1,9 | Tl<br>1,8 | Pb<br>1,8 | Bi<br>1,9 | Po<br>2,0 | At<br>2,2 | Rn    |
| 7      | Fr<br>0,7 | Ra<br>0,9 | Ac**<br>1,1 |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |       |

\* Лантаноїди: 1,1 – 1,3

\*\* Актиноїди 1,2 – 1,5

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



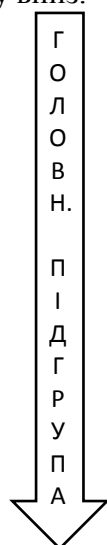
- Заряд ядер атомів збільшується.
- Число електронних шарів атомів не змінюється.
- Число електронів на зовнішньому шарі атомів збільшується від 1 до 8.
- Радіус атомів зменшується.
- Міцність зв'язку електронів зовнішнього шару з ядром збільшується.
- Енергія іонізації збільшується.
- Спорідненість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

| 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 <sub>2</sub>                | Ar |
|                                                     | метали                                         |                     |                                | неметали                        |                                |                                |                                |    |
| 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          | основні                                        |                     | амфотерні                      | кислотні                        |                                |                                |                                |    |
| 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.

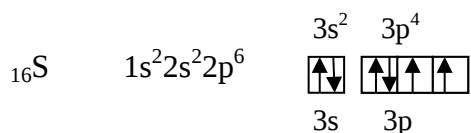
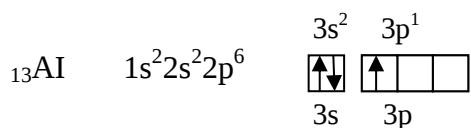
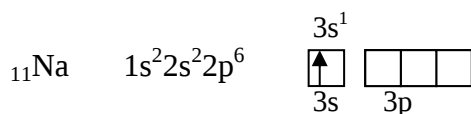
Така залежність між розміщенням елемента в періоді і властивостями утворених ним речовин є спільною для всіх періодів з тією лише різницею, що в малих періодах ці зміни настають швидше, ніж у великих.

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, Германий, 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 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.