

## **Лекція за темою «Будова атома та його електронних оболонок»**

*Знання про будову атома дозволяють передбачати властивості елементів та утворених ними простих і складних речовин, пояснювати причини утворення хімічного зв'язку та його властивості і механізми хімічних реакцій. Читке уявлення про будову атома необхідне для успішного засвоєння усіх наступних розділів загальної та неорганічної хімії.*

### **Доведення складності будови атома**

*До кінця XIX століття атоми вважалися неподільними частинками. Однак у міру накопичення експериментальних даних у галузі фізики, після відкриття електрона та явища радіоактивності, вчені відмовилися від уявлень про неподільність атомів.*

*Електрон був відкритий у 1897 році англійським фізиком Дж.Дж. Томсоном при дослідженні катодних променів, що виникають у скляній трубці, в яку впаяні електроди з різницею потенціалів близько 10 тисяч вольт. Якщо з трубки відкачати повітря і подати на електроди напругу, то скло, з якого вона виготовлена, починає світитися слабким зеленуватим світлом. Було встановлено, що світіння стінок трубки виникає внаслідок бомбардування поверхні скла променями, які випромінює катод. Вивчення поведінки катодних променів у електричному та магнітному полях дозволило встановити, що вони складаються з потоку негативно заряджених частинок, які назвали електронами. Вільні електрони або їх потік одержують при прожарюванні металів чи освітленні їх поверхні ультрафіолетовими променями. Електричний струм також є напрямленим потоком електронів у металах.*

**Електрони** — складова частина всіх атомів. Вони мають електричний заряд, який дорівнює  $1,602 \cdot 10^{-19}$  Кл та масу  $9,1094 \cdot 10^{-31}$  кг, що відповідає близько 1/1840 маси атома Гідрогену.

*Велику роль у встановленні будови атома відіграло відкриття в 1895 році німецьким фізиком Конрадом Рентгеном променів — електромагнітного випромінювання з великою проникаючою здатністю, які отримали назву «рентгенівські», а також явища радіоактивності. Радіоактивність була відкрита в 1896 році французьким вченим Анрі Беккерелем.*

*Здатність атомів деяких елементів випромінювати промені, які спричиняють*

почорніння фотографічної пластинки і проникають крізь речовини та іонізують гази, називають **радіоактивністю**.

*Радіоактивність зумовлена самоплинним розпадом ядер атомів радіоактивних елементів. Радіоактивне випромінювання складається з  $\beta$ -променів (потоків електронів),  $\alpha$ -променів (потоків ядер гелію  $\text{He}^{2+}$ ) та  $\gamma$ -променів (електромагнітного випромінювання з дуже малими довжинами хвиль).*

### **Перші моделі атома**

Перша теорія будови атома — статична, сформульована у 1903 році англійським фізиком Дж. Томсоном. *За цією теорією позитивний заряд атома рівномірно розподілений в його об'ємі та нейтралізований електронами, вкрапленими у позитивну сферу на однаковій відстані один від одного. Однак статична теорія будови атома **не пояснювала** дослідження англійського фізика Резерфорда щодо проникання  $\alpha$ -частинок крізь тонкі металічні пластинки.*

У 1911 році Ернест Резерфорд запропонував **ядерну (планетарну) модель атома**: атом складається з позитивно зарядженого ядра, дуже малого за розмірами, в якому зосереджена майже вся його маса. Навколо ядра обертаються електрони, як планети навколо сонця. *Внаслідок обертання електрона навколо ядра виникає відцентрова сила, яку врівноважують сили електростатичного притягання негативно зарядженого електрона до позитивно зарядженого ядра. Однак планетарна модель атома не могла пояснити стійкість його: за уявленнями класичної електродинаміки, електрон, який обертається навколо ядра, повинен безперервно випромінювати енергію у вигляді електромагнітних хвиль. Внаслідок чого радіус його обертання весь час зменшується і електрон повинен упасти на ядро. Таке випромінювання електрона зумовлює суцільний спектр атомів елементів. Однак експериментальне одержаний спектр випромінювання атомів є лінійчастим.*

### **Атомні спектри**

Експериментальним обґрунтуванням будови атома служать спектри елементів. *Відомо, що при пропусканні видимого світла крізь кварцеву призму на екрані, розміщеному за призмою, з'являється кольорова смуга, яка містить усі кольори райдуги. Це пояснюється тим, що промінь світла складається з електромагнітних хвиль різної довжини, які при проходженні крізь призму*

неоднаково заломлюються та потрапляють у різні точки екрану. Такий спектр називають суцільним. Його утворюють нагріті до високої температури тверді тіла та рідини. Випромінювання розжарених газоподібних та пароподібних речовин складається з електромагнітних хвиль певної довжини. При проходженні крізь кварцеву призму таке випромінювання утворює ряд окремих кольорових ліній, розділених темними смугами. Видима частина спектра випромінювання водню складається з ліній: червоної, синьої та двох фіолетових (рис. 1). Такі спектри називають лінійчастими атомними спектрами. Експериментальне встановлено, що кожний хімічний елемент має свій атомний спектр, який відрізняється від спектрів атомів інших елементів.

Запропонована Резерфордом ядерна модель атома суперечила лінійчастим спектрам атомів елементів, оскільки, обертаючись навколо ядра і безперервно випромінюючи електромагнітні хвилі, електрон повинен утворювати суцільний спектр випромінювання.

### **Основні положення теорії будови атома водню за Бором**

У 1913 році датський фізик Нільс Бор пояснив походження лінійчастих спектрів випромінювання атомів. Він застосував до планетарної теорії будови атома положення квантової механіки про дискретність електромагнітного випромінювання — енергія випромінюється певними порціями, які називають фотонами або квантами. **Теорія будови атома водню Н. Бора** базується на двох постулатах, згідно з якими:

1. Коли електрон обертається навколо ядра, то він знаходиться на стаціонарних орбітах і не випромінює енергії.
2. При переході з однієї орбіти на іншу електрон поглинає або випромінює квант енергії. Квант енергії поглинається при збудженні атома, внаслідок чого електрон переходить з ближньої до ядра орбіти на більш віддалену, і навпаки, при переході електрона з дальньої на ближню орбіту він випромінює квант енергії, який дорівнює:

$$E_2 - E_1 = h\nu,$$

де  $h$  — стала Планка, яка дорівнює  $6,63 \cdot 10^{-34}$  Дж·с,  $\nu$  - частота випромінювання,  $E_1$  та  $E_2$  — енергія електрона на відповідних орбітах.

Виникнення ліній у спектрі випромінювання речовин зумовлене тим, що при нагріванні атоми елемента поглинають енергію і переходять у збуджений стан, тобто електрони атома переходять на атомні орбіталі більш віддалених від ядра електронних шарів.

У такому збудженому стані атоми знаходяться лише  $10^{-8} - 10^{-10}$  с. Випромінюючи енергію, електрони повертаються на атомні орбіталі, розміщені ближче до ядра. Випромінювання енергії збудженими атомами обумовлює появу в спектрі випромінювання речовини смуги з певною довжиною хвилі. Спектральні лінії водню, розміщені у видимій області, виникають при переході його збуджених електронів на другий енергетичний рівень — серія Бальмера (рис. 1).

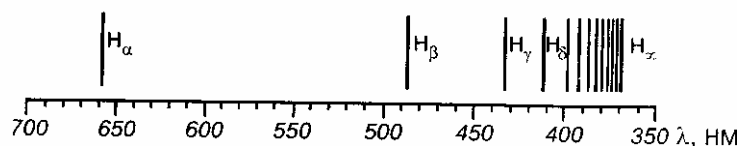


Рис. 1. Видимий спектр водню

Н. Бор обчислив радіуси орбіт та енергію електронів, розміщених на них, визначив енергію фотонів і положення ліній спектра атома водню. Обчислені та експериментальне знайдені частоти спектральних ліній атома водню співпадали. Таким чином, модель атома водню за Бором кількісно описувала спектр його випромінювання та спектри інших одноелектронних частинок.

Удосконалення апаратури, яку використовують у спектральному аналізі, дозволило встановити, що окремі лінії спектра випромінювання атома водню в дійсності складаються із сукупності близько розміщених ліній. Явище розщеплення спектральних ліній пояснив у 1916 році Зоммерфельд, коли допустив, що електрон може знаходитися не лише на сферичних, а й на еліптичних орбітах.

З часом було встановлено, що під дією магнітного поля спектральні лінії розщеплюються ще більше і що окремі лінії спектра мають різну інтенсивність. Пояснити це явище, як і обчислити положення ліній спектра випромінювання багатоелектронних атомів, користуючись теорією Бора-Зоммерфельда, неможливо. Ця теорія була також безсилою при спробі кількісного обчислення енергії хімічного зв'язку навіть для такої простої молекули, як молекула водню.

Безумовною заслугою Н. Бора є створення кількісної теорії будови атома водню, пояснення стійкості атомів і походження атомних спектрів випромінювання.

Однак його теорія була побудована на суперечностях, оскільки базувалася одночасно на класичних та квантово-механічних уявленнях.

### Основні положення квантової механіки

Основні положення квантової механіки — науки, яка описує властивості мікрочастинок, були сформульовані у 1925-1926 роках Гейзенбергом, Шредінгером, Діраком та іншими. У свою чергу механіку, засновану на законах Ньютона, яку використовують для пояснення властивостей макротіл, називають класичною механікою. Вона описує властивості частинок, які видно неозброєним оком, і не придатна для пояснення властивостей мікрочастинок. Особливості їх поведінки обумовлені малими масами і великими швидкостями.

Квантова механіка відрізняється від класичної тим, що:

1. Класична механіка заснована на законах, які стверджують безперервну зміну властивостей тих чи інших об'єктів. Квантова механіка вважає, що все, що існує і відбувається у навколишньому середовищі, є дискретним (переривчастим). Вперше положення про дискретність було сформульоване Планком у 1900 році для процесів випромінювання та поглинання енергії: «Енергія випромінюється і поглинається окремими порціями (квантами), енергія квантів пропорційна частоті коливань випромінювання». Планк вважав, що процес випромінювання атомами світлової енергії відбувається не безперервно, а порціями, величина яких залежить від чистоти коливань випромінюваного світла:

$$E = h\nu$$

2. У класичній механіці розрізняють поняття «частинка» і «хвиля». Властивості частинок описують їх масою  $m$ , швидкістю руху  $v$ , імпульсом  $p$ . Хвильовий рух характеризують довжиною хвилі  $\lambda$ , частотою випромінювання  $\nu$ , амплітудою коливань  $\Psi$ . Згідно з уявленнями класичної механіки, об'єкт повинен проявляти властивості частинки або властивості хвилі, а не ті та інші одночасно. Квантова механіка вважає, що залежно від умов експерименту мікрооб'єкти проявляють властивості частинки або властивості хвилі, тобто мають корпускулярно-хвильову двоїстість. Математично це положення квантової механіки можна довести таким чином: якщо вираз для енергії у рівнянні Ейнштейна:

$$E =$$

$$mc^2,$$

де  $m$  — маса тіла,  $E$  — його енергія,  $c$  — швидкість світла у вакуумі, яка дорівнює

приблизно 300 000 км/с, порівняти до виразу енергії у рівнянні Планка:  $E = h\nu$ ,

то одержують:

$$mc^2 = h\nu$$

Оскільки довжина хвилі електромагнітного коливання  $\lambda$  та його частота  $\nu$  зв'язані співвідношенням  $\lambda\nu = c$ , то  $\nu = c/\lambda$ , тоді  $mc^2 = hc/\lambda$  та  $\lambda = h/mc$ .

Наведена залежність довжини хвилі від маси мікрочастинки підтверджує, що фотон проявляє одночасно властивості частинки і хвилі.

Електрон, як усяка мікрочастинка, проявляє корпускулярно-хвильову двоїстість і, залежно від умов експерименту, поводить себе як частинка або як хвиля. Як частинка він має певну масу і, взаємодіючи з ядром атома елемента, зумовлює появу рентгенівських променів. З іншого боку, електрон, який рухається, має хвильові властивості. При взаємодії пучка електронів з дифракційною решіткою, роль якої відіграють кристали металів, спостерігається така ж дифракційна картина, як при дії на кристалічну решітку металу рентгенівських променів — потік електронів обгинає вузли кристалічної решітки металу.

У наш час хвильові властивості електрона використовують в електроннографії — методі вивчення структури кристалічних речовин, основанийому на дифракції електронів.

Математично корпускулярно-хвильову двоїстість електрона виражає **рівняння Луї де Бройля**, згідно з яким частинці, яка має масу  $m$  і рухається із швидкістю  $v$ , відповідає довжина хвилі  $\lambda$ :

$$\lambda = \frac{h}{mv}.$$

Рівняння визначає залежність між величиною, характерною для частинки, її масою та величиною, характерною для хвильового процесу - довжиною хвилі. Згідно з рівнянням Луї де Бройля електрон масою  $9,1 \cdot 10^{-28}$  г, який рухається із швидкістю  $10^8$  см/с. має властивості хвилі, довжина якої дорівнює  $10^{-8}$ , тобто довжина хвилі співрозмірна з розмірами атома та її можна експериментально визначити.

3. Згідно із законами класичної механіки, для будь-якого макрооб'єкту можна одночасно визначити положення частинки в будь-який час та її масу, а для хвильового процесу — довжину хвилі та швидкість її поширення. Для мікрочастинок - електронів, молекул, атомів, як довів у 1927 році німецький фізик Гейзенберг, внаслідок їх корпускулярно-хвильової двоїстості неможливо одночасно визначити

положення частинки та її швидкість. Математичний вираз **принципу невизначеності Гейзенберга** має вигляд:

$$\Delta p \Delta x \geq \frac{h}{2\pi}, \quad \text{оскільки} \quad p = mv, \quad \text{то} \quad \Delta x \Delta v \geq \frac{h}{2\pi m},$$

де  $\Delta v$  — неточність вимірювання швидкості частинки;  $\Delta x$  — неточність вимірювання її координати.

*Тобто мікрочастинка, як і хвиля, не має одночасно точних значень координати та імпульса. Так, якщо положення електрона буде визначено з точністю  $10^{-10}$  см, то його швидкість складає 58000 км/с, тоді як швидкість електрона дорівнює 2000 км/с.*

Закономірність руху мікрочастинок у квантовій механіці описує **рівняння Шредінгера**, яке відіграє роль, аналогічну законам Ньютона в класичній механіці. Рівняння Шредінгера пов'язує функцію  $\Psi$  (пси), яка характеризує хвильові властивості мікрочастинок, з їх потенціальною енергією  $U$  та повною енергією  $E$ . Для стаціонарного стану однієї частинки рівняння Шредінгера має вигляд:

$$\frac{\delta^2 \Psi}{\delta x^2} + \frac{\delta^2 \Psi}{\delta y^2} + \frac{\delta^2 \Psi}{\delta z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - U) \Psi = 0.$$

де  $\Psi$  - хвильова функція;  $U$ — потенціальна енергія частинки;  $E$  — повна енергія;  $x, y, z$  — координати частинки. Часто це рівняння записують у компактній формі:

$$H\Psi = E\Psi,$$

де  $H$  — оператор Гамільтона, який виражає у загальному вигляді всі математичні дії, які здійснюються над хвильовою функцією  $\Psi$ .

*Фізичний зміст хвильової функції  $\Psi$  пояснити важко, оскільки вона не має аналогів у макросвіті. Квадрат хвильової функції  $\Psi^2$  має цілком визначений фізичний зміст, який характеризує імовірність знаходження мікрочастинки у даній точці атомного простору. Величина  $\Psi^2 dv$  характеризує імовірність виявлення частинки у сегменті навколоядерного об'єму  $dv$ .*

### **Сучасна квантово-механічна теорія будови атома**

На основі законів квантової механіки створена **сучасна квантово-механічна теорія будови атома**, згідно з якою атом складається з позитивно зарядженого ядра, в якому зосереджена його маса, та негативно заряджених електронів, число яких дорівнює заряду ядра. У атомі найбільш вивчений стан електронів, оскільки ці

частинки, в основному, визначають фізичні, хімічні властивості та реакційну здатність елементів. Як мікрочастинка, електрон, за законами квантової механіки, має корпускулярно-хвильову двоїстість, і його хвильові властивості описуються хвильовою функцією  $\Psi$ . Подібно до амплітуди будь-якого хвильового процесу, функція  $\Psi$  може набувати як позитивних, так і негативних значень. При зображенні електронної хмари знак функції вказують на різних її частинах (рис. 2).

У різних точках навколоядерного простору функція  $\Psi$  має різні значення. Однак квадрат хвильової функції  $\Psi^2$  величина завжди позитивна. Сума  $\Psi^2$  у всіх точках навколоядерного простору дорівнює одиниці.

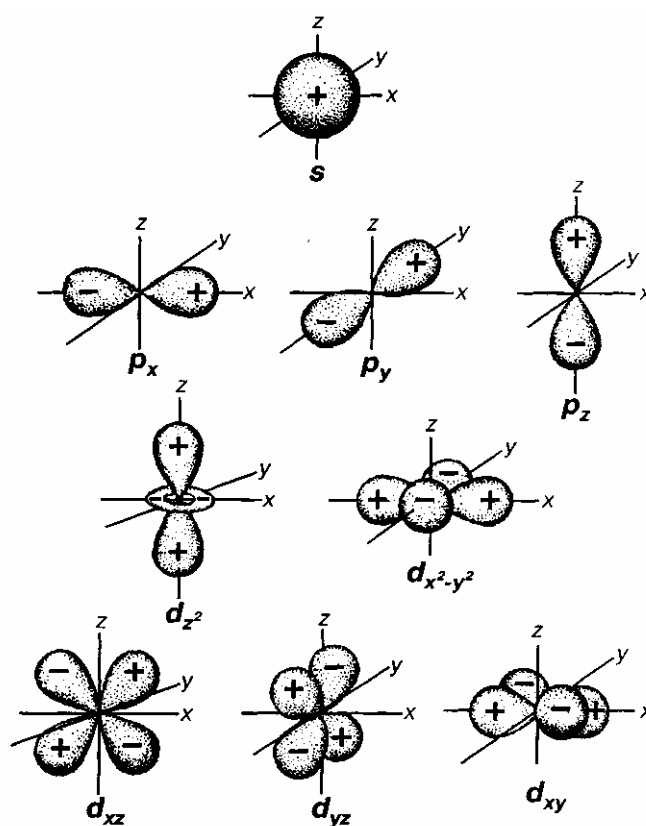


Рис. 2. Знак хвильової функції s-, p- і d-орбіталей

Рух електрона становить собою стоячу хвилю. Його характеризують дві хвилі — пряма, яка розповсюджується від ядра в усі сторони, і зворотна — та, що повертається до ядра. При їх взаємодії утворюється стояча хвиля. Наприклад, стояча хвиля виникає при коливанні закріпленої на кінцях струни, яка звучить. Вона не переміщується у просторі і не переносить енергію. Енергія в цьому випадку передається від однієї точки об'єму атома до іншої. Результати дослідів фізиків свідчать про те, що електрон здійснює неупорядкований рух у об'ємі атома. Інколи



він знаходиться близько біля ядра, інколи значно віддаляється від нього. Тобто електрон рухається у навколоядерному просторі в усіх напрямках і, завдяки величезній швидкості руху, ефективно займає весь об'єм атома. У квантово-механічній моделі атома, згідно з принципом невизначеності Гейзенберга, положення електрона точно вказати неможливо. Тому вводиться поняття про імовірність знаходження електрона в даній точці навколоядерного простору або в об'ємі  $dV$ .

Область об'єму атома, в якій імовірність знаходження електрона максимальна, називають **атомною орбіталлю**.

Якщо зобразити положення електрона в атомі водню крапками, густина яких пропорційна імовірності знаходження електрона в даній області навколоядерного простору, то утворюється шароподібна електронна хмара. Поперечний розріз такої кулі матиме вигляд кола, в якому густина точок зменшується із збільшенням відстані від ядра. Хмара буде найбільш щільною в тій області, де більше число крапок, тобто в області найбільшої імовірності знаходження електрона (рис. 3).

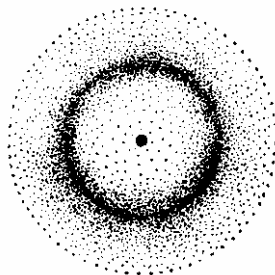


Рис. 3. Електронна хмара  $s$ -електрона атома водню

Межу електронної хмари визначити неможливо, тому що хвильова, функція та її квадрат перетворюються на нуль лише в нескінченності. Однак хвильова функція  $\Psi$  швидко зменшується із збільшенням відстані від ядра, тому можливо виділити область навколоядерного простору, в якій імовірність знаходження електрона найбільша (90—95%). Електронну хмару часто зображають у вигляді граничної поверхні, яка охоплює 90% її об'єму.

Обчислення імовірності знаходження електрона в даній точці навколоядерного простору та його енергії — складна математична проблема, яка розв'язується за допомогою хвильового рівняння Шредінгера. Рівняння Шредінгера має розв'язання лише для атома водню та молекулярного іона водню. Для більш

складних систем воно може бути розв'язаним лише приблизно, причому навіть для атомів з невеликим порядковим номером це дуже трудомістка математична задача, її складність полягає в тому, що кожний електрон у багатоелектронному атомі рухається в електричному полі, яке створює ядро та інші електрони, що притягуються до ядра і взаємно відштовхуються.

### Квантові числа

Внаслідок розв'язання рівняння Шредінгера обчислюють хвильові функції або атомні орбіталі, кожену з яких характеризують набором **трьох квантових чисел**: головного  $n$ , орбітального  $l$  і магнітного  $m$ .

*Щоб рівняння Шредінгера мало фізичний зміст, квантові числа  $n$ ,  $l$ ,  $m$  повинні мати певні, допустимі значення, тоді хвильова функція має властивості однозначності, безперервності і прагне до нуля на нескінченності.*

### Головне квантове число

*Згідно з квантово-механічною моделлю, електрон у атомі може знаходитися лише у певних квантових станах, тобто може мати лише певні значення енергії.* Стан атома з найменшою енергією називають **нормальним** або **основним**. Стан із більш високим, ніж основний, рівнем енергії — **збудженим**.

У нормальному стані атом може існувати нескінченний час, у збудженому — лише  $10^{-8}$ — $10^{-10}$  с. Збудження атома відбувається при нагріванні, освітленні, при дії електророзряду.

**Головне квантове число** позначають  $n$ , воно визначає енергію електрона в атомі, енергію зв'язку електрона з ядром і, як наслідок, енергію атома та розміри електронної хмари.

*Згідно з квантово-механічними розрахунками, відстань від ядра до сфери, яка відповідає найбільшій імовірності знаходження електрона в атомі водню, дорівнює 0,053 нм при  $n = 1$ ; 0,212 нм при  $n = 2$ ; та 0,477 нм при  $n = 3$ .*

Для атомів елементів періодичної системи, які знаходяться у нормальному стані, головне квантове число набирає значення від 1 до 7, при збудженні воно змінюється від 1 до  $\infty$ .

Сукупність електронів атома, стан яких характеризують однаковим значенням головного квантового числа, утворює електронний шар або **енергетичний рівень**.

При зображенні електронних формул атомів головне квантове число позначають відповідною арабською цифрою — 1, 2, 3 і т. д. Заповнені енергетичні рівні позначають великими літерами латинського алфавіту:

Номер енергетичного рівня	1	2	3	4	5	6	7
Позначення рівня	<i>K</i>	<i>L</i>	<i>M</i>	<i>N</i>	<i>O</i>	<i>P</i>	<i>Q</i>

### Орбітальне (побічне, азимутальне) квантове число

Воно характеризує форму атомної орбіталі (форму електронної хмари), у багатоелектронних атомах орбітальне квантове число визначає енергію електрона на енергетичному підрівні.

Значення побічного квантового числа  $l$ , обмежене значенням головного квантового числа  $n$ , приймає значення від 0 до  $n - 1$ , усього  $n$  значень. Так, якщо  $n = 5$ , то  $l$  дорівнює 0, 1, 2, 3, 4, тобто має п'ять значень.

Якщо орбітальне квантове число  $l = 0$ , то орбіталь називають *s*-орбіталлю, вона має сферичну симетрію. Для  $l = 1$  характерні *p*-орбіталі, які мають форму гантелі, *d*- та *f*-орбіталі мають більш складну форму (рис. 2).

Сукупність електронів даного атома, стан яких характеризують однаковими значеннями головного та орбітального квантових чисел, утворює **енергетичний підрівень**. Для конкретного значення головного квантового числа, число значень орбітального квантового числа вказує на кількість енергетичних підрівнів. Наприклад, якщо  $n = 2$ ,  $l = 0, 1$ . Це свідчить, що на другому енергетичному рівні знаходяться два підрівні. Максимальне число підрівнів завжди дорівнює номеру енергетичного рівня. Енергетичні підрівні позначають також літерами латинського алфавіту:

Числові значення орбітального квантового числа, $l$	0	1	2	3	4
Літерні позначення	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>	<i>g</i>

При написанні електронних формул атомів, орбітальне квантове число позначають відповідними латинськими літерами.

В одноелектронних атомних системах  $H$ ,  $He^+$ ,  $H_2^+$  енергетичний стан електрона залежить лише від значення головного квантового числа, оскільки  $s$  —

атомна орбіталь сферично симетрична і не містить інших електронів.

Для багатоелектронних атомів енергія електронів залежить як від головного, так і від орбітального квантового числа. Залежність енергії електрона від значення орбітального квантового числа набагато менша, ніж від значення головного. Для конкретного електронного шару енергія електрона зростає із збільшенням орбітального квантового числа. Наприклад,  $E_s < E_p < E_d$ .

### Магнітне квантове число

Магнітне квантове число  $m$  визначає орієнтацію електронної хмари у просторі відносно напрямку зовнішнього магнітного поля. Значення магнітного квантового числа залежить від орбітального і змінюється в межах  $0, \pm 1, \pm 2, \pm 3 \dots \pm l$ .

Наприклад, якщо  $l = 2$ , магнітне квантове число набуває значень  $-2, -1, 0, +1, +2$ , всього п'ять значень. Число значень магнітного квантового числа для даного орбітального дорівнює  $2l+1$ , що відповідає числу можливих розміщень електронної хмари певної форми у просторі відносно системи координат.

Число значень магнітного квантового числа дорівнює числу атомних орбіталей на енергетичному підрівні. Так,  $s$ -стану відповідає одна атомна орбіталь, для якої  $l = 0, m = 0$ ;  $p$ -стану — три атомних орбіталі, для яких  $l = 1, m = -1, 0, +1$ . Три значення магнітного квантового числа відповідають  $p_x, p_y, p_z$  орбіталям, тобто гантелеподібні атомні орбіталі розміщені у просторі вздовж осей  $x, y$  та  $z$ .  $d$ -Стану відповідають п'ять атомних орбіталей, для яких  $l = 2, m = -2, -1, 0, +1, +2$ .  $d$ -Орбіталі, орієнтовані своїми лопатями вздовж осей координат, позначають  $d_{x^2-y^2}$  та  $d_{z^2}$ , а  $d$ -орбіталі орієнтовані лопатями між осями —  $d_{xy}, d_{yz}, d_{xz}$ . (рис. 2).

Орбіталі з однаковою енергією називають **виродженими**. При відсутності зовнішнього магнітного поля  $p$ -орбіталі трикратно вироджені,  $d$ -орбіталі — п'ятикратно.

Таким чином, сукупність трьох квантових чисел — головного, орбітального та магнітного, характеризує конкретну атомну орбіталь, причому єдино можливу в даному атомі з таким набором квантових чисел.

## Спінове квантове число

Вивчення тонкої структури випромінювання атомів показало, що для повної характеристики стану електрона необхідно ввести четверте квантове число, яке характеризує власний внутрішній рух електрона. Спінове квантове число позначається  $s$  або  $m_s$ . Воно відображає досить складне фізичне явище, однак для спрощення приймають, що спіновий момент зумовлений обертанням електрона навколо власної осі в той або інший бік. Спінове квантове число приймає лише два значення:  $+1/2$  та  $-1/2$ .

Враховуючи можливі значення квантових чисел, обчислюють максимальне число орбіталей на енергетичних рівнях та підрівнях і число електронів на цих орбіталах. Для обчислення числа електронів слід враховувати, що кожна атомна орбіталь містить два електрони, які відрізняються лише значенням  $s$  (табл. 1).

Квантовий стан електронів, ємність енергетичних рівнів та підрівнів

Енергетичний рівень	Енергетичний підрівень			Можливі значення магнітного квантового числа	Число орбіталей		Максимальне число електронів	
	літерні позначення	числові значення	тип орбіталі		на під-рівні $2l+1$	на рівні $n^2$	на під-рівні $2(2l+1)$	на рівні $2n^2$
<i>K</i>	1	0	<i>s</i>	0	1	1	2	2
<i>L</i>	2	0	<i>s</i>	0	1	4	2	8
		1	<i>p</i>	-1, 0, +1	3		6	
<i>M</i>	3	0	<i>s</i>	0	1	9	2	18
		1	<i>p</i>	-1, 0, +1	3		6	
		2	<i>d</i>	-2, -1, 0, +1, +2	5		10	
<i>N</i>	4	0	<i>s</i>	0	1	16	2	32
		1	<i>p</i>	-1, 0, +1	3		6	
		2	<i>d</i>	-2, -1, 0, +1, +2	5		10	
		3	<i>f</i>	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7		14	

## Принципи та правила, які визначають порядок заповнення атомних орбіталей у багатоелектронних атомах

Послідовність заповнення електронами атомних орбіталей у багатоелектронних атомах визначають такими принципами та правилами: принципом найменшої енергії, правилами Клечковського, принципом Паулі, правилом Хунда та правилом симетрії.

Основною умовою стабільної електронної конфігурації атома є **принцип найменшої енергії**, згідно з яким заповнення електронами атомних орбіталей відбувається у порядку збільшення їх енергії. Тобто кожний наступний електрон

займає вільну атомну орбіталь з найменшою енергією, це відповідає його міцному зв'язку з ядром і забезпечує стійкий стан атома.

Принцип мінімуму енергії уточнюється двома правилами Клечковського, які визначають послідовність заповнення електронами енергетичних підрівнів атома.

Згідно з **першим правилом Клечковського**, заповнення електронами енергетичних підрівнів відбувається у порядку послідовного збільшення суми головного та орбітального квантових чисел  $n + l$ . Ця сума квантових чисел визначає енергію електрона у багатоелектронному атомі.

Згідно з **другим правилом Клечковського**, для двох атомних орбіталей з однаковою сумою  $n + l$ , першою заповнюється електронами атомна орбіталь з меншим значенням головного квантового числа. Для визначення послідовності заповнення електронами атомних орбіталей, розміщених на підрівнях  $3s$ ,  $3p$ ,  $3d$ ,  $4s$ ,  $4p$ , обчислюють енергію кожної атомної орбіталі за сумою  $n + l$ .

Підрівень	$3s$	$3p$	$3d$	$4s$	$4p$
Сума $n + l$	$3 + 0 = 3$	$3 + 1 = 4$	$3 + 2 = 5$	$4 + 0 = 4$	$4 + 1 = 5$
Послідовність заповнення АО	1	2	4	3	5

Користуючись правилами Клечковського, визначають послідовність зростання енергії атомних орбіталей, а також **порядок їх заповнення електронами в атомах елементів**. Цей ряд, у якому вертикальними лініями розділені періоди, позначені арабськими цифрами, має вигляд:

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

**Принцип Паулі формулюють так:** в атомі не може бути двох електронів, у яких усі чотири квантові числа однакові. Фізичний зміст принципу Паулі полягає в тому, що в одній точці атомного простору не можуть одночасно знаходитися два електрони.

Оскільки атомну орбіталь описують набором трьох квантових чисел: головним, орбітальним та магнітним, електрони, які на ній знаходяться, відрізняються лише спіновим квантовим числом. Тому на атомній орбіталі знаходяться лише два електрони з протилежними спінами, їх називають електронною парою. Атомну орбіталь позначають коміркою  $\square$ , електрони —

стрілками  $\uparrow$ . **Сумарний спін двох електронів**, які знаходяться на одній атомній орбіталі, дорівнює нулю.

Розподіл електронів у атомах за енергетичними рівнями та підрівнями зображають **електронними формулами**. У цих формулах цифрою позначають номер відповідного енергетичного рівня (електронного шару), літерою - номер підрівня, індекс праворуч зверху показує число електронів на підрівні.

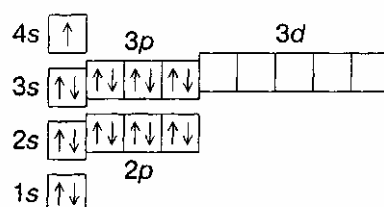
Наприклад, електронна формула Калію, елемента I А групи четвертого періоду, атомний номер якого дорівнює 19, має вигляд:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ .

Згідно з першим правилом Клечковського, у Калію заповнюється електронем  $4s$ -орбіталь, для якої  $n + l = 4 + 0 = 4$ , а  $3d$ -орбіталі залишаються вільними, тому що для них  $n + l = 3 + 2 = 5$ .

Інколи використовують **скорочений запис електронної формули**. Наприклад, скорочена електронна формула калію  $[\text{Ar}]4s^1$  свідчить, що будова внутрішніх електронних шарів калію ідентична електронній конфігурації благородного газу попереднього періоду — Аргону.

Часто будову електронних шарів атома зображають за допомогою квантових комірок — це так звана **електронно-графічна формула елемента**. Кожну комірку позначають клітинкою, яка означає атомну орбіталь. У клітинках стрілками позначають електрони, причому напрямком стрілки показує напрямком спіна. Вільна комірка означає вільну атомну орбіталь, яка може бути зайнята електронами при збудженні атома.

Електронно-графічна формула Калію має вигляд:

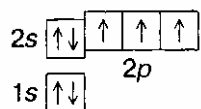


**Правило Хунда** визначає послідовність заповнення електронами атомних орбіталей у межах енергетичного підрівня і формулюють так: електрони заповнюють атомні орбіталі енергетичного підрівня таким чином, щоб абсолютне значення сумарного спіна було максимальним.

Тобто на кожну атомну орбіталь підрівня спочатку поступає по одному електрону з однаковим напрямком спіна, а потім по другому з протилежним

напрямок спіна.

Так, у атома Нітрогену на зовнішньому енергетичному рівні на трьох  $p$ -орбіталях розміщені три електрони, по одному на кожній орбіталі, спіни електронів однакові, а сумарний спін дорівнює  $3/2$ . Отже, електронною формулою азоту є  $1s^2 2s^2 2p^3$  або  $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$  а електронно-графічна формула така:



Правило Хунда зумовлене енергетичними вимогами. При його виконанні енергія зв'язку електрона з ядром буде максимальною, а енергія атомної системи мінімальною. Правило Хунда порушується при збудженні атома.

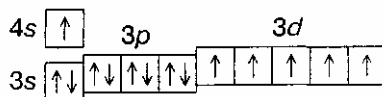
### Правило симетрії

На електронну будову деяких атомів впливає симетрія розподілу електронів на атомних орбіталях енергетичних підрівнів. Електронна конфігурація повністю та наполовину заповнених електронами підрівнів має високу енергетичну стійкість, тому реалізація таких конфігурацій більш ймовірна, ніж конфігурацій з незавершеними підрівнями.

Утворення симетричних електронних конфігурацій можливе за рахунок **проскоку (переходу) електрона** з одного енергетичного рівня на другий. Перехід електрона у цьому випадку зумовлений зменшенням енергії атома і можливий між близькими за енергією атомними орбіталями різних підрівнів.

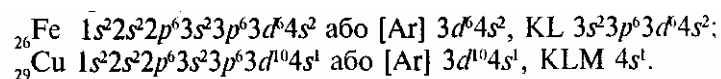
Наприклад, відбувається перехід електронів з  $4s$ - на  $3d$ -орбіталі для атомів Хрому та Купруму, з  $5s$ - на  $4d$ -орбіталі для атомів Молібдену, Аргентуму та Паладію.  $3d$ -Підрівень починає заповнюватися електронами у елемента четвертого періоду Скандію  ${}_{21}\text{Sc}$ , який має електронну формулу  $[\text{Ar}]4s^2 3d^1$ . Наступний за скандієм елемент Титан  ${}_{22}\text{Ti}$  має формулу  $[\text{Ar}]4s^2 3d^2$ , відповідно у ванадію  ${}_{23}\text{V}$  з'являється ще один  $d$ -електрон і його електронну конфігурацію описують формулою  $[\text{Ar}]4s^2 3d^3$ . Електронна формула атома хрому  ${}_{24}\text{Cr}$  повинна мати вигляд:  $[\text{Ar}]4s^2 3d^4$ . Однак внаслідок енергетичне вигідного переходу електрона з  $4s$ - на  $3d$ -орбіталь утворюється електронна конфігурація з наполовину заповненим  $3d$ -підрівнем і хром має електронну формулу  $[\text{Ar}]4s^2 3d^5$ , а електронно-графічна формула набуває такий вигляд:





Така електронна конфігурація хрому сприяє підвищенню симетрії електронного розподілу і зменшенню енергії атома.

Електронні формули елементів заліза та міді мають вигляд:



### Атомне ядро

У 1911 році англійський фізик Ернест Резерфорд провів ряд дослідів з  $\alpha$ -частинками, які показали, що крім електронів кожний атом містить іншу частинку, яку називають **ядром атома**. Дослід полягав у бомбардуванні тонкої золотої фольги потоком  $\alpha$ -частинок і спостереженні траєкторії їх руху. Суть експерименту показана на рисунку 4.

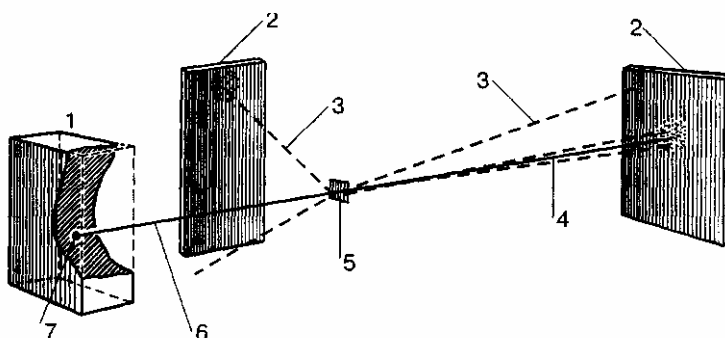


Рис. 4. Схема дослідів Резерфорда

Шматочок радіоактивного радію 7 розміщують у свинцевому блоці 1 з отвором, через який радій випромінює потік  $\alpha$ -частинок б, що проникають потім крізь металічну фольгу 5. Напрямок руху  $\alpha$ -частинок встановлюють, використовуючи екран 2, покритий сульфідом цинку. При ударі  $\alpha$ -частинки на екрані виникає спалах.

Більшість  $\alpha$ -частинок проходило крізь фольгу без помітного відхилення 4, хоча декілька змінювало траєкторію руху на невеликий кут 3, і тільки одна з 10 000 частинок відхилялась від початкового напрямку руху більш ніж на  $90^\circ$  3.

Явище розсіювання  $\alpha$ -частинок зумовлене їх співударом з частинкою, яка має великий позитивний заряд і масу, зосереджену в малому об'ємі, тобто більша частина маси атома зосереджена в невеликій позитивно зарядженій частинці, яку Резерфорд назвав **атомним ядром**.

Експериментальні факти підтвердили складність будови атома і показали, що останній складається із негативно заряджених частинок — електронів та позитивно зарядженого ядра. Заряд ядра атома однаковий за величиною та протилежний за знаком сумарному заряду електронів. Експериментальне встановлено, що **діаметр ядра атома** дорівнює приблизно  $10^{-14}$  —  $10^{-15}$  м.

У 1932 році російські фізики Д. Д. Іваненко та Є. М. Гапон і, незалежно від них, німецький фізик Гейзенберг запропонували **протонно-нейтронну будову атома**. Згідно з цією теорією атомне ядро складається із протонів і нейтронів. Ці частинки розглядають як два різних стани елементарної ядерної частинки, яку називають нуклоном. *Властивості ядра залежать від числа протонів і нейтронів, що входять до його складу. Для реально існуючих атомів кількість нейтронів залежить від числа протонів. Ядра атомів стійкі лише при певному співвідношенні числа протонів і нейтронів, коли число протонів приблизно дорівнює числу нейтронів. При збільшенні числа протонів у ядрі атома монотонне зростає число нейтронів. При значному збільшенні заряду ядра, число нейтронів значно перевищує число протонів, це приводить до утворення нестійких ядер.*

У хімії атомне ядро позначають точкою з позитивним зарядом  $+Z$  і масою  $A$ . Масове число атома  $A$  дорівнює масі загальної кількості протонів  $Z$  та нейтронів  $N$ , що входять до складу ядра:

$$A = Z + N.$$

*Протон має електричний заряд  $0,1602 \cdot 10^{-18}$  Кл. Цей заряд дорівнює заряду електрона, але він позитивний. Маса протона дорівнює  $1,672 \cdot 10^{-27}$  кг.*

*Нейтрон був відкритий англійським фізиком Джеймсом Чедвіком у 1932 році. Маса нейтрона мало відрізняється від маси протона та дорівнює  $1,675 \cdot 10^{-27}$  кг. Нейтрон — незаряджена частинка. Основні характеристики елементарних частинок, які складають атом, наведені у таблиці 2.*

Таблиця 2

**Дані про деякі елементарні частинки атома**

Частинка	Символ	Маса частинки		Заряд, Кл
		абсолютна маса, кг	відносна маса	
Протон	$p$	$1,673 \cdot 10^{-27}$	1,007276	$1,602 \cdot 10^{-19}$
Нейтрон	$n$	$1,675 \cdot 10^{-27}$	1,008665	0
Електрон	$e$	$9,109 \cdot 10^{-31}$	0,000549	$1,602 \cdot 10^{-19}$

Експериментальне встановлено, що маса ядра атома менша ніж сума мас протонів і нейтронів, які входять до його складу. Цю різницю мас називають **дефектом маси**. Наприклад, маса ядра дейтерія, що містить протон і нейтрон, дорівнює 2,0137 а. о. м., а сума мас протона і нейтрона складає:

$$1,0073 + 1,0087 = 2,0160 \text{ а. о. м.}$$

*Різниця мас дорівнює  $\Delta m = 2,0160 - 2,0137 = 0,0023$  а. о. м., тобто дефект маси складає 0,0023 а. о. м. Дефект маси відповідає енергії, яка виділяється внаслідок взаємодії протонів і нейтронів при утворенні ядра. Цю енергію можна обчислити за співвідношенням Ейнштейна:*

$$E = mc^2.$$

*Згідно з обчисленнями, середня енергія зв'язку в ядрі атома дейтерію на один нуклон складає близько 2,1 МеВ. Ця величина в мільйон разів перевищує енергію хімічного зв'язку атомів у молекулі, яка в середньому дорівнює 5еВ. Тому при хімічних реакціях ядра атомів не змінюються.*

*Природа ядерних сил остаточно не визначена. Відомо, що вони діють на дуже коротких відстанях близько  $10^{-15}$  м та зв'язують у ядрі протони і нейтрони. Згідно з сучасною протонно-електронною теорією, атомне ядро має шарову будову. Протони і нейтрони незалежно один від одного заповнюють ядерні шари, подібно як електрони займають енергетичні рівні. Якщо на ядерних шарах розміщені 2, 8, 14, 20, 28, 50 або 82 протони чи нейтрони або 126, 152 нейтрони, то такі шари вважають заповненими, а наведені числа нуклонів — магічними. Ядра атомів таких елементів є дуже стійкими. Магічні числа визначаються числом протонів, числом нейтронів та числом протонів і нейтронів. Останні числа називають двічі магічними.*

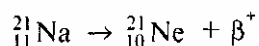
Ядра атомів елементів можуть мати однакове число протонів, але різну кількість нейтронів і, як наслідок, різне масове число.

Сукупність атомів з однаковим зарядом ядра, тобто з однаковим числом протонів, але різними масовими числами, називають **ізотопами**. Ізотоп елемента, з певним числом протонів і нейтронів називають **нуклідом**. При позначенні ізотопів біля символу елемента зліва вгорі записують масове число, а зліва внизу — заряд ядра.

Наприклад,  $^{16}_8\text{O}$ ,  $^{17}_8\text{O}$ ,  $^{18}_8\text{O}$ . **Відносна атомна маса елемента має нецілочислове значення** тому, що елемент є сумішшю ізотопів.

Усі **ізотопи поділяють на стійкі**, які не підлягають радіоактивному розпаду та зберігаються у природі як завгодно довго, та **нестійкі** або радіоактивні, які розпадаються, випромінюючи  $\alpha$ - чи  $\beta$ -частинки.

На даний час відомо близько 300 стабільних природних ізотопів і синтезовано більш ніж 1800 нестабільних радіоактивних ізотопів відомих елементів. Встановлено, що **стабільними є ізотопи, які мають у ядрі парне число протонів і нейтронів. Нестабільними є ядра атомів елементів, які мають непарний атомний номер.** Наприклад, ядро ізотопу натрію  $^{21}_{11}\text{Na}$  нестійке, воно самоплинно оозпалається:



*Особливо нестабільні ядра атомів з непарним числом протонів і нейтронів.*

*Оскільки хімічні властивості елементів визначаються зарядом ядра і електронною конфігурацією атома, а атомна маса впливає на них незначно, хімічна поведінка ізотопів подібна.*

Ядра атомів елементів, які мають різне число протонів  $Z$  та однакове число нейтронів  $N$ , називають **ізотонами**.

Атоми, ядра яких мають різне число протонів  $Z$  і нейтронів  $УУ$ , але однакове число нуклонів, тобто однакове масове число, називають **ізобарами**.

Приклади ядер ізотопів, ізобарів та ізотонів:

Ізотопи	$^{40}_{20}\text{Ca}$ (20р, 20n).	$^{42}_{20}\text{Ca}$ (20р, 22n).	$^{43}_{20}\text{Ca}$ (20р, 23n).
Ізобари	$^{40}_{18}\text{Ar}$ (18р, 22n).	$^{40}_{19}\text{K}$ (19р, 21n).	$^{40}_{20}\text{Ca}$ (20р, 20n).
Ізотони	$^{136}_{54}\text{Xe}$ (54р, 82n).	$^{138}_{56}\text{Ba}$ (56р, 82n).	$^{139}_{57}\text{La}$ (57р, 82n).

### Радіоактивність

Незважаючи на малі розміри, ядра атомів є подільними. Стійкість ядер характеризується співвідношенням:

$$\frac{Z^2}{A},$$

де  $Z$ — заряд ядра атома,  $A$  — його масове число. Якщо — більше ніж 33, то **ядро нестійке, радіоактивне**.

Самоплинне перетворення нестійких ядер атомів одного хімічного елемента в ядра атомів одного або декількох інших елементів, яке супроводжується випусканням елементарних частинок та випромінюванням енергії, називають **радіоактивністю**. Хімічні елементи, усі ізотопи яких радіоактивні, називають **радіоактивними елементами**. Розрізняють **природну** та **штучну радіоактивність**.

Радіоактивність, яку виявляють ізотопи елементів, що існують у природі, називають **природною радіоактивністю**. *Внаслідок природної радіоактивності ядра атомів одного елемента без будь-якого зовнішнього впливу перетворюються на ядра атомів іншого або інших елементів.* Елементи з порядковими номерами  $Z = 84 — 92$ , тобто елементи, які розміщені в періодичній системі після Бісмуту, не мають жодного стабільного ізотопу. **Усі ці елементи — радіоактивні.** *У інших елементів радіоактивність властива лише для деяких ізотопів. Радіоактивні ізотопи розпадаються, перетворюючись на нові елементи, доки не утвориться атом елемента із стабільними ізотопами.*

Радіоактивність, яку проявляють ізотопи елементів, одержаних у лабораторії внаслідок ядерних реакцій, називають **штучною**. Явище штучної радіоактивності відкрили у 1934 році Ф. Жоліо-Кюрі та І. Жоліо-Кюрі, коли збуджували ядра стійких атомів  $\alpha$ -частинками з великою енергією. При цьому ядро атома переходило у нестійкий радіоактивний ізотоп іншого елемента, який розпадався. Елементи з порядковими номерами  $Z = 43$  (Технецій),  $Z = 85$  (Астат) і  $Z = 93 — 110$  (трансуранові елементи) одержують штучно внаслідок ядерних реакцій. Ці елементи мають лише радіоактивні ізотопи.

У наш час внаслідок здійснення відповідних ядерних реакцій, радіоактивні ізотопи можна одержати для будь-якого елемента періодичної системи.

Стійкість радіоактивного ізотопу характеризують **періодом напіврозпаду**, тобто проміжком часу, протягом якого розпадається половина початкової кількості даного радіоактивного ізотопу. Період напіврозпаду позначають  $T_{1/2}$ , інколи  $T_{0,5}$  або  $t_{1/2}$ .

Величина періоду напіврозпаду радіонуклідів — нестійких радіоактивних ізотопів — змінюється для більшості ізотопів від 30 секунд до 10 днів.

### Характеристика деяких природних радіонуклідів

Радіонуклід		Період напіврозпаду. $T_{1/2}$ , рік	Походження
назва	символ		
Тритій	${}^3_1\text{H}$	12.3	Бомбардування космічними променями атмосферного азоту ${}^{14}_7\text{N}$
Вуглець-14	${}^{14}_6\text{C}$	5700	
Стронцій-90	${}^{90}_{38}\text{Sr}$	80000	Випадіння осадів після вибуху атомних і водневих бомб, після катастроф на атомних електростанціях
Цезій-137	${}^{137}_{55}\text{Cs}$	27	
Радій-226	${}^{226}_{88}\text{Ra}$	1620	
Торій-230	${}^{230}_{90}\text{Th}$	80000	Урановмісні мінерали
Уран-238	${}^{238}_{92}\text{U}$	$4,5 \cdot 10^9$	

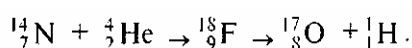
Радіоактивний розпад відносять до реакцій першого порядку. До **основних видів радіоактивного розпаду** належить  $\alpha$ -розпад (потік ядер гелію, які рухаються з великою швидкістю),  $\beta^-$ -розпад (потік електронів, які рухаються із швидкістю світла),  $\beta^+$ -розпад (позитронів (+) — частинок, аналогічних електронам), електронний захват і спонтанний поділ ядер.

### Ядерні реакції

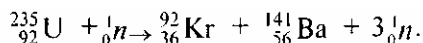
Вивченням реакцій, внаслідок яких відбувається перетворення атомних ядер, займається **ядерна хімія**. В ядерних реакціях, на відміну від хімічних, внаслідок перерозподілу протонів і нейтронів в ядрах атомів утворюються нові хімічні елементи.

*За допомогою ядерних реакцій одержують радіоактивні ізотопи будь-яких хімічних елементів періодичної системи. Ядерні реакції відбуваються внаслідок взаємодії нейтронів, протонів, дейтронів,  $\alpha$ -частинок та інших атомних ядер з ядрами атомів будь-яких елементів. При цьому для подолання кулонівських сил відштовхування, атакуючі частинки повинні мати велику енергію та рухатися дуже швидко. Ядро атома поглинає атакуючі частинки, внаслідок чого утворюється нове ядро, термін життя якого близько  $10^{-7}$  с. Це ядро в свою чергу випускає елементарну частинку або легке ядро і утворює при цьому ядро атома іншого хімічного елемента.*

У 1919 році Е. Резерфорд вперше перетворив один хімічний елемент на інший. Він здійснив у лабораторних умовах ядерну реакцію перетворення азоту-14 на кисень-17:



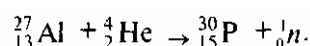
Для розвитку ядерної хімії велике значення мало відкриття у 1939 році поділу ядер тепловими нейтронами. Для ізотопу урану-235 можливі три схеми ядерного поділу. Нижче наведено одну із схем:



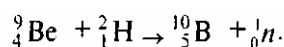
Поділ кожного ядра урану супроводжується виділенням двох або трьох нейтронів, здатних взаємодіяти з іншими ядрами урану-235, внаслідок цього виникає ланцюгова ядерна реакція. Така реакція перебігає миттєво і супроводжується вибухом та виділенням значної кількості енергії.

Нижче наведені приклади деяких ядерних реакцій, у тому числі ядерні реакції одержання штучних трансуранових елементів.

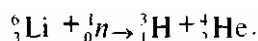
Реакція одержання радіоактивного фосфору дією  $\alpha$ -частинок така:



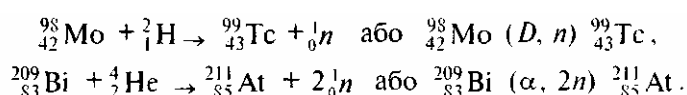
Наступну реакцію одержання потоку нейтронів дією дейтронів використовують для нейтронів, які називають берилієвими променями:



Одержання тритію дією нейтронів:

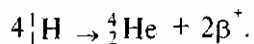


Одержання штучних радіоактивних елементів технецію та астату:



для останніх двох реакцій наведена скорочена форма запису рівнянь ядерних реакцій, згідно з якою символ вихідного елемента записують перед дужкою, а в дужках першим — символ частинки, яка діє на ядро, потім через кому записують символ виділених внаслідок реакції частинок або у-променів. Останнім після дужки записують символ одержаного елемента.

Важливим типом ядерних реакцій, які відбуваються лише при дуже високих температурах  $\approx 10^7$  К, є термоядерні реакції. Це реакції об'єднання атомних ядер з утворенням більш важких елементів. Наприклад, джерелом сонячної енергії та енергії зірок є синтез атомних ядер, серед яких найбільше значення має синтез гелію з водню:



При ядерних реакціях виділяється велика кількість енергії.

### Використання радіоактивних ізотопів у медицині

Радіоактивні ізотопи застосовують у медицині для встановлення діагнозу та лікування деяких хвороб. Для діагностики **ракових пухлин** використовують препарати, в молекулах яких знаходяться атоми радіоактивних елементів, що поглинаються тканинок пухлини. Потім за допомогою лічильника визначають місце знаходження радіоактивного елемента в організмі та локалізацію пухлини. Наприклад, для **діагностики ракових пухлин** застосовують розчин **Натрій фосфату**, позначений фосфором-32. Йодид натрію, який містить радіоактивний йод  $^{131}_{53}\text{I}$ , використовують для діагностики захворювання щитоподібної залози.

У медичній практиці радіоактивні ізотопи використовують не тільки для діагностики, а також для лікування злоякісних пухлин. Так, нукліди цинку  $^{65}\text{Zn}$  та золота  $^{198}\text{Au}$ , розчин Натрію фосфату для ін'єкцій, позначений фосфором-32, застосовують для лікування **хронічного лейкозу**.

Експериментальне встановлено, що радіоактивне випромінювання руйнує клітини ракових пухлин та пригнічує їх розвиток. Це дозволяє лікувати ракові захворювання за допомогою  $\gamma$ -променів, які випромінює радіоактивний ізотоп кобальту-60. Завдяки швидкому розпаду цього ізотопа, його безпосередньо вводять в організм.

За допомогою радіоактивних ізотопів досліджують обмін речовин в організмі. Радіоактивні нукліди  $^{64}\text{Si}$ ,  $^{110}\text{Ag}$  та  $^{198}\text{Au}$  використовують як радіоактивні індикатори у біологічних, біохімічних та медичних дослідженнях.