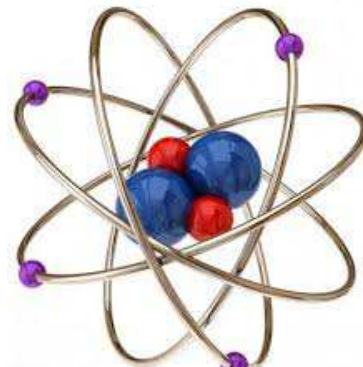
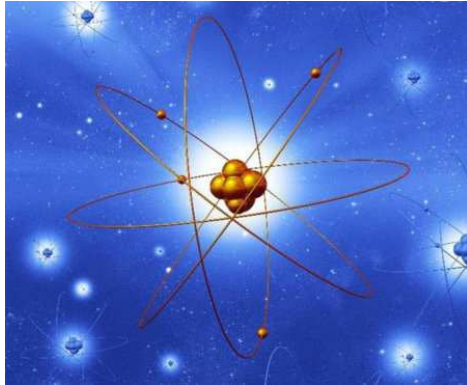


Будова атома

Ядерна модель будови атома

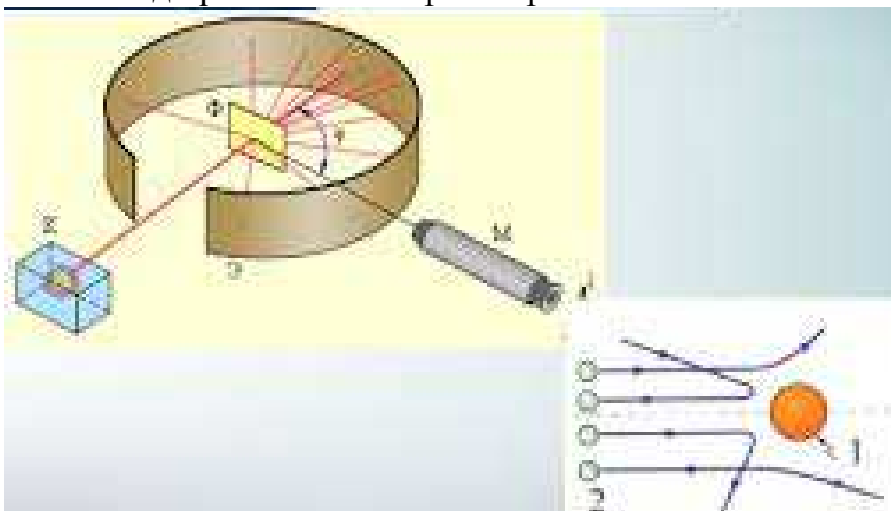


До кінця XIX ст. атоми вважалися неподільними. Подальший розвиток теоретичних та експериментальних уявлень показав, що атом має складну будову.

Томсон передбачив, що атоми складаються з позитивно зарядженої сфери, в яку вкраплені електрони. Ця модель атома отримала серед учених назву "сливовий пудинг".

У 1910 році англійський фізик Е.Резерфорд зі своїми учнями провели експеримент, який дав вражаючі результати, нез'ясовні з точки зору моделі Томсона. На той час вже була відкрита радіоактивність. Радіоактивні речовини здатні випускати не лише промені високої енергії, але і частинки високої енергії, які здатні проникати крізь багато предметів. Такі частинки називаються α -частинками (альфа-частинками).

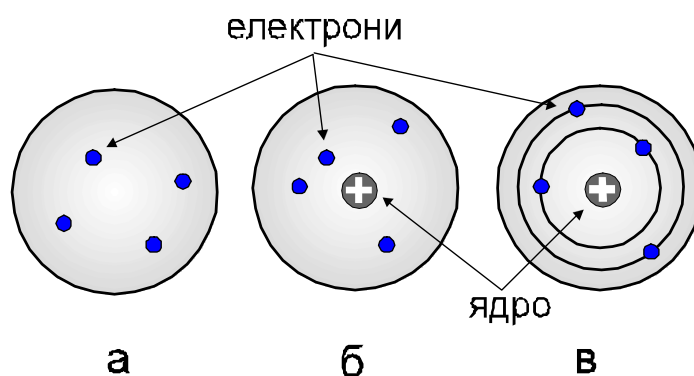
Потік α -частинок проникає крізь тонку золоту фольгу завтовшки приблизно 10000 атомів. Пройшовши крізь золото, α -частинки викликають спалах при зіткненні з екраном. За спалахами на екрані можна спостерігати за відхиленням частини α -частинок від прямолінійної траєкторії.



Дослід Резерфорда (1911 р.)

Виявилося, що не весь пучок α -частинок проходить фольгу наскрізь. Деякі α -частинки змінюють напрям і навіть відбиваються від тонкого листа золотої фольги. Це могло означати тільки одне: атоми золото не суцільні, а складаються з «розріджених» порожнеч (крізь які α -частинки проходять безперешкодно) і дуже щільних областей, від яких α -частинки відбиваються. Резерфорд припустив, що атом складається з щільного, позитивно зарядженого ядра, в якому зосереджена практично вся маса атома, і електронів, що оточують це ядро. Електрони обертаються навколо ядра по кругових орбітах, при цьому на електрони діє відцентрова сила, яка в точності урівноважується електростатичним тяжінням електрона до ядра. α -частинки відносно легко проходять крізь "розріджену" область, займану електронами і відбиваються (чи відхиляються) при зіткненні з щільним ядром атома. За співвідношенням відхилених і невідхилених альфа-частинок вдалося розрахувати, що розміри ядра атома золота приблизно в 100000 разів менше зовнішніх меж атома, якими він стикається з іншими (*радіус атома – 10^{-8} см, радіус атомного ядра – 10^{-13} см*).

Датський фізик Н.Бор запропонував модель атома, схожу на модель Резерфорда, але з тією відмінністю, що електрони розташовувалися навколо ядра на строго визначених, постійних орбітах (модель нагадує пристрій сонячної системи, де електрони обертаються навколо ядра так само, як планети навколо Сонця). Коли речовину нагрівають, електрони поглинають енергію і переходять на більш віддалені від ядра постійні орбіти, а потім повертаються на колишнє місце, виділяючи енергію строго відміряними "порціями" (у вигляді квантів світла).



Моделі атома: а) Томсона ("сливовий пудинг"), б) Резерфорда, в) планетарна модель Бора.

Атом складається з масивного позитивно зарядженого ядра, навколо якого на значній відстані обертаються негативно заряджені електрони, які утворюють електронну оболонку («хмару») атома.

За сучасною теорією будови **атом** – це електронейтральна система, яка складається з позитивно зарядженого ядра та негативно зарядженої електронної оболонки.

Позитивний заряд ядра атома чисельно дорівнює порядковому номеру елемента у періодичній системі. Так як атом – електронейтральна система, то сумарний негативний заряд електронів повинен компенсувати позитивний заряд атомного ядра. Кількість електронів, які обертаються навколо ядра, також дорівнює порядковому номеру елемента у періодичній системі.

Атом може втратити один або декілька електронів або навпаки – захопити електрони. В цьому випадку атома набуває позитивний або негативний заряд і називається *йоном*.

Склад атомних ядер

Електрони, протони і нейтрони є головними «будівельними складовими» атомів і називаються *субатомними частинками*.

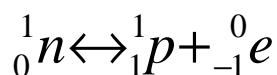
На даний час в ядрі атома відкрито багато елементарних частинок. Найважливішими з них є *протони* та *нейтрони* (розглядаються як два різних стани ядерної частинки – *нуклона*). Елементарна частка характеризується певною *масою* та *зарядом*.

Ядро (нуклід) – центральна позитивно заряджена частка атома, в якій зосереджена його маса. Ядро складається з **нуклонів** – *протонів* та *нейтронів*.

Таблиця. Субатомні елементарні частинки.

Частка	Заряд	Маса		Позначення
		а.о.м.	кг	
Протон	+1	1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1_1p
Нейтрон	0	1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1_0n
Електрон	-1	0	$9,11 \cdot 10^{-31}$	${}^0_{-1}e$

Субатомні елементарні частинки пов'язані між собою співвідношенням:



Число протонів в атомному ядрі дорівнює числу електронів в атомі елемента.

Згідно протонно-нейтронної теорії будови атому (Д.Іваненко, Є.Гапон 1932 р.) ядра всіх атомів (крім Гідрогену) складаються із Z протонів та $A-Z$ нейтронів: $A = Z + N$, де A – масове число, Z – число протонів, N – число нейтронів.

Властивості ядра визначаються числом протонів та нейтронів, тобто складом атомного ядра.

Кількісні характеристики атомного ядра:

1. **Заряд.** Заряд ядра атома чисельно дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі. Заряд ядра визначається сумарним зарядом усіх заряджених частинок, з яких воно складається. Так як заряд протона +1, то число протонів у ядрі також дорівнює порядковому номеру елемента у періодичній системі. Заряд ядра – величина постійна і є головною кількісною характеристикою елемента.

2. **Маса.** В ядрі зосереджена вся маса атома (масою електронів можна знехтувати). Маса ядра складається з мас протонів та нейтронів. Тому, знаючи масу атома та його заряд, можна розрахувати число нейтронів, які входять до складу атомного ядра: $N = A - Z$.

На відміну від заряду ядра, маса окремих атомів одного й того ж хімічного елемента може приймати різні значення (залежить від числа нейтронів, що входять до складу атомного ядра).

Ізотопи – атоми одного хімічного елемента, які мають різну атомну масу (характеризуються різною сумою протонів та нейтронів $\Sigma p+n$)

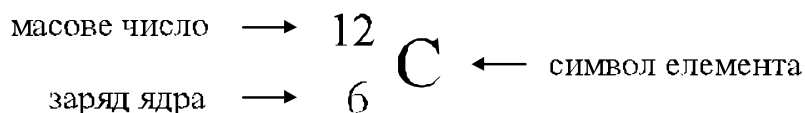
Кожний елемент має декілька ізотопів (природних та штучних). Тому в періодичній системі наведені середні атомні маси елементів з урахуванням їх поширення в природі.

Таблиця. Символи, назва, атомні маси та природний ізотопічний склад деяких хімічних елементів.

Елемент	Латинська назва	Атомна маса природного елемента	Атомна маса ізотопів	Вміст ізотопів у природному елементі, %
Гідроген ${}^1_1\text{H}$ ${}^2_1\text{H (D)}$	Hydrogenium	1,0079	1,0078 2,0140	99,984 0,0156
Карбон ${}^{12}_6\text{C}$ ${}^{13}_6\text{C}$	Carboneum	12,011	12,00000 13,00335	98,892 1,108
Нітроген ${}^{14}_7\text{N}$ ${}^{15}_7\text{N}$	Nitrogenium	14,0067	14,00307 15,00011	99,635 0,365
Оксиген ${}^{16}_8\text{O}$ ${}^{17}_8\text{O}$ ${}^{18}_8\text{O}$	Oxygenium	15,9994	15,99491 16,9991 17,9992	99,759 0,037 0,204

Ізотопи характеризуються:

- масовим числом A (ціле значення) – ізотопна маса;
- зарядом ядра Z (порядковим номером).
-



Маса ізотопів менша за масове число даного ізотопу (A) на величину Δm , яка називається дефектом маси.

Дефект маси – зменшення маси атома в порівнянні із сумарною масою всіх окремо взятих складових його елементарних частинок, що зумовлюється енергією їх зв'язку в атомі (виникає за рахунок ядерних сил, які утримують протони і нейтрони у ядрі, $\Delta E = \Delta m c^2$).

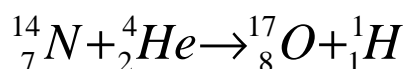
Класифікація ізотопів:

- 1) Природні – ізотопи хімічних елементів, які існують в природі (94 ізотопи).
- 2) Штучні – ізотопи, які в природі не існують і утворюються під час ядерних реакцій (одержано ізотопи для всіх хімічних елементів).
- 3) Радіоактивні – нестійкі ізотопи, які спонтанно перетворюються на атоми інших хімічних елементів, виділяючи при цьому енергію (більш ніж 2 тисячі ізотопів хімічних елементів).
- 4) Стабільні – нерадіоактивні ізотопи (273 стабільних ізотопів хімічних елементів).

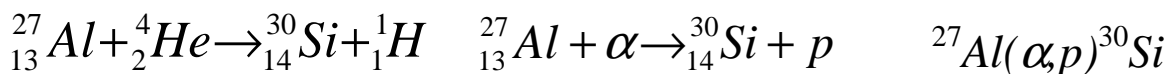
Усі ізотопи одного хімічного елемента володіють однаковими властивостями.

Ядерні реакції

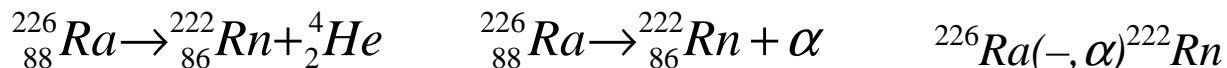
Ядерні реакції (фізичний процес) – це перетворення атомних ядер хімічних елементів внаслідок їх взаємодії між собою або з елементарними частинками. Перша штучна ядерна реакція була здійснена Е.Резерфордом (1919 р.) при бомбардуванні ядер азоту α -частинками:



Складання ядерних реакцій базується на законах збереження маси та енергії.



Радіоактивний розпад (перетворення) елементів відноситься до ядерних реакцій:



За допомогою ядерних реакцій були одержані ізотопи багатьох хімічних елементів і ядра всіх хімічних елементів з порядковими номерами від 93 до 118.

Радіоактивні перетворення:

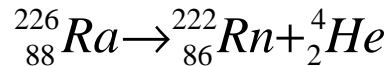
α -розпад. Супроводжується потоком позитивно заряджених ядер атома Гелію ${}_{2}^{4}\text{He}$ (α -частинок) зі швидкістю 20000 км/с. При цьому заряд Z вихідного ядра зменшується на 2 одиниці (в одиницях елементарного заряду), а масове число A -

на 4 одиниці (в атомних одиницях маси).

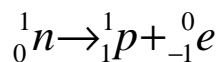
$$Z = Z - 2$$

$$A = A - 4$$

Під час α -розпаду утворюється атом нового хімічного елемента, який розміщений у періодичній системі на дві клітинки лівіше, від вихідного радіоактивного елемента, а його масове число на 4 одиниці менше від вихідного.



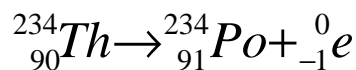
β^- -розпад. Випромінювання ядром атома потоку електронів зі швидкістю 100000-300000 км/с. Електрон утворюється при розпаді нейтрона ядра:



При β^- -розпаді масове число ізотопу не змінюється, оскільки загальне число протонів і нейтронів зберігається, а заряд ядра збільшується на 1.

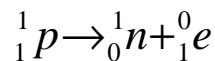
$$Z = Z + 1$$

$$A = A - 0$$



Під час β^- -розпаду утворюється атом нового хімічного елемента, який розміщений у періодичній системі на одну клітинку правіше, а його масове число не змінюється.

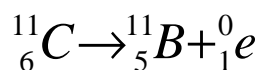
β^+ -розпад. Випромінювання ядром атома потоку позитронів (античастинка до електрону ${}_{+1}^0e$). Позитрон утворюється при розпаді протона ядра:



При β^+ -розпаді масове число ізотопу не змінюється, оскільки загальне число протонів і нейтронів зберігається, а заряд ядра зменшується на 1.

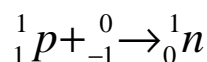
$$Z = Z - 1$$

$$A = A - 0$$



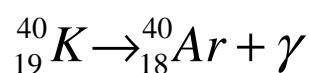
Під час β^+ -розпаду утворюється атом нового хімічного елемента, який розміщений у періодичній системі на одну клітинку лівіше, а його масове число не змінюється.

γ -розпад (К-захват). Відбувається захват електрона К-рівня ядром атома. Збуджене ядро випромінює електромагнітне випромінювання з дуже малою довжиною хвилі й високою частотою.



$$Z = Z - 1$$

$$A = A - 0$$



Внаслідок γ -розпаду утворюється атом нового хімічного елемента, який розміщений у періодичній системі на одну клітинку лівіше, а його масове число не змінюється.

Час життя атомів хімічних елементів визначається будовою їх атомних ядер та характеризується періодом напіврозпаду $T_{1/2}$.

Період напіврозпаду – це час, протягом якого розпадається половина всього числа атомів даного хімічного елемента.

Для атомів хімічних елементів (окрім деяких ізотопів, які розпадаються шляхом електронного захвату), період напіврозпаду є сталою величиною. На цьому базуються визначення абсолютного геологічного віку гірських порід, а також радіовуглецевий метод визначення віку біологічних залишків.

Будова електронних оболонок атомів

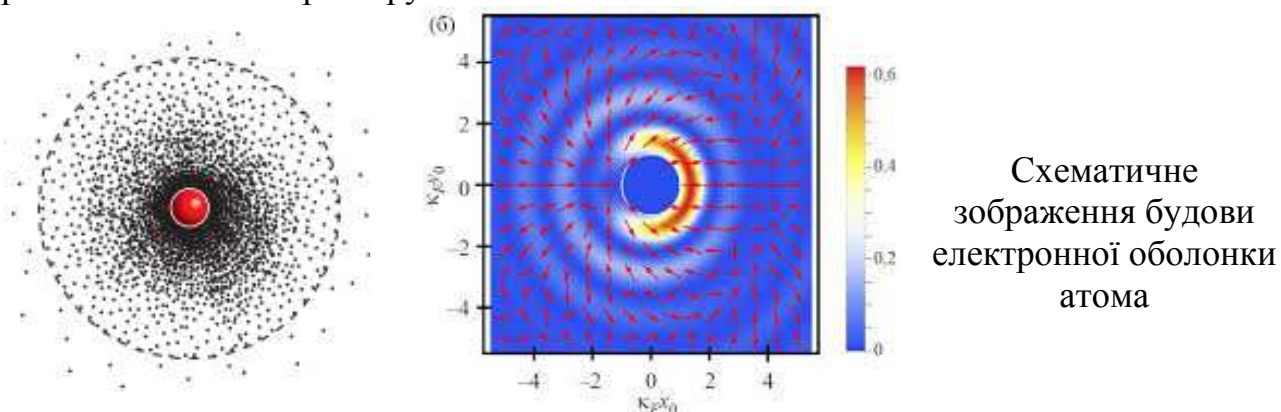
Під час хімічних реакцій, ядра атомів не змінюються. Змінам піддаються електронні оболонки атомів, будова яких визначає властивості хімічних елементів.

Стан електрона в атомі описує *квантова механіка*. Згідно положень квантової механіки, електрон має двоїсту природу (володіє «дуалізмом» властивостей): поводить себе як матеріальна частка (володіє масою спокою, потік електронів чинить тиск), як хвиля (явище дифракції, інтерференції).

Електрон в атомі не має певної траєкторії руху. Квантова механіка розглядає імовірність знаходження електрона в просторі навколо атомного ядра. Різні його положення розглядаються як «*електронна хмара*».

Простір навколо атомного ядра, в якому імовірність знаходження електрона найбільша (більше за 90%) називається електронною орбітальною.

Орбіталі атома мають різні розміри. Електрони, які рухаються на орбіталях меншого розміру, сильніше притягуються ядром ніж, електрони, які рухаються на орбіталях більшого розміру.



Електрони, які рухаються на орбіталях близьких за розмірами, утворюють *електронні (енергетичні) рівні*.

Нумерація енергетичних рівнів (від ядра): 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 або K, L, M, N, O, P, Q.

Квантові числа

Для характеристики електронних орбіталей використовують набір *квантових чисел*.

Головне квантове число (n) – визначає номер орбіталі та характеризує її енергію (залежить від відстані орбіталі від ядра). $n=1, 2, 3, 4, \dots, \infty$.

Орбіталі, які характеризуються однаковими значеннями головного квантового числа, знаходяться на рівній відстані від атомного ядра, володіють однаковою енергією, отже перебувають на одному енергетичному рівні.

Енергетичні рівні – сукупність орбіталей з однаковими значеннями головного квантового числа. Чим далі від ядра розташована орбіталі, тим більшою енергією вона володіє ($E_n > E_{n-1}$).

Число енергетичних рівнів, які заповнюються в атомі, чисельно дорівнює номеру періоду, в якому знаходиться хімічний елемент.

Найбільше можливе число електронів, які розміщуються на енергетичному (електронному) рівні визначається формулою: $N = 2n^2$.

Найбільше можливе число електронів на перших 4-х енергетичних (електронних) рівнях.

Період	Енергетичний (електронний) рівень (n)	Число електронів на даному рівні ($2n^2$)
I-й	1 (K-рівень)	2
II-й	2 (L-рівень)	8
III-й	3 (M-рівень)	18 (8)
IV-й	4 (N-рівень)	32 (16)

Заповнений зовнішній електронний рівень благородних елементів містить 8 електронів (s^2+p^6). Саме заповнені зовнішні електронні рівні є причиною хімічної інертності благородних елементів, оскільки усі інші елементи мають частково незаповнені зовнішні електронні рівні.

Хімічні властивості «не благородних» елементів пов'язані з їх прагненням завершити свої зовнішні електронні оболонки. Це припущення підтверджується численними фактами і дістало назву **правила октету** (вісім - октет): **атоми елементів прагнуть до найбільш стійкої електронної конфігурації – стійкою є електронна конфігурація із завершеним зовнішнім електронним рівнем з (s^2+p^6), тобто з октету електронів.**

Атоми хімічних елементів прагнуть створювати завершені зовнішні електронні рівні (оболонки) з 8 електронів, віддаючи свої електрони іншим атомам або, навпаки, приймаючи електрони інших атомів. Такий обмін електронами і викликає усе різноманіття хімічних реакцій.

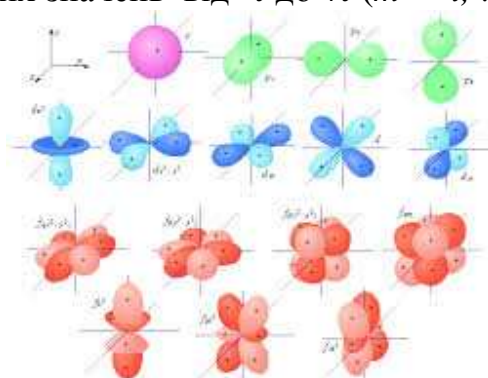
Слід враховувати, що не всі рівні в атомах заповнені електронами. При заповненні оболонки атома, реалізується принцип найменшої енергії. Його стан в цьому випадку називають незбудженим або основним.

Орбітальне (побічне) квантове число (l) – визначає форму орбіталі. n -ий енергетичний рівень розщеплюється на n енергетичних підрівнів (завдяки електрон-електронній взаємодії у багато електронних системах). Орбітальне квантове число приймає цілі значення від 0 до $n-1$ ($l=0, 1, 2, \dots, n-1$). У кожного рівня є орбіталі певної форми. Ті з них, у яких подібна енергія, утворюють підрівень.

$n=1$	$l=0$	s -орбіталь	<p>Рис. 9. Рівні, підрівні, орбіталі</p>	<p>s-орбіталь</p> <p>p_x, p_y и p_z-орбіталі</p> <p>одна из d-орбіталей</p>
$n=2$	$l=0, 1$	s -орбіталь p -орбіталь		
$n=3$	$l=0, 1, 2$	s -орбіталь p -орбіталь d -орбіталь		
$n=4$	$l=0, 1, 2, 3$	s -орбіталь p -орбіталь d -орбіталь f -орбіталь		

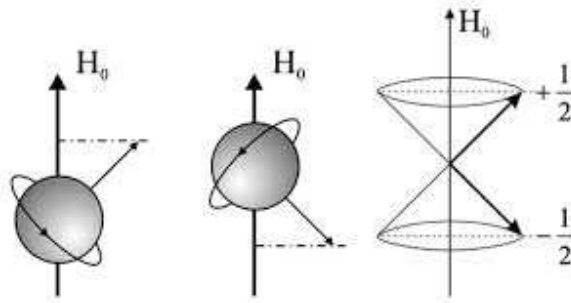
Чим більше значення l , тим форма стає складнішою, а енергія електрона – зростає.

Магнітне квантове число (m) – вказує на просторову орієнтацію орбіталей, у яких число l однакове. m є проекцією орбітального (побічного) моменту імпульсу на той чи інший напрямок магнітного поля. m може приймати $2l+1$ різних значень від $-l$ до $+l$ ($m = -l, \dots, 0, \dots, +l$).



просторова орієнтація s -, p -, d -, f -орбіталей

Спінове квантове число (s) – характеризує обертальний момент електрона. (обертання електрона навколо власної осі). s приймає два значення $-1/2$ та $+1/2$.

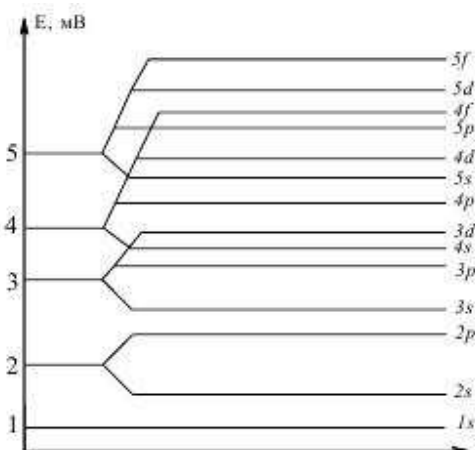


Заповнення електронами рівнів та підрівнів в атомі.

Послідовність заповнення електронами атомних орбіталей в багатоелектронних атомах базується на: принципі Паулі, правилі Клечковського, правилі Гунда.

Принцип Паулі: В атомі не може бути електронів з однаковим значенням всіх чотирьох квантових чисел. Оскільки електрон характеризується лише одним набором (n, l, m, s) квантових чисел, а одній орбіталі відповідає три (n, l, m) квантових числа, то згідно принципу Паулі для конкретної атомної орбіталі можливо стільки станів електрона, скільки значень має четверте квантове число (s спінове, два значення). Тому на одній атомній орбіталі може одночасно перебувати не більше двох електронів (з різними спінами).

Правило Клечковського (принцип найменшої енергії): Заповнення електронами енергетичних підрівнів відбувається по мірі зростання суми $n + l$ (головного і орбітального квантових чисел). Якщо для двох атомних орбіталей значення ($n + l$) однакові, то згідно першою заповнюється електронами атомна орбіталь з меншим значенням n (головного квантового числа).



Правила Гунда: Найстійкішим станом атома є такий, у якому сумарний спін усіх його електронів максимальний.

Розглянемо це на прикладі атома Нітрогену, який містить 7 електронів. По 2 електрони розмістяться на 1s- і 2s-орбіталях, а ще 3 електрони можуть зайняти 2p-орбіталь у таких варіантах:



Як бачимо, лише у варіанті I, сумарний spin максимальний ($+3/2$). Тому така конфігурація є найстійкішою, а стан атома – основний. II і III стани атома Нітрогену, коли сумарний spin не є максимальним, називають збудженими.

Положення елемента в ПС вказує на те, як електрони розподілені на енергетичних рівнях і підрівнях:

- номер збігається із зарядом атома і кількістю його електронів;
- періодичний номер відповідає числу рівнів енергії;
- груповий номер збігається з кількістю валентних електронів в атомі;
- підгрупа показує їх розподіл.