**Будова атома**

**План**

1. **Атом. Склад атома.**
2. **Ядро атома.**
3. **Електронна оболонка атома.**

**Атоми** − найменші частинки речовини і не містять інших, простіших складових частинок.

Вони неподільні і не можуть перетворюватися на інші атоми.

Наприкінці XIX ст. [фізики](http://school.xvatit.com/index.php?title=%D0%A4%D1%96%D0%B7%D0%B8%D0%BA%D0%B0_%D1%96_%D0%B0%D1%81%D1%82%D1%80%D0%BE%D0%BD%D0%BE%D0%BC%D1%96%D1%8F) експериментально підтвердили складність будови атома.

Відкриття рентгенівських променів (1895), явища [радіоактивності](http://school.xvatit.com/index.php?title=%D0%A0%D0%B0%D0%B4%D1%96%D0%BE%D0%B0%D0%BA%D1%82%D0%B8%D0%B2%D0%BD%D1%96%D1%81%D1%82%D1%8C._%D0%92%D0%B8%D0%B4%D0%B8_%D1%80%D0%B0%D0%B4%D1%96%D0%BE%D0%B0%D0%BA%D1%82%D0%B8%D0%B2%D0%BD%D0%BE%D0%B3%D0%BE_%D0%B2%D0%B8%D0%BF%D1%80%D0%BE%D0%BC%D1%96%D0%BD%D1%8E%D0%B2%D0%B0%D0%BD%D0%BD%D1%8F) (1896), електрона (1897) спричинили революцію в природознавстві, зокрема сприяли перегляду уявлень про структуру і властивості речовини, оскільки атом виявився складним утворенням.

Відкриття радіоактивності відіграло велику роль у встановленні складної природи атома і розкритті його структури.

[**Атом**](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%90%D1%82%D0%BE%D0%BC)складається з **позитивно зарядженого** [**ядра**](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%AF%D0%B4%D1%80%D0%BE_%D0%B0%D1%82%D0%BE%D0%BC%D0%B0) і **негативно заряджених електронів.**

**Ядро атома** складається із частинок двох видів − [протонів](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9F%D1%80%D0%BE%D1%82%D0%BE%D0%BD) і [нейтронів](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9D%D0%B5%D0%B9%D1%82%D1%80%D0%BE%D0%BD).

**Протони** − позитивно заряджені частинки із зарядом +1, а **нейтрони**   
не мають заряду. Виходить, що весь позитивний заряд ядра створюється протонами. Їхнє загальне число дорівнює заряду ядра.

Маси протона й нейтрона приблизно дорівнюють 1 а.о.м.

**Будь-який атом електронейтральний**, тобто число протонів із зарядом +1 завжди дорівнює числу електронів із зарядом -1.

У всіх атомів одного й того самого хімічного елемента число протонів Z завжди однакове (і дорівнює заряду ядра), а число нейтронів N буває різним, тому маса атомів одного й того самого елемента може бути різною. Це означає, що не маса, а саме заряд ядра є основною характеристикою, за якою атоми одного виду відрізняються від атомів іншого виду.

**Порядковий номер елемента** − заряд ядра його атома.

Численні експериментальні дослідження англійських учених   
(Е. Резерфорда, Г. Мозлі, 1917) показали, що заряд ядра атома дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі.

**Фізичний зміст порядкового номера.** Він виявився дуже важливою константою, що виражає величину заряду ядра.

Оскільки **атом** загалом **електронейтральний**, то й число електронів у атомі також дорівнює порядковому номеру елемента.

Наприклад, порядковий номер елемента Феруму Fe − 26. Це означає, що заряд ядра його атома +26, а оскільки атом електронейтральний, то й електронів повинно бути 26, сумарний негативний заряд яких становить -26   
(заряд електрона − найменший негативний заряд, прийнятий за одиницю).

Відкриття фізичного змісту порядкового номера дало нове обґрунтування розміщенню елементів у періодичній системі. З'ясувалося, що елементи розміщені не стільки за зростанням атомної маси, скільки за зростанням заряду ядер їх атомів.

Наприклад, у ядрі атомів Оксигену міститься 8 протонів (порядковий номер Оксигену в Періодичній системі − 8). А число нейтронів може бути 7, 8, 9 і навіть 10, адже серед атомів Оксигену можна виділити чотири різні набори протонів і нейтронів. Кожний такий набір (різновид атомних ядер) називають нуклідом.

[**Нуклід**](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%9D%D1%83%D0%BA%D0%BB%D1%96%D0%B4)− це різновид атомів з певним числом протонів і нейтронів у ядрі.

Кожний нуклід характеризують певними числами.

**Протонне число** (або зарядове число, або атомне число) **(Z)** − позначає число протонів у ядрі атома певного нукліда.

**Нейтронне число** **(N)** − указує число нейтронів у ядрі певного нукліда.

**Масове число** **(А)** − це сума протонного та нейтронного чисел:

Масове число = Протонне число + Нейтронне число

A = Z + N

**Масове число = протонне число + нейтронне число = нуклоне число**

Оскільки маса кожного протона й нейтрона дорівнює приблизно 1 а.о.м., а електрона − дуже мала, то масове число кожного атома приблизно дорівнює його відносній атомній масі, округленій до цілих чисел.

Знаючи порядковий номер елемента та масове число нукліда, неважко обчислити, скільки електронів, протонів та нейтронів містить певний атом.

Число електронів дорівнює числу протонів Z, що збігається з порядковим номером (зарядом ядра), а число нейтронів N дорівнює різниці між масовим числом А та зарядом ядра:

N = A − Z .

**І**[**зотопи**](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%86%D0%B7%D0%BE%D1%82%D0%BE%D0%BF%D0%B8) − нукліди, які мають однаковий заряд (протонне число) і різне нейтронне число. Оскільки нукліди з однаковим протонним числом належать до одного хімічного елемента, то: **різні нукліди одного хімічного елемента є ізотопами.**

Наприклад, природний Оксиген, крім нуклідів 16О, містить ще атоми з нуклонними числами 17 і 18.

Це означає, що в природному Оксигені є різні види атомів, які в ядрі містять однакову кількість протонів (по 8), але різну кількість нейтронів (відповідно 8, 9, 10). Саме тому вони й різняться між собою атомною масою.

Зазначені нукліди 16О, 17О,18О і є ізотопами Оксигену.

Назви і символи ізотопів збігаються з назвами і символами відповідного хімічного елемента, немають власних назв, єдиним винятком серед них є Гідроген. Його нукліди позначаються спеціальними символами й мають різну назву.

Звичайний Гідроген Н (1H) − Протій, ядра його атомів складаються тільки з одного протона.

Важкий Гідроген D (2H) − Дейтерій, у ядрах його атомів, окрім одного протона, міститься ще один нейтрон.

Надважкий Гідроген Т (3H) − Тритій, у ядрах його атомів, окрім одного протона, міститься два нейтрони.

Відкриття ізотопів дало змогу поглибити знання про хімічний елемент як вид атомів, що характеризується однаковим протонним числом (зарядом ядра).

У природі більшість хімічних елементів існує у вигляді ізотопів. Тому відносна атомна маса таких елементів визначається величинами відносних атомних мас кожного з нуклідів з урахуванням їх масової частки в природі.

Наприклад, елемент Оксиген являє собою суміш ізотопів − нуклідів 16О 99,757 %, 17О 0,039 % і 18О 0,204 %, аби знайти відносну атомну масу Оксигену, треба:

[формула. фото](http://school.xvatit.com/index.php?title=%D0%A4%D0%B0%D0%B9%D0%BB:%D0%90%D1%82%D0%BE%D0%BC%D0%BD%D0%B0_%D0%BC%D0%B0%D1%81%D0%B0_%D0%BD%D1%83%D0%BA%D0%BB%D1%96%D0%B4%D1)

Заокруглюємо знайдене середнє значення, виходить Аr(0) = 16.

**Відносна атомна маса елемента в періодичній системі** − середнє значення атомних мас його ізотопів з урахуванням їх масових часток у природному елементі.

Майже всі елементи − це суміші нуклідів, їх відносні атомні маси не цілочислові, а дробові.

**Ядерні перетворення**

Усі нукліди поділяють на **стабільні** та **нестабільні**.

Стабільні нукліди існують нескінченно довгий час. Переважне число атомів, які нас оточують, відносяться до стабільних нуклідів.

Нестабільні нукліди піддаються радіоактивному розпаду й утворюють атоми інших елементів.

http://zno-sumy.at.ua/c1.jpg

Процеси перетворення ядер атомів (ядерні реакції) супроводжуються випромінюванням.

Розрізняють три види радіоактивного випромінювання:   
*α*-, *β* і *γ*-випромінювання:

*α*-випромінювання являє собою ядра атомів Гелію 42He,

*β*-випромінювання − це потік швидких електронів,

*γ*-випромінювання являє собою електромагнітне випромінювання, таке саме, як і звичайне світло, але невидиме для неозброєного ока й надзвичайно руйнівне. Кожному з них відповідає свій тип радіоактивного перетворення.

**Радіоактивне випромінювання (радіація) небезпечне** тим, що воно невидиме, не має ні запаху, ні смаку, тому людина його ніяк не відчуває.

Воно, має велику проникну здатність. Проникаючи всередину живих організмів, радіація викликає йонізацію молекул біологічної системи, руйнує клітинні мембрани, вражає клітини кісткового мозку тощо. А це призводить до генетичних ушкоджень, які передаються у спадок майбутнім поколінням клітин, якщо клітини не встигли загинути. У свою чергу, це призводить до порушень імунної системи, зниження опірності живого організму різним захворюванням тощо.

До недавнього часу вважалося, що існує безпечний рівень, нижче за який радіація не впливає на здоров’я людини. Нині такий погляд спростовано. Тривалий вплив малих доз радіації чинить руйнівну дію на живі організми. Багато які захворювання, що раніше ніколи не пов'язувалися з рівнем радіації (грип, пневмонія, діабет, хвороби серця і нирок, параліч), насправді суттєво залежать навіть від малих доз опромінення, в тім числі й внутрішнього, що спричинюється потраплянням радіонуклідів всередину організму разом із питною водою і продуктами харчування.

Зменшити вплив радіації на здоров'я людини можна, якщо вживати таких заходів: не споживати забруднені радіонуклідами продукти харчування і питну воду; якомога частіше вживати такі продукти, які містять пектини (яблука, лимони, особливо їхня шкірка), що здатні «виводити радіацію»; вживати сорбенти − речовини, здатні вбирати і виводити з організму радіонукліди; боротися з пилом: регулярно чистити одяг, взуття, мити підлогу, бо пил може містити радіоактивні елементи.

Після відкриття явища радіоактивного розпаду стало зрозуміло, що хімічні елементи не є вічними і незмінними. Вони можуть перетворюватися один на одний. Цей факт засвідчує взаємозв'язок усіх елементів, їх спорідненість.

Чи знаєш ти, що на відміну від м'яса сало не забруднюється радіонуклідами? Тому в Англії, коли вирощують свиней для одержання бекону, час від часу контролюють товщину шарів сала та м’яса, згодовуючи тваринам короткожи-вучі радіонукліди та вимірюючи радіоактивність м’яса тварин.

**Рух електронів в атомі. Орбіталі**

Основою сучасної теорії будови атома є закони квантової (хвильової) механіки – розділ фізики, що вичає рух мікрообєктів (е, протонів)

Згідно квантової механічним уявленням мікрооб’єктам, що рухаються притаманна двоїста природа: частинки та хвилі (маса спокою, дифракція, інтерференція, фотоспектричний ефект).

Математично це виражається **рівнянням де Бройля**, згідно якого частинці, що має масу – m, рухається зі швидкістю − υ, відповідає хвиля довжиною λ

h

λ= ------

m ∙ υ

де h − стала Планка

Хвильові властивості мікрооб’єктів дозволяють зробити важливий висновок – принцип невизначеності Гейзенберга: мікрочастинка (так само як і хвиля) немає одночасно точних значень координат та імпульсу.

Стан (в квантовій механіці синонім слова рух) електрона в атомі описується за допомогою квантовомеханічної моделі – електронної хмари.

**Типи орбіталей**

В атомі електрон перебуває не в одній конкретній точці, а рухаючись, утворює електронну хмару, (електронну густину). Ту частину електронної хмари, в якій електрон проводить найбільший час й у якій електронна щільність досить велика, називають [**атомною орбіталлю**](http://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%90%D1%82%D0%BE%D0%BC%D0%BD%D0%B0_%D0%BE%D1%80%D0%B1%D1%96%D1%82%D0%B0%D0%BB%D1%8C)**.**

**Орбіталь** − область простору, в якій ймовірність перебування електрона становить понад 90%.

Електронні хмари, утворені окремими електронами в атомі, у сумі утворюють спільну електронну хмару атома − електронну оболонку.

**Електронна оболонка** – сукупність електронів, що рухаються в атомі навколо ядра.

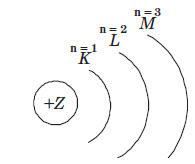
Кожна орбіталь має певну форму. Орбіталі різної форми позначають різними літерами: s, р, d та f.

s-Орбіталі мають форму кулі, інакше кажучи, електрон, що перебуває на такій орбіталі (його називають s-електроном), більшу частину часу проводить усередині сфери. р-Орбіталі мають форму об’ємної вісімки. Форми d- і f-орбіталей більш складні.

**Структура орбіталей в атомі**

Орбіталі характеризуються не тільки формою, але й енергією. Кілька орбіталей, що мають однакову або приблизно однакову енергію, утворюють енергетичний рівень, або енергетичний шар.

Кожний енергетичний рівень позначають числом n (n = 1, 2, 3,…) або великою латинською літерою (К, L, М і далі за абеткою). Для першого (найближчого до ядра) рівня n = 1, його позначають літерою К, для другого n = 2 (рівень L), для третього n = 3 (рівень М) тощо. Шарувату будову електронної оболонки атомів можна показати так: окружністю позначене ядро, що має певний заряд, а дугами − енергетичні рівні:



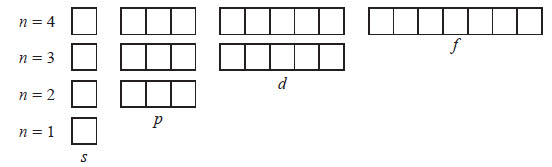
**Рівень** із номером n **включає n2 орбіталей**. Таким чином, перший енергетичний рівень включає одну орбіталь, другий − чотири, третій − дев’ять тощо.

Енергетичний підрівень може містити тільки певне число орбіталей.

Кожен s-підрівень представлений однією s-орбіталлю, р-підрівень − трьома р-орбіталями, d-підрівень − п’ятьма d-орбіталями, f-підрівень − сімома   
f-орбіталями. В атомі ці орбіталі розташовуються таким чином, що ядро атома збігається із центром орбіталі.

Графічно орбіталь заведено позначати квадратом.

Орбіталі перших чотирьох енергетичних рівнів будуть мати такий вигляд:

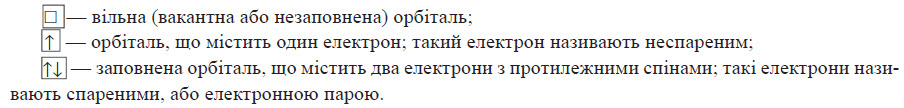


На кожній орбіталі максимально можуть розміститися два електрони, які мають однакову енергію, але відрізняються особливою властивістю − спіном.

**Спін електрона** − його внутрішня властивість, що характеризує відношення електрона до магнітного поля.

Одна орбіталь може містити такі два електрони, в яких спіни антипаралельні. Це правило називають **принципом заборони Паулі: на одній орбіталі можуть перебувати не більше двох електронів, причому їхні спіни мають бути антипаралельними.**

Графічно електрони зображають у вигляді стрілок, спрямованих угору або вниз, що наочно позначають напрямок спіну електрона. Стрілки, спрямовані в протилежні боки, позначають електрони з протилежними спінами:

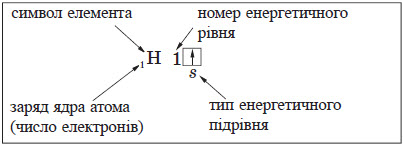


Усі хімічні властивості речовин визначаються будовою електронних оболонок атомів. Для того щоб описати електронну будову атомів, необхідно знати, як саме розподілені електрони по орбіталях.

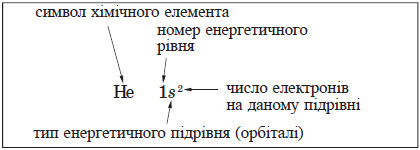
Число енергетичних рівнів, які заповнюються в певному атомі, визначають за номером періоду Періодичної системи, в якому розташований певний хімічний елемент.

В атомах хімічних елементів першого періоду заповнюється тільки перший енергетичний рівень, в атомах другого періоду − перші два енергетичні рівні, третього − три тощо.

Гідроген розташований у першому періоді під номером 1. Із цього випливає, що в електронній оболонці атомів Гідрогену є тільки один електрон, який розташований на першому енергетичному рівні на єдиній s-орбіталі:



Окрім графічного зображення будови електронної оболонки, використовують також її запис у вигляді формули − **електронної конфігурації**, в якій наводять усі зайняті енергетичні підрівні із зазначенням числа електронів на кожному з них. Електронна конфігурація Гідрогену 1s 1 .



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 (п + l). Ця сума квантових чисел визначає енергію електрона у багатоелектронному атомі.

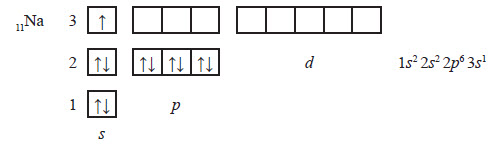
Згідно з **другим правилом Клечковського**, для двох атомних орбіталей з однаковою сумою n + l, першою заповнюється електронами атомна орбіталь з меншим значенням головного квантового числа. Для визначення послідовності заповнення електронами атомних орбіталей, розміщених на підрівнях 3і, 3р, 3С, 4і,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

Розподіл електронів по орбіталях відбувається за **правилом Хунда**:   
у межах одного енергетичного підрівня електрони розташовуються таким чином, щоб число неспарених електронів було максимальне.

Атом Карбону чотиривалентний. Для того щоб виявляти таку валентність, він повинен мати чотири неспарених електрони. Це досягається в результаті збудження атома і переходу одного електрона із 2s-орбіталі у вакантну 2р-орбіталь:

http://zno-sumy.at.ua/c7.jpg

Електронні оболонки атомів інших періодів заповнюються за такими самими правилами. Так, в атомів першого елемента третього періоду −   
Натрію − починає заповнюватися третій енергетичний рівень:



Число орбіталей на кожному енергетичному рівні визначається за формулою n2, де n − номер енергетичного рівня. Оскільки кожна орбіталь містить щонайбільше два електрони, то **максимальне число** **електронів** на кожному енергетичному рівні буде 2n 2 .

**Квантовічисла**

Внаслідок розв'язання рівняння Шредінгера обчислюють хвильові функції або атомні орбіталі, кожну з яких характеризують набором чотирьох квантових чисел: **головного п, орбітального l , магнітного ml, спінового ms.**

**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 електророзаряду.

Головне квантове число позначають п, 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. 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 | К | : L : | М: | N | :О | :Р | : Q |

**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 І, обмежене значенням головного квантового числа п, приймає значення від 0 до n − 1, усього п значень.   
Так, якщо n = 5, то І дорівнює 0, 1, 2, 3, 4, тобто має п’ять значень.

Якщо орбітальне квантове число 1 = 0, то орбіталь називають £-орбіталю, вона має сферичну симетрію. Для 1 = 1 характерні р-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, 1 = 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, 1 | : 0 | , 1, | 2 | , 3, | 4 |

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

В одноелектронних атомних системах Н, Не+, Н2+ енергетичний стан електрона залежить лише від значення головного квантового числа.

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/

**Магнітне квантове число**

Магнітне квантове число т визначає орієнтацію електронної хмари у просторі відносно напрямку зовнішнього магнітного поля.

Значення магнітного квантового числа залежить від орбітального і змінюється в межах 0, ±1, ±2, ±3.

Наприклад, якщо І = 2, магнітне квантове число набуває значень −2, −1, 0, +1, +2, всього п'ять значень.

Число значень магнітного квантового числа для даного орбітального дорівнює 2І + 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, і-стану відповідає одна атомна орбіталь, для якої І = 0, m = 0; р-стану − три атомних орбіталі, для яких І = 1, m = = −1, 0, +1.

Три значення магнітного квантового числа відповідають рх, ру, рz орбіталям, тобто гантелеподібні р-атомні орбіталі розміщені у просторі вздовж осей х, у та z.

Орбіталі з однаковою енергією називають виродженими. При відсутності зовнішнього магнітного поля р-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 і або т.

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 орбіталях.

Для обчислення числа електронів слід враховувати, що кожна атомна орбіталь містить два електрони.

**КВАНТОВИЙ СТАН ЕЛЕКТРОНІВ,**

**ЄМНІСТЬ ЕНЕРГЕТИЧНИХ РІВНІВ І ПІДРІВНІВ**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **ЕЛЕКТ-РОННА ОБО-ЛОНКА** | **ЕНЕРГЕ-ТИЧНИЙ РІВЕНЬ**  **n** | **ЕНЕРГЕ-ТИЧНИЙ ПІД-РІВЕНЬ** | | **МОЖЛИВІ**  **ЗНАЧЕННЯ**  **ml** | **ЧИСЛО ОРБІТАЛЕЙ** | | **ЧИСЛО ЕЛЕКТРОНІВ**  **max** | |
| ***l*** |  | ***2l + 1*** | ***n2*** | ***(2l + 1)2*** | ***2n2*** |
| **K** | **1** | **0** | **s** | **0** | **1** | **1** | **2** | **2** |
| **L** | **2** | **0**  **1** | **s**  **p** | **0**  **-1, 0, +1** | **1**  **3** | **4** | **2**  **6** | **8** |
| **M** | **3** | **0**  **1**  **2** | **s**  **p**  **d** | **0**  **-1, 0, +1**  **-2, -1, 0, +1,+2** | **1**  **3**  **5** | **9** | **2**  **6**  **10** | **18** |
| **N** | **4** | **0**  **1**  **2**  **3** | **s**  **p**  **d**  **f** | **0**  **-1, 0, +1**  **-2, -1, 0, +1,+2**  **-3,-2-1,0,+1,+2,+3** | **1**  **3**  **5**  **7** | **16** | **2**  **6**  **10**  **14** | **32** |

Хімічні властивості елементів обумовлюються не всіма електронами, а тільки тими, які мають найбільшу енергію. Ці електрони називають **валентними**.

Саме від числа валентних електронів залежить те, є елемент металом чи неметалом, властивості його сполук та значення валентності в цих сполуках.