

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

ХІМІЧНА БУДОВА РЕЧОВИНИ
Збірник методичних вказівок

Одеса 2001

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**“Хімічна будова речовини”
Збірник методичних вказівок
до самостійних та практичних робіт**

з дисциплін “Загальна і колоїдна хімія”, “Хімія”, “Концепції сучасного природознавства”

Напрями підготовки: екологія, гідрометеорологія, менеджмент
Усі спеціальності

**“Затверджено”
на засіданні методичної
ради університету
Протокол № 1 від 25 листопада 2001р.**

Одеса 2001

“Хімічна будова речовини” збірник методичних вказівок до самостійних та практичних робіт з дисциплін “Загальна і колоїдна хімія”, “Хімія”, “Концепції сучасного природознавства” для студентів очної та заочної форми навчання, за всіма спеціальностями
Напрями підготовки: екологія, гідрометеорологія, менеджмент

/ Укладач: Герасименко Г.І., доц., канд. хім. наук, Одеса, ОДЕКУ,
2001р.,- 50 с., укр. мова

ЗМІСТ

	с.
Передмова.....	5
1.Будова атома. Квантові числа.....	7
1.1. Деякі історичні уявлення про будову атома.....	7
1.2. Електрони, протони та нейтрони.....	7
1.3. Моделі атома.....	8
1.4. Хвильова природа електрона.....	9
1.5. Квантові числа, їх фізичний зміст.....	11
1.6. Контрольні питання.....	13
1.7. Приклади розв’язання завдань.....	13
1.8. Індивідуальні завдання.....	15
2. Будова багатоелектронних атомів.....	16
2.1. Порядок заповнення енергетичних рівнів та підрівнів у багатоелектронних атомах.....	16
2.2. Електронні формули атомів.....	18
2.3. Електронні формули атомів у збудженому стані.....	19
2.4. Електронні формули іонів.....	20
2.5. Контрольні питання.....	21
2.6. Приклади розв’язання завдань.....	21
2.7. Індивідуальні завдання.....	23
3. Періодичний закон та система Д.І. Менделєєва.....	24
3.1. Формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва.....	24
3.2. Закон Мозлі, порядковий номер елемента.....	24
3.3. Періодична система елементів Д.І. Менделєєва. Періоди, групи, підгрупи.....	25
3.4. Періодична зміна властивостей елементів відповідно електронної будови атома.....	26
3.5. Енергія іонізації. Енергія спорідненості з електроном. Електронегативність.....	28
3.6. Контрольні питання.....	30
3.7. Приклади розв’язання завдань.....	30
3.8. Індивідуальні завдання.....	32
4. Хімічний зв’язок та будова молекул.....	34
4.1. Умови виникнення хімічного зв’язку.....	34
4.2. Типи та характеристика хімічного зв’язку.....	35
4.2.1. Ковалентний зв’язок та його властивості.....	35
4.2.2. Гібридизація орбіталей та просторова конфігурація молекул.....	37
4.2.3. Донорно-акцепторний зв’язок.....	40
4.2.4. Іонний зв’язок.....	41

4.2.5. Металевий зв'язок.....	42
4.2.6. Водневий зв'язок.....	42
4.3. Типи взаємодії молекул.....	43
4.4. Будова речовини в конденсованому стані.....	44
4.5. Контрольні питання.....	45
4.6. Приклади розв'язку завдань.....	46
4.7. Індивідуальні завдання.....	47
Література.....	49

Передмова.

Для плідної роботи фахівця будь-якої спеціальності у природознавчому напрямку необхідно вміти вирішувати проблеми охорони навколишнього середовища та раціонального використання природних ресурсів. Хімічна підготовка дозволяє озброїти молодих спеціалістів знанням з хімічних основ екології, необхідними для збереження навколишнього середовища та впровадження безвикидних технологій. Для цього необхідно розуміння хімічних процесів, властивостей речовин, їх будови.

Хімія – фундаментальна природнича наука, яка вивчає форму існування речовин, їх властивості, склад і будову речовин, їх взаємні перетворення.

Атомно-молекулярна теорія дала змогу поставити питання про структуру речовини. В ХХ ст. фундаментальні відкриття в галузі будови речовини призвели до інтенсивного розвитку теоретичного напрямку в хімії – квантової будови речовини та хімічного зв'язку.

В збірнику розглянуто найважливіші питання сучасної системи знань про будову речовини, які являються фундацією усіх природознавчих дисциплін. Знання про будову атомів і речовин дозволяють сформувати у студентів цілісну хімічну картину світу, опанувати навичками виявлення хімічної будови навколишнього середовища і закономірностей його трансформації, розширити природно-науковий кругозір і сформувати сучасний професійний світогляд.

Якість підготовки молодих спеціалістів залежить, нарівні з іншими складовими, від організації і методики самостійної роботи студентів, що має особливе значення для ефективності процесу навчання на перших курсах вищих учбових закладів

Особливо важливими при самостійній роботі є самоперевірка засвоєння програмного матеріалу, а також систематичний контроль з боку викладача.

Цей збірник методичних вказівок для самостійної роботи студентів складається з 4 розділів про хімічну будову речовини: будова атомів та квантові числа електронів, будова багатоелектронних атомів, періодичний закон та система Д.І. Менделєєва з точки зору будови атомів, типи та характеристики хімічного зв'язку, типи взаємодії молекул та будова речовини в конденсованому стані.

В кожних методичних вказівках є теоретичний матеріал до вивчаємого розділу, приведені контрольні питання до самоперевірки засвоєного, а також приклади розв'язання завдань та 30 варіантів індивідуальних завдань.

В результаті засвоєння розділу “Хімічна будова речовини” студент повинен *знати* теоретичні основи сучасної хімічної науки:

- склад і будову елементів, хімічних сполук,
- типи хімічних зв’язків,
- будову речовини в конденсованому стані;
- пояснити властивості елементів та їх сполук на основі електронної будови атомів та місця знаходження в Періодичній системі Д.І. Менделєєва.

На основі одержаних знань студент повинен *вміти*:

- записати електронні формули атомів, іонів,
- визначити валентні електрони,
- вказати характерні ступені окислення елементів, характер їх сполук;
- критично оцінювати хімічні явища та прогнозувати їх екологічні наслідки.

1. БУДОВА АТОМА. КВАНТОВІ ЧИСЛА

1.1. Деякі історичні уявлення про будову атома.

Уявлення про те, що все навколишнє середовище складається з атомів, зародилося у глибокій давнині. У VI-V ст. до н.е. елійська школа грецьких філософів розвивала вчення про те, що матерія є неподільне ціле, а філософ Апаксагор вважав, що матерію можна ділити нескінченно.

Філософська школа, наукові ідеї якої найбільш яскраво висловив Демокріт (460-370 р.р. до н.е.), розвивала атомістичне вчення. Демокріт вчив, що межею подільності матерії є атоми. Атом у перекладі з грецької мови значить неподільний.

Становлення хімії як науки відбувалося у середині XVIII ст. коли Ломоносов та Лавуазьє у процесі хімічних досліджень почали систематично застосовувати вимірювання, зокрема, зважування. Відкритий ними закон збереження матерії та енергії сприяв відновленню атомістичних уявлень про будову матерії, але вже на якісно новій основі. Дальтон перший висловив думку про те, що відносні ваги простих речовин, які входять до складу складних сполук, пропорційні вагам самих дрібних часток простих речовин – атомів. Дальтон склав першу таблицю відносних ваг елементів, прийняв масу атома водню за одиницю. “Постійність відносних ваг елементів у різних сполуках, - стверджував Дальтон, - є доказом існування атомів”.

1.2. Електрони, протони та нейтрони.

Наприкінці XIX ст. було зроблено ряд відкриттів, які довели, що атом зовсім не є неподільною часткою, а складається з субатомних часток.

Електрон був першою з виявлених субатомних часток. Катодне проміння виявилось складеним з негативно заряджених часток, які мають масу спокою у 1836 разів меншу, ніж маса атома водню. Томсон у 1897 р. назвав частки *електронами* (e^-). Величина заряду електрона дорівнює $1.602 \cdot 10^{-19}$ Кл, звичайно його приймають рівним “-1”. Маса електрона дуже мала і складає $m_e = 9.1 \cdot 10^{-28}$ г.

Другим був відкритий *протон* (p^+) – позитивно заряджена частка з масою, яка більш ніж у 1800 разів перевищує масу електрона. Заряд протона дорівнює за величиною заряду електрона, але є протилежним за знаком – “+1”. Маса протона p^+ дорівнює масі атома водня $m_{p^+} = 1.00728$ а.о.м.

Існування третьої елементарної частки – *нейтрона* (n^0) – було передбачено Резерфордом у 1920 р. Експериментально нейтрон було

знайдено у 1932 р. Чедвіком. Ці частки були нейтральні, вони отримали назву нейтронів. Маса нейтрона дещо більша, ніж маса протона, $m_n = 1.00866 \text{ a.o.m.}$

Як виявилось далі, радіоактивний розпад супроводжується випромінюванням електронів (β - випромінювання) та позитивно заряджених ядер гелію (α - випромінювання).

Отже, явище радіоактивності підтверджувало уявлення про складність будови атома і про те, що складовими частками атома мають бути електрони та позитивно заряджені частки.

1.3. Моделі атома, атомні спектри.

У період відкриття перших трьох фундаментальних елементарних часток – електрона, протона та нейтрона – було висунуто цілий ряд моделей будови атома.

На підставі дослідів у 1911 р Резерфорд прийшов до висновку, що позитивно заряджена маса займає дуже малий об'єм у атомі. Цю позитивно заряджену масу він назвав ядром атома. Резерфорд запропонував нову модель атома. У цій моделі ядро, що зумовлює масу атома, та електрони, які зумовлюють розміри атома, були роз'єднані. Кулонівським силам притягання протилежно заряджених ядра та електронів Резерфорд протиставив відцентрову силу, виникаючу внаслідок руху електрона навколо ядра по орбіталі. Така модель атома отримала назву *планетарна*. Відразу ж планетарна модель атома зазнала критики. По-перше, рухаючись по орбіталі, електрон повинен був випромінювати енергію і згодом впасти на ядро. В такому разі атом мав припинити своє існування. По-друге, випромінювання атомів повинно було б давати безперервний спектр. У ньому можна було б знайти випромінювання будь-якої довжини хвилі. В дійсності атоми стійкі, а випромінювання парів елементів, що знаходяться у атомарному стані, носить дискретний характер спектра лінійності.

Таким чином, теорія Резерфорда не змогла з'ясувати існування стійких атомів і випромінювання атомами лінійчастих спектрів.

Значний крок у розвитку уявлень про будову атома зробив у 1913 р Нільс Бор, який висунув гіпотезу, поєднуючу ядерну модель атома з квантовою теорією світла.

Квантова гіпотеза випромінювання, що розроблена у 1900 р Планком та доповнена у 1905 р Ейнштейном, припускає, що промениста енергія випромінюється та поглинається не безперервно, а дискретно окремими порціями – квантами. При цьому енергія E кожної такої порції зв'язана з частотою випромінювання ν відношенням

$$E = h \nu$$

Тут коефіцієнт пропорційності h (стала Планка) – універсальна константа, яка дорівнює $6.626 \cdot 10^{-34}$ Дж·с. У своїй гіпотезі Нільс Бор, виходячи з планетарної моделі атома та керуючись положеннями квантової теорії світла про перервну, дискретну природу випромінювання та про лінійчастий характер атомних спектрів, зробив висновок про те, що енергія електронів у атомі не може змінюватися безперервно, а змінюється стрибками – дискретно. Ось чому атоми можуть мати неабиякі енергетичні стани електронів, а лише певні, “дозволені”. Інакше кажучи, енергетичні стани у атомі квантовані. Перехід з одного дозволеного стану у інший трапляється стрибкоподібно і супроводжується випромінюванням чи поглинанням кванту електромагнітного випромінювання.

Важливіші положення своєї теорії Бор сформулював у вигляді трьох постулатів.

1. Електрон може крутитися навколо ядра не за якими завгодно, а тільки за певними коловими орбітами. Ці орбіти називаються стаціонарними.
2. Рухаючись за стаціонарною орбітою, електрон не випромінює електромагнітної енергії.
3. Стрибкоподібний перехід електрона з однієї стаціонарної орбіти на іншу супроводжується поглинанням або випромінюванням кванта енергії з певною частотою. При цьому енергія кванта випромінювання дорівнює різниці енергії атома у кінцевому та початковому станах.

Енергія електрона, який рухається навколо ядра, залежить від радіуса орбіти. Найменшу енергію електрон має, коли він знаходиться на найближчій до ядра орбіті: це так званий нормальний стан атома. Для того, щоб перевести електрон на більш віддалену від ядра орбіту, треба подалати притягання електрона до ядра, що вимагає витрат енергії. Цей процес здійснюється при поглинанні кванта світла. Відповідно, енергія атома при такому переході збільшується, він перейде у збуджений стан. Перехід електрона у зворотному напрямку супроводжується виділенням кванта енергії

$$h \nu = E_{\text{дал.}} - E_{\text{бл.}}$$

де E – енергія електрона на енергетичному рівні.

1.4. Хвильова природа електрона.

Теорія Бора дуже точно з’ясувала походження основних ліній у спектрі атома водню, однак вона мала внутрішні суперечності.

Ці суперечності були розв’язані у 20-х рр. ХХ ст. після виникнення і розвитку нової галузі теоретичної фізики – квантової, чи хвильової механіки. Утворення квантової механіки проходило шляхом поєднання

уявлень про корпускулярно-хвильову подвійність фотона на усі об'єкти мікросвіту і, перед усім, на електрони.

Корпускулярні якості фотона виражаються рівнянням Планка

$$E = h\nu,$$

згідно з яким фотон неподільний і існує у вигляді дискретного утворення.

Хвильові якості фотона знаходять відбиття у рівнянні

$$\lambda\nu = c,$$

яке пов'язує довжину хвилі електромагнітного коливання з його частотою та швидкістю розповсюдження c . Використання тут поняття про довжину хвилі припускає, що фотон має хвильові якості.

З цих рівнянь одержуємо відношення, що зв'язує корпускулярну характеристику фотона E з його хвильовою характеристикою

$$E = hc/\lambda.$$

Але фотон енергією E має і деяку масу m , відповідно з рівнянням Ейнштейна

$$E = mc^2.$$

Із двох останніх рівнянь отримуємо, що

$$mc^2 = hc/\lambda,$$

звідси

$$\lambda = h/mc$$

Одержане рівняння виведено виходячи з того, що фотону властиві як хвильові, так і корпускулярні якості.

У 1924 р. Луї де Бройль припустив, що двояка корпускулярно-хвильова природа належить будь-яким мікрочасткам, які рухаються з будь-якою швидкістю

$$\lambda = h/mv$$

З цього рівняння хвильової механіки виходить, що рух частки масою m зі швидкістю v відповідає рух хвилі довжиною λ . Таким чином, будь-якій частинці, в тому числі і електронам, відповідає хвильовий процес.

У 1924 р. Девісон та Джемер (США), Томсон (Англія) та Тартаковський (СРСР), вивчаючи відбиття електронів від металевієї пластинки, виявили їх дифракцію, що підтвердило хвильову природу електронів. Таким чином, гіпотеза Де-Бройля була доведена експериментально.

Ознайомившись із гіпотезою Де-Бройля, Шредінгер у 1926 р. прийшов до думки, що атом можна звільнити від уявлення про траєкторію руху електрона, якщо рух його описати за допомогою рівнянь хвильового процесу.

1.5. Квантові числа, їх фізичний зміст.

Розв'язавши рівняння Шредінгера для одноелектронних систем, отримаємо аналітичне вираження для хвильової функції Ψ . Рішення, що мають фізичний зміст, можна одержати при підстановці у рівняння не будь-яких, а цілком певних та взаємопов'язаних параметрів (квантових чисел), значення яких подано нижче:

$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 \dots \infty$ - головне квантове число;

$l = 0, 1, 2, 3 \dots (n-1)$ – побічне квантове число;

$m_l = -l \dots 0 \dots +l$ – магнітне квантове число.

Підставляючи у рівняння Шредінгера квантові числа, фізики розраховують густину (розміри) електронної хмари, її форму та орієнтацію у просторі.

Головне квантове число n – характеризує густину електронної хмари. Чим більша густина електронної хмари, тим менші її розміри, тим міцнішим є зв'язок електрона з ядром. Величина числа n визначає можливі енергетичні стани електрона у атомі. Найменшу енергію електрон має при $n=1$; із збільшенням n енергія електрона зростає. Ось чому стан електрона, який характеризується певним значенням головного квантового числа, прийнято називати енергетичним рівнем електрона у атомі: при $n=1$ електрон знаходиться на першому енергетичному рівні, при $n=2$ – на другому, тощо. У реально існуючих атомах можливі сім енергетичних рівнів, тобто n змінюється у межах від 1 до 7.

Для енергетичних рівнів електрона у атомі прийнято такі літерні позначення:

головне квантове число $n =$ 1 2 3 4 5 6 7

позначення енергетичного рівня *K L M N O P Q*

Орбітальне (побічне) квантове число l характеризує форму електронної хмари та приймає значення ряду чисел у межах від 0 до $(n-1)$. Різним значенням n відповідає неоднакове число можливих значень l . Так, при $n=1$ можливе лише одне значення орбітального квантового числа – нуль ($l=0$); при $n=2$ l може бути рівним 0 або 1; при $n=3$ можливі значення l , що дорівнюють 0, 1 та 2. У цілому даному значенню головного квантового числа n відповідає n різних можливих значень орбітального квантового числа.

Стан електрона, який характеризується різноманітними значеннями l , прийнято називати енергетичними підрівнями електрона у атомі. Цим підрівням присвоєні такі позначення:

орбітальне квантове число l : 0; 1; 2; 3;

енергетичні підрівні *s, p, d, f*.

Значенню $l=0$ відповідає *s* – підрівень у формі сфери; $l=1$ – підрівень *p* – у формі гантелі; $l=2$ – підрівень *d* – у формі 4-лепесткової об'ємної ромашки (рис. 1).

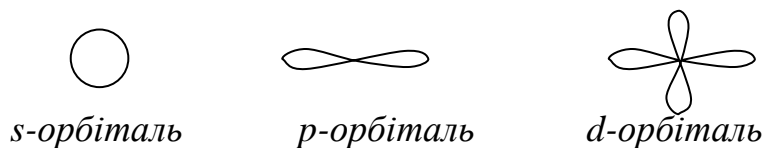


Рис. 1. Форми s -, p - та d -орбіталей.

Магнітне квантове число m_l характеризує орієнтацію електронної хмари у просторі, дає проєкцію орбітального моменту на напрямок зовнішнього магнітного поля (рис. 2).

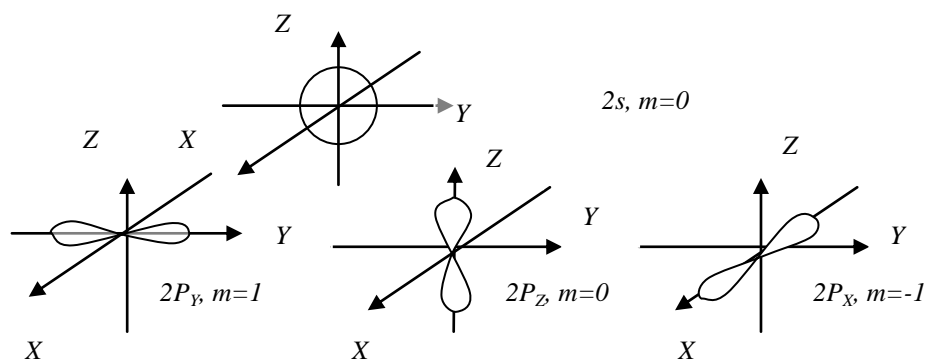


Рис. 2. Орієнтація різноманітних форм орбіталей у просторі.

Числові значення магнітного квантового числа залежать від орбітального квантового числа і дорівнюють ряду чисел у межах від $-l$ до 0 та до $+l$ (табл. 1).

Таблиця 1.

l	l -літерне позначення	$m_l = -l \dots 0 \dots +l$ магнітне квантове число	Кількість орієнтувань $m_l = 2l + 1$
0	s	0	1
1	p	-1, 0, +1	3
2	d	-2, -1, 0, +1, +2	5
3	f	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

Спінове квантове число m_s . Окрім орбітального моменту кількості руху, електрон має особистий момент кількості руху, який можна уявити як верчіння електрона навколо своєї осі за годинниковою стрілкою або проти неї.

Цей рух носить назву “спіну”. Як і всякому іншому рухові, йому відповідає момент кількості руху. Спіновий момент кількості руху електрона квантується і може набувати значення $+\frac{1}{2}$ та $-\frac{1}{2}$.

Отже, стан електрона в атомі описується чотирма квантовими числами: головне квантове число (n) характеризує густину електронної хмари (розміри орбіталі); побічне, чи орбітальне квантове число (l) – форму електронної хмари; магнітне квантове число (m_l) – його орієнтацію у просторі, а спінове (m_s) – рух електрона навколо власної осі.

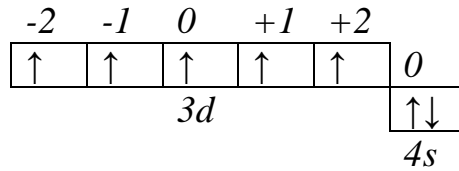
1.6. Контрольні питання.

1. В чому сутність корпускулярно-хвильового дуалізму властивостей мікрочастинок, що рухаються?
2. Яка суть принципу невизначеності Гейзенберга?
3. Що таке атомна орбіталь?
4. Як можна визначити найбільш ймовірне місце знаходження електрона?
5. Що характеризує головне квантове число “ n ” і які значення воно набирає?
6. Що характеризує орбітальне (побічне, азимутальне) квантове число і які значення воно набирає?
7. Що характеризує магнітне квантове число “ m_l ” і як його визначити?
8. Яке квантове число характеризує електрон як частинку, як воно позначається і які значення набирає?
9. Які електрони називаються електронами з паралельними і які з антипаралельними спінами?

1.7. Приклади розв’язання завдань.

Завдання. З наведеної електронної формули $\dots 3p^6 4s^2 3d^5$ визначити валентні електрони та охарактеризувати їх за допомогою 4 квантових чисел.

Розв’язок. Валентні електрони атомів знаходяться на останньому рівні та попередньому підрівні, якщо він незаповнений. Останній рівень, на який припадають електрони $Mn - 4$. Попередній підрівень – $3d$ може бути заповнений 10 електронами. Але у Mn на $3d$ знаходяться тільки 5 електронів, тобто попередній підрівень не заповнений. Тому валентні електрони Mn - $\dots 3d^5 4s^2$ або $\dots 4s^2 3d^5$



- графічне зображення
валентних електронів Mn
по енергетичним
коміркам

	n	l	m_l	m_s
$3d^1$	3	2	-2	-1/2
$3d^2$	3	2	-1	-1/2
$3d^3$	3	2	0	-1/2
$3d^4$	3	2	+1	-1/2
$3d^5$	3	2	+2	-1/2
$4s^1$	4	0	0	-1/2
$4s^2$	4	0	0	+1/2

Запишемо кожен електрон окремо та квантові числа: n – головне, l – орбітальне, m_l – магнітне та m_s – спінове. Головне квантове число (n) електрона вказує на номер енергетичного рівня. Тому для $3d^1 - 3d^5$ електронів енергетичний рівень дорівнює 3, а для $4s^1, 4s^2$ електронів – чотирьом.

Орбітальне квантове число (l) електрона вказує на енергетичний підрівень електрона в атомі: s, p, d, f , яким відповідають чисельні значення – 0, 1, 2, 3. Тому значення l для всіх d -електронів однакові – 2, а для s -електронів – 0.

Кількість орбіталей на тому чи іншому підрівні обумовлена магнітним квантовим числом $m_l=2l+1$ і маємо для s -підрівня 1, для p – 3, для d – 5, для f – 7 енергетичних комірок. Кожна комірка має своє значення, яке визначається за формулою $m_l = -l \dots 0 \dots +l$.

Так, енергетична комірка на s -підрівні – одна, її магнітне квантове число приймає значення “0”.

На p -підрівні – 3 енергетичні комірки, які мають значення m_l – “-1”, “0”, “+1”. На d -підрівні – 5 комірок зі значенням значення m_l – “-2”, “-1”, “0”, “+1”, “+2”. Так само для f -підрівня значення m_l становить “-3”, “-2”, “-1”, “0”, “+1”, “+2”, “+3”.

Таким чином, для $3d^1$ електрона m_l дорівнює “-2”, а для $4s^1$ – “0”.

Спінове квантове число (m_s) характеризує рух електрона навколо власної осі. Кількість руху електрона квантується і може набувати значення $+1/2$ та $-1/2$. Усі паралельні електрони приймають однакові значення: для $3d^1-3d^5$ і $4s^1$ це значення “-1/2”, а у $4s^2$ – антипаралельного електрона – “+1/2”.

1.8. Індивідуальні завдання.

1. З наведених електронних формул визначити валентні електрони.
2. Охарактеризувати валентні електрони за допомогою 4 квантових чисел.

Варіанти:

1 ... $2p^6 3s^2 3p^1$	16 ... $3p^6 3d^3 4s^2$
2 ... $4p^6 5s^2 4d^4$	17 ... $3p^6 3d^{10} 4s^2$
3 ... $4s^2 3d^{10} 4p^2$	18 ... $3p^6 3d^1 4s^2$
4 ... $5s^2 4d^{10} 5p^2$	19 ... $4p^6 4d^3 5s^2$
5 ... $3p^6 4s^2 3d^{10}$	20 ... $5p^6 5d^1 6s^2$
6 ... $3p^6 4s^2 3d^2$	21 ... $4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^3$
7 ... $4s^2 3d^{10} 4p^3$	22 ... $4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$
8 ... $4p^6 5s^2 4d^1$	23 ... $4p^6 5s^2 4d^2$
9 ... $4p^6 5s^2$	24 ... $6s^2 4f^{14} 5d^4$
10 ... $4s^2 3d^{10} 4p^5$	25 ... $4p^6 5s^1 4d^{10}$
11 ... $5s^2 4d^{10} 5p^1$	26 ... $4p^6 5s^2 4d^{10}$
12 ... $4s^2 3d^{10} 4p^4$	27 ... $6s^2 4f^{14} 5d^{10}$
13 ... $2p^6 3s^2 3p^4$	28 ... $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$
14 ... $2p^6 3s^2 3p^6$	29 ... $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^3$
15 ... $1s^2 2s^2 2p^4$	30 ... $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^1$

2. БУДОВА БАГАТОЕЛЕКТРОННИХ АТОМІВ

2.1. Порядок заповнення енергетичних рівнів та підрівнів у багатоелектронних атомах.

Стан електрона у атомі, який характеризується певними значеннями квантових чисел n , l , m_l , тобто певними розмірами, формою та орієнтацією у просторі електронної хмари, отримав назву атомної електронної орбіталі.

Для визначення стану електрона у багатоелектронному атомі важливе значення має *принцип Паулі*, відповідно якому у атомі не може бути двох електронів з усіма чотирма однаковими квантовими числами. Звідси випливає, що кожна атомна орбіталь, яка характеризується відповідними значеннями n , l та m_l , може бути зайнята не більш ніж двома електронами, спіни яких мають протилежні знаки. Два таких електрона на одній орбіталі з протилежно спрямованими спінами називаються спареними на відміну від самотнього (неспареного) електрона.

Орбіталь прийнято позначати клітинкою (квантова комірка) \square а електрони – стрілками $\uparrow\downarrow$, спрямованість яких указує на спрямованість спіну.

Користуючись принципом Паулі, можна підрахувати максимальну кількість електронів на різноманітних енергетичних рівнях та підрівнях у атомі (табл. 2.1).

Таблиця 2.1.

Максимальна кількість електронів на атомних енергетичних рівнях та підрівнях

Енергетичний рівень	Енергетичний підрівень	Магнітне квантове число, m_l	m_s при кожному значенні m_l	Число орбіталей		Максимальне число електронів	
				На підрівні	На рівні	На підрівні	На рівні
$K(n=1)$	$s(l=0)$	0	$\pm 1/2$	1	1	2	2
$L(n=2)$	$s(l=0)$	0	$\pm 1/2$	1	4	2	8
	$p(l=1)$	-1, 0, +1	$\pm 1/2$	3		6	
$M(n=3)$	$s(l=0)$	0	$\pm 1/2$	1	9	2	18
	$p(l=1)$	-1, 0, +1	$\pm 1/2$	3		6	
	$d(l=2)$	-2, -1, 0, +1, +2	$\pm 1/2$	5		10	
$N(n=4)$	$s(l=0)$	0	$\pm 1/2$	1	16	2	32
	$p(l=1)$	-1, 0, +1	$\pm 1/2$	3		6	
	$d(l=2)$	-2, -1, 0, +1, +2	$\pm 1/2$	5		10	
	$f(l=3)$	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	$\pm 1/2$	7		14	
n	l	m_l	m_s	$2l+1$	n^2	$2(2l+1)$	$2n^2$

Число квантових комірок, що визначають число значень m_l при даному l дорівнює $2l+1$. Максимальна кількість електронів x у даному підрівні l у два рази більше, тому що при кожному значенні m_l електрони мають два значення спінового квантового числа.

Таким чином,

$$x_l = 2(2l+1).$$

Максимальне число електронів на даному рівні, яке відповідає числу можливих квантових чисел при заданому n

$$x_n = \sum_0^{n-1} 2(2l+1) = \{2+2[2(n-1)+1]\}n/2 = 2n^2.$$

Ці числа відповідають кількості елементів у періодах. Проте слід пом'ятати, що по 8 елементів міститься у двох періодах – у другому та третьому, по 18 елементів – у четвертому та п'ятому, 32 – у шостому і стільки ж повинно бути у сьомому.

Стан електронів прийнято записувати у вигляді формули, у якій енергетичний рівень n пишуть цифрою, енергетичний підрівень l – літерою, а кількість електронів на даному підрівні вказує показник степені літери, яка визначає підрівень. З розрахунку видно, що на s -підрівні можуть знаходитися тільки 2 електрони $\boxed{\uparrow\downarrow}$.

На p -підрівні міститься три енергетичні комірки, заповнені шістьма електронами $\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow}$. На d -підрівні знаходяться п'ять орбіталей, які мають максимум десять електронів.

Користуючись табл. 2.1, можна написати електронні формули енергетичних рівнів, які мають максимальну кількість електронів. На першому енергетичному рівні один підрівень (s) – 2 електрони (формула $1s^2$); на другому рівні – два підрівні (s та p) – 8 електронів ($2s^2 2p^6$); на третьому рівні – три підрівні (s, p, d) – 18 електронів ($3s^2 3p^6 3d^0$) і т.д. На п'ятому енергетичному рівні ($n=5$) має бути п'ять підрівнів ($l=0,1,2,3,4$), але в реальних атомах (108 елементів) орбітальне квантове число досягає максимального значення 3, тобто електрони займають усього чотири енергетичних підрівні (s, p, d, f).

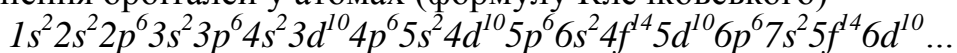
Для правильного заповнення комірок на енергетичному підрівні при неповному комплекті електронів слід користуватись *правилом Хунда*: у межах підрівня електрони заповнюють максимальну кількість орбіталей так, щоб сумарний спін електронів був найбільшим. Тобто, електронні хмари намагаються симетрично обмивати ядро атома.

Правило Хунда не заперечує іншого розташування електронів у межах підрівня. Воно лише затверджує, що максимальне значення сумарного спіну атома відповідає стійкому, тобто незбудженому стану, у котрому атом має найменшу енергію. При будь-якому іншому розподілі електронів енергія атома буде мати більше значення, і він буде знаходитись у збудженому, нестійкому стані.

Послідовність заповнення атомних електронних орбіталей визначається порядком зростання їх енергій. Найбільший внесок в енергетичну характеристику орбіталей, як було зазначено вище, дають головне (n) та орбітальне (l) квантові числа. Черговість заповнення енергетичних підрівнів у атомі у залежності від значень головного та орбітального квантових чисел була досліджена радянським вченим В.М. Клечковським, який у 1961 р. вперше сформулював таке положення (*перше правило Клечковського*): при збільшенні заряду ядра атома послідовне заповнення електронних орбіталей походить від орбіталей з меншим значенням суми головного та орбітального квантових чисел ($n+l$) до орбіталей з більшим значенням цієї суми.

При однакових розмірах суми ($n+l$) порядок заповнення електронами енергетичних підрівнів визначається *другим правилом Клечковського*: при однакових значеннях сум ($n+l$) у першу чергу заповнюються орбіталі підрівня з меншим значенням головного квантового числа n .

Підраховуючи суми ($n+l$) для усіх підрівнів, отримуємо черговість заповнення орбіталей у атомах (формулу Клечковського)



Слід пом'ятати, що наведена схема не відображає особливостей електронної структури атомів окремих елементів, у яких послідовність заповнення електронами підрівнів, визначена правилами Клечковського, порушується. Так, будова атому міді відображається формулою $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$. “Проскок” електрона з зовнішнього s - на d -підрівень попереднього енергетичного рівня відбувається і в атомах-аналогах міді – срібла та золота. Це явище зв'язане з підвищеною енергетичною стійкістю електронних структур, що відповідають повністю зайнятим енергетичним підрівням.

Перехід електрона в атомі міді з підрівня $4s$ на підрівень $3d$ призводить до утворення цілком заповненого d -підрівня і тому є енергетично вигідним.

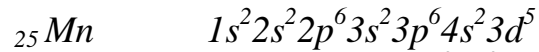
Підвищену енергетичну стійкість мають також електронні конфігурації з напівзаповненими та повністю заповненими підрівнями. Цим пояснюється “проскок” одного $4s$ -електрона в атомі хрому на $3d$ -підрівень, внаслідок чого атом хрому отримує стійку електронну структуру $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ з напівзаповненим $3d$ -підрівнем.

2.2. Електронні формули атомів.

Електронні формули атомів указують розташування електронів у атомі на енергетичних рівнях та підрівнях. Кількість електронів у атомі даного елемента, також як і заряд ядра атома (кількість протонів), указує порядковий номер елемента у періодичній таблиці Д.І. Менделєєва.

Знаючи порядковий номер елемента, за правилом Клечковського легко написати електронну формулу атома.

Наприклад, елемент № 25 (марганець) містить 25 електронів, його формула

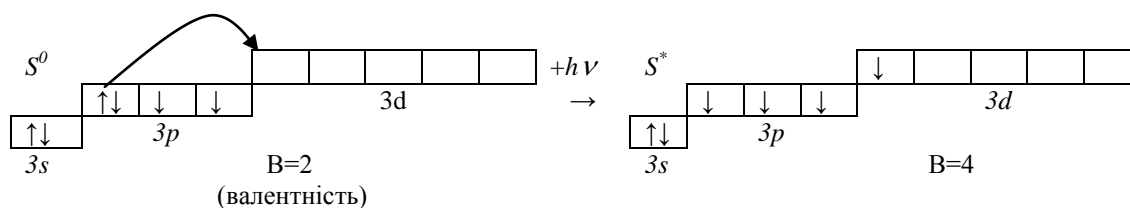
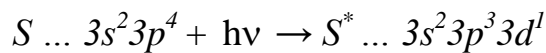


Атом бромю має 35 електронів: ${}_{35}\text{Br} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$. У залежності від того, на орбіталь якого підрівня потрапляє останній електрон даного атома, розрізняють *s*-, *p*-, *d*- та *f*- елементи. Так, марганець є *d*-елементом, а бром - *p*-елементом, натрій (${}_{11}\text{Na} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) – *s*-елементом.

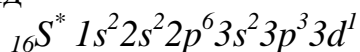
2.3. Електронні формули атомів у збудженому стані.

Реакційна здатність атомів зумовлена кількістю неспарених електронів на орбіталях зовнішнього та передостаннього енергетичних рівнів. Однак кількість неспарених електронів може бути збільшена, якщо перевести атом у збуджений стан. Збудження атома вимагає витрати енергії. При збудженні електрони, поглинаючи квант енергії, переходять на вакантні орбіталі, як правило, свого ж енергетичного рівня. При збудженні однієї орбіталі утворюються два неспарених електрони. Наприклад, стаціонарний стан електронів у атомі сірки за правилом Клечковського відбивається у формулі ${}_{16}\text{S} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

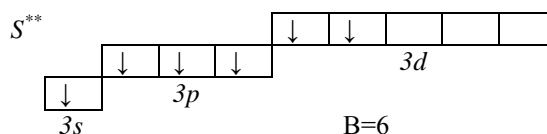
На третьому енергетичному рівні є вакантні *d*-орбіталі, куди можуть при збудженні переходити електрони з *p*- та *s*-підрівнів третього енергетичного рівня



Електронна формула такого збудженого стану атома сірки має вигляд



При поглинанні чергового кванта енергії можуть збудитися електрони, які знаходяться на *3s*-підрівні

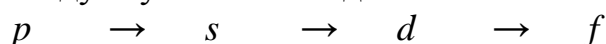


Електронна формула ${}_{16}\text{S}^{**} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$.

У наслідок збудження усі електрони зовнішнього енергетичного рівня сірки стали неспареними.

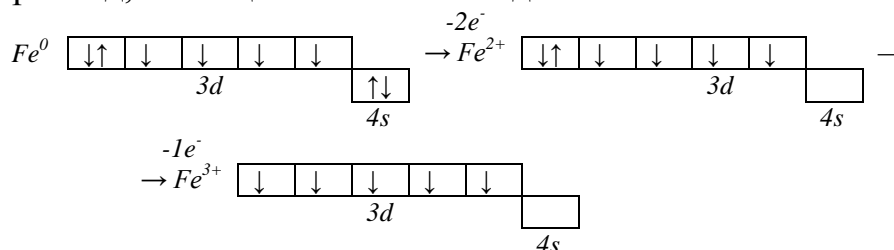
2.4. Електронні формули іонів.

Електронні формули іонів відрізняються від електронних формул атомів кількістю електронів на зовнішньому та передостанньому енергетичних рівнях. У катіонів кількість електронів менша, їх заряд вказує, скільки електронів віддав цей атом, перетворюючись на іон. Треба також пом'ятати, що при утворенні позитивно заряджених іонів з атомів елементів електрони йдуть у такій послідовності



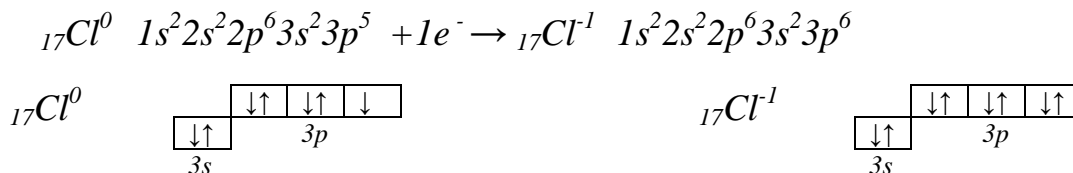
У d -елементах d -електрони потрапляють у атоми після s -електронів, але при іонізації першими завжди вириваються з атомів s -електрони зовнішнього рівня, потім d -електрони з ячеек, у котрих знаходяться пари, і лише після цього самостійні електрони з d -ячеек.

Наприклад, іонізація атома заліза йде таким чином



При утворенні позитивних іонів з атомів s - та p -елементів відривається останній прийнятий електрон з зовнішнього рівня.

Утворення негативно заряджених іонів приєднанням електронів проходить на не повністю заповнені зовнішні орбіталі атома. Наприклад, атом хлору, приймаючи електрон, перетворюється у негативно заряджений іон



Заряд іона хлору негативний, тому що у ядрі іона 17 протонів, а навколо ядра розташовано 18 електронів.

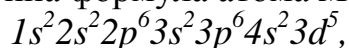
2.5. Контрольні питання.

1. Який принцип дозволяє визначити максимальну кількість електронів на одній атомній орбіталі і як він формулюється?
2. За якими формулами визначають кількість електронів на рівні, підрівні?
3. Як графічно зображують енергетичні підрівні?
4. За допомогою якого правила можна визначити порядок заповнення електронами вільних орбіталей і в чому його сутність?
5. Що таке електронна конфігурація атома і як вона описується?
6. Згідно з яким принципом заповнюються електронами енергетичні рівні і підрівні?
7. За допомогою яких правил визначають порядок заповнення електронами атомних орбіталей?
8. Які енергетичні рівні і підрівні називають замкненими?
9. Чому заповнення електронами *d*-підрівнів йде з запізненням на один період, а *f*-підрівнів – у два періоди?

2.6. Приклади розв'язання завдань.

Завдання 1. Записати електронну формулу атома *Mn*.

Розв'язок 1. Електронна формула атома *Mn* така:



де 1, 2, 3, 4, 3 – рівні;

s, *p*, *d* – підрівні.

Завдання 2. Згідно правилам Клечковського підтвердити порядок заповнення енергетичних рівнів та підрівнів.

Розв'язок 2. Порядок послідовного заповнення рівнів та підрівнів відповідає найменшому запасу енергії. Тому сума енергії на рівнях і підрівнях, які визначаються головним (*n*) та орбітальним (*l*) квантовими числами згідно з першим правилом Клечковського повинна послідовно зростати

	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^5$
<i>n</i>	1	2	2	3	3	4	3
<i>l</i>	0	0	1	0	1	0	2
<i>n+l</i>	1	2	3	3	4	4	5

тому що *s*-, *p*-, *d*-, *f*-підрівням відповідають чисельні значення 0, 1, 2, 3.

За другим правилом Клечковського: при однакових значеннях сум (*n+l*) у першу чергу заповнюються орбіталі підрівня з меншим значенням головного квантового числа *n*. Тому при однаковому значенні сум *n+l* для $2p^6$ і $3s^2$ та $3p^6$ і $4s^2$ спочатку заповнюються орбіталі $2p$ та $3p$, а потім $3s$ та $4s$.

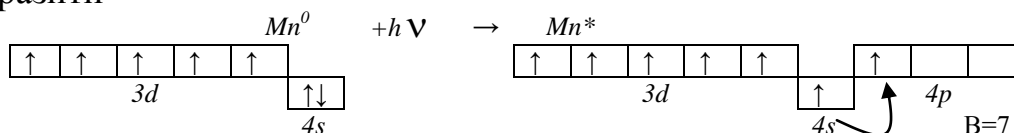
Завдання 3. Визначити валентні електрони елементів.

Розв'язок 3. Електрони на останньому рівні та попередньому підрівні, якщо він незаповнений, - валентні.

У $Mn \dots 4s^2 3d^5$ – валентні електрони
останній рівень \nearrow \nwarrow попередній незаповнений підрівень

Завдання 4. Записати електронні формули атомів у збудженому стані та визначити їх максимальну валентність.

Розв'язок 4. Валентні електрони $Mn \dots 3d^5 4s^2$ можна графічно відобразити



Звідси бачимо, що на $4s$ орбіталі маємо 2 спарених електрони. Якщо додати квант енергії, то їх можна розпарувати, тобто один з електронів перевести на більш високий підрівень. На слідуєчому $4p$ підрівні маємо вільні енергетичні комірки. Туди після одержання додаткової енергії перейде один електрон з $4s$ -орбіталі і отримаємо збуджений стан атому Mn^*

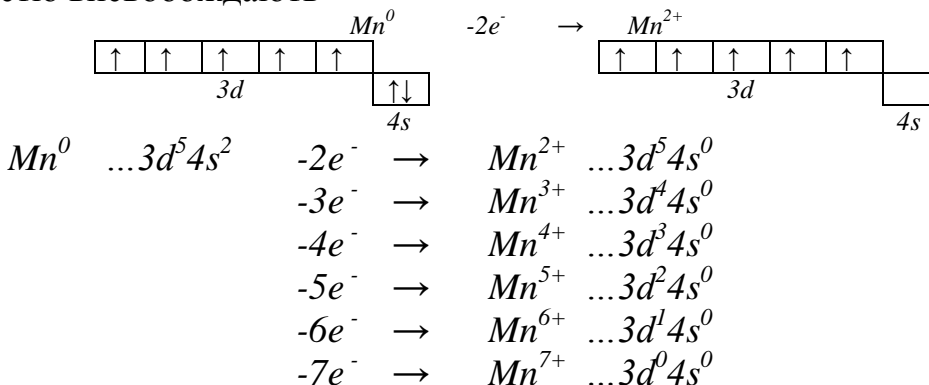


У збудженому стані атома зростає валентність. Вона визначається по кількості неспарених електронів. Для Mn^* валентність дорівнює 7.

Збуджених станів може бути декілька. Це залежить від кількості пар спарених електронів у стаціонарному стані.

Завдання 5. Записати електронні формули іонів з характерним ступенем окислення для їх атомів.

Розв'язок 5. Іони утворюються коли атом приймає чи віддає електрони. Атом Mn не може прийняти електрони, бо зовнішній підрівень $4s$ у нього заповнений – на ньому 2 електрони. А попередній $3d$ підрівень, на якому 5 електронів не може приймати електрони, бо він закрит – “екраньован” зовнішньому $4s$ електронами. Тому атом Mn може тільки віддавати електрони. Електрони покидають зовнішні орбіталі, завжди їх повністю висвобождають



Звідси зрозуміло, що у *Mn* можуть бути 7 ступеней окислення: Mn^0 , Mn^{+2} , Mn^{+3} , Mn^{+4} , Mn^{+5} , Mn^{+6} , Mn^{+7} , але тільки 6 іонів зі ступенями окислення *Mn*: Mn^{+2} , Mn^{+3} , Mn^{+4} , Mn^{+5} , Mn^{+6} , Mn^{+7} .

2.7. Індивідуальні завдання.

1. Записати електронні формули атомів.
2. Згідно правилам Клечковського підтвердити порядок заповнення енергетичних рівнів та підрівнів.
3. Визначити валентні електрони елементів.
4. Записати електронні формули атомів у збудженому стані та визначити їх валентність.
5. Записати електронні формули іонів з характерним ступенем окислення для їх атомів.

Варіант:

- | | |
|---------------------|---------------------|
| 1. <i>Si ma Y</i> | 16. <i>Ti ma Br</i> |
| 2. <i>Sc ma Cl</i> | 17. <i>Ga ma Kr</i> |
| 3. <i>Zn ma S</i> | 18. <i>V ma Xe</i> |
| 4. <i>Al ma I</i> | 19. <i>Ag ma Mg</i> |
| 5. <i>Cu ma C</i> | 20. <i>Au ma Ne</i> |
| 6. <i>Ca ma Re</i> | 21. <i>Bi ma Be</i> |
| 7. <i>Sn ma P</i> | 22. <i>Sr ma As</i> |
| 8. <i>Sb ma N</i> | 23. <i>Cr ma In</i> |
| 9. <i>Tl ma Ar</i> | 24. <i>Nb ma S</i> |
| 10. <i>Te ma Fe</i> | 25. <i>K ma Zr</i> |
| 11. <i>Pb ma F</i> | 26. <i>Mo ma Li</i> |
| 12. <i>In ma Se</i> | 27. <i>Hg ma Rb</i> |
| 13. <i>Ge ma O</i> | 28. <i>Ag ma Ti</i> |
| 14. <i>As ma Cd</i> | 29. <i>Te ma Ba</i> |
| 15. <i>Co ma B</i> | 30. <i>Cs ma As</i> |

3. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

3.1. Формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва.

Найважливішим законом природи є періодичний закон, відкритий Д.І. Менделєєвим у 1869 р. Періодичний закон Менделєєв сформулював так:

Властивості простих тіл, а також форми і властивості сполук елементів перебувають у періодичній залежності від величини атомних мас елементів.

Менделєєв показав, що зміна властивостей хімічних елементів у міру зростання їхньої атомної маси не відбувається безперервно в одному і тому самому напрямі, а має періодичний характер. Через певне число елементів відбувається ніби повернення назад, до вихідних властивостей, після чого певною мірою знову повторюються властивості попередніх елементів у такій самій послідовності, але з деякими якісними і кількісними відмінностями.

3.2. Закон Мозлі, порядковий номер елемента.

Англійський вчений Г. Мозлі в 1914 р. встановив простий зв'язок між довжинами хвиль певних ліній рентгенівського спектра елемента і його порядковим номером

$$\sqrt{\frac{1}{\lambda}} = a(z - b),$$

де λ – довжина хвилі певної лінії рентгенівського спектра будь-якого елемента, m^{-1} ;

a, b – коефіцієнти;

z – порядковий номер заряду ядра атома елемента у періодичній системі.

Закон Мозлі обґрунтував фізичне значення порядкового номера елемента у періодичній системі. Порядковий номер виявився дуже важливою константою елемента, що виражає позитивний заряд ядра його атома. Це відкриття дало обґрунтування розміщенню елементів у періодичній системі. Виявилось, що немає суперечності у розміщенні деяких елементів з більшою атомною масою та з меншою (*Ar* і *K*; *Co* і *Ni*; *Te* і *I*; *Th* і *Pa*; *U* і *Np*) тому, що заряди ядер цих елементів цілком відповідають послідовності розміщення їх у системі.

Отже, заряд атомного ядра є тою основною величиною, від якої залежать властивості елемента і його розміщення в періодичній системі. Тому періодичний закон Менделєєва тепер формулюють так:

Властивості елементів і утворюваних ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від зарядів ядер атомів елементів.

3.3. Періодична система елементів Д.І. Менделєєва. Періоди, групи, підгрупи.

Ряди елементів, у межах яких властивості змінюються послідовно, Менделєєв назвав періодами. Наприклад, ряди із елементів від лужних металів *Li, Na, K* і т.д. до інертних газів *Ne, Ar, Kr* і т.д.

Менделєєв склав таблицю, яку він назвав періодичною системою елементів, за групами і рядами. Вона складається з семи періодів і восьми вертикальних стовпчиків або груп, у яких один під одним розміщені схожі між собою елементи.

Усі елементи одного періоду мають одне й те ж значення головного квантового числа n для зовнішніх s - і p -електронів, яке відповідає номеру періоду. Перший період містить тільки 2 елементи (*H, He*), другий та третій періоди – по 8 елементів, четвертий та п'ятий – по 18, шостий – 32 і сьомий, поки що незакінчений період, містить 20 елементів, з яких останні 14 отримали штучно лише порівняно недавно.

У вертикальних стовпчиках таблиці, або в групах, розміщено елементи, що мають схожі властивості. Тому кожна вертикальна група являє собою ніби природну родину елементів. Усього в таблиці таких груп вісім. Кожна група розподілена на дві підгрупи – головну та побічну. Головні підгрупи починаються з другого періоду і містять s - і p -елементи, побічні підгрупи починаються з четвертого періоду і складаються з d - та f -елементів. Таким чином, наприклад, у третій групі в головній підгрупі розміщуються *B, Al, Ga, In, Tl*, у побічній - *Sc, Y, La, Ac*.

Звернемо увагу на розміщення елементів шостого періоду після лантану, що називаються лантаноїдами (*Ce - Lu*), які дуже схожі на лантан і між собою. Зважаючи на цю схожість, зумовлену особливістю будови їхніх атомів, лантаноїди звичайно розміщують поза таблицею, відзначаючи лише в клітинці для лантану їхнє положення в системі. 14 лантаноїдів належать до f -елементів, тому що в них відбувається послідовне заповнення електронами всіх орбіталей $4f$ -підрівня.

Сьомий, поки що незавершений період системи елементів, побудований аналогічно до шостого. В VII періоді заповнення електронами електронних рівнів аналогічне VI періоду.

Таким чином, збільшення позитивних зарядів атомних ядер від 1 до 107 спричинює періодичне повторення будови зовнішнього енергетичного рівня. А оскільки властивості елементів залежать в основному від числа

електронів на зовнішньому рівні їхніх атомів, то вони також періодично повторюються. У цьому фізичний зміст періодичного закону.

3.4. Періодична зміна властивостей хімічних елементів відповідно електронної будови атома.

У періодичній системі властивості елементів, їхні валентність, атомні об'єми, енергія іонізації (потенціал іонізації), радіуси атомів, температура плавлення речовин та багато інших хімічних та фізичних властивостей змінюються періодично, коли розглядати їх як функції атомної маси або заряду ядра атомів. Місце елемента в таблиці визначається його властивостями і, навпаки, кожному місцю відповідає елемент, що має певну сукупність властивостей. Тому, знаючи положення елемента в таблиці, можна досить точно вказати на його властивості.

У малих періодах із збільшенням позитивного заряду ядер атомів збільшується число електронів на зовнішньому рівні (від 1 до 2 – у I періоді і від 1 до 8 у II і III періодах), чим пояснюється зміна властивостей елементів: на початку періоду (крім I періоду) знаходиться лужний метал, далі металеві властивості поступово слабшають і підсилюються властивості неметалів. Тобто зовнішній шар має електронну конфігурацію ns^2np^6 .

У великих періодах заповнення електронами підрівнів відбувається по іншому.

У парних рядах великих періодів на зовнішньому рівні залишається 2 або 1 електрони (s -підрівень) і відбувається заповнення електронами d -підрівня другого ззовні рівня. Властивості елементів в цих рядах змінюються надзвичайно повільно, бо d -елементи завжди метали. Після заповнення d -підрівня з ростом заряду ядра починає заповнюватися p -підрівень данного електронного шара до np^6 . Тому властивості елементів починають змінюватися так само, як у типових.

У VI та VII періодах з ростом заряду ядра атомів зміни властивостей елементів відбуваються повільніше, бо там крім елементів d -родин з'являються елементи f -родин (третій ззовні шар), які теж належать до металів. Лише в непарних рядах після заповнення f та d -підрівнів йде заповнення p -підрівня.

У світлі вчення про будову атомів набуває обґрунтованості поділ всіх елементів на сім періодів. Номер періоду відповідає числу енергетичних рівнів атомів, що заповнюються електронами (у першому періоді один рівень, у VII періоді – сім енергетичних рівнів).

Легко пояснюється і поділ груп на підгрупи, який ґрунтується на різному заповненні електронами енергетичних рівнів.

У елементів головних підгруп заповнюються або *s*-підрівні (це *s*-елементи), або *p*-підрівні (це *p*-елементи). У елементів побічних підгруп заповнюються *d*- та *f*-підрівні (*d*-, *f*- елементи). У лантанідів та актинідів заповнюються відповідно *4f*- та *5f*- підрівні.

В кожній підгрупі об'єднані елементи, атоми яких мають подібну будову. Атоми елементів головних підгруп містять на зовнішніх рівнях число електронів, що дорівнює номеру групи. У побічні підгрупи входять елементи, атоми яких містять на зовнішньому рівні по два або одному електрону. Відмінність у будові зумовлює й відмінність властивостей елементів підгруп однієї групи. Так у 7-ій групі відрізняєм підгрупу галогенів – типові неметали, які містять по сім електронів на зовнішньому рівні (головна підгрупа) та підгрупу марганцю (побічна підгрупа) – метали, у яких на зовнішньому рівні по два електрони і 5 електронів на передостанньому підрівні.

Елементи цих підгруп мають і загальні властивості. В хімічних реакціях всі вони (за винятком фтору) здатні віддавати по 7 електронів на утворення хімічних зв'язків. Тобто, валентні електрони елементів побічних підгруп – це електрони зовнішніх та передостанніх підрівнів.

Звідси випливає фізичний зміст номеру групи. Номер групи, як правило, вказує на число електронів, які можуть брати участь в утворенні хімічних зв'язків.

Будова атомів зумовлює дві закономірності:

1 – зміна властивостей елементів по горизонталі в періоді – зліва направо послаблюються металеві і посилюються неметалеві властивості; - послаблюються відновні та посилюються окислювальні властивості;

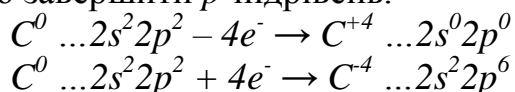
2 - зміна властивостей елементів по вертикалі - у підгрупі з ростом порядкового номера елемента посилюються металеві властивості і послаблюються неметалеві; - посилюються відновні та зменшуються окислювальні властивості.

Визначив період, в якому знаходиться елемент, групу, підгрупу можна описати властивості цього елемента та його сполук. Уявлення про місце елемента в системі, яке визначається за номерами періоду і групи, вперше введено Д.І. Менделєєвим.

За електронною формулою елемента визначаєм валентні електрони та ступені окислення цього елемента.

Наприклад: ${}^{12}_6\text{C} - 1s^2 2s^2 2p^2$
 $\dots 2s^2 2p^2$ - валентні електрони знаходяться на зовнішньому рівні
 $\text{C}^0 \dots 2s^2 2p^2 - 2e^- \rightarrow \text{C}^{+2} \dots 2s^2 2p^0$

Крім 2-ох електронів, атом вуглецю може віддати 4 електрони, або прийняти чотири, щоб завершити *p*-підрівень.



Ступеням окислення відповідають кисневі та водневі (для неметалів) сполуки:

C^{+2} ,	C^{+4} ,	C^{-4} ;
CO ,	CO_2 ,	CH_4 .

Оксиди неметалів – кислотні оксиди: CO_2 - кислотний оксид.

Оксиди металів – основні оксиди, за винятком сполук Be , Zn , Al , Cr , які мають амфотерний характер.

Основні, кислотні та амфотерні оксиди є солетворними, тобто здатні утворювати солі. Є невелика група оксидів, які не виявляють ні кислотних, ні основних властивостей і не утворюють солей. Такі оксиди називаються байдужими, або індиферентними. До них належать CO , SO , NO .

Властивості сполук d-елементів залежать від ступеня окислення:

Ступень окислення:	$+1, +2, +3$	$+4$	$+5, +6, +7$
Властивості:	основні, крім сполук Be, Zn, Al, Cr	амфотерні, та сполуки Be, Zn, Al, Cr	кислотні

Гідроксиди неметалів та металів зі ступенню окислення $+5, +6, +7$ мають кислотні властивості – кислоти, а гідроксиди металів – основні властивості – основи.

Наприклад: Які властивості оксидів та гідроксидів сірки та марганцю?

$S^0 \dots 3s^2 3p^4$	$S^{+4} \dots 3s^2 3p^0$	$S^{+6} \dots 3s^0 3p^0$
Оксиди,	SO_2	SO_3
характер	кислотний	кислотний
Гідроксиди,	H_2SO_3	H_2SO_4
характер	кислота	кислота

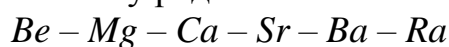
$Mn^0 \dots 4s^2 3d^5$	$Mn^{+2} \dots 4s^0 3d^5$	$Mn^{+4} \dots 4s^0 3d^3$	$Mn^{+7} \dots 4s^0 3d^0$
Оксиди,	MnO	MnO_2	Mn_2O_7
характер	основний	амфотерний	кислотний
Гідроксиди,	$Mn(OH)_2$	$Mn(OH)_4 = H_2MnO_3$	$HMnO_4$
характер	основа	амфотерний	кислота

3.5. Енергія іонізації. Енергія спорідненості з електроном. Електронегативність.

Найхарактернішою хімічною властивістю металів є здатність їхніх атомів легко віддавати зовнішні електрони і перетворюватися в позитивно заряджені іони; а неметали, навпаки, характеризуються здатністю приєднувати електрони з утворенням негативних іонів. Робота, яка необхідна для того, щоб від нейтрального газоподібного атома елемента в його основному стані повністю відірвати електрон і перетворити його в позитивний іон, називається енергією іонізації J , або потенціалом іонізації

(іонізаційним потенціалом), який виражають в електронвольтах (eV) або у вольтах (V).

У кожному з періодів потенціал іонізації зростає зі збільшенням порядкового номера від лужного металу до інертного газу. Найвищі іонізаційні потенціали мають благородні газу, що, природно, характеризує їх інертність. Чим менший потенціал іонізації, тим легше відірвати електрон від атома, тим більше мають бути металічні (відновні) властивості елемента. При розгляді величин потенціалів іонізації із збільшенням заряду ядра в атомах однієї й тієї ж самої підгрупи періодичної системи (наприклад, другої групи головної підгрупи) видно, що іонізаційні потенціали зменшуються. Це свідчить про посилення металічних (відновних) і, відповідно, послаблення неметалічних (окислювальних) властивостей у ряді



Атоми можуть не тільки віддавати, а й приєднувати електрони. Енергія, що виділяється у разі приєднання електрона до вільного атома, називається спорідненістю атома з електроном (E) і звичайно виражається в електронвольтах (eV).

Так, наприклад, $E_H=0.75 eV$, $E_O=1.47 eV$, $E_F=3.52 eV$.

Спорідненість з електроном атомів металів, як правило, близька до нуля або негативна. З цього виходить, що для атомів більшості металів приєднання електронів є енергетично не вигідним. Спорідненість же з електроном атомів неметалів завжди позитивна і тим більша, чим ближче до інертного газу розміщено неметал у періодичній системі. Це свідчить про посилення неметалічних (окислювальних) властивостей у міру наближення до кінця періоду.

Для оцінки здатності атома даного елемента відтягувати до себе спільну електронну пару, тобто виявляти окислювальні властивості, користуються величиною електронегативності (E_H), яка дорівнює півсумі енергії іонізації та спорідненості з електроном

$$E_H = \frac{1}{2} (J + E).$$

На практиці зручно користуватись відносним значенням електронегативності, а саме по відношенню до літію. Шкала відносної електронегативності елементів (E) має діапазон від 0.8 для Cs до 4 для F . Електронегативність закономірно змінюється залежно від положення елемента в періодичній системі. На початку кожного періоду розміщені елементи з найнижчою електронегативністю – типові метали; наприкінці періоду – елементи з найвищою електронегативністю, тобто типові неметали. У елементів однієї й тієї ж самої підгрупи електронегативність із зростанням заряду ядра виявляє тенденцію до зменшення. Отже, чим типовішим металом є елемент, тим нижча його електронегативність; чим типовішим неметалом є елемент, тим вища його електронегативність.

3.6. Контрольні питання.

1. Занотуйте формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва в сучасній редакції та редакції Д.І. Менделєєва.
2. Вкажіть фізичний зміст номера періода.
3. Що таке група, чому вона поділяється на підгрупи?
4. Вкажіть фізичний зміст номера групи.
5. Який фізичний зміст порядкового номера елемента?
6. Як змінюються металеві та неметалеві властивості елементів у групах?
7. Чим відрізняються елементи головних та побічних підгруп?
8. Де розміщуються валентні електрони у елементів головних підгруп та елементів побічних підгруп? Що об'єднує елементи головних та побічних підгруп?

3.7. Приклади розв'язання завдань.

Завдання 1. Визначити до якої родини належить елемент, якщо його електронна формула закінчується так $\dots 3p^6 3d^5 4s^2$. Пояснити які властивості він має: металеві чи неметалеві.

Розв'язок 1. Порядок заповнення електронами рівнів та підрівнів за правилами Клечковського становить: $\dots 3p^6 4s^2 3d^5$. Тобто останній електрон заповнює d -підрівень. Тому цей елемент відноситься до d -родини. Якщо елемент належить до s -, f -, d -родин, то цей елемент завжди метал. Тобто для цього елемента характерні металеві властивості.

Завдання 2. Визначити родину, до якої належить елемент, якщо його електронна формула – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Вказати які властивості для нього характерні: металеві чи неметалеві.

Розв'язок 2. Валентні електрони атома – це електрони, які знаходяться на останньому рівні та попередньому підрівні, якщо він не заповнен.

Останній електронний рівень у цього атома – $3s^2 3p^3$; попередній підрівень – $2p^6$ – заповнен. Тому валентні електрони: $\dots 3s^2 3p^3$. Останній електрон заповнює третій p -підрівень. Елемент належить до p -сімейства. Що до його властивостей, то насамперед треба визначити де знаходиться цей елемент у p -сімействі: вище діагоналі для p -елементів $B-At$, чи нижче. Якщо p -елемент знаходиться на діагоналі $B-At$, або лежить вище її, то йому притаманні неметалеві властивості. Якщо нижче – металеві. Цей елемент лежить вище діагоналі $B-At$, тому він неметал.

Завдання 3. Визначити положення елемента в періодичній системі Д.І. Менделєєва по його електронній формулі $\dots 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^6$.

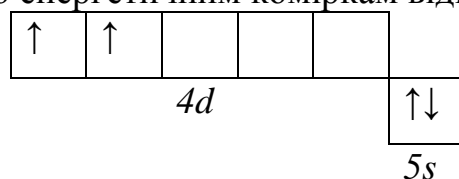
Розв'язок 3. Валентні електрони елемента: $\dots 5s^2 4d^6$. Цифра 5 вказує на зовнішній енергетичний рівень, тобто на номер періоду – 5. Кількість валентних електронів: $2+6=8$ позначає номер групи – 8. Елемент належить до d -родини. Елементи s - і p -родин належать до головних підгруп, а елементи d - і f -родин – до побічних підгруп.

Відповідь: елемент, який має $\dots 5s^2 4d^6$, валентні електрони знаходиться у 5 періоді, 8 групі, побічній підгрупі періодичної системи

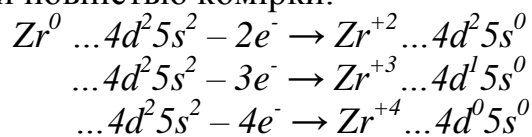
Д.І. Менделєєва. Цей елемент - Ru - рутеній.

Завдання 4. Визначити, які ступені окислення характерні для цирконія, та характер його сполук, які відповідають ступеням окислення.

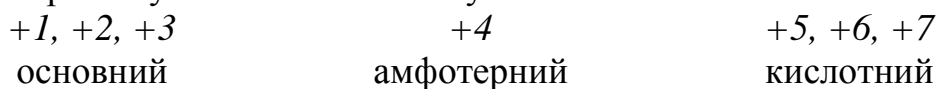
Розв'язок 4. Валентні електрони цирконія - $\dots 5s^2 4d^2$. Графічне розташування електронів по енергетичним коміркам відповідає:



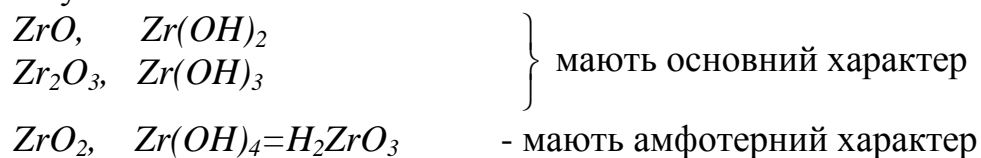
Електрони приймати не може, бо це d -метал. Він їх тільки віддає, звільнюючи повністю комірочки.



Характер сполук d -елементів зі ступеням окислення:



Тому сполуки:



3.8. Індивідуальні завдання.

Варіант	Завдання 1. Визначити валентні електрони атомів, вказати до якої родини належить елемент, його властивості (Me чи неMe)	Завдання 2. За електронною формулою визначити місце елементу в періодичній системі	Завдання 3. Записати валентні електрони елементів, їх ступені окиснення, відповідні оксиди та гідроксиди, вказати характер сполук
1	2	3	4
1	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\dots 5p^6 6s^2 5d^1$	As
2	$\dots 2p^6 3s^2 3p^5$	$\dots 4s^2 3d^{10} 4p^3$	Zn
3	$\dots 4p^6 5s^2 4d^3$	$\dots 6s^2 5d^{10} 6p^2$	Ga
4	$\dots 4s^2 3d^{10} 4p^1$	$\dots 4p^6 5s^2 4d^{10}$	Ti
5	$\dots 2p^6 3s^2 3p^6$	$\dots 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	Br
6	$\dots 4p^6 5s^2 4d^4$	$\dots 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$	Mn
7	$\dots 3p^6 4s^2 3d^2$	$\dots 4s^2 3d^3$	Hg
8	$\dots 4s^2 4p^6 5s^2 4d^1$	$\dots 3p^6 4s^2 3d^1$	Ag
9	$\dots 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$	$\dots 6s^2 5d^{10} 6p^1$	Se
10	$\dots 2p^6 3s^2 3p^3$	$\dots 2p^6 3s^2 3p^1$	Bi
11	$\dots 4s^2 3d^{10} 4p^2$	$\dots 3p^6 4s^2 3d^4$	Mo
12	$\dots 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^1$	$\dots 6s^2 5d^{10}$	Ti
13	$\dots 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$	$\dots 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^1$	Sn
14	$\dots 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^2$	$\dots 2p^6 3s^2 3p^4$	Cu
15	$\dots 3p^6 4s^2 3d^3$	$\dots 5p^6 6s^2 5d^{10} 6p^3$	Y
16	$1s^2 2s^2 2p^4$	$\dots 3p^6 4s^2 3d^5$	In
17	$\dots 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^3$	$\dots 4s^2 3d^{10} 4p^2$	Sn
18	$\dots 5s^2 4d^{10} 5p^5$	$\dots 2s^2 2p^3$	V
19	$\dots 4d^{10} 5s^2$	$\dots 6s^2 4f^{14} 5d^2$	Ge
20	$\dots 3p^6 4s^2 3d^4$	$\dots 5s^2 4d^{10} 5p^2$	S
21	$\dots 4s^2 3d^{10} 4p^5$	$\dots 4p^6 5s^2 4d^1$	Br
22	$\dots 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$	$\dots 4p^6 5s^2 4d^1$	Fe
23	$\dots 4s^2 3d^{10} 4p^3$	$\dots 2p^6 3s^2 3p^2$	S
24	$\dots 2p^6 3s^2 3p^1$	$\dots 3p^6 4s^2 3d^6$	Pb
25	$\dots 5s^2 4d^{10} 5p^1$	$\dots 4s^2 3d^{10} 4p^1$	In
26	$\dots 3p^6 4s^2 3d^5$	$\dots 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	I
27	$\dots 3s^2 3p^6$	$\dots 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$	P
28	$\dots 5s^2 4d^5$	$\dots 6s^2 4f^{14} 5d^2$	Cd
29	$\dots 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$	$\dots 4p^6 5s^2 4d^{10}$	Sc
30	$\dots 4p^6 5s^2 4d^{10}$	$\dots 4s^1 3d^5$	Te

Таблиця 3.1. Відносна електронегативність елементів.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	<i>H</i> 2.1										<i>He</i> -
2	<i>Li</i> 0.97	<i>Be</i> 1.47	<i>B</i> 2.01	<i>C</i> 2.50	<i>N</i> 3.07	<i>O</i> 3.5	<i>F</i> 4.10				<i>Ne</i> -
3	<i>Na</i> 1.01	<i>Mg</i> 1.23	<i>Al</i> 1.47	<i>Si</i> 1.74	<i>P</i> 2.1	<i>S</i> 2.6	<i>Cl</i> 2.83				<i>Ar</i> -
4	<i>K</i> 0.91	<i>Ca</i> 1.04	<i>Sc</i> 1.20	<i>Ti</i> 1.32	<i>V</i> 1.45	<i>Cr</i> 1.56	<i>Mn</i> 1.60	<i>Fe</i> 1.64	<i>Co</i> 1.70	<i>Ni</i> 1.75	
	<i>Cu</i> 1.75	<i>Zn</i> 1.66	<i>Ga</i> 1.82	<i>Ge</i> 2.02	<i>As</i> 2.20	<i>Se</i> 2.48	<i>Br</i> 2.74				<i>Kr</i> -
5	<i>Rb</i> 0.89	<i>Sr</i> 0.99	<i>Y</i> 1.11	<i>Zr</i> 1.22	<i>Nb</i> 1.23	<i>Mo</i> 1.30	<i>Tc</i> 1.36	<i>Ru</i> 1.42	<i>Rh</i> 1.45	<i>Pd</i> 1.35	
	<i>Ag</i> 1.42	<i>Cd</i> 1.46	<i>In</i> 1.49	<i>Sn</i> 1.72	<i>Sb</i> 1.82	<i>Te</i> 2.01	<i>I</i> 2.21				<i>Xe</i> -
6	<i>Cs</i> 0.86	<i>Ba</i> 0.97	<i>La*</i> 1.08	<i>Hf</i> 1.23	<i>Ta</i> 1.33	<i>W</i> 1.40	<i>Re</i> 1.46	<i>Os</i> 1.52	<i>Ir</i> 1.55	<i>Pt</i> 1.44	
	<i>Au</i> 1.42	<i>Hg</i> 1.44	<i>Tl</i> 1.44	<i>Pb</i> 1.55	<i>Bi</i> 1.67	<i>Po</i> 1.76	<i>At</i> 1.90				<i>Rn</i> -
7	<i>Fr</i> 0.86	<i>Ra</i> 0.97	<i>Ac**</i> 1.00								

*Лантаноїди 1.08-1.14

**Актиноїди 1.11-1.2

4. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК ТА БУДОВА МОЛЕКУЛ

4.1. Умови виникнення хімічного зв'язку.

Під хімічним зв'язком розуміють сили притягання між атомами, які виникають через різну структуру їх електронних рівнів.

Причиною утворення хімічного зв'язку є взаємодія електронів зовнішніх електронних орбіталей – валентних електронів. Внутрішні електрони впливають лише на міцність і характер хімічного зв'язку.

Зв'язок між атомами виникає тому, що енергія двох атомів, зв'язаних між собою хімічним зв'язком, менша ніж енергія кожного з цих атомів зокрема.

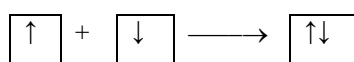
Природа хімічного зв'язку електрична.

Типи хімічних зв'язків можуть бути описані двома методами: методом валентних зв'язків /ВЗ/; методом молекулярних орбіталей /МО/.

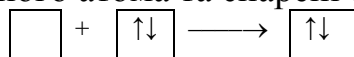
У методі ВЗ механізм виникнення зв'язку полягає у спаруванні електронів, що призводять до злиття електронних хмар під час зближення атомів.

Хімічний зв'язок виникає, коли атоми мають:

1. Неспарені електрони з різними спінами



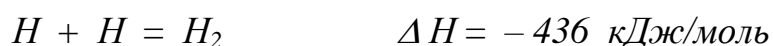
2. Вакантну орбіталь у одного атома та спарені електрони у іншого атома



3. Позитивний заряд у однієї із взаємодіючих частин та негативний у іншої “+” + “-” /іонний кристал або полярна молекула/

4. Несиметричні електронні хмари, у яких електрони одного атома притягуються до ядра іншого атома.

Механізм утворення хімічного зв'язку розглянемо на прикладі молекули водню:



Ядро вільного атома водню оточено сферичною симетричною електронною хмарою, утвореною 1s – електроном. Під час наближення атомів до певної віддалі між ними виникають як сили притягання, так і сили відштовхування. Сила відштовхування буде виникати лише за наявності електронів з паралельними спінами ↑↑, тобто в цьому випадку хімічний зв'язок не утворюється.

Під час утворення хімічного зв'язку електронами з антипаралельними спінами відбувається часткове перекривання їхніх електронних хмар. У результаті між центрами обох ядер виникає молекулярна двоелектронна хмара, що має максимальну електронну густину у просторі між ядрами; збільшення ж густини негативного заряду сприяє сильному зростанню сил притягнення між ядрами і молекулярною хмарою.

Взаємодія двох ядер з двома електронами призводить до виділення енергії: система стає більш стійкою $\Delta H = -436 \text{ кДж/моль}$ і має мінімальну енергію на деякій відстані між ядрами – d .

Довжина хімічного зв'язку – відстань між ядрами атомів у молекулі – у молекулі водню дорівнює 74 нм $/1\text{нм} = 1 \cdot 10^{-12} \text{ м}$. Довжина зв'язку залежить від розмірів атомів та ступеню перекривання їх хмар

$H - F$	$H - Cl$	$H - Br$	$H - I$
$d = 92 \text{ нм}$	128 нм	142 нм	162 нм

Довжина зв'язку зростає із збільшенням атомного номера галогенів. Хімічний зв'язок тим міцніший, чим більше перекривання електронних орбіталей.

Кількість енергії, яка виділяється при утворенні 1 моль хімічного зв'язку, називається енергією зв'язку $E_{\text{зв.}}$, кДж/моль .

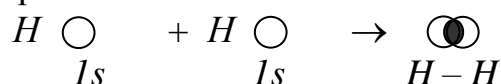
4.2. Типи та характеристики хімічного зв'язку.

Природа хімічного зв'язку – єдина, електронна, але в різних випадках вона здійснюється по-різному. Тому говорять про різні типи хімічного зв'язку. Розрізняють основні типи хімічного зв'язку: ковалентний, іонний, металевий, водневий. Характер зв'язку можна визначити за різницею електронегативностей атомів, так, якщо $\Delta EN = 0$, зв'язок між атомами ковалентний неполярний. Значення $0 < \Delta EN \leq 1.7$ вказує на ковалентний полярний зв'язок, та якщо $\Delta EN > 1.7$, то характер зв'язку між атомами іонний.

4.2.1. Ковалентний зв'язок та його властивості.

К о в а л е н т н и й з в ' я з о к здійснюється за допомогою двох спільних електронів або електронної пари.

У молекулі водню хімічний зв'язок виникає за рахунок неспарених $1s$ – електронів в кожного атома



Ковалентний зв'язок у молекулі хлору здійснюється за рахунком неспарених $p-p$ – електронів



у молекулі хлороводню HCl за допомогою s і p електронів



Якщо між атомами виникає один ковалентний зв'язок /одна спільна електронна пара/, то він називається одинарним, якщо більше, то кратним: подвійним, потрійним.

Розрізняють два види ковалентного зв'язку: неполярний і полярний.

У разі неполярного ковалентного зв'язку електронна пара, утворена спільною парою електронів, розподіляється в просторі симетрично відносно ядер обох атомів, Прикладом є двоатомні молекули, які складаються з атомів одного елемента



У разі полярного ковалентного зв'язку електронна хмара зміщена в бік атома з більшою відносною електронегативністю



Дипольний момент характеризує відтягування електронної хмари в бік одного з атомів, що беруть участь в утворенні хімічного зв'язку. Дипольний момент вимірюється в дебаях.

$$1 \text{ Д} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Кл}\cdot\text{м.}$$

Крім полярності, довжини та енергії зв'язку ковалентний зв'язок характеризується насиченістю та напрямом.

Під насиченістю розуміють здатність атомів утворювати обмежену кількість ковалентних зв'язків.

Наприклад, один атом водню утворює один зв'язок, атом вуглецю – чотири зв'язки /чотири непарних електрони/.

Напрямок ковалентного зв'язку зумовлений розміщенням орбіталей у просторі. Це зумовлює просторову структуру молекул, тобто їх геометричну форму. Найбільш міцні хімічні зв'язки виникають у напрямі максимального перекривання атомних орбіталей.

У залежності від напрямку перекриття атомних орбіталей розрізняють σ -, π і δ - зв'язки.

σ -зв'язок виникає при перекриванні атомних орбіталей уздовж осі X . Це найбільш міцний зв'язок.

Перекриття атомних орбіталей по обидва боки від осі X , що з'єднує ядра, обумовлює появу π -зв'язку.

δ -зв'язок виникає при перекриванні двох $d-d$ - орбіталей усіма чотирма пелюстками.

π - та δ -зв'язки, накладаючись на σ - зв'язок, дають подвійні та потрійні зв'язки.

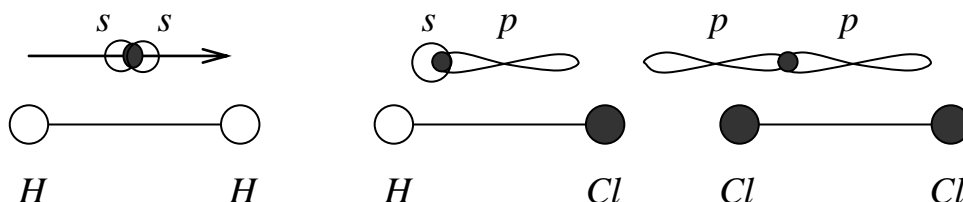
4.2.2. Гібридизація орбіталей та просторова конфігурація молекул.

Електрони, що беруть участь в утворенні ковалентного зв'язку, перебувають у різних станах, тобто перебувають на різних атомних орбіталях. Здавалось б, що й зв'язки в молекулі за міцністю повинні бути нерівноцінними. Однак досвід показує, що вони рівноцінні.

Рівноцінність їх пояснює теорія гібридизації атомних орбіталей, згідно якої при утворенні молекул відбуваються зміни форм і енергій електронних хмар і утворюють рівноцінні гібридні хмари однакової форми, які мають симетричне положення у просторі.

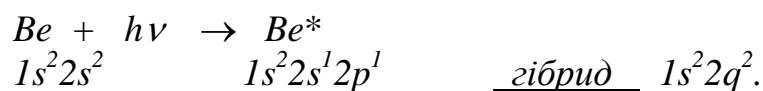
Напрямок ковалентного зв'язку обумовлює просторову конфігурацію молекул, тобто їх геометричну форму.

Якщо у перекритті електронних хмар приймає участь $s^1 - s^1$ – валентні електрони /наприклад, молекула H_2 /, або електрони $s^1 - p^1$ підрівней /наприклад, молекула HCl /, або електрони $p^1 - p^1$ – підрівней /молекула Cl_2 /, то молекули мають лінійну форму.

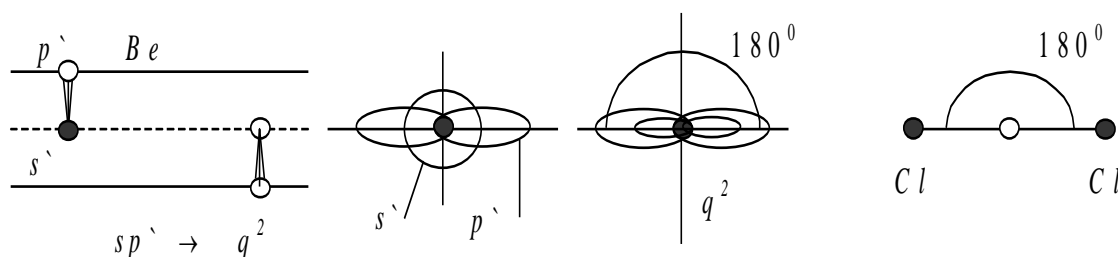


Тип гібридизації обумовлен характером електронів, які беруть участь в гібридизації. Розглянемо утворення молекули $BeCl_2$. Ступень окиснення берилію в молекулі +2, хлору –1. У стаціонарному стані берилію / $Be 1s^2 2s^2$ /

валентність атому дорівнює нулю, в молекулі берилій – двохвалентен. Тобто для утворення двох зв'язків атому берилію необхідно збудження. Утворюються 2 рівноцінні sp - гібридні орбіталі.

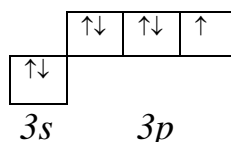
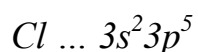


В наслідок цього утворюються дві рівноцінні sp^1 – гібридні орбіталі, які знаходяться в просторі під кутом 180° . sp – гібридизація характерна для елементів II групи, а їх молекули мають лінійну форму.

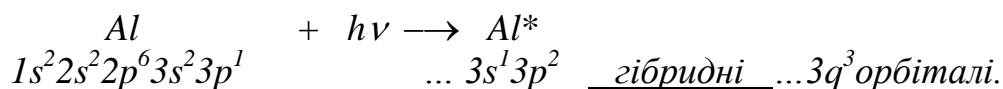


Для елементів III групи характерна sp^2 – гібридизація. Молекули – плоскої трикутної форми, кут між напрямком зв'язку – 120°

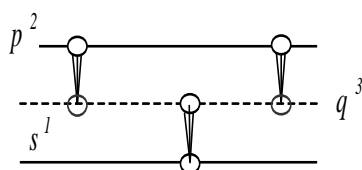
У молекулі хлоріда алюмінію $AlCl_3$ у атома хлору один неспарений p - електрон

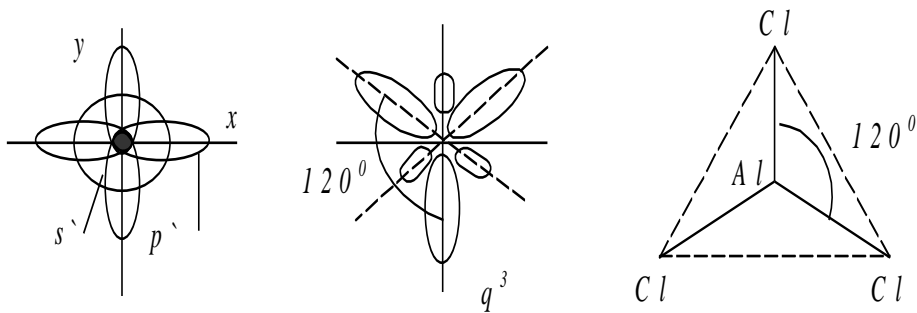


приймає участь в утворенні хімічного зв'язку. У атома алюмінію в утворенні зв'язку приймають участь три електрони. Таким чином, з атомом алюмінію взаємодіють три атоми хлору. Якщо об'єднати ядра атомів, які утворюють зв'язки, то одержимо плоский трикутник.

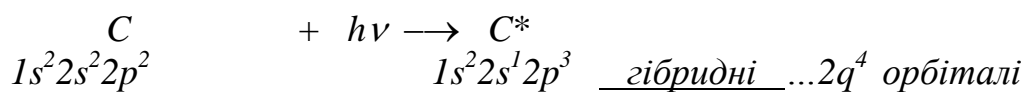


Три sp^2 – гібридні орбіталі розташовані під кутом 120°

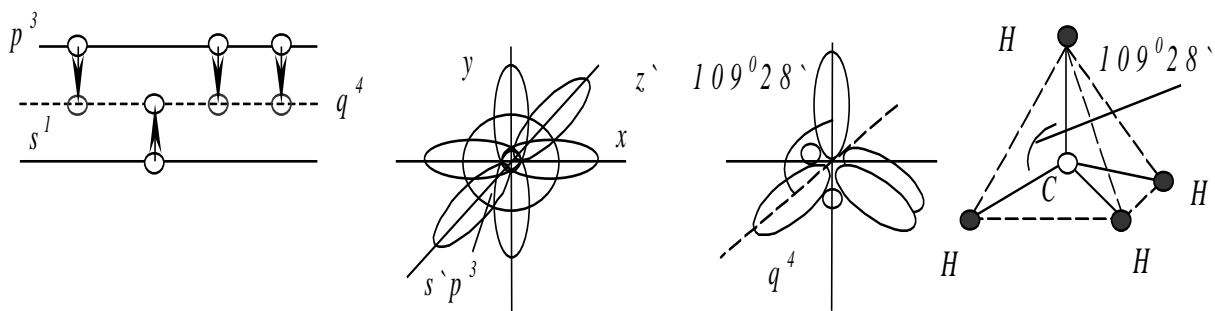




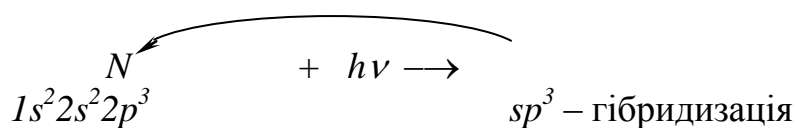
У молекулі метану CH_4 в утворенні зв'язку беруть участь чотири рівноцінних гібридних орбіталі – sp^3 - гібридизація.



4 зв'язка sp^3 - гібридних хмар утворюють неправильний тетраедр з кутом $109^{\circ}28'$,

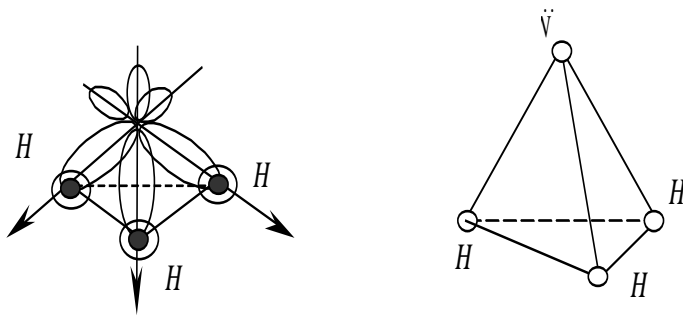


СПОЛУКИ АЗОТУ ТА КИСНЮ. У молекулі аміаку NH_3 в утворенні зв'язку приймають участь 3 орбіталі із чотирьох. У атому азоту нема збудженого стану.

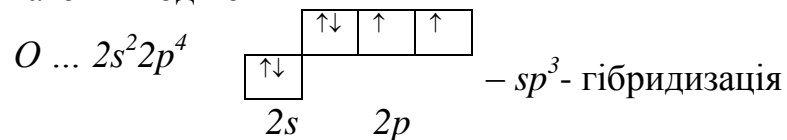


та $2s$ - орбіталь зайнята парою електронів.

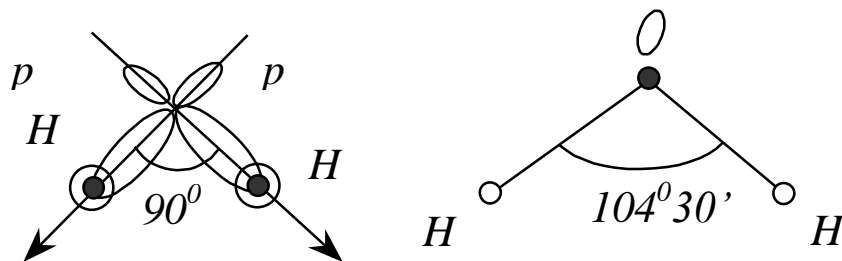
Через слабке відштовхування, яке існує між орбітальями, які беруть участь в утворенні зв'язку та зайнятій $2s$ - орбіталью валентний кут змінюється до $107^{\circ}18'$. При взаємодії трьох атомів утворюється пірамідальна молекула. Такі молекули характерні для елементів VA групи. У молекулі аміаку три p -електронні хмари розподіляються по координатним осям і перекриваються з s - електронами атомів водню. У вершині піраміди знаходиться атом азоту, а в кутах її трикутної основи – атом водню.



При утворенні молекули води H_2O у перекритті електронних хмар приймають участь 2 електрони p -підрівня атома кисню $/1s^2 2s^2 2p^4/$ та s - електрони двох атомів водню



При перекритті p -електронів з s -електронами, завдяки взаємному відштовхуванню кут між напрямком зв'язку досягає $104^{\circ}30'$. Таку форму молекул утворюють атоми елементів VIA групи.



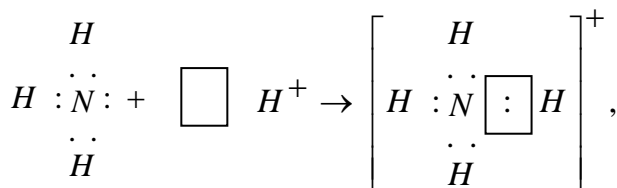
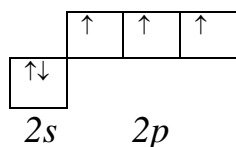
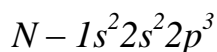
4.2.3. Донорно-акцепторний зв'язок.

Механізм утворення ковалентного зв'язку за рахунок двоелектронної хмари одного атома і вільної орбіталі іншого атома називається донорно – акцепторним.

Атом, що надає неподілену електронну пару, називається донором, а атом, що приймає її, тобто надає вільну орбіталь – акцептором.

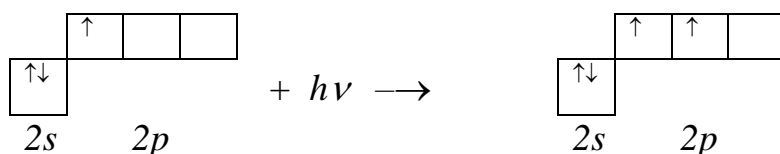
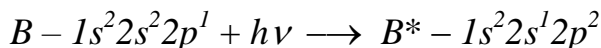
Утворений таким шляхом ковалентний зв'язок називається донорно – акцепторним, або координаційним зв'язком.

Розглянемо як приклад механізм утворення іона амонію NH_4^+ :

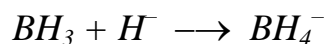
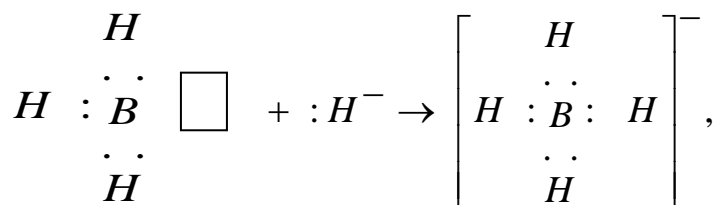


де N – донор; H^+ – акцептор.

Аналогічні властивості виявляє молекула BF_3



У молекулі BH_3 /борана/ є вільна орбіталь у бора. Бор є акцептором, а іон H^- донором.



4.2.4. Іонний зв'язок.

Якщо електронні хмари спарених електронів у молекулі майже повністю зсунуті в бік одного з атомів, то виникає так званий хімічний іонний зв'язок. Такий зв'язок можна вважати чисто кулонівським, бо переважають сили електростатичного притягання протилежно заряджених електронів від одного атома до іншого і їх спарювання. Такі сполуки утворюють галоїди лужних та лужноземельних металів, наприклад $NaCl$, LiF .

Іонний зв'язок можна розглядати як крайній випадок полярного ковалентного хімічного зв'язку з максимально можливою асиметрією зарядів у реальних хімічних сполуках.

На відміну від ковалентного зв'язку іонний зв'язок не має напрямую, В іонному зв'язку завжди є ковалентна частина хімічного зв'язку, яка обумовлює кристалізацію сполук у певній послідовності.

4.2.5. Металевий зв'язок.

Атоми більшості металів на зовнішньому енергетичному рівні мають невелику кількість електронів та надлишок валентних орбіталей.

При зближенні атомів унаслідок утворення кристалічної ґратки валентні орбіталі сусідніх атомів перекриваються, завдяки чому електрони вільно переміщуються з однієї орбіталі на іншу, здійснюючи зв'язок між усіма атомами кристала. Таким тип хімічного зв'язку називається металевим.

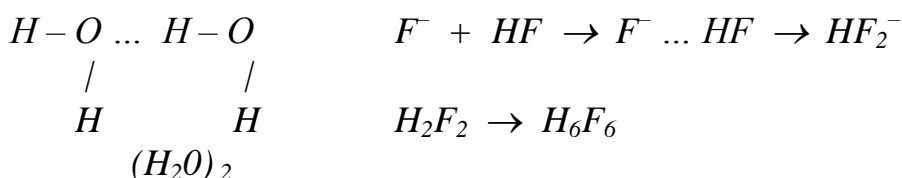
Металевий зв'язок характерний для металів у твердому та рідкому стані. У пароподібному стані атоми металів з'єднані між собою ковалентними зв'язками.

4.2.6. Водневий зв'язок.

Водневий зв'язок виникає між молекулами, до складу яких входить водень і дуже електронегативний елемент – фтор, кисень, азот, рідше – хлор, сірка. У такій молекулі спільна електронна пара надто зміщена від атома водню до атома електронегативного елемента, а позитивний заряд водню сконцентрований у малому об'ємі. Протон однієї молекули взаємодіє з неподіленою електронною парою атома іншої молекули, усупільнюючи її. У результаті утворюється інший, слабший зв'язок, що дістав назву водневого.

В утворення водневого зв'язку, крім електростатичного притягання між протоном та полярною групою, робить внесок і донорно-акцепторна взаємодія. Для цього зв'язку характерні напрямленість у просторі і насиченість.

Водневий зв'язок набагато слабший, ніж ковалентний. Але він відповідає за асоціацію молекул



Наявністю водневих зв'язків пояснюються більш висока температура кипіння води $100^\circ C$ порівняно з водневими сполуками підгрупи кисню $/H_2S, H_2Se, H_2Te/$. Потрібно витратити додаткову енергію для руйнування водневих зв'язків.

Завдяки водневому зв'язку фтороводень за звичайних умов існує в рідкому стані /нижче $19,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ / і містить молекули складу від H_2F_2 до H_6F_6 . Цим же пояснюється утворення гідродифторидіона HF_2^- .

4.3. Типи взаємодії молекул.

Взаємодія між молекулами може здійснюватися за донорно-акцепторним механізмом, за допомогою металевого або водневого зв'язків, а також Ван-дер-Ваальськими силами.

Металевий та водневий зв'язки ми розглянули раніше.

Донорно-акцепторна взаємодія може виникнути як між однаковими молекулами, так і між різними.

У першому випадку виникають полімерні молекули типу $(\text{AlCl}_3)_n$, $(\text{BeF}_2)_n$, $(\text{BeCl}_2)_n$ і т.п. Донорно-акцепторна взаємодія між різними молекулами призводить до утворення комплексних сполук. Зв'язок у цих сполуках може коливатись в значному інтервалі значень: від Ван-дер-Ваальсових до міцного міжатомного ковалентного зв'язку.

На відстані одного або декількох нанометрів $/10^{-9}\text{ м}/$ між сусідніми молекулами виникають сили притягування /міжмолекулярна взаємодія/. За цих обставин електронні хмари не перекриваються і хімічний зв'язок не виникає. Сили, що викликають таку взаємодію, називають Ван-дер-Ваальсовими.

Якщо взаємодіють полярні молекули між собою, то відбувається їх дипольна орієнтація. Такий тип взаємодії – орієнтаційна диполь-дипольна взаємодія – збільшується зі збільшенням дипольного моменту й різко падає зі збільшенням відстані між центрами диполів. Це чисто електростатичний характер міжмолекулярної взаємодії, який називають орієнтаційно-міжмолекулярною взаємодією /наприклад HF , HCl , H_2O /.

Коли речовина складається з неполярних молекул, наприклад CO_2 , виникають наведені диполі, взаємодія яких досить слабка. Безупинна зміна коливання ядер та розміщення електронних хмар спричиняє появу миттєвих диполів, що викликають дисперсну взаємодію. Енергія, зумовлена дисперсійними силами між молекулами, значно збільшується зі зменшенням відстані між центрами диполів.

Третій тип молекулярної взаємодії виникає між полярними й неполярними молекулами. Полярні молекули індукують виникнення диполів у неполярних молекулах, тобто виникає наведений дипольний момент за рахунок дії електричних полів диполів. Цей тип взаємодії є складовою частиною сил Ван-дер-Ваальса, які називають індукційними.

4.4. Будова речовини в конденсованому стані.

Речовини, залежно від умов, можуть перебувати в одному з чотирьох агрегатних станів: газоподібному, рідкому, твердому чи стані плазми. Рідкий та твердий стани речовини називають конденсованими.

Для твердих тіл характерні два основних стани – аморфний і кристалічний. Аморфними називають тіла, в яких відсутнє чітке розміщення частинок. Аморфні тіла не мають постійної температури плавлення, при нагріванні вони розм'якшуються, поступово зменшуючи свою в'язкість, і переходять у рідкий стан. Аморфні тіла ізотропні, тобто їхні властивості /механічні, електричні, магнітні та інші/ однакові в будь-якому напрямі.

Для кристалічного стану характерне дуже чітке розміщення частинок /атомів, іонів, молекул/ у всьому об'єму твердого тіла. Це призводить до анізотропії кристалічних речовин, через те їх фізичні властивості виявляються неоднаковими у різних напрямках, що зумовлено внутрішньою будовою кристалів.

Інша особливість кристалів, що відрізняє їх від аморфних тіл, – це наявність певної температури плавлення, при якій в'язкість речовини зменшується стрибкоподібно.

Розміщуючись у кристалі строго впорядковано, частинки утворюють кристалічну ґратку, у вузлах якої вони й розміщуються. Кристалічна ґратка – це характерне для кристала розміщення атомів, іонів або молекул, яке регулярно повторюється у трьох вимірах. В точках перетину – вузлах ґратки – розміщуються центри частинок.

Залежно від природи частинок, що утворюють кристал, та характеру зв'язку між ними розрізняють чотири типи структур кристалічних ґраток: атомну, іонну, металеву та молекулярну. У вузлах атомної кристалічної ґратки розташовані атоми однакових /алмаз C / або різних елементів /карбід кремнію SiC /, які сполучені між собою ковалентними зв'язками /рис. 4.1.а/.

Іонні кристалічні ґратки побудовані з позитивних та негативних іонів, між якими діють електростатичні кулонівські сили притягнення. Іони можуть бути простими $NaCl$ та складними NH_4Cl /рис. 4.1б/.

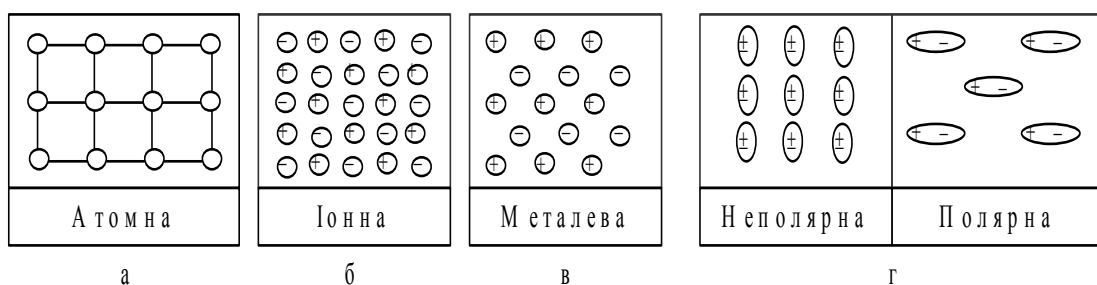


Рис. 4.1. Типи кристалічних ґраток: а – атомна; б – іонна; в – металічна; г – молекулярна.

Для атомних та іонних /меншою мірою/ кристалів характерні високі температури плавлення, твердість, низькі електро- та теплопровідність. Такі властивості зумовлені особливо міцними зв'язками між атомами або іонами. Але речовини, які мають атомну або іонну структуру, відрізняються крихкістю.

Металева кристалічна ґратка складається з катіонів металу, між якими досить вільно переміщуються валентні електрони. Негативний заряд цих електронів /електронний газ/ компенсує позитивні заряди катіонів металу і затримує їх у вузлах кристалічної ґратки. Будова кристалічних ґраток металів відповідає принципу щільного пакування куль, при якому кожний катіон оточений 12, а іонді 8 суміжними катіонами /див. рис. 4.1 /.

У вузлах молекулярної кристалічної ґратки розташовані молекули, між якими існують слабкі міжмолекулярні зв'язки, причому між неполярними молекулами діють дисперсійні сили, а енергія взаємодії між полярними молекулами складається з дисперсійних, орієнтаційних та індукційних сил / рис. 4.1 г/.

Якщо молекули містять зв'язки $N - H$, $O - H$, $F - H$, (H_2O , NH_3 , HF , CH_3OH , CH_3COH), то значний вклад в енергію взаємодії між такими молекулами вносить водневий зв'язок. Будова молекулярних кристалів залежить від природи молекул. Кристали, збудовані з неполярних молекул (J_2), характеризуються високими координаційними числами /к.ч./ – 12. Якщо між молекулами діють водневі зв'язки /льод/, к.ч. знижується до 4. Енергія взаємодії між молекулами в молекулярних кристалах невелика, тому для речовин з такою структурою характерні низькі температури плавлення, леткість та невисока твердість.

Найважливішою характеристикою будь-якої кристалічної ґратки є її енергія. Енергія кристалічної ґратки - це енергія, яку необхідно затратити для віддалення складових частинок кристалічної ґратки. на нескінченно велику відстань, тобто на перехід речовини з кристалічного до газоподібного стану.

4.5. Контрольні питання.

1. Що називається хімічним зв'язком?
2. Яка причина утворення хімічного зв'язку?
3. Який різновид хімічного зв'язку називають ковалентним?
4. Чим визначається тип хімічного зв'язку? Які його різновиди?
5. Які основні характеристики ковалентного хімічного зв'язку і в чому їх суть?
6. Що таке полярний і неполярний ковалентний зв'язок?
7. Який механізм утворення ковалентного зв'язку називають обмінним, а який донорно-акцепторним?
8. Чим визначається валентність елементів?

9. Якими властивостями характеризують ковалентний зв'язок і в чому їх суть?
10. Який ковалентний зв'язок називають σ -, а який π -зв'язком?
11. Який хімічний зв'язок називають іонним і які його властивості?
12. Що таке металевий зв'язок і де він реалізується?
13. Що таке водневий зв'язок і які його різновиди? В чому схожість механізмів утворення водневого та ковалентного зв'язків?

4.6. Приклади розв'язку завдань.

Завдання 1. Визначити міру полярності хімічного зв'язку в молекулах AlJ_3 , H_2S , PH_3 , використовуючи таблицю відносних електронегативностей, наведену в додатках.

Розв'язання. Міру полярності хімічного зв'язку визначають за різницею значень відносних електронегативностей атомів, що утворюють зв'язок. Для цього необхідно скористатися даними таблиці електронегативності атомів елементів.

Йодид алюмінію AlJ_3	$E_{Al} = 1.6$	$E_I = 2.6$	$\Delta E = 1.0$
Сірководень H_2S	$E_H = 2.1$	$E_S = 2.6$	$\Delta E = 0.5$
Фосфін PH_3	$E_H = 2.1$	$E_P = 2.2$	$\Delta E = 0.1$

Бачимо, що максимальне значення ΔE у $AlJ_3 = 1$, цей зв'язок є найполярнішим.

Завдання 2. Визначити геометричну форму молекул AlJ_3 , H_2S , PH_3 .

Розв'язання. Для визначення геометричної форми молекули необхідно встановити, до якого типу молекул A_2 , AB , B_2 , A_2B , A_3B , AB_2 , AB_3 чи AB_4 належать молекули заданих речовин / A - атом менш електронегативного елемента, B - атом більш електронегативного елемента/. Якщо це молекули типу A_2 , AB чи B_2 , то вони двоатомні, а всі двоатомні молекули мають лінійну форму.

Якщо молекули складаються з більш ніж двох атомів, то для визначення їх геометричної форми необхідно:

1. Знайти центральний атом і його валентність:

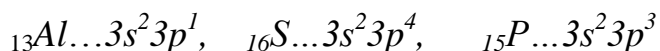
AlJ_3 , центральний атом Al , валентність III;

H_2S , центральний атом S , валентність II;

PH_3 , центральний атом P , валентність III.

2. Скласти електронну і електронно-графічну формули тих енергетичних рівнів, електрони яких беруть участь в утворенні хімічних зв'язків, центральним атомом.

Оскільки Al , S , P – елементи головних підгруп, то їх валентні електрони розміщені тільки на зовнішньому енергетичному рівні.



3. Порівняти валентність центрального атома в молекулі з кількістю його неспарених електронів у нормальному стані. Якщо ж кількість неспарених електронів центрального атома в нормальному стані не збігається з його валентності в молекулі, то спостерігається гібридизація його валентних орбіталей, якщо ж збігається, – то гібридизація відсутня.

AlJ_3 . Для атома Al кількість неспарених електронів у нормальному стані дорівнює одиниці, а валентність його – III. Атом Al повинен перейти у збуджений стан: ${}_{13}Al^* \dots 3s^1 3p^2$

У такому випадку в утворенні зв'язку повинні брати участь один s - і два p - електрони, тобто орбіталей різної форми і різної енергії. Слід припустити гібридизацію одного s - і двох p -електронів, тобто sp^2 -гібридизацію атомних орбіталей центрального атома Al . Остання призводить до утворення молекул плоскотрикутної форми з валентним кутом 120° .

H_2S . Для атома сірки кількість неспарених електронів у нормальному стані збігається з його валентного в H_2S . Оскільки обидва неспарених електрона орієнтовані по двох взаємно перпендикулярних осях x і y , молекули H_2S матимуть кутову форму з валентним кутом 90° .

Атом фосфору в молекулі PH_3 , має три неспарених електрони та для нього не потрібно збудженого стану. Тому 3 ковалентні зв'язки розташуються під кутом до атома фосфору, який знаходиться у вершині тригональної піраміди.

4.7. Індивідуальні завдання.

№ варіанту	Записати валентні електрони атомів, які входять до сполуки, по енергетичним коміркам у стаціонарному та збудженому стані, якщо потрібно, та визначити тип гібридизації	Визначити тип гібридизації атомних орбіталей у сполуці, її геометричну форму та кут зв'язку між атомами.	Визначити характер зв'язку в молекулі за допомогою електронегативностей атомів
#	1	2	3
1	PH_3	NH_3	GeH_4
2	BCl_3	H_2O	$BeCl_2$
3	SiH_4	$BeCl_2$	GeJ_4

#	1	2	3
4	<i>BeBr₂</i>	<i>SiCl₄</i>	<i>AlCl₃</i>
5	<i>H₂Te</i>	<i>PH₃</i>	<i>AlCl₃</i>
6	<i>MgF₂</i>	<i>CO₂</i>	<i>CH₄</i>
7	<i>H₂O</i>	<i>AlF₃</i>	<i>BJ₃</i>
8	<i>Cl₂</i>	<i>NO</i>	<i>CoCl₂</i>
9	<i>SbH₃</i>	<i>SiBr₄</i>	<i>P₂O₅</i>
10	<i>HBr</i>	<i>Cl₂</i>	<i>H₂Se</i>
11	<i>S Cl₄</i>	<i>SO₂</i>	<i>MgCl₂</i>
12	<i>CCL₄</i>	<i>Br₂</i>	<i>BF₃</i>
13	<i>BeJ₂</i>	<i>AsH₃</i>	<i>SiO₂</i>
14	<i>CF₄</i>	<i>CoBr₂</i>	<i>H₂O</i>
15	<i>GaCl₃</i>	<i>N₂</i>	<i>CO₂</i>
16	<i>AlF₃</i>	<i>NO₂</i>	<i>PH₃</i>
17	<i>SiBr₄</i>	<i>H₂S</i>	<i>SnCl₂</i>
18	<i>BaCl₂</i>	<i>SiO₂</i>	<i>H₂S</i>
19	<i>FeO</i>	<i>AlCl₃</i>	<i>S Cl₄</i>
20	<i>BeF₂</i>	<i>CuJ₂</i>	<i>NO</i>
21	<i>Br₂</i>	<i>CCL₄</i>	<i>H₂Te</i>
22	<i>GeF₄</i>	<i>BCL₃</i>	<i>O₂</i>
23	<i>BJ₃</i>	<i>MgCl₂</i>	<i>SO₂</i>
24	<i>CO₂</i>	<i>CaBr₂</i>	<i>FeO</i>
25	<i>AlCl₃</i>	<i>O₂</i>	<i>CuJ₂</i>
26	<i>CuJ₂</i>	<i>CF₂</i>	<i>HBr</i>
27	<i>P₂O₅</i>	<i>F₂</i>	<i>MgF₂</i>
28	<i>H₂Se</i>	<i>Cl₂</i>	<i>AsH₃</i>
29	<i>N₂</i>	<i>P₂O₅</i>	<i>CaCl₂</i>
30	<i>AsH₃</i>	<i>CaJ₂</i>	<i>HCl</i>

Література

1. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1988, – 719с.
2. Хомченко Г.П. Хімія для вступників до вузів. – Київ: Вища шк., 1994. – 423с.
3. Ахметов Н.С. Неорганическая химия. – М.: Высшая шк., 1985. – 679 с.
4. Дей К., Селбин О. Теоретическая неорганическая химия, – М.: Химия, 1971. – 416 с.
5. Барнард А. Теоретические основы неорганической химии, – М.: Мир, 1986. – 361 с.
6. Гольбрах Э.Е. Сборник задач и упражнений по химии, – М.: Высш. шк., 1987. – 162 с.
7. Корчинський Г.А. Хімія, – Київ: НМКВО, 1992, – 217с.
8. Бутенко А.М., Булавін В.І., Ярошок Т.П. та ін. Загальна хімія. – Київ, ІЗМН, 1997. – 392 с.

“Хімічна будова речовини” збірник методичних вказівок до самостійних та практичних робіт з дисциплін “Загальна і колоїдна хімія”, “Хімія”, “Концепції сучасного природознавства” для студентів очної та заочної форми навчання, за всіма спеціальностями.

Напрями підготовки: екологія, гідрометеорологія, менеджмент

/ Укладач: Герасименко Г.І., доц., канд. хім. наук, Одеса,

ОДЕКУ, 2001р., - 50 с., укр. мова

Одеський державний екологічний університет,
65016, м. Одеса, вул. Львівська, 15

Друк ПБП «ЕКОНОМІКА»
Тел. (056) 744-80-90
Свідоцтво № 68-р серія ДП
49 000 м. Дніпропетровськ
вул. Якова Самарського 7/9а
Наклад 200 прим.