

Тема 3 ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА Д.І.МЕНДЕЛЄЄВА ЯК ПРИРОДНА КЛАСИФІКАЦІЯ ЕЛЕМЕНТІВ ЗА ЕЛЕКТРОННИМИ СТРУКТУРАМИ АТОМІВ

- 1 Електронні структури атомів
 - 1.1 Елементи малих періодів
 - 1.2 Елементи великих періодів
- 2 Періодичний закон Д.І.Менделєєва і структура періодичної системи
 - 2.1 Періоди
 - 2.2 Групи
- 3 Періодичність властивостей елементів
 - 3.1 Атомні та іонні радіуси
 - 3.2 Енергія іонізації
 - 3.3 Спорідненість до електрона
 - 3.4 Електронегативність
- 4 Приклади розв'язання типових задач
- 5 Висновки
- 6 Запитання для самоперевірки
- 7 **СКОРОЧЕНИЙ КОНСПЕКТ ЛЕКЦІЇ 3**

3.1 ЕЛЕКТРОННІ СТРУКТУРИ АТОМІВ

Основними характеристиками атома, які визначають його поведінку в хімічних реакціях і при утворенні простих речовин, є будова зовнішнього електронного шару і енергія електронів відносно позитивно зарядженого ядра. Обидві характеристики підлягають періодичній залежності від порядкового номера елемента, який завжди вказується в періодичній таблиці елементів (табл.3.1).

Згідно з сучасними квантово-механічними уявленнями конфігурація електронної оболонки визначається зарядом ядра атома і положенням елемента в періодичній системі. Як уже встановлено, електрони з однаковим значенням головного квантового числа утворюють квантові рівні, сміність яких збільшується у міру видалення від ядра. Квантові рівні, в свою чергу, побудовані з підрівнів, що об'єднують електрони з однаковим значенням орбітального квантового числа. А підрівні складаються з орбіталей, на кожній з яких може знаходитися не більше двох електронів.

Розподіл електронів в атомі виражають за допомогою **електронна формула** (умовного запису розподілу електронів в атомі за допомогою квантових чисел) і **електронно-графічна схема** – квантових комірок, в яких клітинка символізує орбіталь, а стрілка – електрон. В електронних формулах цифрами вказують номер енергетичного рівня, латинськими буквами – енергетичні підрівні, а цифрами вгорі справа – кількість електронів на підрівні. Наприклад, умовний запис $5d^4$ означає, що на d-підрівні п'ятого енергетичного рівня розміщуються чотири електрони.

Таблиця 3.1 – Періодична система хімічних елементів Д.І.Менделєєва

Періоди	Ряди	ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ																	
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			A
		A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	B			A
1	1	H Гідроген 1,008																	He Гелій 4,003
2	2	Li Літій 6,941	Be Берилій 9,0122	B Бор 10,811	C Карбон 12,011	N Нітроген 14,007	O Оксиген 15,999	F Флуор 18,998											Ne Неон 20,179
3	3	Na Натрій 22,99	Mg Магній 24,312	Al Алюміній 26,9815	Si Силіцій 28,086	P Фосфор 30,974	S Сулфур 32,064	Cl Хлор 35,453											Ar Аргон 39,948
4	4	K Калій 39,102	Ca Кальцій 40,08	Sc Скандій 44,956	Ti Титан 47,887	V Ванадій 50,941	Cr Хром 51,996	Mn Манган 54,938	Fe Ферум 55,848	Co Кобальт 58,933	Ni Нікел 58,7								
	5	Cu Купрум 63,546	Zn Цинк 65,37	Ga Галій 69,72	Ge Германій 72,59	As Астат 74,922	Se Селен 78,96	Br Бром 79,904											Kr Криптон 83,8
5	6	Rb Рубідій 85,468	Sr Стронцій 87,62	Y Ітрій 88,906	Zr Цирконій 91,22	Nb Ніобій 92,906	Mo Молибден 95,94	Tc Технецій 99	Ru Рутеній 101,07	Rh Родій 102,906	Pd Паладій 106,4								
	7	Ag Аргентум 107,868	Cd Кадмій 112,41	In Індій 114,82	Sn Станум 118,69	Sb Сурма 121,75	Te Телур 127,6	I Йод 126,905											Xe Ксенон 131,3
6	8	Cs Цезій 132,905	Ba Барій 137,34	57–71 Лантаноїди		Hf Гафній 178,49	Ta Тантал 180,948	W Вольфрам 183,85	Re Реній 186,207	Os Осмій 190,2	Ir Іридій 192,22	Pt Платина 195,09							
	9	Au Аурум 196,967	Hg Гідроген 200,59	Tl Талій 204,37	Pb Плюмбум 207,19	Bi Бісмут 208,98	Po Полоній 210	At Астат 210											Rn Радон 222
7	10	Fr Францій (223)	Ra Радій (226)	89–103 Актиноїди		Rf Резерфордій (261)	Db Дубній (262)	Sg Сиборгій (263)	Bh Борій (262)	Hn Ханій (285)	Mt Мейтнерій (288)	Uun Унунілум (289)							
Вищі оксиди		R ₂ O		RO		R ₂ O ₃		RO ₂		R ₂ O ₅		RO ₃		R ₂ O ₇		RO ₄			
Леткі гідроген-вмісні сполуки						RH ₄		RH ₃		H ₂ R		HR							
57 La		58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu			
Лантан		Церій	Прометій	Неодим	Прометій	Самарій	Європій	Гадоліній	Тербій	Диспроцій	Гольмій	Ербій	Ербій	Тулій	Ітербій	Лютецій			
89 Ac		90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr			
Актиній		Торій	Протактиній	Уран	Нептуній	Плутоній	Америцій	Кюрий	Берклій	Каліфорній	Ейнштейній	Фермій	Фермій	Менделєєв	Нобелій	Лоуренцій			

УМОВНІ ПОЗНАЧЕННЯ: s-елементи p-елементи d-елементи f-елементи

При складанні електронної формули атома будь-якого елемента корисно пам'ятати декілька очевидних закономірностей:

Загальна кількість енергетичних рівнів (а отже, і номер зовнішнього рівня) визначається значенням головного квантового числа n і відповідає номеру періоду, в якому розміщується елемент.

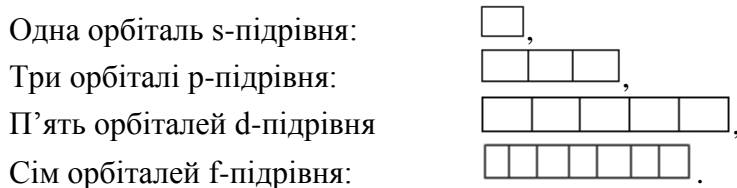
Наприклад, елемент магній (порядковий номер 12) знаходиться у третьому періоді періодичної системи елементів, тому дванадцять електронів атома Mg розміщуються на трьох енергетичних рівнях. При цьому третій, найбільш віддалений від ядра рівень є зовнішнім, для нього головне квантове число $n=3$.

Енергетичні рівні розщеплюються на енергетичні підрівні, для опису яких використовують буквені позначення орбітального квантового числа l . Кількість енергетичних підрівнів на даному рівні співпадає з номером цього рівня і визначається значенням головного квантового числа n (або кількістю значень орбітального квантового числа l).

Таким чином, на першому енергетичному рівні (для якого $n=1$) існує тільки один підрівень $1s$ (нагадаємо дані табл. 2.2: для s -підрівня орбітальне квантове число $l=0$), на другому – два підрівня ($2s$ и $2p$), на третьому – три ($3s$, $3p$, $3d$), на четвертому – чотири ($4s$, $4p$, $4d$, $4f$) і т.д.

Енергетичні підрівні складаються з орбіталей. Кількість орбіталей на енергетичному підрівні визначається кількістю значень магнітного квантового числа m , яке дорівнює $(2l+1)$.

Графічно орбіталі зображуються у вигляді **квантова комірка**, кожна з яких має форму невеличкого квадратика. Орбіталі одного енергетичного підрівня зображуються нероздільно:



3.1.1 ЕЛЕМЕНТИ МАЛИХ ПЕРІОДІВ

У перших трьох періодах, які називаються *малими* (або *типовими*), із збільшенням заряду ядра відбувається заповнення електронами зовнішнього енергетичного рівня, номер якого збігається з номером періоду в періодичній системі.

Перший період складається з двох елементів. У атома гідрогену один електрон розміщується на єдиній орбіталі s -підрівня першого енергетичного рівня ($n=1$). Електронна формула гідрогену записується:



Відповідно до принципу Паулі на s -орбіталі може знаходитись два електрони з антипаралельними спінами, тому електронна формула атома Гелію має такий вигляд:

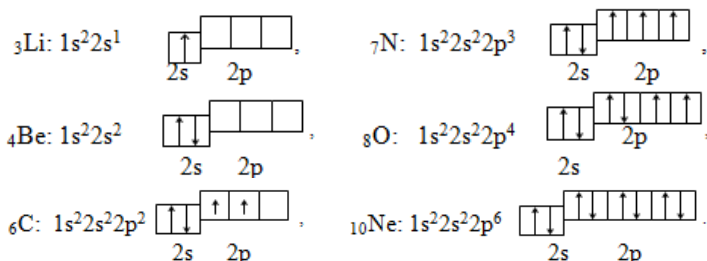


Завдяки такому розміщенню електронів утворюється стійка конфігурація, яка визначає хімічну інертність гелію. У атома гелію завершується забудова найближчого до ядра першого енергетичного рівня.

*Елементи, в атомах яких забудовується електронами s -орбіталі зовнішнього енергетичного рівня, називаються **s-елементи**.*

Всі s-елементи об'єднуються в **s-електронна родина**, яка в періодичній системі елементів розміщується у двох перших групах, за винятком s-елемента гелію He, який традиційно приміщують у VIII групу завдяки його належності до інертних елементів.

У елементів *другого періоду* відбувається заповнення другого енергетичного рівня (другий енергетичний рівень, $n=2$): спочатку заповнюється 2s-орбіталь, а потім послідовно три 2p-орбіталі. Для спрощення на електронних схемах зазначаються лише неповністю заповнені енергетичні рівні, наприклад:



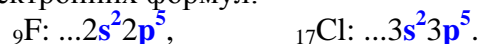
Елементи Li та Be належать до s-електронної родини, оскільки в їх атомах саме на s-підрівень поступає останній електрон – так званий **формуєтворюючий електрон** (або просто *формуєтворюючий*), тобто такий, що визначає належність атома до елементів конкретної електронної родини. У наступних шести елементів, починаючи від карбону ${}_6\text{C}$ і завершуючи неоном ${}_{10}\text{Ne}$, формуєтворює електрони заповнюють p-підрівень ($l=1$) другого енергетичного L-рівня ($n=2$).

*Елементи, в атомах яких заповнюються електронами p-орбіталі зовнішнього енергетичного рівня, називаються **p-елементи**.*

Сукупність усіх p-елементів складає **p-електронна родина**. p-Елементи розміщуються в III-VIII групах періодичної системи Д.І.Менделєєва.

Для s- і p-елементів притаманна цікава особливість: кількість зовнішніх (валентних) електронів дорівнює номеру групи. Справедливе й зворотнє твердження: за кількістю валентних електронів в атомах можна встановити, в якій групі знаходиться даний елемент.

Третій період, в якому проходить забудова третього енергетичного рівня ($n=3$), як і другий, містить вісім елементів: два s-елементи (Na, Mg) і шість p-елементів (Al, Si, P, Cl, Ar), причому конфігурація зовнішнього енергетичного рівня відповідних елементів другого і третього періодів аналогічна. Наприклад, у елементів VII групи флуору і хлору заповнення електронами зовнішніх енергетичних рівнів відбувається подібним чином, що добре видно при порівнянні електронних формул:



Завдяки однакової електронній конфігурації зовнішнього електронного шару, для зображення зовнішнього енергетичного рівня елементів F і Cl можна використовувати загальну формулу $ns^2 np^5$, де n – значення головного квантового числа для зовнішнього рівня і одночасно номер періоду.

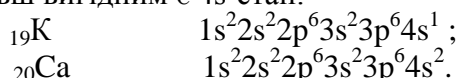
*Елементи з однаковою електронною конфігурацією зовнішнього енергетичного рівня називаються **елементи-аналоги**.*

Необхідно пам'ятати, що у елементів третього періоду залишається вільним 3d-підрівень.

3.1.2 ЕЛЕМЕНТИ ВЕЛИКИХ ПЕРІОДІВ

Четвертий і п'ятий періоди містять по вісімнадцять елементів. У атомів елементів *четвертого періоду* відбувається забудова четвертого енергетичного рівня ($n=4$), починаючи з 4s-орбіталі. Поява електрона в 4s-стані при наявності вільних 3d-орбіталей зумовлюється екрануванням ядра електронами, що утворюють щільний і симетричний

шар $3s^23p^6$. У зв'язку з відштовхуванням від цього шару для формоутворюючого дев'ятнадцятого електрона атома калію (№19) і формоутворюючого двадцятого електрона атома кальцію (№20) найбільш вигідним є $4s$ -стан:



Забудова електронами у атомів К і Са зовнішнього $4s$ -підрівня при наявності вільного $3d$ -підрівня узгоджується з першим правилом Клечковського: сума головного n і орбітального l квантових чисел для $4s$ -підрівня менше, ніж для $3d$:

$$4s: \quad n + l = 4 + 0 = 4;$$

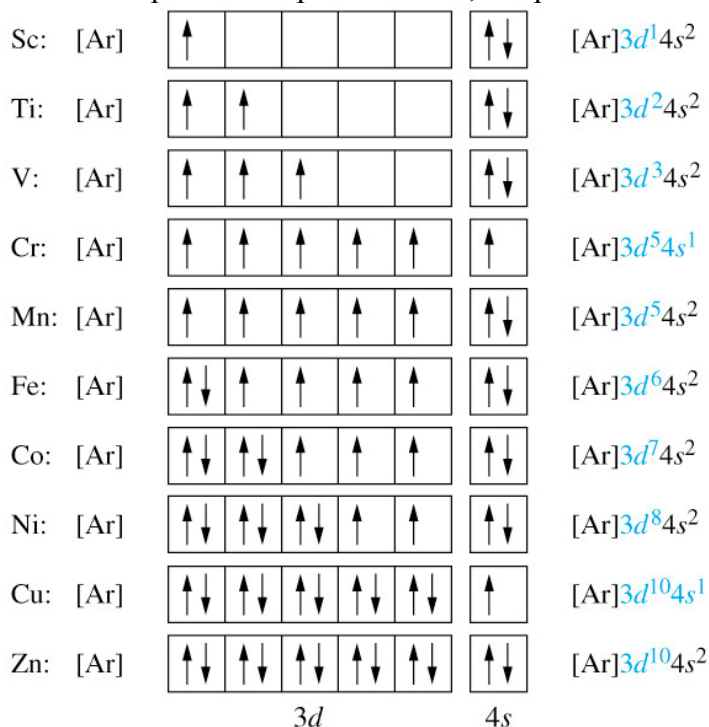
$$3d: \quad n + l = 3 + 2 = 5.$$

А згідно з другим правилом Клечковського після $4s$ -підрівня, незважаючи на однакову суму ($n+l=5$), буде заповнюватися електронами $3d$, а не $4p$, оскільки саме $3d$ має менше значення головного квантового числа:

$$3d: \quad n + l = 3 + 2 = 5;$$

$$4p: \quad n + l = 4 + 1 = 5.$$

Отже, у десяти елементів – від скандію (${}_{21}\text{Sc}$) до цинку (${}_{30}\text{Zn}$) відбувається заповнення електронами $3d$ -підрівня. Для скорочення запису електронних формул у квадратних дужках зазначається символ попереднього інертного елемента (у даному випадку аргону Ar), що означає його електронну структуру, яка співпадає з електронними структурами внутрішніх електронних шарів елемента, що розглядається. Наприклад:



*Елементи, в атомах яких заповнюються d -орбіталі другого зовні енергетичного рівня, називаються **d-елементи**.*

Електронна родина d -елементів, в атомах яких проходить заповнення електронами другого зовні d -підрівня, розміщуються у побічних підгрупах періодичної системи Д.І.Менделєєва.

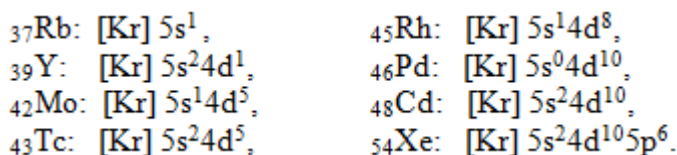
Як показав аналіз, у атомах деяких d -елементів спостерігається самочинне переміщення електронів з ns -підрівня на $(n-1)d$ -підрівень. Таке явище називається **проскок електронів**, або їх **промотування**. Воно пов'язане з прагненням атома мати енергетично стійку конфігурацію, якій відповідають повністю або наполовину забудовані електронами енергетичні підрівні. Так, для атома хрому спостерігається процес, коли

електрон з 4s-підрівня переходить на 3d. Це призводить до енергетичної стабілізації атома: ${}_{24}\text{Cr}: [\text{Ar}] 4s^1 3d^5$.

У атома елемента купрума теж відбувається такий самий проскок електрона с 4s-підрівня на 3d: ${}_{29}\text{Cu}: [\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$. У результаті на зовнішньому рівні атома Cu залишається тільки один електрон – саме цим пояснюється, чому купрум розміщується у першій групі періодичної системи на відміну від наступного елемента цинку (${}_{30}\text{Zn}: [\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$), який має два електрони на зовнішньому енергетичному рівні, що й визначає його належність до другої групи періодичної системи.

Отже, четвертий період починається 4s-елементами (двома) і закінчується 4p-елементами (шістьма), а між ними розміщуються десять 3d-елементів, у яких заповнюється другий ззовні d-підрівень.

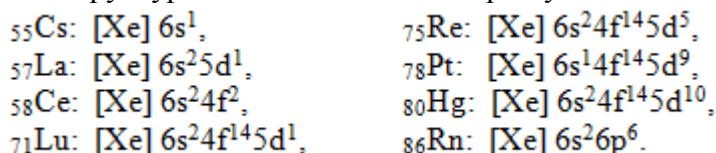
У *п'ятому періоді* заповнення енергетичних рівнів і підрівнів відбувається аналогічно четвертому періоду, а саме: у атомів двох перших елементів (${}_{37}\text{Rb}$ і ${}_{38}\text{Sr}$) забудовуються 5s-орбіталі, у атомів наступних десяти (від ${}_{39}\text{Y}$ до ${}_{48}\text{Cd}$) – 4d-орбіталі, а у шести (від ${}_{49}\text{In}$ до ${}_{54}\text{Xe}$) – 5p-орбіталі. Треба відзначити, що у п'яти d-елементів п'ятого періоду (${}_{41}\text{Nb}$, ${}_{42}\text{Mo}$, ${}_{44}\text{Ru}$, ${}_{45}\text{Rh}$, ${}_{47}\text{Ag}$) теж, як і у атома хрому в четвертому періоді, спостерігається проскок одного, а у ${}_{46}\text{Pd}$ – навіть двох електронів із зовнішнього 5s-підрівня на попередній 4d-підрівень. Приклади електронних формул елементів п'ятого періоду:



Шостий період, що містить 32 елементи, починається двома s-елементами (${}_{55}\text{Cs}$, ${}_{56}\text{Ba}$), в атомах яких заповнюється 6s-орбіталь. У наступного елемента, Лантану, формуючий, п'ятдесят сьомий, електрон надходить на 5d-орбіталь (5d: $n+1=5+2=7$), всупереч другому правилу Клечковського, замість того, щоб заповнювати 4f-підрівень (4f: $n+1=4+3=7$). Це явище зумовлене більш різким зменшенням енергії 4f-електронів із зростанням заряду ядра порівняно з енергією 5d-електронів. Тому в ${}_{57}\text{La}$ енергія 5d-електронів нижча, а у ${}_{58}\text{Ce}$ вища, ніж енергія 4f-електронів. Але у наступних чотирнадцяти елементів від ${}_{58}\text{Ce}$ до ${}_{71}\text{Lu}$ стан 4f енергетично більш вигідний, ніж стан 5d, тому в їх атомах відбувається забудова 4f-орбіталей.

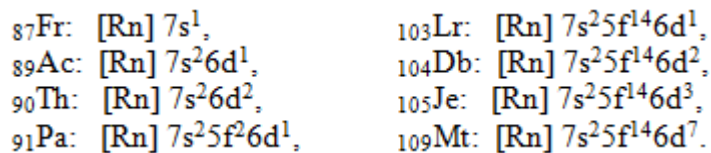
*Елементи, в атомах яких заповнюються електронами f-орбіталі третього ззовні рівня, називаються **f-елементи**.*

Далі, починаючи з ${}_{72}\text{Hf}$, продовжується заповнення 5d-орбіталей у десяти елементів до меркурію ${}_{80}\text{Hg}$ включно. Період закінчується p-елементами (${}_{81}\text{Tl}$ – ${}_{86}\text{Rn}$), в атомах яких забудовується 6p-підрівень. Проскоки електронів із зовнішнього 6s-підрівня на попередній 5d-підрівень спостерігаються у двох елементів: платини ${}_{78}\text{Pt}$ і ауруму ${}_{79}\text{Au}$. Приклади електронних структур елементів шостого періоду:



Таким чином, шостий період складається з двох s-елементів, шести p-, десяти d- і чотирнадцяти f-елементів.

Сьомий період ще не завершений. Заповнення енергетичних рівнів і підрівнів відбувається в ньому аналогічно, як і у атомів елементів шостого періоду. Період починається двома s-елементами (${}_{87}\text{Fr}$, ${}_{88}\text{Ra}$). За ними йдуть d-елементи (${}_{89}\text{Ac}$, ${}_{90}\text{Th}$), а потім тринадцять f-елементів (${}_{91}\text{Pa}$ – ${}_{103}\text{Lr}$). Завершують періодичну систему d-елементи. Приклади електронних конфігурацій елементів сьомого періоду:



3.2 ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д.І.МЕНДЕЛЄЄВА І СТРУКТУРА ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ

Аналізуючи дані про внутрішній зв'язок між групами подібних за властивостями елементів, Д.І.Менделєєв дійшов до висновку, що їх властивості повинні зумовлюватися якимись фундаментальними загальними характеристиками. Такою фундаментальною характеристикою для хімічного елемента Д.І.Менделєєв обрав атомну масу елементу і стисло сформулював **періодичний закон** (1869 р.):

властивості елементів, а також властивості утворених ними простих і складних тіл перебувають у періодичній залежності від величин атомних ваг елементів.

Заслуга Менделєєва полягає в тому, що він зрозумів виявлену залежність як об'єктивну закономірність природи, чого не змогли зробити його попередники. Д.І.Менделєєв вважав, що в періодичній залежності від атомної маси перебувають склад сполук, їхні хімічні властивості, температури кипіння і плавлення, будова кристалів тощо. Глибоке розуміння суті періодичної залежності дало Менделєєву змогу зробити кілька важливих висновків і передбачень.

По-перше, із відомих на той час 63 елементів Менделєєв змінив атомні маси майже у 20 елементів (Be, In, La, Y, Ce, Th, U). По-друге, Менделєєв передбачив існування близько 20 нових елементів і залишив для них місце в періодичній системі. Три з них, а саме екабор, екаалюміній і екасиліцій були описані досить докладно і з дивовижною точністю. Це триумфально підтвердилося протягом п'ятнадцяти років, коли були відкриті елементи Галій (екаалюміній), Скандій (екабор) і Германій (екасиліцій).

Періодичний закон є одним із найфундаментальніших законів природи. Його вплив на розвиток наукового світогляду можна порівняти лише із законом збереження маси і енергії або квантової теорії. Ще за часи Д.І.Менделєєва періодичний закон став основою хімії. Подальші відкриття будови атома та явища ізотопії показали, що *головною кількісною характеристикою елемента є не атомна маса, а заряд ядра (Z)*. Мозлі і Резерфорд (1913 р.) ввели поняття «порядковий номер елемента», пронумерували в періодичній системі всі символи і показали, що *основою класифікації елементів є порядковий номер елемента, який дорівнює заряду ядер їх атомів*.

Це ствердження відомо нині як *закон Мозлі*.

Тому **сучасне визначення періодичного закону** формулюється таким чином:

Властивості простих речовин, а також форми і властивості сполук елементів перебувають у періодичній залежності від значення заряду їх атомних ядер (або від порядкового номера елемента в періодичній системі).

Електронні структури атомів елементів наочно показують, що при зростанні заряду ядра відбувається закономірне періодичне повторення електронних структур, а значить, і повторення властивостей елементів. Це відбивається у періодичній системі елементів, для якої запропоновано декілька сотень варіантів. Найчастіше використовують дві форми таблиць – скорочену та розгорнуту, – які містять усі відомі елементи і мають місця для поки що невідкритих.

Кожен елемент посідає в періодичній таблиці певну клітинку, в якій зазначено символ та назву елемента, його порядковий номер, відносну атомну масу, а для радіоактивних елементів у квадратних дужках наведено масове число найбільш стабільного або доступного ізотопу (рис. 3.1а). В сучасних таблицях часто наводяться й деякі інші довідкові відомості: густина, температури кипіння та плавлення простих речовин тощо (рис. 3.1б).

<p>Символ елемента</p> <p>Порядковий номер елемента</p> <p>Rb 37</p> <p>Рубідій 85,468</p> <p>Назва елемента</p> <p>Відносна атомна маса</p> <p>Розподіл електронів по енергетичних рівнях</p> <p style="text-align: center;"><i>а</i></p>	<p>Порядковий номер</p> <p>Хімічний символ</p> <p>Відносна атомна маса</p> <p>Температура кипіння, °С</p> <p>Температура плавлення, °С</p> <p>Електронна конфігурація</p> <p style="text-align: center;"><i>б</i></p>	<table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr><td style="font-size: 2em; color: red;">H</td></tr> <tr><td>1.0079</td></tr> <tr><td style="border-right: 1px solid black;">- 259</td><td>0.071</td></tr> <tr><td style="border-right: 1px solid black;">- 253</td><td></td></tr> <tr><td colspan="2">1s¹</td></tr> </table> <p style="text-align: right;">Густина, г/см³</p>	H	1.0079	- 259	0.071	- 253		1s ¹	
H										
1.0079										
- 259	0.071									
- 253										
1s ¹										

Рисунок 3.1 – Типові варіанти клітинок в періодичній таблиці Д.І.Менделєєва

3.2.1 ПЕРІОДИ

Основними структурними одиницями періодичної системи є періоди і групи – природні сукупності, на які поділяються хімічні елементи за електронними структурами.

Період – це горизонтальний послідовний ряд елементів, в атомах яких електрони заповнюють однакову кількість енергетичних рівнів.

Номер періоду збігається з номером зовнішнього квантового рівня. Наприклад, елемент кальцій ($4s^2$) знаходиться у четвертому періоді, тобто його атом має чотири енергетичні рівні, а валентні електрони перебувають на зовнішньому, четвертому рівні. Різниця у послідовності заповнення як зовнішніх, так і більш близьких до ядра електронних шарів пояснює причину різної довжини періодів.

У атомів *s*- і *p*-елементів йде забудова зовнішнього рівня, у *d*-елементів – другого зовні, а у *f*-елементів – аж третього ззовні енергетичного рівня.

Тому відмінність у властивостях найбільш чітко виявляється у сусідніх *s*- чи *p*-елементів. У *d*- і особливо *f*-елементів одного й того самого періоду відмінність у властивостях менш значна.

Як вже згадувалося, за ознакою того енергетичного підрівня, що будується електронами, елементи об'єднуються в електронні родини. Наприклад, у IV–VI періодах знаходяться родини, які містять по десять *d*-елементів (рис.3.3): 3*d*-родина (Sc–Zn), 4*d*-родина (Y–Cd), 5*d*- родина (La, Hf–Hg). У шостому і сьомому періодах по чотирнадцять елементів складають *f*-родини: 4*f*-родину (Ce–Lu), яка носить назву лантаноїдної, і 5*f*-родину (Th–Lr) – актиноїдів (рис.3.4). Ці родини розмішують під періодичною таблицею.

Перші три періоди називаються малими, або **типові періоди**, оскільки властивості елементів цих періодів є основою для розподілу всіх інших елементів на вісім груп. Усі інші періоди, включаючи і сьомий, незавершений, називаються **великі періоди**.

Усі періоди, крім першого, починаються з лужних металів (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) і закінчуються, за винятком сьомого, незавершеного, інертними елементами (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn). Лужні метали мають одну й ту саму зовнішню електронну конфігурацію ns^1 , де *n* – номер періоду. Інертні елементи, крім гелію ($1s^2$), теж мають однакову будову зовнішнього електронного шару: ns^2np^6 , тобто є електронними аналогами.

Розглянута закономірність дає можливість дійти до висновку: *Періодичне повторення однакових електронних конфігурацій зовнішнього електронного шару є причиною подібності фізичних і хімічних властивостей у елементів-аналогів, тому що саме зовнішні електрони атомів переважно визначають їх властивості.*

У малих типових періодах із збільшенням порядкового номера спостерігається поступове зменшення металічних і зростання неметалічних властивостей, оскільки збільшується кількість валентних електронів на зовнішньому енергетичному рівні.

Наприклад, атоми усіх елементів третього періоду мають по три електронних шари. Будова двох внутрішніх шарів однакова для всіх елементів третього періоду ($1s^2 2s^2 2p^6$), а будова зовнішнього, третього, шару різна. При переході від кожного попереднього елемента до кожного наступного заряд ядра атома зростає на одиницю і відповідно збільшується кількість зовнішніх електронів. Внаслідок цього їх притягання до ядра посилюється, а радіус атома зменшується. Це приводить до послаблення металічних властивостей і зростання неметалічних.

Третій період починається дуже активним металом натрієм (${}_{11}\text{Na}: \dots 3s^1$), за яким йде дещо менш активний магній (${}_{12}\text{Mg}: \dots 3s^2$). Обидва ці метали належать до $3s$ -родини. Перший p -елемент третього періоду алюміній (${}_{13}\text{Al}: \dots 3s^2 3p^1$), металічна активність якого менша, ніж у магнію, має амфотерні властивості, тобто в хімічних реакціях може поводити себе і як неметал. Далі ідуть неметали силіцій (${}_{14}\text{Si}: \dots 3s^2 3p^2$), фосфор (${}_{15}\text{P}: \dots 3s^2 3p^3$), сульфур (${}_{16}\text{S}: \dots 3s^2 3p^4$), хлор (${}_{17}\text{Cl}: \dots 3s^2 3p^5$). Їх неметалічні властивості посилюються від Si до Cl, який є активним неметалом. Період закінчується інертним елементом аргоном (${}_{18}\text{Ar}: \dots 3s^2 3p^6$).

У межах одного періоду властивості елементів змінюються поступово, а при переході від попереднього періоду до наступного спостерігається різке змінювання властивостей, оскільки починається забудова нового енергетичного рівня.

Поступовість змінювання властивостей характерна не лише для простих речовин, а й для складних сполук, як це подано в табл.3.2.

Таблиця 3.2 – Деякі властивості елементів третього періоду та їхніх сполук

<i>Електронна родина</i>	<i>s-Елементи</i>		<i>p-Елементи</i>					
<i>Символ елемента</i>	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
<i>Заряд ядра атома</i>	+11	+12	+13	+14	+15	+16	+17	+18
<i>Зовнішня електронна конфігурація</i>	$3s^1$	$3s^2$	$3s^2 3p^1$	$3s^2 3p^2$	$3s^2 3p^3$	$3s^2 3p^4$	$3s^2 3p^5$	$3s^2 3p^6$
<i>Атомний радіус, нм</i>	0,189	0,160	0,143	0,118	0,110	0,102	0,099	0,054
<i>Максимальна валентність</i>	I	II	III	IV	V	VI	VII	-
<i>Вищі оксиди та їх властивості</i>	Na₂O	MgO	Al₂O₃	SiO₂	P₂O₅	SO₃	Cl₂O₇	-
	Основні властивості		Амфотерні властивості	Кислотні властивості				
<i>Гідрати оксидів (основи чи кислоти)</i>	NaOH	Mg(OH)₂	Al(OH)₃	H₂SiO₃	H₃PO₄	H₂SO₄	HClO₄	-

	Луг	Слабка основа	Амфотерний гідроксид	Слабка кислота	Кислота середньої сили	Сильна кислота	Сильна кислота	
Сполуки з Гідрогеном	NaH	MgH₂	AlH₃	SiH₄	PH₃	H₂S	HCl	-
	Тверді солеподібні речовини			Газоподібні речовини				

У великих періодах металічні властивості послаблюються більш повільно. Це пов'язано з тим, що, починаючи з четвертого періоду, з'являються десять перехідних d-елементів, у яких забудовується не зовнішній, а другий ззовні d-підрівень, а на зовнішньому шарі d-елементів перебувають один або два s-електрони, які й визначають певною мірою властивості цих елементів. Таким чином, для d-елементів закономірність дещо ускладнюється. Наприклад, у п'ятому періоді металічні властивості поступово зменшуються від лужного Rb, досягають мінімальної сили у металів родини платини (Ru, Rh, Pd). Однак після неактивного Ag аргентуму розміщується кадмій Cd, у якого спостерігається стрибкоподібне зростання металічних властивостей. Далі із зростанням порядкового номера елемента з'являються і поступово посилюються неметалічні властивості до типового неметалу йоду. Закінчується цей період, як і усі попередні, благородним газом. Періодична зміна властивостей елементів усередині великих періодів дає змогу розділити їх на два ряди, у яких друга частина періоду повторює першу.

3.2.2 ГРУПИ

Вертикальні стовпчики елементів у періодичній таблиці – групи складаються із підгруп: головної і побічної, які іноді позначаються літерами А і Б відповідно.

До складу головних підгруп входять s- і р-елементи, а до складу побічних – d- і f-елементи великих періодів.

Головна підгрупа – це сукупність елементів, що розміщується в періодичній таблиці вертикально і має однакову конфігурацію зовнішнього електронного шару в атомах.

Як впливає з наведеного визначення, положення елемента в головній підгрупі визначається загальною кількістю електронів (s- і р-) зовнішнього енергетичного рівня, яка дорівнює номеру групи. Наприклад, сульфур (S: ...3s²3p⁴), в атомі якого на зовнішньому рівні міститься шість електронів, належить до головної підгрупи шостої групи, аргон (Ar: ...3s²3p⁶) – до головної підгрупи восьмої групи, а Стронцій (Sr: ...5s²) – до ІА-підгрупи.

Елементи однієї підгрупи характеризуються подібністю хімічних властивостей. Як приклад розглянемо елементи ІА і VIIA-підгруп (табл.3.3). Із зростанням заряду ядра збільшується кількість електронних шарів і радіус атома, але кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні залишається сталою: для лужних металів (підгрупа ІА) – один, а для галогенів (підгрупа VIIA) – сім. Оскільки ж саме зовнішні електрони найбільш суттєво впливають на хімічні властивості, то зрозуміло, що кожна із розглянутих груп елементів-аналогів має подібні властивості.

Але у межах однієї підгрупи поряд із подібністю властивостей спостерігається їх деяке змінювання. Так, елементи підгрупи ІА усі, крім H, – активні метали. Але із зростанням радіуса атома і кількості електронних шарів, що екранують вплив ядра на валентні електрони, металічні властивості посилюються. Тому Fr більш активний метал, ніж Cs, а Cs – більш активний, ніж Rb і т.д. А в підгрупі VIIA з тієї ж причини послаблюються неметалічні властивості елементів при зростанні порядкового номера.

Тому F – більш активний неметал порівняно із Cl, а Cl – більш активний неметал порівняно з Br і т.д.

Таблиця 3.3 – Деякі характеристики елементів IA- і VIIA – підгруп

Період	Підгрупа IA				Підгрупа VIIA			
	Символ елемента	Заряд ядра	Радіус атома, нм	Зовнішня електронна конфігурація	Символ елемента	Заряд ядра	Радіус атома, нм	Зовнішня електронна конфігурація
II	Li	+3	0,155	$2s^1$	F	+9	0,064	$2s^2 2p^5$
III	Na	+11	0,189	$3s^1$	Cl	+17	0,099	$3s^2 3p^5$
IV	K	+19	0,236	$4s^1$	Br	+35	0,114	$4s^2 4p^5$
V	Rb	+37	0,248	$5s^1$	I	+53	0,133	$5s^2 5p^5$
VI	Cs	+55	0,268	$6s^1$	At	+85	0,140	$6s^2 6p^5$
VII	Fr	+87	0,280	$7s^1$	-	-	-	-

Побічна підгрупа – це сукупність елементів, що розміщуються в періодичній таблиці вертикально і мають однакову кількість валентних електронів за рахунок будови зовнішнього s- і другому ззовні d-енергетичних підрівнів.

Усі елементи побічних підгруп належать до d-родин. Ці елементи іноді називають *перехідними металами*. В побічних підгрупах властивості змінюються більш повільно, оскільки в атомах d-елементів електрони будують другий ззовні енергетичний рівень, а на зовнішньому рівні перебувають лише два електрони або один.

Положення перших п'яти d-елементів (підгрупи IIIB-VIIB) кожного періоду можна визначити за допомогою суми зовнішніх s-електронів і d-електронів другого ззовні рівня. Наприклад, з електронної формули скандію (Sc: ... $4s^2 3d^1$) видно, що він розміщується в побічній підгрупі (оскільки є d-елементом) третьої групи (оскільки сума валентних електронів дорівнює трьом); манган (Mn: ... $4s^2 3d^5$) розміщується в побічній підгрупі сьомої групи.

Положення останніх двох елементів кожного періоду (підгрупи IB і IIB) можна визначити за кількістю електронів на зовнішньому рівні, оскільки в атомах цих елементів передзовнішній рівень є повністю завершеним. Наприклад, Ag ($5s^1 5d^{10}$) розміщується в побічній підгрупі першої групи, Zn ($4s^2 3d^{10}$) – в побічній підгрупі другої групи.

Тріади Fe-Co-Ni, Ru-Rh-Pd та Os-Ir-Pt розміщені в побічній підгрупі восьмої групи. Ці тріади утворюють дві родини: заліза і платиноїдів. Крім зазначених родин окремо виділяють родину лантанодів (чотирнадцять 4f-елементів) і родину актиноїдів (чотирнадцять 5f-елементів). Ці родини належать до побічної підгрупи третьої групи.

Зростання металічних властивостей елементів у підгрупах згори вниз, а також зменшення цих властивостей у межах одного періоду зліва направо зумовлюють появлення в періодичній системі діагональної закономірності. Так, Be дуже подібний до Al, B – до Si, Ti – до Nb. Це яскраво виявляється у тому, що в природі ці елементи утворюють подібні мінерали. Наприклад, у природі Ti завжди буває з Nb, утворюючи мінерали – титаноніобати.

3.3 ПЕРІОДИЧНІСТЬ ВЛАСТИВОСТЕЙ ЕЛЕМЕНТІВ

Усі властивості елементів, які визначаються електронною оболонкою атома, закономірно змінюються у періодах і групах періодичної системи. Але оскільки у ряду елементів-аналогів електронні структури не тотожні, а лише подібні, то при переході від

одного елемента до іншого у підгрупах спостерігається не просте повторення властивостей, а їх більш менш чітко виражене закономірне змінення.

Хімічна природа елемента зумовлюється здатністю його атома віддавати або приєднувати електрони, що кількісно характеризується енергією йонізації, спорідненістю до електрона і електронегативністю та залежить від радіуса атома.

3.3.1 АТОМНІ ТА ІОННІ РАДІУСИ

Внаслідок хвильового характеру руху електрона атом не має чітко окреслених границь, тому *виміряти абсолютне значення розміру атома неможливо*.

Останнім часом поширилося поняття про орбітальні радіуси. **Орбітальний радіус** – це відстань від ядра до найбільш віддаленого від нього максимуму розподілу електронної густини. Тому атом в основному стані може мати тільки один орбітальний радіус, а у збудженому – практично безліч значень $r_{\text{орб}}$. Практично мають справу з радіусами атомів, які сполучені один із одним тим чи іншим типом хімічного зв'язку. Такий радіус розглядають як **ефективний радіус атома**, тобто такий, що виявляє себе у дії. Ефективні радіуси визначають при вивченні будови молекул і кристалів (рис.3.2).

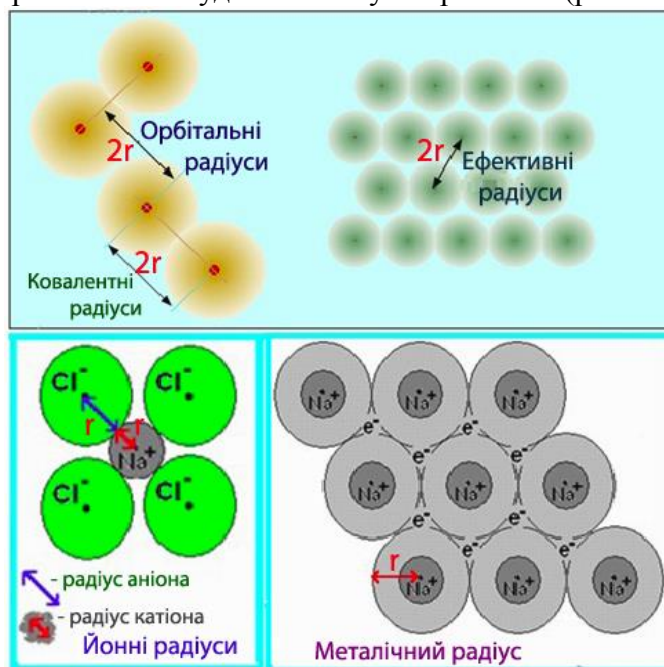


Рисунок 3.2 – Різновиди атомних радіусів

З цієї причини значення атомних радіусів, що наводяться в різних довідникових виданнях, інколи суттєво відрізняються. Однак незважаючи на розбіжності у величинах атомних радіусів для одного і того ж самого елемента, *зберігається загальна закономірність, що відображає залежність атомних радіусів від заряду ядра атома Z і має періодичний характер* (рис. 3.3).

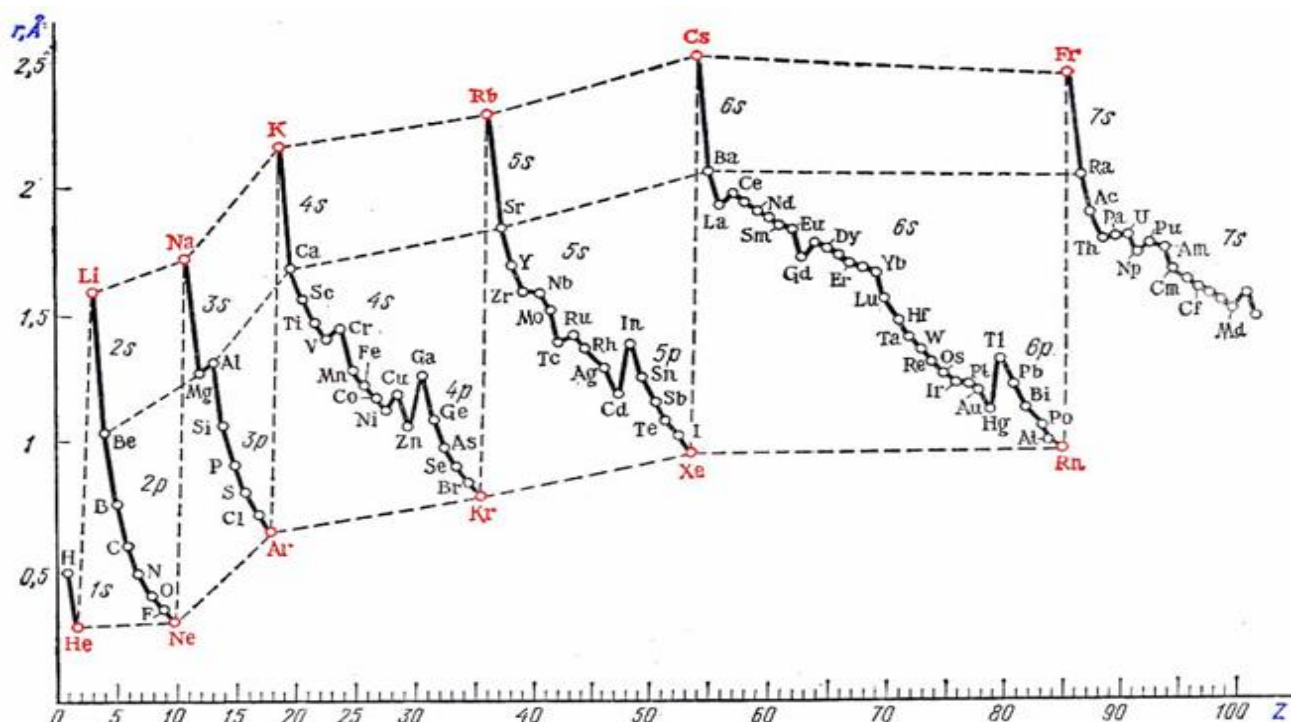


Рисунок 3.3 – Залежність орбітальних радіусів r ($1\text{Å}=10^{-10}\text{м}$) елементів від порядкового номера Z

У межах одного періоду із підвищенням Z спостерігається тенденція до зменшення розмірів атомів (рис. 3.4). Це пояснюється зростаючим притяганням електронів зовнішнього шару до ядра в міру збільшення його заряду.

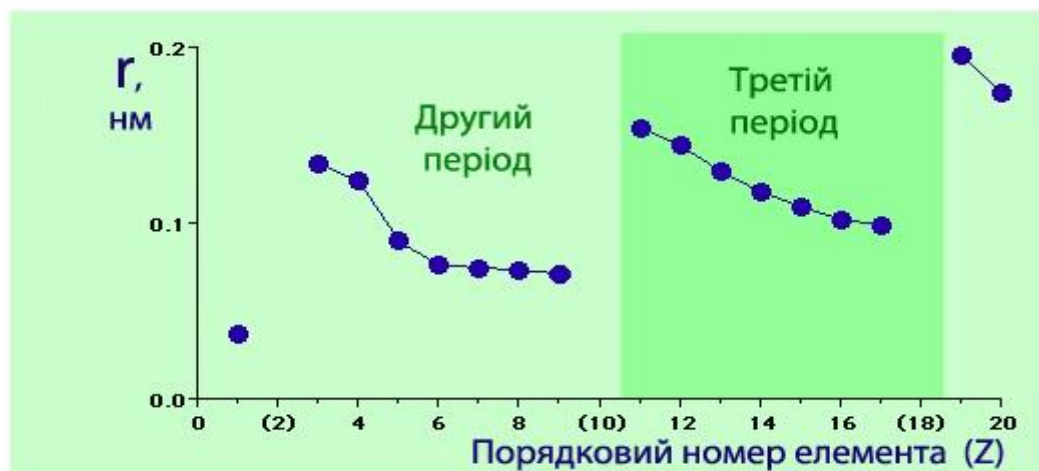


Рисунок 3.4 – Періодичність зміння атомних радіусів залежно від заряду ядра для елементів малих періодів

При переході від попереднього до наступного періоду атомні радіуси збільшуються, оскільки починається забудова нового енергетичного рівня, більш віддаленого від ядра. У результаті у межах головних підгруп розміри атомів збільшуються із зростанням зарядів ядер. У побічних підгрупах розміри атомів змінюються меншою мірою, особливо для перехідних d-металів п'ятого і шостого періодів, для яких радіуси атомів приблизно однакові. Це пояснюється тим, що збільшення радіусів за рахунок збільшення кількості квантових рівнів при переході від п'ятого до шостого періоду компенсується лантаноїдним стисненням (зменшенням атомних радіусів елементів від $_{57}\text{La}$ до $_{71}\text{Lu}$), яке викликане заповненням 4f-підрівня. Завдяки цьому d-елементи-аналоги п'ятого і шостого періодів мають особливо близькі властивості. Так, у ШВ-підгрупі (Ti-Zr-Hf) у останніх двох елементів радіуси однакові

(0,145 нм), тому вони дуже подібні між собою за фізичними та хімічними властивостями і значно відрізняються від Титану, радіус якого дорівнює 0,132нм.

Втрата атомом електронів приводить до зменшення його ефективних розмірів, а приєднання надлишкових електронів – до збільшення (рис. 3.5). Тому радіус позитивно зарядженого йона (катиона) завжди менший, а радіус негативно зарядженого йона (аніона) завжди більший за радіус відповідного електронейтрального атома. Так, радіус атома Калію дорівнює 0,236нм, а радіус йона Калію K^+ – 0,133нм, радіуси атома Хлору та йона Хлору Cl^- відповідно дорівнюють 0,099 і 0,181нм.



Рисунок 3.5 – Різновиди атомних радіусів

При цьому радіус йона тим сильніше відрізняється від радіуса електронейтрального атома, чим більший заряд йона. Наприклад, радіуси атома хрому і йонів Cr^{2+} і Cr^{3+} дорівнюють відповідно 0,127, 0,083 і 0,064нм.

У межах однієї підгрупи радіуси йонів однакового заряду зростають із збільшенням заряду ядра. Така закономірність пояснюється збільшенням кількості електронних шарів і збільшенням віддалення зовнішніх електронів від ядра.

3.3.2 ЕНЕРГІЯ ІОНІЗАЦІЇ

Видалення електрона із незбудженого атома при перетворенні його в позитивно заряджений йон – це процес завжди ендоенергетичний (тобто такий, що проходить при поглинанні енергії), тому для його здійснення необхідно докласти певну енергію.

*Мінімальна енергія, що потрібна для відриву електрона від незбудженого атома, називається **енергія іонізації I**:*



де символами E і E^+ позначені відповідно нейтральний атом і позитивно заряджений йон (катион) деякого елемента, I – енергія іонізації, e^- – електрон.

Енергія іонізації вимірюється у [кДж/моль] чи [eV/атом]. 1 eV (електрон-вольт) – це енергія, яку набуває електрон у прискорюючому електричному полі з різницею потенціалів 1В; ($1eV = 1,6 \cdot 10^{-19}$ Дж), у перерахунку на 1моль це відповідає енергії 96,5кДж/моль. Енергію іонізації можна визначити шляхом бомбардування атомів електронами, прискореними в електричному полі.

Від багатоелектронного атома можна відірвати один, два і більше електронів. Відриву кожного електрона відповідає певне значення енергії іонізації I_1, I_2, \dots, I_n , при цьому завжди $I_1 < I_2 < \dots < I_n$, оскільки збільшення кількості відірваних електронів сприяє зростанню позитивного заряду йона, що утворюється. Зовнішні електрони відриваються від атома досить легко, тому що мають більш високу енергію, ніж електрони попереднього рівня, і їхній відрив потребує порівняно незначних витрат енергії. Але при переході до внутрішнього електронного шару енергія іонізації різко зростає. Отже, повністю заповнені енергетичні рівні виявляють підвищену стійкість.

Енергія іонізації залежить від величини заряду ядра, відстані між ядром і зовнішнім електронем, екрануючим ефектом внутрішніх електронних шарів, електронної конфігурації атома. Взагалі можна сказати, що величина енергії іонізації залежить від положення елемента в періодичній системі і змінюється як у межах груп, так і в межах періодів. Енергія відриву першого електрона від атома залежно від порядкового номера елемента змінюється періодично (рис.3.6).

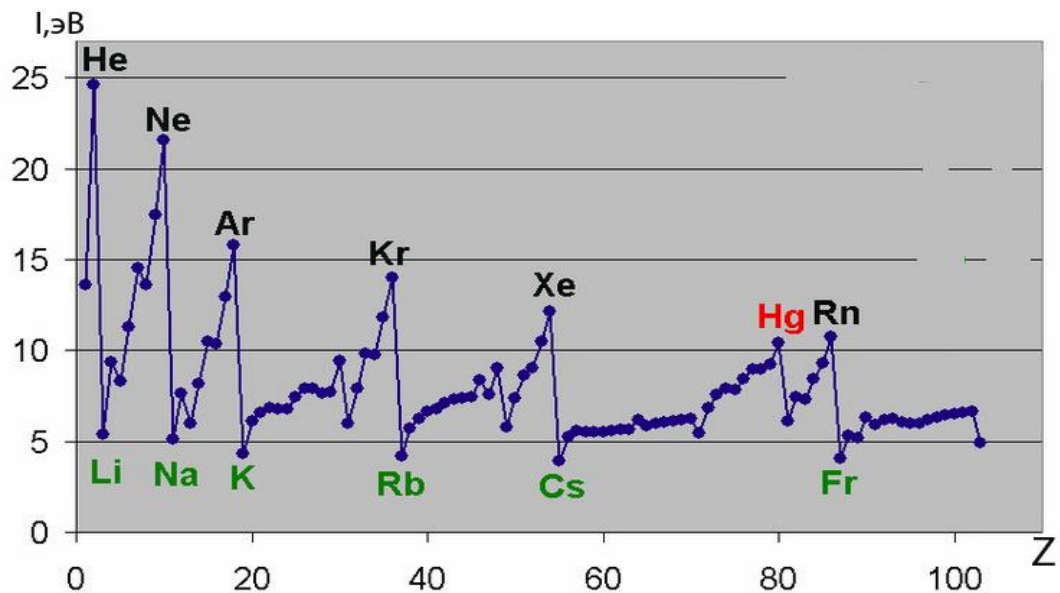


Рисунок 3.6 – Залежність першого потенціалу іонізації I_1 атома від порядкового номера Z елемента

У елементів одного й того самого періоду при переході від лужного металу до благородного газу заряд ядра зростає, а радіус атома зменшується. Тому енергія іонізації поступово збільшується, а металічні властивості послаблюються. Але загальна тенденція до зростання енергії іонізації у межах періоду в деяких випадках порушується. Так, енергії іонізації атомів Be і N вище, ніж у B і O, що розміщені за ними; аналогічне явище спостерігається й у третьому періоді при переході від Mg до Al і від P до S. При цьому підвищені значення спостерігаються або у атомів з повністю забудованим зовнішнім s-підрівнем (Be, Mg), або у атомів з рівно наполовину забудованим p-підрівнем (N, P). Це один із доказів положення, згідно з яким *підвищену енергетичну стійкість мають електронні конфігурації з повністю (s^2 , p^6 , d^{10}) чи рівно наполовину (p^3 , d^5) забудованими підрівнями.*

Енергія іонізації в рядах d-елементів змінюється мало. Це пояснюється тим, що збільшення заряду ядра компенсується екранувальною дією електронів, розміщених на внутрішніх енергетичних рівнях.

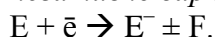
У межах підгруп періодичної системи збільшення порядкового номера елемента супроводжується збільшенням розміру атома. Збільшення заряду ядра в підгрупах менше впливає на зв'язок зовнішнього електрона з ядром, ніж збільшення розміру атома і числа екранувальних електронів. Тому в межах підгруп s- і p-елементів зв'язок зовнішнього електрона з ядром зменшується, що приводить до зменшення енергії іонізації і посилення металічних властивостей. Виняток становлять підгрупи d-елементів, у межах яких при переході від 3d- до 5d-елементів енергія іонізації збільшується.

Величина енергії іонізації може характеризувати металічні властивості елемента: вони тим вищі, чим менше значення I .

3.3.3 СПОРІДНЕНІСТЬ ДО ЕЛЕКТРОНА

Деякі нейтральні атоми можуть приєднувати електрони – така властивість називається *спорідненістю до електрона*. Якщо при цьому виділяється енергія, то утворюються стійкі негативно заряджені йони, а якщо енергія поглинається, то утворюються нестійкі негативно заряджені йони. Кількісною мірою спорідненості до електрона є *енергія спорідненості*. Однак на практиці характеризуючи енергію спорідненості до електрона звичайно не використовують слово «енергія», обмежуючись спрощеним терміном «спорідненість до електрона».

Спорідненість до електрона F – це енергетичний ефект процесу приєднання електрона до нейтрального атома з перетворенням його в негативно заряджений йон:



де символами E і E^- позначені відповідно нейтральний атом і негативно заряджений йон (аніон) деякого елемента, F – спорідненість до електрона, \bar{e} – електрон. Вимірюється спорідненість до електрона у [кДж/моль] чи [eV/атом].

Величина енергії спорідненості до електрона F для атомів елементів має періодичну залежність від заряду ядра атома (рис. 3.7).



Рисунок 3.7 – Залежність енергії спорідненості до електрона F від порядкового номера елемента Z

Спорідненість до електрона залежить від електронної конфігурації атома та його хімічних властивостей. Найбільшу спорідненість до електрона мають р-елементи сьомої групи (F, Cl, Br, I), а найменші і навіть від'ємні значення – атоми з конфігураціями s^2 (Be, Mg), s^2p^6 (Ne, Ar) або p^3 (N, P) (рис.3.14).

Спорідненість до електрона атомів металів близька до нуля, тобто приєднання електронів до їх атомів енергетично не вигідне. Спорідненість до електрона атомів неметалів має додатне значення, оскільки цей процес енергетично вигідний.

Приєднання одного електрона до атомів O, S, C та деяких інших супроводжується виділенням енергії. Таким чином, для цих елементів сили притягання до ядра додаткового електрона переважають над силами відштовхування між додатковим електроном і електронною оболонкою атома. Приєднання подальших електронів (двох, трьох і більше) до атома згідно з квантово-механічними розрахунками неможливо. Тому одноатомні багатозарядні аніони (O^{2-} , S^{2-} , N^{3-}) у вільному стані існувати не можуть.

3.3.4 ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНІСТЬ

Один і той самий атом залежно від умов може приєднувати електрони, виявляючи спорідненість до них, або віддавати електрони атому іншого елемента, у якого спорідненість до електрона більша.

Електронегативність (ЕН або χ) – це узагальнена функція, що характеризує здатність атома даного елемента відтягувати на себе електронну густину порівняно з атомами інших елементів тієї самої сполуки.

Термін «електронегативність» був введений американським хіміком Л.Полінгом, який склав першу шкалу електронегативностей (рис. 3.8).

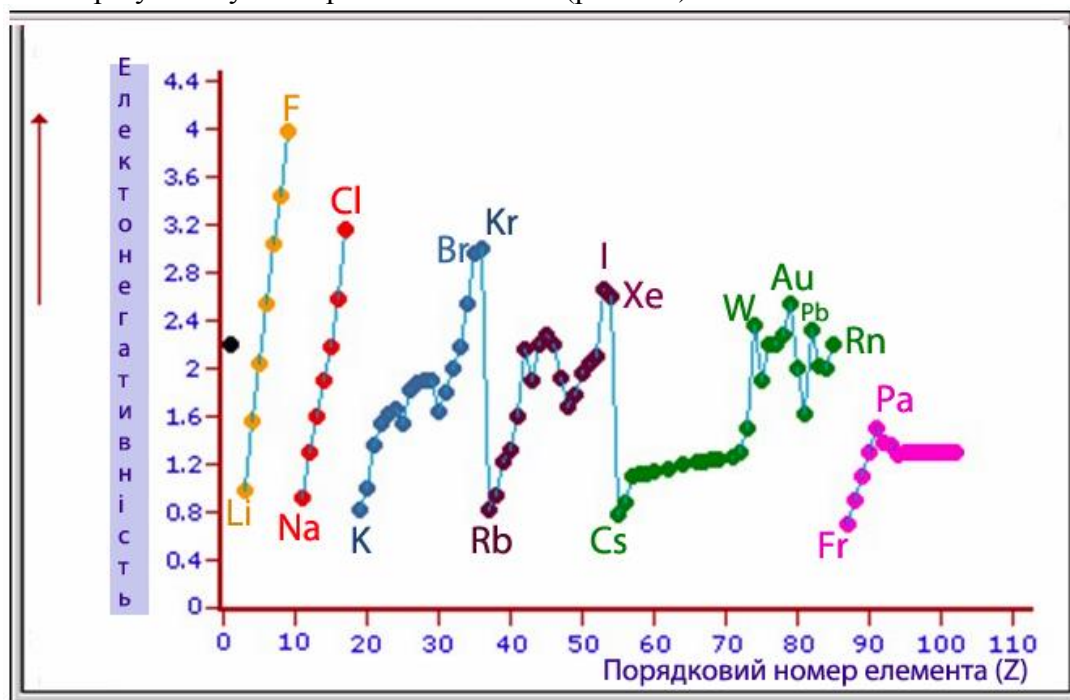


Рисунок 3.8 – Періодичність змін електронегативності елементів (за шкалою Полінга)

Поняття електронегативності дозволяє оцінити відносну активність елемента і здатність його атомів набувати негативного заряду. Очевидно, ця здатність залежить від енергії іонізації та спорідненості до електрона. Існує декілька способів оцінювання розрахунку електронегативності. Відповідно до одного з них електронегативність атома дорівнює напівсумі його першої енергії іонізації та спорідненості до електрона:

$$\chi = \frac{1}{2} (I_1 + F).$$

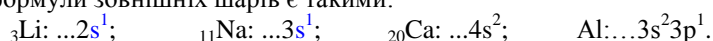
Слід зазначити, що електронегативність певного елемента не є постійною. На неї впливають різні фактори: валентний стан елемента, тип сполук, до вмісту якої він входить тощо. Але це поняття корисне для якісного пояснення властивостей елементів та їх сполук.

У межах одного періоду із зростанням порядкового номера елемента спостерігається тенденція підвищення електронегативності, а в підгрупах – її зниження. Найменшими значеннями електронегативності характеризуються s-елементи першої групи, а найбільшими – р-елементи сьомої групи.

3.4 ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗАННЯ ТИПОВИХ ЗАДАЧ

Приклад 3.1. Серед елементів Li, Ca, Na, Al виберіть електронні аналоги.

Розв'язок. Електронні аналоги мають однакову конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня. У заданих елементів електронні формули зовнішніх шарів є такими:



З порівняння електронних формул видно, що тільки елементи Li і Na є аналогами, оскільки в їх атомах однакова електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня – ns^1 , де n – номер періоду.

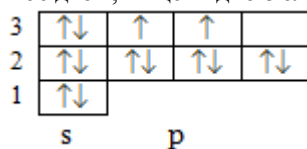
Приклад 3.2. На основі електронної формули елемента з порядковим номером 14 визначте: а) кількість енергетичних рівнів в атомі; б) кількість валентних електронів; в) кількість неспарених електронів на зовнішньому рівні; г) належність до електронної родини.

Розв'язок. Електронна оболонка атома хімічного елемента з порядковим номером 14 складається з чотирнадцяти електронів, розподіл яких відбувається згідно з принципом мінімуму енергії та принципом Паулі та відповідає електронній формулі $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$, з якої можна зробити такі висновки:

а) електрони в атомі розміщуються на трьох енергетичних рівнях, оскільки найбільше значення головного квантового числа $n=3$;

б) в атомі міститься чотири валентних електрони, два з яких знаходяться на s -, а два – на p -підрівні ($3s^2 3p^2$);

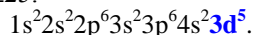
в) кількість неспарених електронів дорівнює двом, як це видно з електронно-графічної схеми



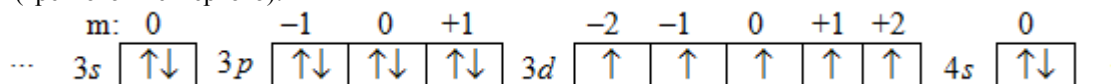
г) елемент з порядковим номером 14 належить до p -електронної родини, тому що формуючий (останній) електрон розміщується на p -підрівні зовнішнього енергетичного рівня.

Приклад 3.3. Складіть електронну формулу і електронно-графічну схему двох зовнішніх енергетичних рівнів атома хімічного елемента з порядковим номером 25. Вкажіть: до якої електронної родини належить цей хімічний елемент; чи є він металом або неметалом. Наведіть набір квантових чисел для формуючого електрона.

Розв'язок. Згідно із законом Мозлі порядковий номер елемента 25 вказує на кількість протонів у ядрі (і одночасно на заряд ядра), а з урахуванням електронейтральності атома – й на кількість електронів на електронній оболонці атома. На основі правил заповнення енергетичних рівнів і підрівнів записуємо електронну формулу для атома елемента №25:



Приймаючи до уваги правило Гунда, складаємо електронно-графічну схему для двох зовнішніх енергетичних рівнів (третього і четвертого):

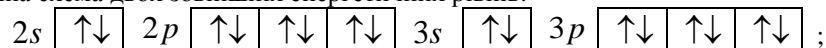


Формуючий електрон розміщується на $3d$ -підрівні, а на зовнішньому рівні знаходиться тільки два електрони, тому елемент з порядковим номером 25 є металом. Набір квантових чисел для формуючого електрона ($3d^5$) є таким: головне квантове число $n=3$ (розміщується на третьому рівні), орбітальне квантове число $l=2$ (розміщується на d -підрівні), магнітне квантове число $m=+2$ (як видно з електронно-графічної схеми), спінове квантове число $s=+1/2$ (оскільки електрон неспарений).

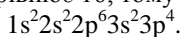
Приклад 3.4. Складіть електронну формулу і електронно-графічну схему двох зовнішніх енергетичних рівнів для таких частинок: а) атома Ar; б) йона S^{2-} ; в) йона K^+ ; г) йона Zn^{2+} . Які з наведених частинок є ізоелектронними? Відповідь поясніть. S^{2-} , Zn^{2+}

Розв'язок. Ізоелектронними називаються такі частинки, які мають однакову кількість електронів на електронній оболонці, що відображаються за допомогою однакових електронних формул і електронно-графічних схем.

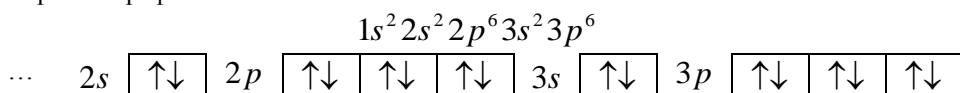
а) Порядковий номер хімічного елемента Аргону (18) показує, що електронна оболонка атома Ar містить 18 електронів. Розміщення елемента Аргону у третьому періоді періодичної системи доводить про наявність трьох енергетичних рівнів, належність до восьмої групи – про кількість зовнішніх електронів (8), а розташування у головній підгрупі (VIIIА) свідчить, що Ar відноситься до p -електронної родини. Звідси випливає, що будова атома описується електронною формулою $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, якій відповідає електронно-графічна схема двох зовнішніх енергетичних рівнів:



б) порядковий номер елемента Сульфуру S дорівнює 16, тому електронна формула атома S:

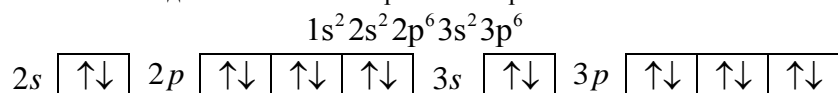


Однак з урахуванням заряду йона S^{2-} (-2) зрозуміло, що він містить на два електрона більше, ніж в атомі S, тобто $16+2=18$. Завдяки однаковій кількості електронів атом Ar і йон S^{2-} мають однакові електронні формули і електронно-графічні схеми:



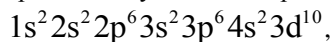
тому йон S^{2-} є частинкою, ізоелектронною атому Ar;

в) атом хімічного елемента Калію К, порядковий номер якого 19, має електронну оболонку з 19 електронів. Але йон K^+ містить на один електрон менше, тобто 18, що відображається такими електронною формулою і електронно-графічною схемою двох зовнішніх енергетичних рівнів:

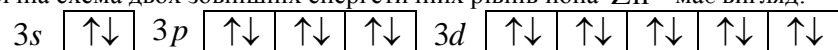


Отже, йон K^+ є частинкою, ізоелектронною атому Аг ;

з) йон Zn^{2+} (№ 30) має на два електрони менше, ніж атом Цинку, тобто кількість електронів в йоні Zn^{2+} дорівнює $30-2=28$. Розміщення цих електронів описується електронною формулою



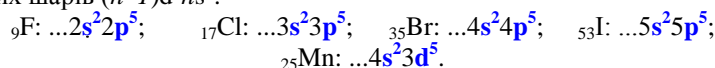
а електронно-графічна схема двох зовнішніх енергетичних рівнів йона Zn^{2+} має вигляд:



Отже йон Zn^{2+} не є частинкою, ізоелектронною атому Аг та йонам S^{2-} і K^+ .

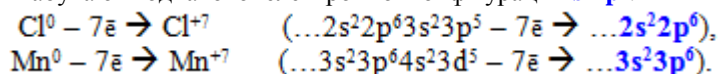
Приклад 3.5. Порівняйте електронні структури елементів підгрупи VIIA з електронною будовою елемента Мангану. Чим пояснити, що типовий неметал Cl і типовий метал Mn, які не є елементами-аналогами, розміщуються в одній групі періодичної системи Д.І.Менделєєва? Яку вищу валентність здатні виявляти ці елементи, в яких сполуках?

Розв'язок. Під час хімічної взаємодії найважливішу роль відіграють валентні електрони. В атомах s- і р-елементів валентними є s- і р-електрони зовнішнього шару, а в атомах d-елементів – у першу чергу зовнішні s-електрони і d-електрони другого зовні енергетичного рівня. З електронних формул елементів VIIA-підгрупи (галогенів) випливає, що ці елементи є електронними аналогами з однаковою конфігурацією валентних електронів ($ns^2 np^5$) – на відміну від Мангану, для якого електронними аналогами будуть елементи зі структурою валентних шарів $(n-1)d^5 ns^2$:



Однакова кількість валентних електронів (сім) зумовлюють розміщення Cl і Mn в одній групі (VII) періодичної системи елементів, а різна структура валентних шарів – належність до різних підгруп: р-елемента Хлору – до головної (VIIA), а d-елемента Мангану – до побічної (VIIB).

Незважаючи на те, що Хлор є типовим неметалом (оскільки містить сім електронів на зовнішньому рівні), а Манган – типовим металом (має тільки два електрони на зовнішньому рівні), при переході у вищий ступінь окиснення (+7) їх атоми набувають однакової електронної конфігурації $ns^2 np^6$:



Однакова кількість валентних електронів в атомах Mn і Cl пояснює й однакову величину вищої валентності – VII. З цієї причини елементи Cl і Mn характеризуються однаковим кількісним співвідношенням складових частин у вищих оксидах (Cl_2O_7 і Mn_2O_7), відповідних їм гідроксидах (перхлоратна $HClO_4$ і перманганатна $HMnO_4$ кислоти) та солях (Калій *перхлорат* $KClO_4$ і Калій *перманганат* $KMnO_4$).

Приклад 3.6. У якого елемента а) Хлору чи Йоду – сильніше виражені неметалічні властивості; б) Калію чи Купруму – сильніше виражені металічні властивості? Відповідь поясніть.

Розв'язок. а) Елементи Хлор та Йод розміщені VIIA-підгрупі, отже, є електронними аналогами, проте Хлор знаходиться у III періоді та має три енергетичних рівня, а Йод – у V періоді, електронна оболонка атома Йоду складається з п'яти енергетичних рівнів. З цієї причини атомний радіус Хлору менший, ніж атомний радіус Йоду, тому спорідненість до електрона у Хлору більша, ніж у Йоду. Таким чином, неметалічні властивості у Хлору виражені сильніше, ніж у Йоду;

б) елементи Калій та Купрум розміщені в IV періоді та I групі, але Калій – у головній, а Купрум – у побічній підгрупі. Обидва елементи мають по одному електрону на зовнішньому енергетичному рівні, проте атом Купруму містить на десять електронів більше, ніж атом Калію. Причому ці електрони знаходяться на передзовнішньому d-підрівні, тобто значно ближче до ядра, тому вони сильніше притягується до нього, що спричиняє помітному зменшенню атомного радіусу. Отже, атомний радіус Калію більший, ніж атомний радіус Купруму, тому значення енергії іонізації у Калію менше, ніж у Купруму. Таким чином, металічні властивості у Калію виражені більше, ніж у Купруму.

Приклад 3.7. Складіть формули і вкажіть хімічний характер вищих оксидів та відповідних гідроксидів для таких елементів: а) Na; б) Al; в) Cl.

Розв'язок. а) електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня атома Na описується формулою $3s^1$, тому цей елемент виявляє у сполуках лише валентність I і утворює вищий оксид складу Na_2O і відповідний гідроксид NaOH;

б) оскільки електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня атома Al у збудженому стані $3s^1 3p^2$, то цей елемент у сполуках виявляє вищу валентність III, отже, формула вищого оксиду – Al_2O_3 , а відповідного гідроксиду – $Al(OH)_3$;

в) оскільки електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня атома Cl у збудженому стані $3s^1 3p^2 3d^3$, то цей елемент у сполуках виявляє вищу валентність VII, тому формула вищого оксиду – Cl_2O_7 , а відповідний гідроксид є оксигеновмісною кислотою і має формулу – $HClO_4$.

Na_2O – основний оксид, а $NaOH$ – сильна основа; Al_2O_3 – амфотерний оксид, а $Al(OH)_3$ – амфотерний гідроксид; Cl_2O_7 – кислотний оксид, а $HClO_4$ – сильна кислота.

Приклад 3.8. Виходячи із закономірностей періодичної системи дайте мотивовану відповідь, який з двох гідроксидів є сильнішою основою: а) $Ca(OH)_2$ чи $Ba(OH)_2$; б) $Ca(OH)_2$ чи $Zn(OH)_2$; в) $Ca(OH)_2$ чи $Fe(OH)_2$?

Розв'язок. На силу основи впливає активність металу, що входить до її складу, тому металічні властивості, у свою чергу, залежать від положення елемента в періодичній системі та, як наслідок, від електронної конфігурації зовнішніх рівнів, радіусу атома r і потенціалу іонізації I .

а) Ca і Ba є елементами-аналогами з однаковою будовою зовнішнього рівня ns^2 , де n – номер зовнішнього рівня і одночасно номер періоду. Обидва елементи належать до однієї підгрупи (IIA), але Ca знаходиться у IV періоді, а Ba – у V, тому атом Ca має чотири електронних шари, а атом Ba – п'ять. Збільшення кількості електронних шарів позначається на радіусі атома ($r_{Ca} < r_{Ba}$) і на величині потенціалу йонізації ($I_{Ca} > I_{Ba}$). Отже металічні властивості більше виявляються Ba, тому основа $Ba(OH)_2$ є сильнішою, ніж $Ca(OH)_2$;

б) Ca і Zn знаходяться у четвертому періоді та одній групі, але в різних підгрупах: Ca – у головній, а Zn – у побічній. Як видно з електронної конфігурації, Ca ($4s^2 3d^0$) належить до s-елементів, а Zn ($4s^2 3d^{10}$) – до d-елементів. В атомі Zn завдяки додатковим десяти (у порівнянні з Ca) електронам на третьому енергетичному рівні відбувається сильніше притягання зовнішніх електронних шарів до ядра і стиснення радіусу, тому $r_{Ca} > r_{Zn}$ і $I_{Ca} < I_{Zn}$. Тому Ca є активнішим металом, ніж Zn, а основа $Ca(OH)_2$ – сильніша за $Zn(OH)_2$.

в) Ca і Fe – елементи четвертого періоду, але різних груп і підгруп: Ca – IIA, а Fe – VIIIВ. У межах одного періода спостерігається зменшення радіусу, збільшення потенціалу йонізації, послаблення металічних властивостей, тому гідроксид $Ca(OH)_2$ є сильнішою основою, ніж $Fe(OH)_2$.

Приклад 3.9. На основі розміщення елемента в періодичній таблиці складіть формули кислот: цирконієвої, ніобієвої, молібденової та технецієвої, в яких елементи Zr, Nb, Mo і Tc перебувають у вищій валентності.

Розв'язок. Для більшості елементів вища валентність визначається номером групи, тому формули заданих кислот будуть такими:



Приклад 3.10. Складіть формули і зазначте хімічний характер оксидів для Хрома з валентностями Cr^{II} , Cr^{III} , Cr^{VI} , а також формули відповідних гідроксидів.

Розв'язок. Для двохвалентного Хрому (Cr^{II}) формула оксиду має вигляд CrO , для Cr^{III} – Cr_2O_3 , для Cr^{VI} – Cr_2O_7 . Хімічний характер оксидів та їх гідроксидів залежить від валентності елемента: у міру підвищення валентності основні властивості послаблюються, з'являються амфотерні, а потім кислотні, які поступово посилюються. Тому зрозуміло, що оксид CrO виявляє основний характер, йому відповідає основа $Cr(OH)_2$. Оксид Cr_2O_3 є амфотерним і відповідна йому основа $Cr(OH)_3$ теж амфотерна. Оксид Cr_2O_7 виявляє кислотні властивості, отже його гідроксид є кислотою: хроматною H_2CrO_4 чи дихроматною $H_2Cr_2O_7$.

3.5 ВИСНОВКИ

Періодична система Д.І.Менделєєва стала природною класифікацією елементів, розміщення яких в періодичній таблиці визначається зарядом ядра атома і електронною конфігурацією валентних підрівнів атома.

Періодична таблиця, яка вважається графічним втіленням періодичного закону, складається з восьми груп і семи періодів. У межах головних підгруп розміщуються елементи-аналоги з однаковою будовою зовнішнього енергетичного рівня, а в побічних підгрупах – елементи, в яких повторюються конфігурації зовнішнього і другого зовні електронного шару. В межах одного періоду відбувається заповнення електронами одного і того ж зовнішнього енергетичного рівня, номер якого збігається з номером періоду.

Відповідно до періодичного закону Д.І.Менделєєва властивості елементів і утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності, оскільки зумовлюються будовою атомів.

На підставі розглянутих закономірностей періодичність змінення деяких характеристик хімічних елементів можна спрощено узагальнити за допомогою схеми:

***В періоді у міру зростання заряду атомного ядра
(чи порядкового номера елемента)***

- зменшується атомний радіус;
- збільшується енергія іонізації;
- зменшується спорідненість до електрона;
- збільшується електронегативність;
- посилюються неметалічні властивості;
- послаблюються металічні властивості.

***В головних підгрупах у міру зростання заряду атомного ядра
(чи порядкового номера елемента)***

- збільшується атомний радіус;
- зменшується енергія іонізації;
- зменшується спорідненість до електрона;
- зменшується електронегативність;
- послаблюються неметалічні властивості;
- посилюються металічні властивості;

Періодичність закономірно повторюється при змінненні таких характеристик, як радіуси атомів, електронегативність, енергія йонізації, спорідненість до електрона, фізичні властивості та хімічні особливості простих речовин і сполук елементів.

Періодичний закон відіграв величезну роль у розвитку хімії та інших природничих наук. Періодичний закон є універсальним фундаментальним законом, оскільки він викриває загальні наукові закономірності, які реально діють у природі і тому протягом еволюції знань ніколи не втрачуть свого значення. Встановлено, що періодичності підлягає не тільки електронна будова атома, а й тонка структура атомних ядер, що свідчить про періодичний характер властивосте у світі елементарних частинок.

С часом роль періодичного закону не зменшується. Він став важливішою основою хімії та хімічних виробництв.

3.6 ЗАПИТАННЯ ДЛЯ САМОПЕРЕВІРКИ

- 1 Які характеристики визначають поведінку атома в хімічних реакціях і при утворенні простих речовин?
- 2 Які енергетичні рівні і підрівні забудовуються в атомах трьох перших періодів?
- 3 Дайте визначення s-, p- і d- елементів.
- 4 Максимальна кількість електронів на третьому рівні складає 18, але у третьому періоді міститься лише 8 елементів. Чим пояснюється ця суперечність?
- 5 Чому 4s-родина елементів передує в періодичній системі 3d-родині?
- 6 Що таке проскок електронів? У атомів яких елементів він спостерігається і чому?
- 7 Чим пояснити, що у лантану заповнюється 5d-підрівень замість 4f всупереч правилу Клечковського?
- 8 Складіть електронні формули для атомів елементів з порядковими номерами 17 і 21. Скільки електронів міститься на кожному енергетичному рівні і підрівні у атомів цих елементів?
- 9 Які орбіталі кожного енергетичного рівня займають електрони у атомів елементів з порядковими номерами 24 і 29? Складіть їхні електронні формули, враховуючи проскок одного 4s-електрона на 3d-підрівень.

- 10 На основі електронних формул атомів елементів з порядковими номерами 16 і 43 визначить період, групу і підгрупу в періодичній системі. До якої родини належить кожний елемент?
- 11 Чим відрізняється послідовність у забудові атомних орбіталей у d-елементів на відміну від послідовності заповнення орбіталей у атомі s- і p-елементів?
- 12 Складіть електронні формули для атомів елементів з порядковими номерами 41 і 46, враховуючи, що у першого має місце проскок одного, а у другого – двох електронів з 5s-підрівня на 4d-підрівень.
- 13 До якої родини належать елементи, в атомах яких останній електрон надходить на 4f- або 5f-орбіталь? Скільки елементів містить кожна з цих родин? Чому?
- 14 Останній електрон в атомі деякого елемента описується такими квантовими числами: а) $n = 3, l = 1, m = -1, s = -\frac{1}{2}$; б) $n = 2, l = 0, m = 0, s = +\frac{1}{2}$; в) $n = 3, l = 2, m = +2, s = +\frac{1}{2}$; г) $n = 3, l = 0, m = 0, s = +\frac{1}{2}$; д) $n = 3, l = 0, m = 0, s = -\frac{1}{2}$. Складіть електронну формулу кожного елемента, визначить його положення в періодичній системі.
- 15 До якого періоду, групи і підгрупи належить елемент з електронною конфігурацією: а) $6s^1 5d^{10}$; б) $6s^2 6p^2$; в) $3s^2 3p^4$; г) $6s^2 5d^1$; д) $4s^2 3d^2$?
- 16 Чим аргументується різниця між сучасним формулюванням періодичного закону і тим, що його визначив Менделєєв?
- 17 Охарактеризуйте структуру періодичної таблиці елементів.
- 18 Що таке період? Чим пояснити причину різної довжини періодів? Які періоди називаються малими, типовими, великими?
- 19 Що таке елементи-аналоги? Чи є повними електрон-ними аналогами такі елементи: О і S; S і Se; Mn і Te?
- 20 Як і чому змінюються властивості елементів та їхніх сполук із зростанням порядкового номера у межах другого, четвертого періодів?
- 21 Дайте розгорнуту характеристику поняття «головна підгрупа» на прикладі елементів підгрупи II A і VI A.
- 22 Як змінюються властивості елементів та їхніх сполук у межах побічних підгруп?
- 23 Які елементи p'ятого періоду утворюють оксид EO_2 ? Який з цих елементів утворює газоподібну сполуку з воднем? Складіть формули орто- і метакислот, утворених цими елементами.
- 24 Базуючись на закономірностях періодичної системи, дайте мотивовану відповідь на запитання: який з двох гідроксидів є більш сильною основою: $Sr(OH)_2$ чи $Ba(OH)_2$; $Sr(OH)_2$ або $Cd(OH)_2$; $Ca(OH)_2$ чи $Fe(OH)_2$?
- 25 Як впливає підвищення ступеня окиснення елемента на властивості утворених їм гідроксидів? Який з двох гідроксидів є більш сильною основою: $CuOH$ чи $Cu(OH)_2$; $TiOH$ або $Ti(OH)_3$; $Fe(OH)_2$ чи $Fe(OH)_3$?
- 26 Складіть формули оксидів і гідроксидів елементів третього періоду, що відповідають їхній вищій валентності. Як змінюється хімічний характер цих сполук при переході від натрію до хлору?
- 27 Виходячи з положення елементів у періодичній системі, складіть формули наступних сполук: метаванадієвої і ренієвої кислот; оксиду технецію, що відповідає його вищій валентності; водневої сполуки германію.
- 28 Чи можна виміряти абсолютне значення розміру атома? Що таке ефективний радіус? Як і чому змінюються атомні радіуси із зростанням заряду ядра елемента у межах одного періоду; головної підгрупи; побічної підгрупи?
- 29 Чи відрізняються розміри електронейтральних атомів від розмірів іонів?
- 30 Що таке енергія іонізації, в яких одиницях вона вимірюється? Як змінюється енергія іонізації елементів із зростанням заряду ядра?
- 31 Для атома карбону значення енергії іонізації I_1, I_2, I_3, I_4 збільшуються плавно, а значення I_5 – стрибкоподібно. Чим це можна пояснити?
- 32 Як і чому змінюється енергія іонізації атомів d-елементів у межах періоду, підгрупи?

- 33 Охарактеризуйте поняття: спорідненість до електрона.
- 34 Що таке електронегативність? Як змінюється електронегативність атомів елементів у межах періоду, підгрупи?