

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ ІМЕНІ І. І. МЕЧНИКОВА
ФАКУЛЬТЕТ ХІМІЇ ТА ФАРМАЦІЇ

**Будова атома.
Періодичний закон та Періодична система
елементів Д. І. Менделєєва**

НАВЧАЛЬНИЙ НАОЧНИЙ ПОСІБНИК

Дніпро
Журфонд
2023

УДК 54 123(076)
Б90

Укладачі:

Л. А. Раскола - кандидат хімічних наук, доцент кафедри неорганічної хімії та хімічної освіти Одеського національного університету імені І. І. Мечникова;
Т. О. Кіосе – кандидат хімічних наук, доцент кафедри неорганічної хімії та хімічної освіти Одеського національного університету імені І. І. Мечникова;
І. П. Анненкова – доктор педагогічних наук, професор кафедри неорганічної хімії та хімічної освіти Одеського національного університету імені І. І. Мечникова.

Рецензенти:

В. Є. Кузьмін – доктор хімічних наук, професор, член-кореспондент НАН України, директор Фізико-хімічного інституту ім. О. В. Богатського НАН України; **Т. М. Щербакова** – кандидат хімічних наук, доцент, завідувач кафедри аналітичної та токсикологічної хімії Одеського національного університету імені І. І. Мечникова.

*Рекомендовано науково-методичною радою ОНУ імені І. І. Мечникова.
Протокол № 4 від 14 вересня 2023 р.*

Будова атома. Періодичний закон та Періодична система елементів Д. І. Менделєєва : навч. наочний посіб. / уклад.: Раскола Л. А., Кіосе Т. О., Анненкова І. П. – Дніпро : Журфонд, 2023. – 71 с.

В наочному посібнику систематизовано та представлено навчальний матеріал за темами Будова атома, Періодичний закон та Періодична система елементів Д. І. Менделєєва курсу Загальної хімії. Наочний посібник містить таблиці, рисунки та схеми, які у зручній та стислій формі представляють навчальний матеріал. Наочний посібник може бути використаний під час роботи в аудиторії або при самостійному опрацюванні навчального матеріалу.

Призначений для здобувачів вищої освіти спеціальності 226 «Фармація, промислова фармація», а також може бути корисним для студентів хімічних та біологічних факультетів.

Видано в авторській редакції.

ISBN 978-966-934-490-8

© Раскола Л. А., Кіосе Т. О., Анненкова І. П., укладання, 2023

ЗМІСТ

ВСТУП	4
1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ	5
1.1. Основні поняття хімії	5
1.2. Основні закони хімії. Еквівалент речовини. Закон еквівалентів	9
2. БУДОВА АТОМА	13
2.1. Перші моделі атома	13
2.2. Атомні спектри	15
2.3. Квантова теорія будови атома	19
2.4. Атомні орбітали. Кантові числа	21
2.5. Атомне ядро	31
2.6. Принципи та правила, що визначають порядок заповнення атомних орбіталей в багатоелектронних атомах	33
2.7. Правило симетрії	38
2.8. Електронні конфігурації атомів елементів 3 та 4 періодів	41
3. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА	44
3.1. Структура періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва	45
3.2. Періодичність зміни хімічних та фізичних властивостей елементів	48
3.3. Атомні радіуси	50
3.4. Іонні радіуси	57
3.5. Залежність хімічних властивостей елементів від електронної будови їхніх атомів	59
СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ	70

ВСТУП

Загальна хімія є однією з найважливіших складових у структурі загальної підготовки майбутніх фармацевтів. Опанування курсу «Загальна хімія» формує знання та вміння, необхідні для подальшого вивчення дисциплін загальної та фахової підготовки.

Навчальний наочний посібник має на меті допомогти здобувачам засвоїти значний за обсягом та складністю навчальний матеріал, присвячений будові атома та періодичній системі Д. І. Менделєєва. Навчальний матеріал надано у стислій та зручній для сприйняття та систематизації навчальної інформації формі за темами: квантова теорія будови атома; принципи та правила заповнення атомних орбіталей, структура Періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва та характеристика хімічного елемента відповідно до його положення у періодичній системі тощо.

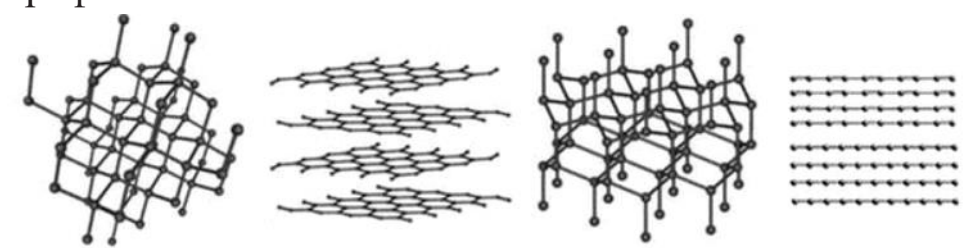
Відомо, що таблиці, рисунки й схеми дають змогу активізувати та підвищити ефективність сприйняття, засвоєння, узагальнення, систематизації та повторення навчального матеріалу. Робота з наочним посібником сприятиме розвитку у здобувачів освіти критичного та логічного мислення, вміння систематизувати та структурувати навчальний матеріал, встановлювати причинно-наслідкові зв'язки та закономірності у навчальному матеріалі, що розглядається у курсі «Загальна хімія», а також здатності до саморозвитку та самоосвіти.

Наочний посібник може бути використаний здобувачами освіти під час роботи в аудиторії або при самостійному опрацюванні навчального матеріалу.

1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ

1.1 Основні поняття та визначення хімії

Таблиця 1

Поняття	Визначення
Хімічний елемент	вид атомів з однаковим позитивним зарядом ядра
Атом	найменша частинка елемента, яка зберігає його хімічні властивості
Молекула	найдрібніша частинка речовини, яка проявляє її хімічні властивості.
Гомоядерні молекули	складаються з однакових атомів: H_2 , O_2
Гетероядерні молекули	складаються з різних атомів: CO , SO_2
Проста речовина	складається із атомів одного елемента. Залізо Fe , сірка S , водень H_2 , кисень O_2 , фосфор P , озон O_3 – це прості речовини.
Складна речовина	складається з атомів різних елементів H_2O , $CaCO_3$
Алотропія	здатність хімічного елемента утворювати декілька простих речовин, які відрізняються один від одного будовою та властивостями
Алотропічні видозміни	окремі форми простих речовин які відрізняються одна від одної будовою та властивостями. Вони відрізняються числом атомів у молекулі, як молекулярний кисень O_2 та озон O_3 , або будовою кристалічної ґратки, взаємним розміщенням атомів, як алмаз та графіт.
	
	Алмаз Графен Графіт Карбін

Молекула складається з атомів. Речовини складаються із молекул і атомів. Атом, як матеріальна частинка характеризується певною масою. Маса атомів надзвичайно малі.

Таблиця 2

Абсолютні атомні маси деяких елементів

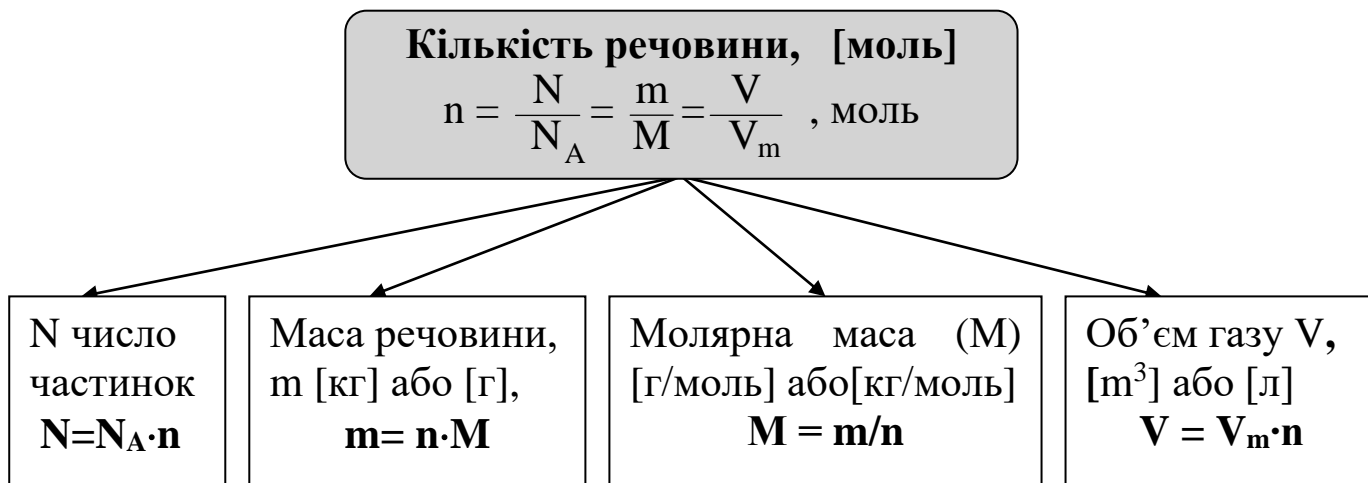
Елемент	A, г
Водень (H)	$1,674 \cdot 10^{-24}$
Оксиген (O)	$26,67 \cdot 10^{-24}$
Нітроген (N)	$23,2 \cdot 10^{-24}$
Сульфур (S)	$53,1 \cdot 10^{-24}$
Карбон	$19,93 \cdot 10^{-24}$ г
Купрум (Cu)	$105,5 \cdot 10^{-24}$

Таблиця 3

Відносні атомні та молекулярні маси

Відносна атомна маса (Ar)	величина, яка дорівнює відношенню середньої маси атома природного ізотопного складу елемента до 1/12 маси атома ізотопу Карбону (^{12}C).
A.o.m.	$1,99 \cdot 10^{-26}$ кг/12 = $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг.
Ar(H)	$\frac{1,67 \cdot 10^{-27}}{1,66 \cdot 10^{-27}} = 1,0079$
Ar(O)	$\frac{2,667 \cdot 10^{-26}}{1,66 \cdot 10^{-27}} = 16,06$
Відносна молекул ярна маса	дорівнює відношенню середньої маси молекули природного ізотопного складу певної речовини до 1/12 маси атома ізотопу Карбону 12.
	складається з суми атомних мас елементів, з яких побудована молекула. $Mr(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2Ar(\text{H}) + Ar(\text{S}) + 4Ar(\text{O}) = 2 \cdot 1,008 + 32,060 + 4 \cdot 16,000 = 98,076 \text{ (a.o.m.)}$

Кількісна характеристика речовини



Позначення:

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ [моль⁻¹] – стала Авогадро;

M – молярна маса, [кг·моль⁻¹], [г·моль⁻¹];

V_m – молярний об'єм, [м³·моль⁻¹], [л·моль⁻¹].

Для газів за нормальних умов $V_m = 22,4$ л/моль,
(нормальні умови: 273 К, $1,013 \cdot 10^5$ Па).

Таблиця 4

Моль, молярна маса

Поняття	Визначення
Моль	кількість речовини, що містить стільки часток (атомів, молекул, іонів або інших), скільки атомів є в ізотопі вуглецю ¹² C масою 12 г.
Кількість атомів карбону в 12 г ¹² C	$A(C) = 19,93 \cdot 10^{-24}$ г $12 \text{ г/моль} : 19,93 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.
Моль	кількість речовини, що містить $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних одиниць (молекул, атомів, іонів або інших)
Молярна маса	Маса 1 моль, або $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул
Молярна маса	це відношення маси речовини $m(X)$ до її кількості $n(X)$. $M = m(X)/n(X)$ [г/моль]



Рисунок 1. Співвідношення маси до 1 моля речовин

Таблиця 5

Чисельні значення молярних мас деяких речовин

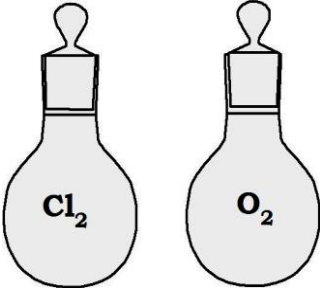
Формула речовини	Відносна атомна (Ar) або молекулярна (Mr) маса	Число частинок у 1 моль	Молярна маса (M), г/моль
Cu	64	$6,02 \cdot 10^{23}$ атомів	64
O ₂	32	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул	32
H ₂ O	18	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул	18
H ₂ SO ₄	98	$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул	98
S	32	$6,02 \cdot 10^{23}$ атомів	32

**1.2. Основні закони хімії.
Еквівалент речовини. Закон еквівалентів**

Таблиця 6

Основні закони хімії

Назва, автор, рік відкриття	Формулювання закону	Примітка
Закон збереження маси речовин (М.В. Ломоносов, 1748 р)	Маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі речовин що утворилися внаслідок реакції.	$H_2 + Cl_2 = 2HCl$ $2г + 71г = 73г$
Закон сталості складу речовин (Ж. Пруст, 1808 р.)	Кожна індивідуальна молекулярна сполука має сталий якісний і кількісний склад, незалежно від способу її добування.	$C + O_2 = CO_2$ $2CO + O_2 = CO_2$ $CaCO_3 = CO_2 + CaO$
Закон кратних відношень (Дж. Дальтон, 1803 р.)	Якщо два елементи утворюють між собою декілька сполук, то масові кількості одного елемента, які припадають на одну і ту ж масову кількість другого, відносяться між собою, як невеликі цілі числа.	У сполуках CO та CO ₂ на одну масову частку C приходяться різні масові частки O, які відносяться між собою як 1:2 У сполуках CO та CO ₂ на одну масову частку C приходяться різні масові частки O, які відносяться між собою як 1:2
Закон простих об'ємних відношень (Гей-Люссак,	За однакових умов об'єми газів, що вступають у реакцію та утворюються в результаті	$H_2 + Cl_2 = 2HCl$ $1V : 1V : 2V$

Назва, автор, рік відкриття	Формулювання закону	Примітка
1808 р.)	реакції, відносяться між собою як невеликі цілі числа.	
Закон Авогадро (А.Авогадро, 1811 р)	В однакових об'ємах різних газів за однакових умов (P, T) міститься однакова кількість молекул.	$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ [моль ⁻¹] – стала Авогадро;  $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул Cl ₂ $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул O ₂
Перший наслідок закону Авогадро	1 моль ($6,02 \cdot 10^{23}$ молекул) газу за нормальних умов (н. у.) займає об'єм 22,4 л.	Молярний об'єм $V_m = 22,4$ л Нормальні умови (н. у.): тиск $P = 101,3$ кПа = 101 325 Па, $T = 0$ °C = 273 К. $V_m = V(X)/n(X)$
Другий наслідок закону Авогадро.	Маси однакових об'ємів двох газів відносяться одна до одної як їхні молекулярні або молярні маси.	$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}, D = \frac{M_1}{M_2}$ $M_1 = D \cdot M_2$ де D – відносна густина $M_1 = 2D_{H_2}$, де D_{H_2} – густина досліджуваного газу відносно водню, 2 – молекулярна маса водню.

Еквівалент речовини. Закон еквівалентів

Еквівалент елемента	$E = \frac{1}{V}$ моль, V - валентність хімічного елемента
Молярна масою еквіваленту.	$E_m = \frac{M}{V}$ г/моль де V – валентність хімічного елемента, M – маса моля атомів елемента.
Молярна маса еквіваленту кислоти	$E_{\text{кислоти}} = \frac{M_{\text{к-ти}}}{n(\text{H}^+)}$, $n(\text{H}^+)$ - основність кислоти (кількість атомів гідрогену, що бере участь у реакції):
Молярна маса еквіваленту основи	$E_{\text{основи}} = \frac{M_{\text{основи}}}{n(\text{OH}^-)}$, $n(\text{OH}^-)$ - кислотність основи (кількість груп OH^- , що беруть участь у реакції)
Молярна маса еквіваленту солі	$E_{\text{солі}} = \frac{M_{\text{солі}}}{n(\text{Me}^{m+})V(\text{Me})}$. $n(\text{Me}^{m+})$ - кількість атомів Me ; V - валентність металу
Молярна маса еквіваленту оксиду	$E_{\text{оксиду}} = \frac{M_{\text{оксиду}}}{n \cdot V}$, n - кількість атомів елемента V - валентності елемента
Закон еквівалентів	$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_{m1}}{E_{m2}}$, m_1 та m_2 – маси реагуючих речовин; E_{m1} та E_{m2} – еквівалентні маси цих речовин. Якщо одна з речовин є газоподібною, то замість її маси можна використовувати об'єм (н.у.) та еквівалентний об'єм $\frac{m}{V} = \frac{E_m}{V_E}$.

<p>Еквівалентний об'єм</p>	$V_E = \frac{V_m}{n \cdot B}$ $V_{E(O_2)} = \frac{V_m}{2 \cdot 2} = \frac{22,4}{4} = 5,6 \text{ моль/л}$ $V_{E(H_2)} = \frac{V_m}{2 \cdot 1} = \frac{22,4}{2} = 11,2 \text{ моль/л}$ $V_{E(N_2)} = \frac{V_m}{1 \cdot 3} = \frac{22,4}{3} = 7,5 \text{ моль/л}$
--------------------------------	-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

2. БУДОВА АТОМА

2.1. Перші моделі атома

Модель Томсона, 1903 р.

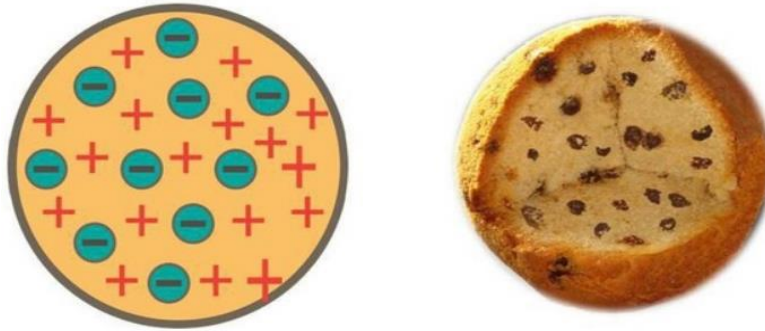
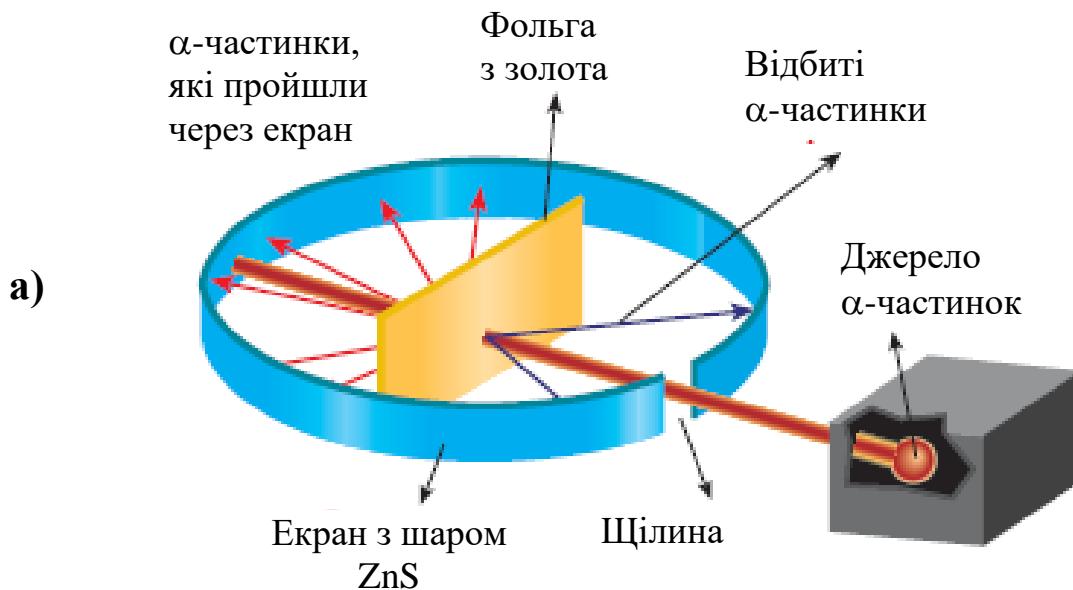


Рисунок 2. Модель будови атома Томсона: атом складається з позитивного заряду рівномірно розподіленого по всьому об'єму атома, в який вкраплено, на однаковій відстані один від одного, негативно заряджені електрони, які компенсують позитивний заряд. Модель атома нагадувала кекс із родзинками (або пудинг), звідки походить назва моделі – кексова (пудингова) модель будови атома.

Модель Резерфорда (планетарна), 1911 р

Дослід Резерфорда



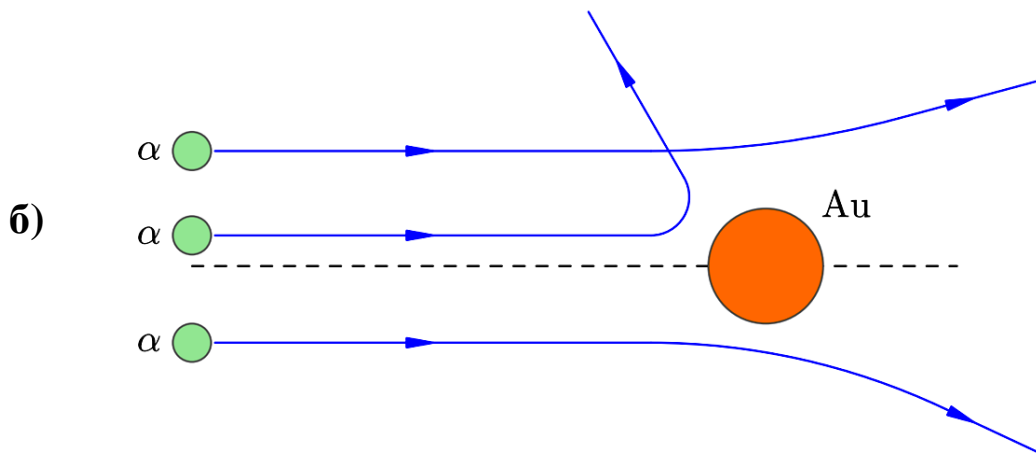


Рисунок 3. Досліди Резерфорда:

а) схема пристрою: у камері, знаходиться радіоактивний зразок (препарат) Радію, який випромінює α -частинки, що бомбардують тонку золоту фольгу. α -частинки, які пролітають через фольгу зі швидкістю 10000 км/с, відхиляються атомами Ауруму на різні кути і потрапляють на екран, вкритий шаром ZnS, викликаючи сцинтиляції (спалахи). Кількість спалахів реєструється мікроскопом. Протягом досліду зафіксовано більше 100 тис. сцинтиляцій і встановлено, що на кут 180° (в протилежному напрямку відносно α -випромінювання) відхиляється тільки одна частинка з 8 тис. Експеримент підтвердив, що α -частинки відштовхуються ядром Au відповідно до закону Кулона;

б) модель руху α -частинок поблизу атомів Au

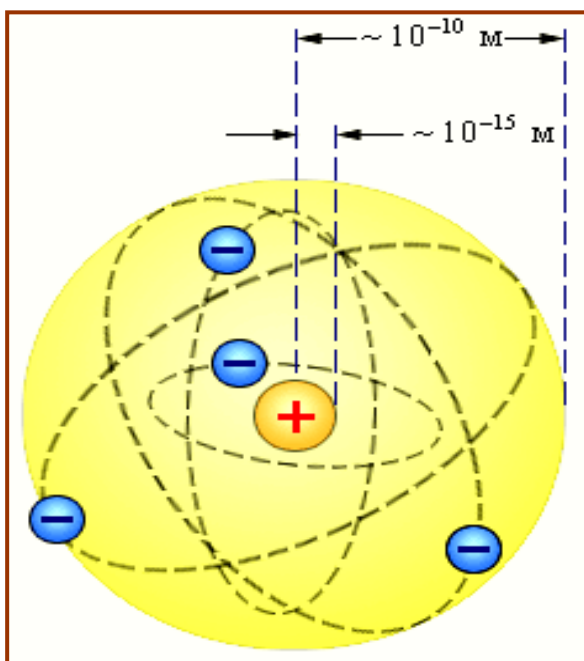


Рисунок 4. Планетарна модель атома Резерфорда: атом складається з позитивно зарядженого ядра, у якому зосереджена переважна частина маси атома, і електронів, які обертаються навколо ядра. Позитивний заряд ядра нейтралізується негативним зарядом електронів. Внаслідок обертання негативно зарядженого електрона навколо ядра виникає відцентрова сила руху електронів яку урівноважує сила електростатичного притягання електронів до позитивно зарядженого ядра.

Розміри ядра дуже малі: діаметр атома становить $\sim 10^{-10}$ м, діаметр ядра – 10^{-14} м.

2.2. Атомні спектри

Зв'язок енергії E кванта з частотою випромінювання визначається відношенням

$$E = h\nu,$$

ν - частота випромінювання, Гц

h – стала Планка = $6,63 \cdot 10^{-34}$ Дж·с

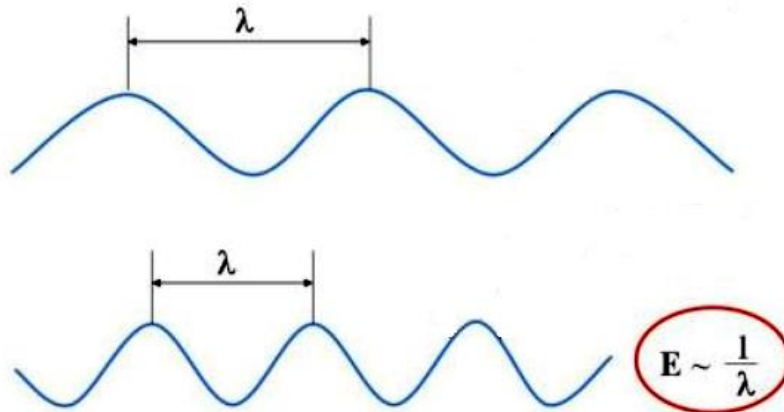


Рисунок 5. Зв'язок між довжиною (λ), частотою (ν) та енергією (E) хвилі. Чим менша довжина хвилі (λ), тем більше частота (ν) та енергія (E).

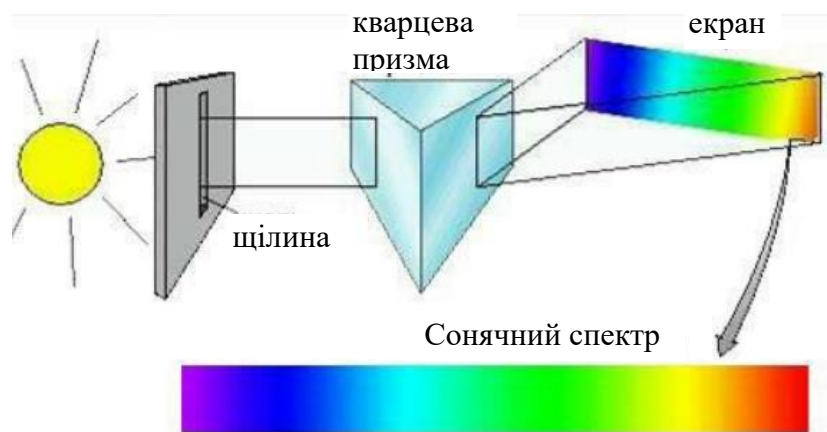


Рисунок 6. Спектр сонячного випромінювання .

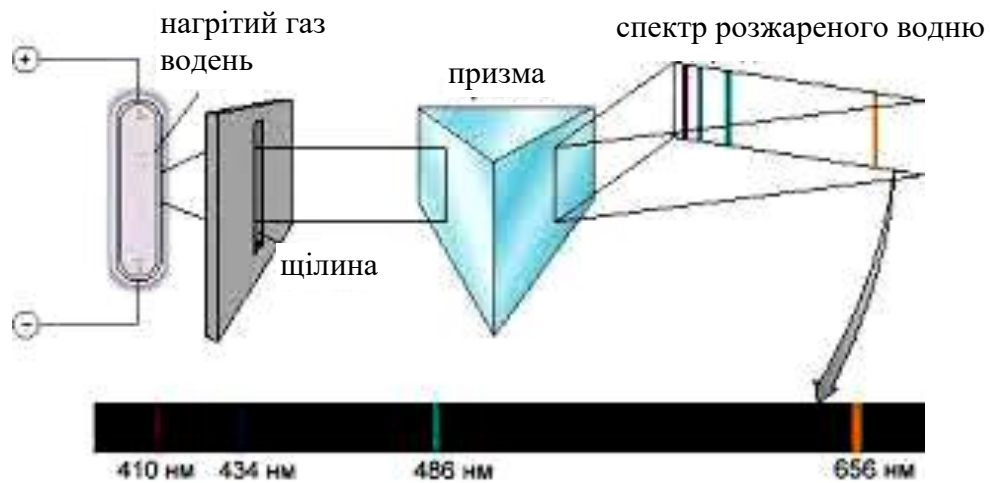


Рисунок 7. Спектр випромінювання розжареного атомарного водню.

Водень розігрівається сильним електричним розрядом. Світло, що випускається атомами водню, пройшовши через призму, дає спектр, який складається з окремих ліній. На рис. 8 показано видиму область спектра.

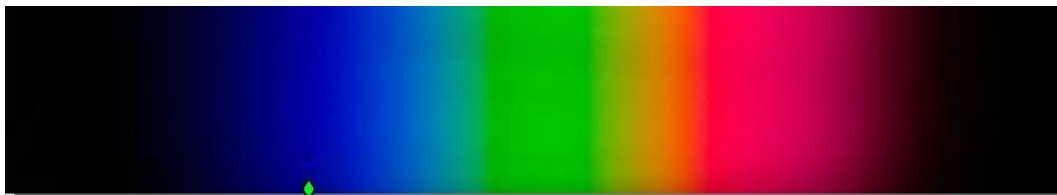


Рисунок 8. Суцільний спектр випромінювання розжарених твердих тіл та розігрітих рідин, складається з електромагнітних хвиль різної частоти.

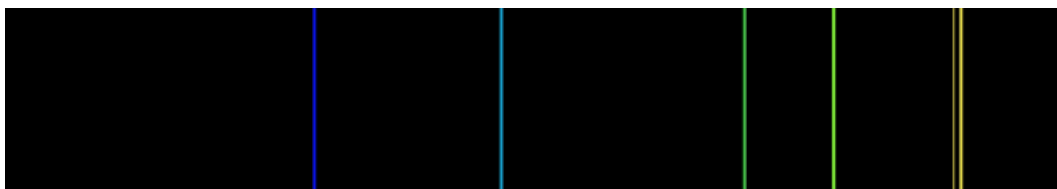


Рисунок 9. Лінійчатий спектр випромінювання розжарених газів та пари. Складається з хвиль певної довжини, тому на екрані з'являються окремі кольорові лінії, розділені темними смугами.

Темні смуги на спектрі – це смуги поглинання, які утворюють разом спектр поглинання.

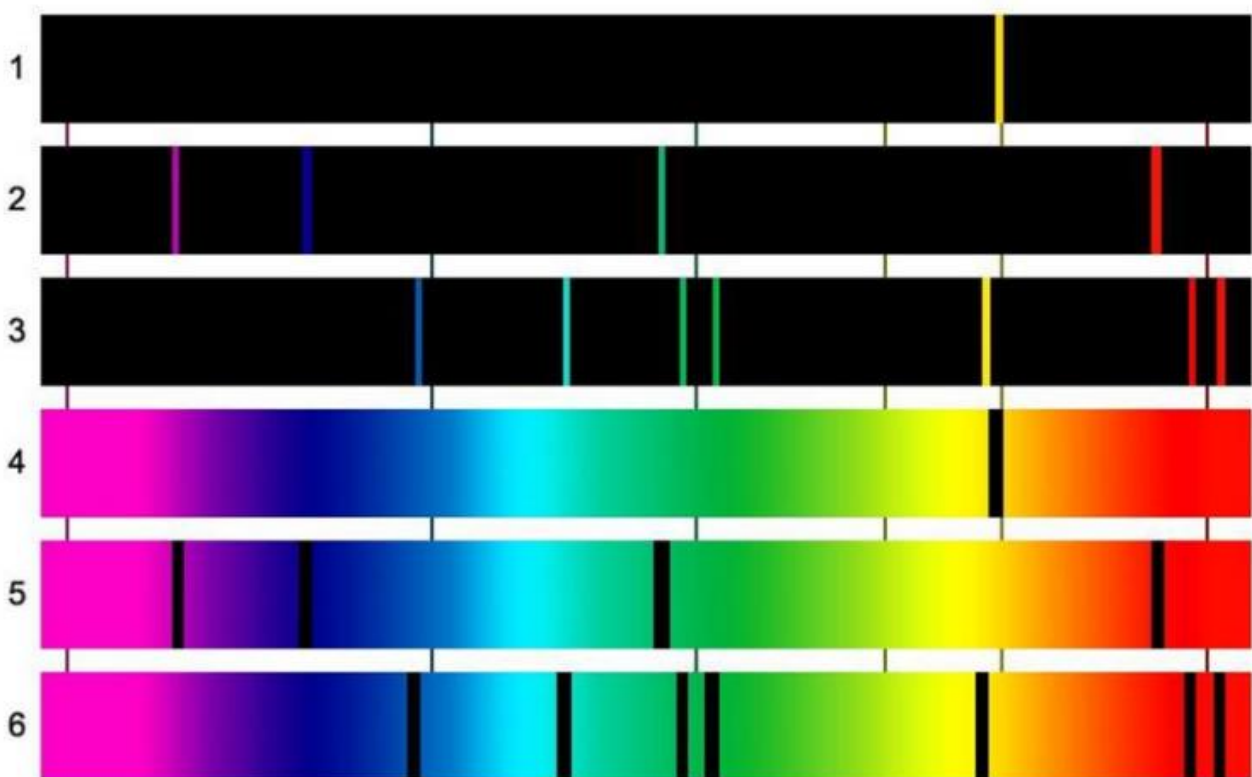
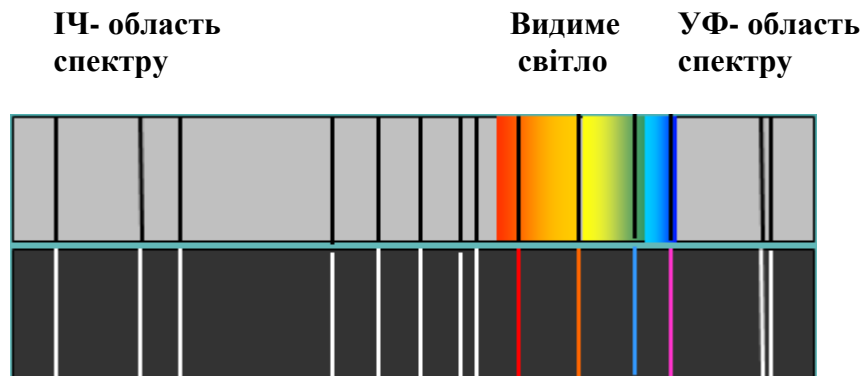


Рисунок 10. Спектри випромінювання:

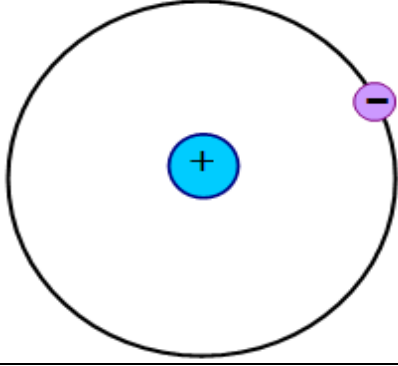
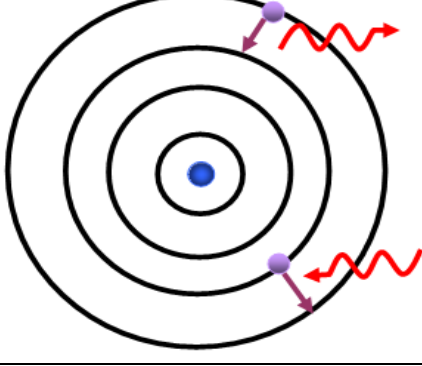
1 – натрій, 2 – водень, 3 - гелій

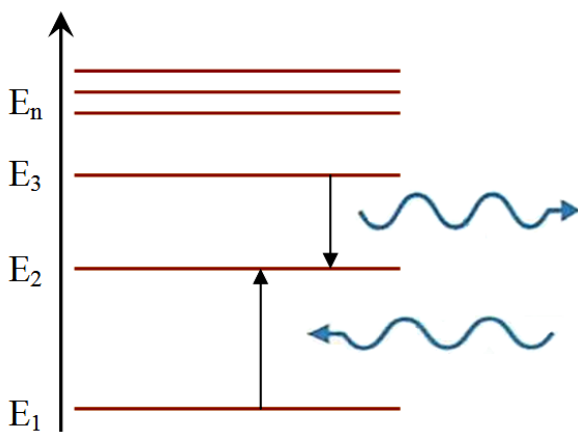
Спектри поглинання: 1 – натрій, 2 – водень, 3 - гелій

Поглинання світла – процес зворотній випромінюванню. Атом поглинає випромінювання тих самих частот як і випромінює при зворотних переходах атом поглинає випромінювання тих самих частот як і випромінює при зворотних переходах

Модель Н. Бора, 1913 р

Постулати Бора

	
<p>Електрон, не випромінюючи і не поглинаючи енергії, обертається навколо ядра тільки на певних колових орбітах, які називаються стаціонарними, або квантовими</p>	<p>Електрон може переходити з однієї стаціонарної орбіти на іншу, при цьому поглинається або випромінюється квант електромагнітного випромінювання</p>



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

де E_1 і E_2 – енергія атома у початковому і кінцевому станах;
 ΔE – квант енергії.

Оскільки $E_2 - E_1 = h\nu$, то
 $\nu = (E_2 - E_1)/h$.

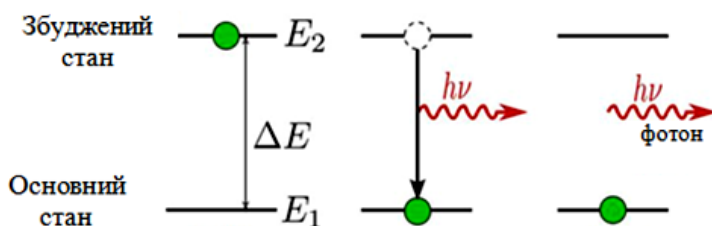


Рисунок 11. Ілюстрація постулатів Бора: «дозволені» борівські орбіти, що показують дискретність станів (рівнів енергії) електрона в атомі; перехід електрона на більш віддалені орбіти при збудженні, внаслідок поглинання кванта електромагнітного випромінювання; перехід електрона у зворотному напрямку (з більш віддаленої орбіти) супроводжується випромінюванням кванта енергії.

2.3. Квантова теорія будови атома

Таблиця 8

Основні принципи квантової механіки

Квантування енергії Планка	Корпускулярно-хвильовий дуалізм електрону (рівняння Де Бройля);	Невизначеності Гейзенберга	Хвильовий характер руху електрона (рівняння Шредінгера)
<p>1. Фотон є неподільним і існує у вигляді дискретного утворення.</p> <p>2. Променева енергія випромінюється і поглинається певними порціями (квантами)</p>	<p>Електрон проявляє корпускулярно-хвильову двоїстість і, може поводити себе як частинка, або як хвиля.</p>	<p>Неможливо одночасно визначити положення електрона (його координати) та його швидкість. Чим точніше визначена координата електрона, тим менш визначеною стає величина імпульсу і навпаки: чим точніше визначений імпульс (швидкість), тим більш невизначене місце знаходження електрона</p>	<p>Стан електрона в атомі описують за допомогою хвильової функції Ψ (пси) (x, y, z), як функції трьох координат.</p> <p>Оскільки положення електрона в атомі невизначене, тому говорять про імовірність його перебування у тій чи іншій точці атомного простору, яку визначають за допомогою хвильового рівняння Шредінгера (1925 р.), що пов'язує потенціальну U і повну E енергії електрона з хвильовою функцією ψ</p>
$E = h\nu$	$\lambda = h / m_e V$	$\Delta X \cdot \Delta P_x \geq h/2\pi$ $p = mV$, то $\Delta X \cdot \Delta V_x \geq h/2\pi m$ де ΔV — неточність вимірю-	$\hat{H}\Psi = E\Psi$ де Ψ — хвильова функція;

		вання швидкості частинки; Δx — неточність вимірювання її координати.	U – потенціальна енергія частинки; E – повна енергія.
--	--	------------------------------------------------------------------------------	--------------------------------------------------------------

Ψ^2	завжди тільки додатна, характеризує ймовірність знаходження електрона у даній точці атомного простору
$\Psi^2 dV$	характеризує ймовірність виявлення електрона у сегменті навколоядерного об'єму dV
Гранична поверхня	частина електронної орбіталі в якій вірогідність знаходження електрона має однакове (максимальне) значення
Орбіталь Ψ	це простір навколо ядра, в якому найімовірніше перебування електрона
Електронна хмара	модель стану електрона в атомі, густина відповідних ділянок якої пропорційна імовірності перебування там електрона. Тобто максимальна густина електронної хмари пропорційна квадрату хвильової функції Ψ^2 Електронну хмару часто зображують у вигляді граничної поверхні, яка охоплює 90% її об'єму



Рисунок 12. Гранична поверхня

2.4. Атомні орбітали. Квантові числа

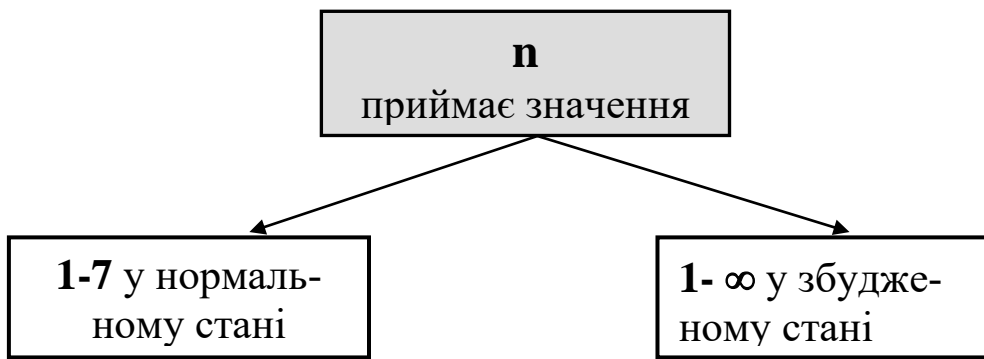
Рух електрона в атомі навколо атомного ядра має ймовірносно-хвильовий характер. Навколоядерний простір, в якому з найбільшою можливістю може знаходитися електрон, має назву атомна орбіталь (АО). АО характеризується трьома параметрами (координатами), що одержали назву квантових чисел (n, l, m_l). Вони визначають розмір (n), форму (l) та орієнтацію (m_l) атомної орбіталі у просторі. Займаючи ту чи іншу АО, електрон утворює електронну хмару (електронну орбіталь). Форми електронних хмар аналогічні АО. Електронна хмара характеризується чотирма квантовими числами (n, l, m_l, m_s). Набором цих чисел можна повністю охарактеризувати стан будь-якого електрона в атомі

Таблиця 9

Загальна характеристика квантових чисел

Квантове число	Позначення квантового числа	Значення, які приймає квантове число	Що характеризує квантове число
Головне	n	1,2,3,...7, ... ∞	Енергію електрона в атомі, розмір електронної хмари
Орбітальне	l	0,1,2,3, ...($n-1$)	Форму орбіталі, енергію електрона на підрівні
Магнітне	m_l	-1,...0,...+1	Орієнтацію електронної хмари у просторі
Спінове	m_s	+1/2 , -1/2	Спосіб руху електрону навколо власної вісі (власний момент кількості руху електрону в атомі)

Головне квантове число



Таблиця 10

Позначення енергетичних рівнів в атомі

Головне квантове число, n	1	2	3	4	5	6	7
Позначення рівня	К	L	M	N	O	P	Q

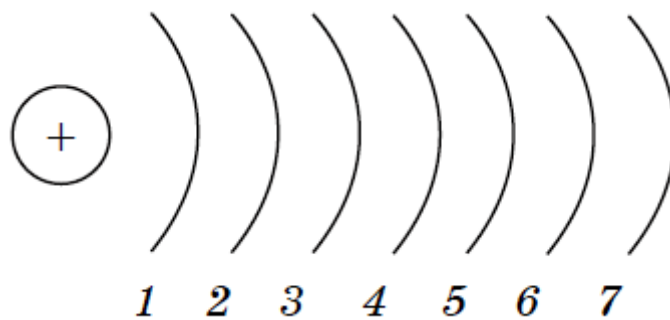


Рисунок 13. Енергетичні рівні в атомі

Орбітальне квантове число

Позначення	Характеристика
l орбітальне квантове число	Визначає форму атомної орбіталі
	Електрони з однаковим значенням l утворюють підрівень
	Характеризує енергію електрона на енергетичному підрівні
	Набуває значень від 0 до $(n - 1)$. $l = 0, 1, 2, \dots (n - 1)$.
	Для певного значення головного квантового числа n орбітальне квантове число l може мати n значень: кількість підрівнів на будь-якому енергетичному рівні дорівнює номеру цього рівня.

Таблиця 11

Позначення енергетичних підрівнів

Орбітальне квантове число, l	0	1	2	3
Позначення енергетичного підрівня	s	p	d	f

Таблиця 12

Значення головного і орбітального квантових чисел для п'ятих енергетичних рівнів

Головне квантове число, n	Орбітальне квантове число, l ($0 \dots n-1$)	Позначення підрівнів	Число енергетичних підрівнів	Позначення енергетичних рівнів
1	0	s	1	1s
2	0, 1	s, p	2	2s 2p
3	0, 1, 2	s, p, d	3	3s 3p 3d
4	0, 1, 2, 3	s, p, d, f	4	4s 4p 4d 4f
5	0, 1, 2, 3, 4	s, p, d, f, g	5	5s 5p 5d 5f 5g

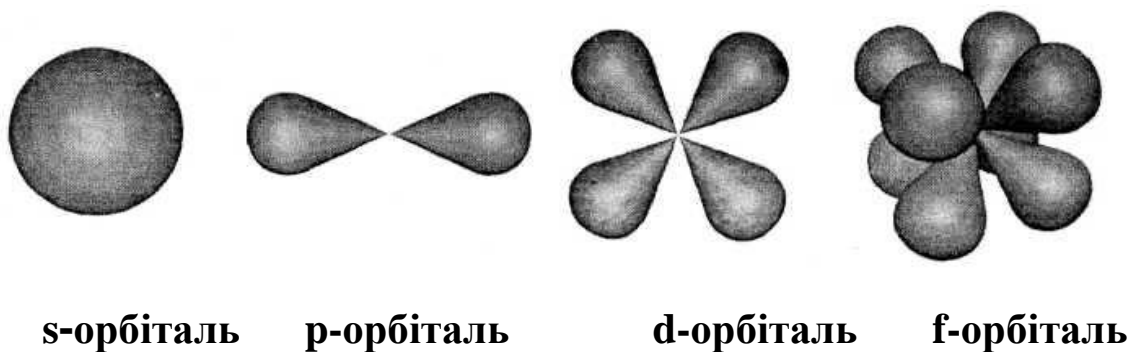
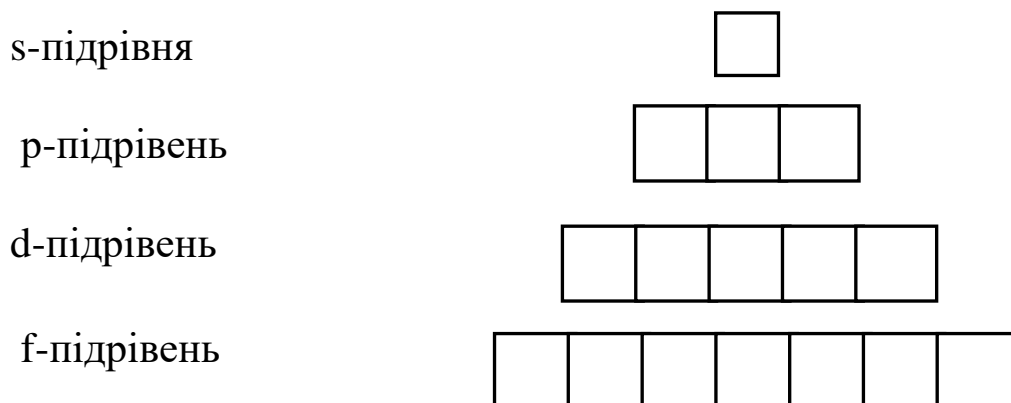


Рисунок 14 . Форми атомних орбіта лей.

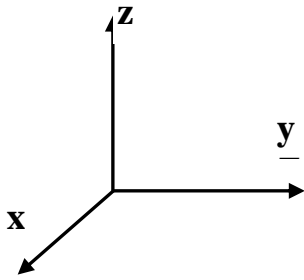
Магнітне квантове число

Позначення	Характеристика
m_l магнітне квантове число	Визначає орієнтацію електронної хмари в просторі відносно напрямлення зовнішнього магнітного поля
	Набуває значень від набувати таких значень: $0, \pm 1, \pm 2, \pm 3 \dots \pm l.$ ($-l, 0, +l$)
	Число значень магнітного квантового числа для даного орбітального дорівнює $(2l + 1)$.

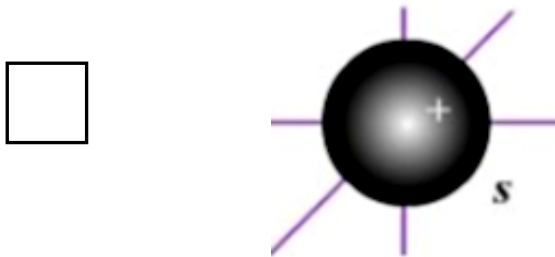
Кожну орбіталь іноді зображують як енергетичну (або квантову) комірку у вигляді квадрата .



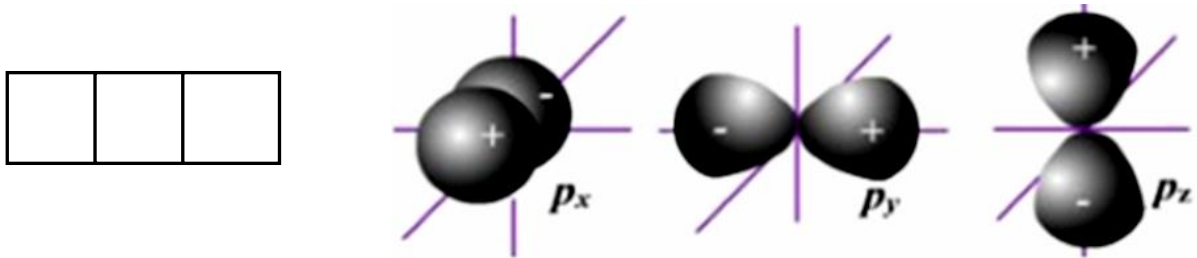
Форми електронних хмар різних атомних орбіталей та їх орієнтація у просторі



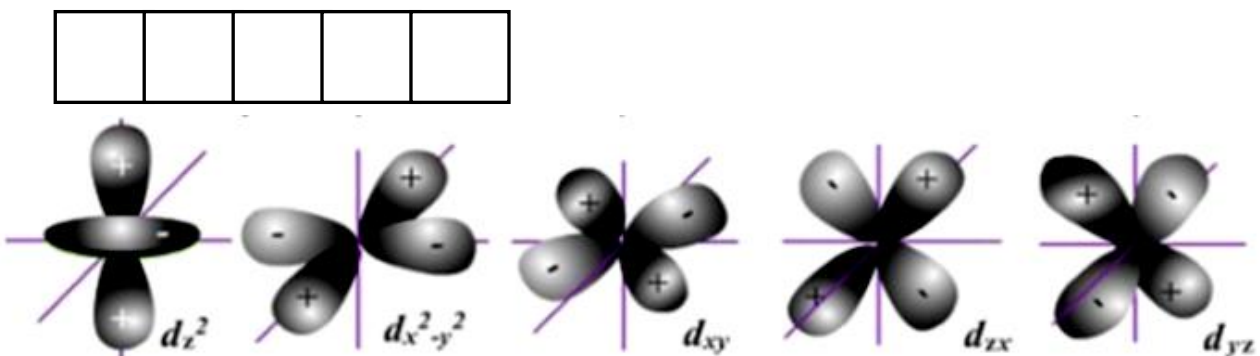
s-підрівень має одно положення



p-підрівень має три положення (p_x, p_y, p_z):



d-підрівень має п'ять положень ($d_{z^2}, d_{x^2-y^2}, d_{xy}, d_{zx}, d_{yz}$):



f- підрівень має сім положень

--	--	--	--	--	--	--

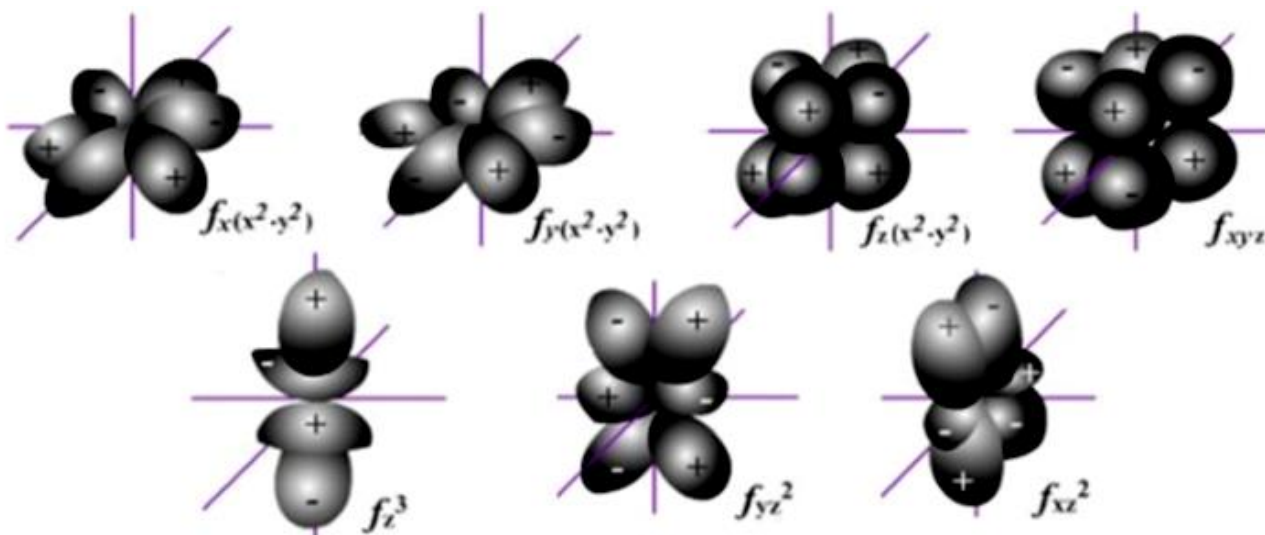


Рисунок 15. Форми s-, p-, d-, f-атомних орбіталей.

Таблиця 13

Число орбіталей на енергетичному підрівні в залежності від значень орбітального та магнітного квантових чисел

Значення l	Значення m_l , ($0.. \pm l$)	Число значень m_l , ($2l + 1$)	Кількість орбіталей на підрівні
$l = 0$ (s)	0	1	0 <input type="checkbox"/>
$l = 1$ (p)	-1, 0, +1	3 ($2 \cdot 1 + 1 = 3$)	-1 0 +1 <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
$l = 2$ (d)	-2, -1, 0, +1, +2	5 ($2 \cdot 2 + 1 = 5$).	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> -2 -1 0 +1 +2
$l = 3$, (f)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7 ($2 \cdot 3 + 1 = 7$).	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> -3 -2 -1 0 +1 +2 +3

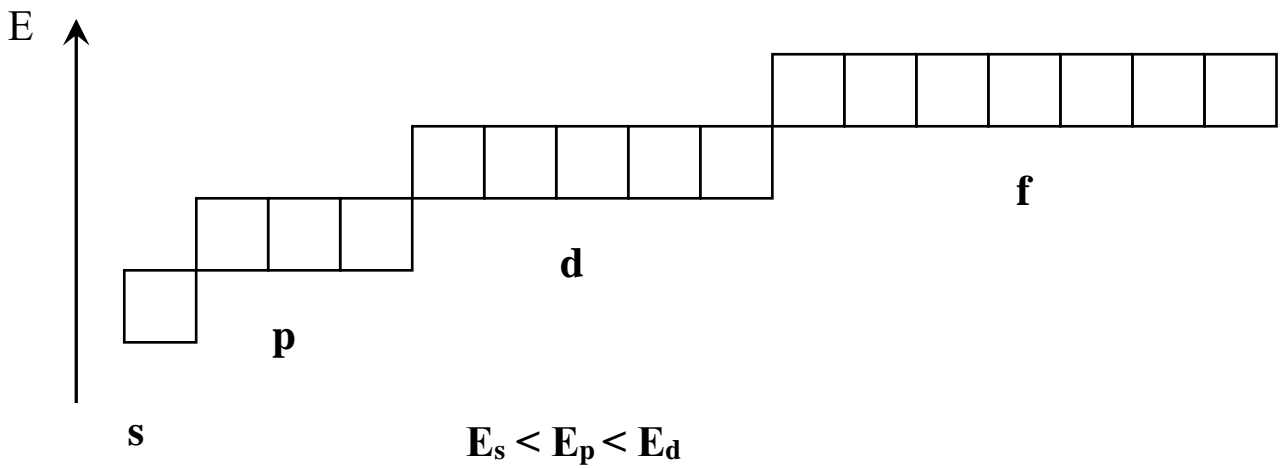


Рисунок 16. Збільшення енергії енергетичних підрівнів в межах одного енергетичного рівня

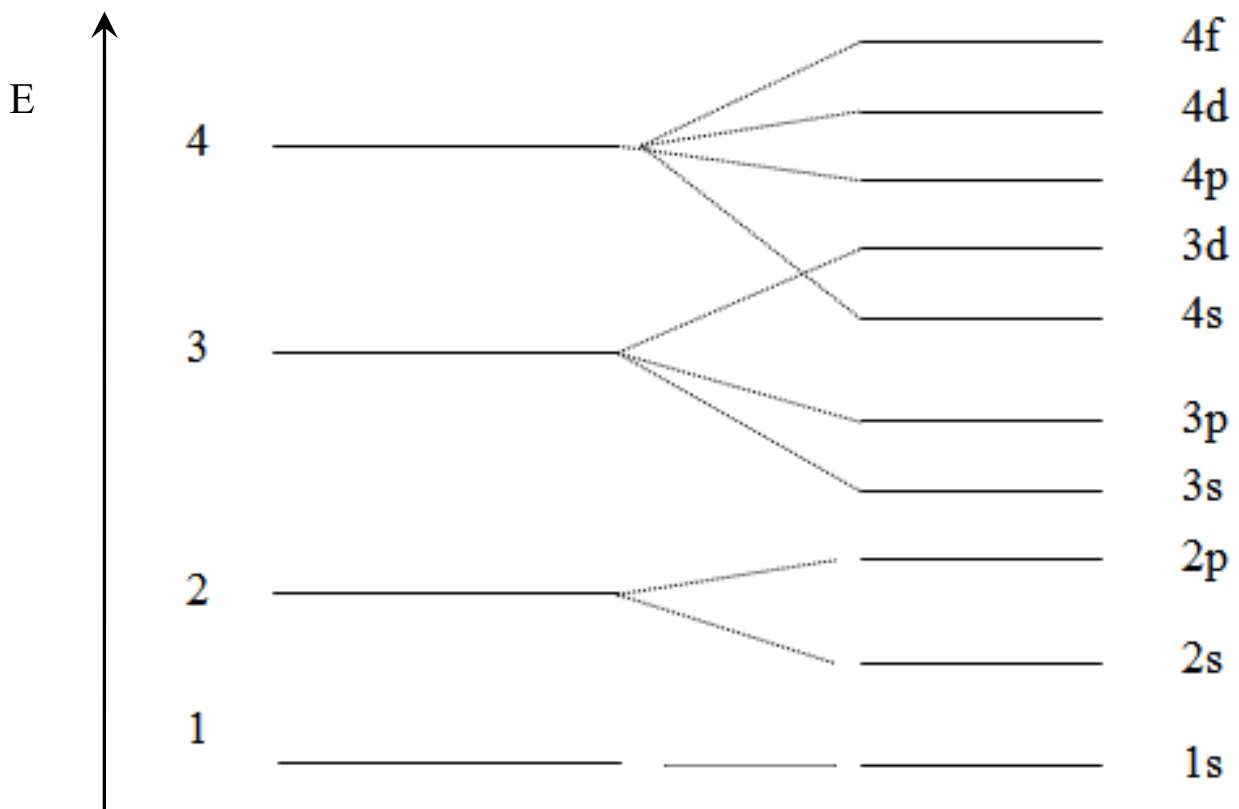


Схема 1. Розміщення енергетичних рівнів і підрівнів у послідовності зростання енергії.

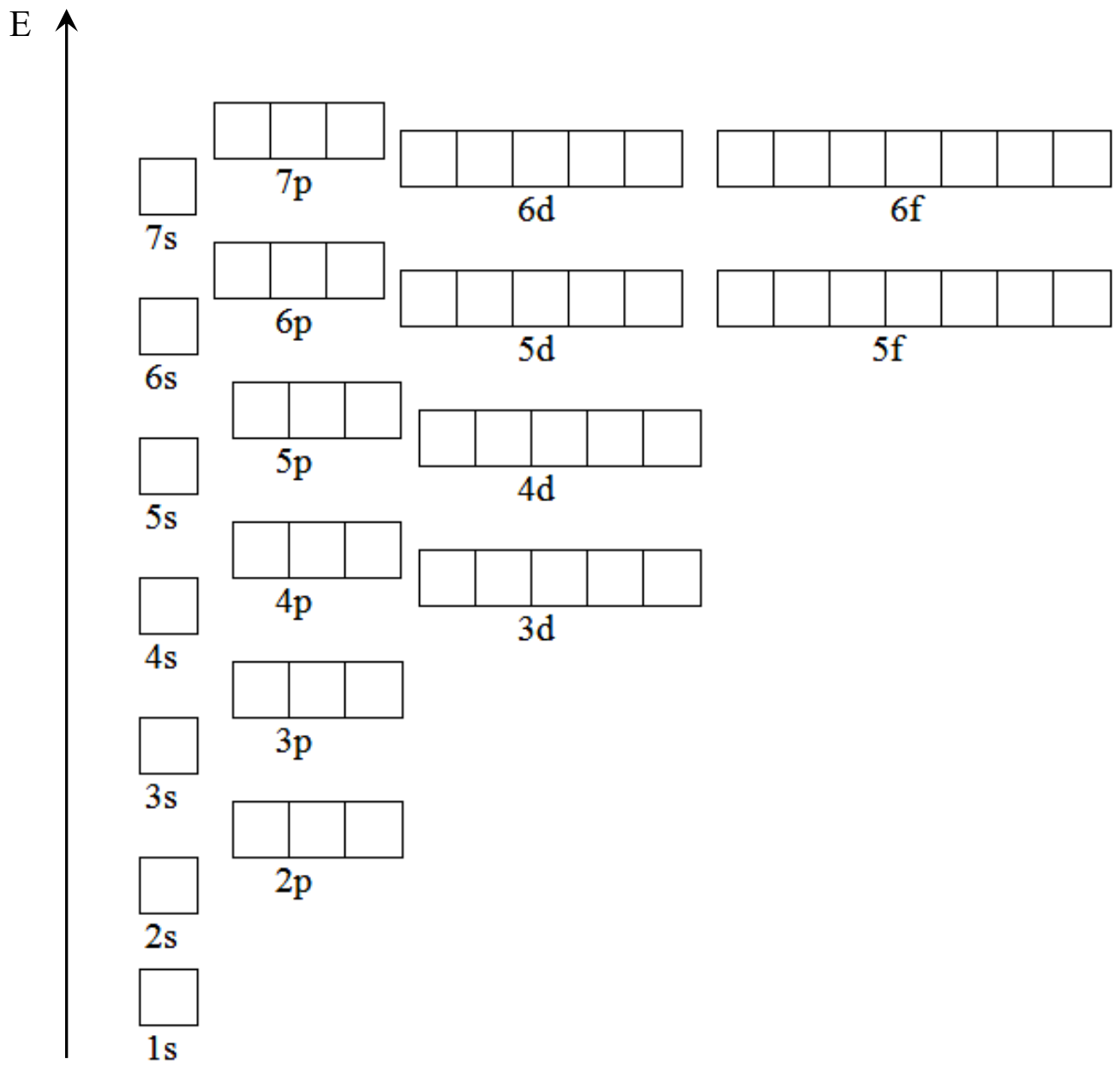
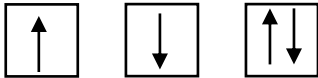
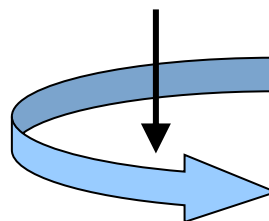
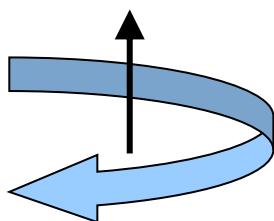


Рисунок 17. Енергетичні рівні і підрівні у послідовності зростання енергії

Спінове квантове число

Позначення	Характеристика
s, m_s	характеризує власний магнітний момент електрона.
	приймає два значення $+1/2$ або $-1/2$.
	Спін зображують протилежно напрямленими стрілками <div style="text-align: center;">  </div> <div style="text-align: center; margin-top: 10px;"> $+1/2$ $-1/2$ $\pm 1/2$ </div>



за годинниковою стрілкою
 $+1/2$

проти годинникової стрілки
 $-1/2$

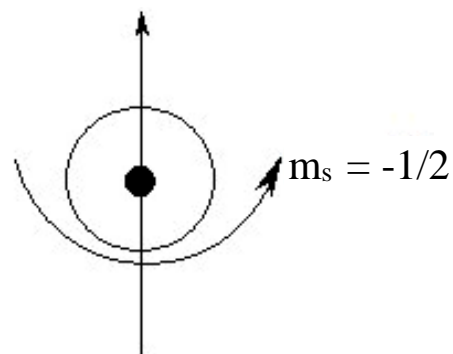
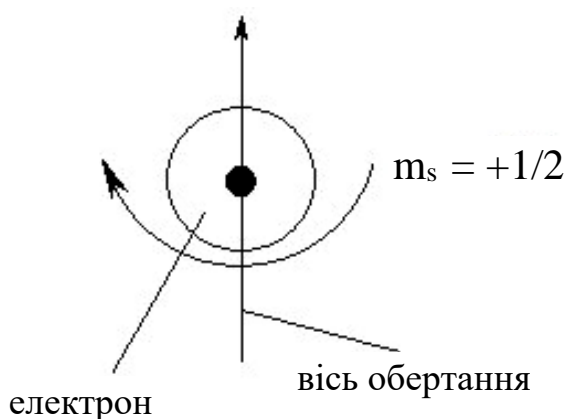
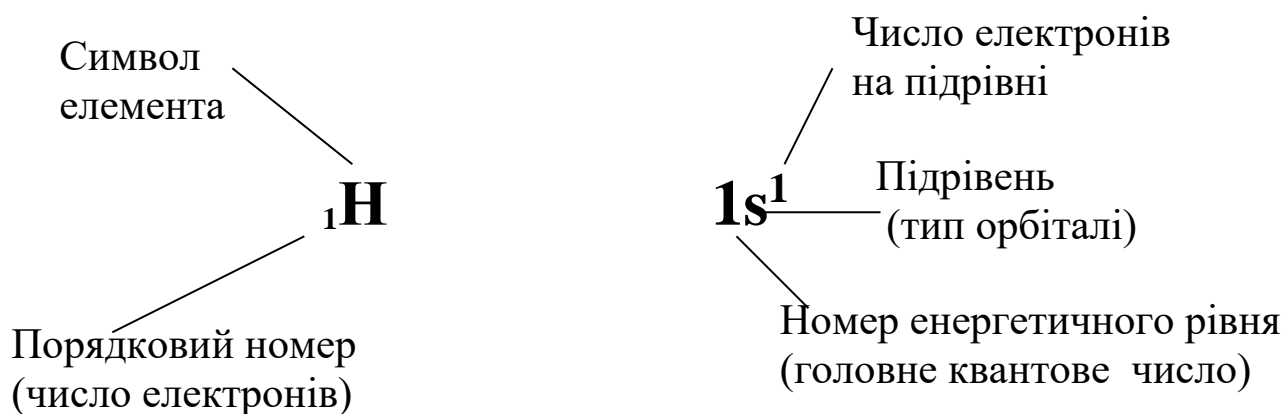


Рисунок 18. Рух електрона навколо власної вісі

Квантовий стан електронів, ємність енергетичних рівнів та підрівнів

Енергетичний рівень	Енергетичний підрівень		Магнітне квантове число	число орбіталей		Максимальне число електронів на	
	l	тип орбіталі		на підрівні (2l+1)	на рівні n ²	на підрівні 2(2l+1)	На рівні 2n ²
1	0	s	0	1	1	2	2
2	0	s	0	1	4	2	8
	1	p	+1, 0, -1	3		6	
3	0	s	0	1	9	2	18
	1	p	+1, 0, -1	3		6	
	2	d	+2, +1, 0, -1, -2	5		10	
4	0	s	0	1	16	2	32
	1	p	+1, 0, -1	3		6	
	2	d	+2, +1, 0, -1, -2	5		10	
	3	f	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3	7		14	



Атомне ядро

Атоми хімічних елементів складаються з ядер та електронів, що розташовуються навколо цих ядер.

Ядро атома складається з нуклонів – протонів і нейтронів. Протони та нейтрони дуже схожі за своїми властивостями, їх відрізняє лише заряд і маса.

Протон – це частинка з масою 1 а. о. м. і зарядом +1. Число протонів визначає заряд ядра і дорівнює порядковому номеру елемента (Z).

Нейтрон – це електронейтральна частинка з масою 1 а. о. м. Сума числа протонів і нейтронів у ядрі називається масовим числом (A).

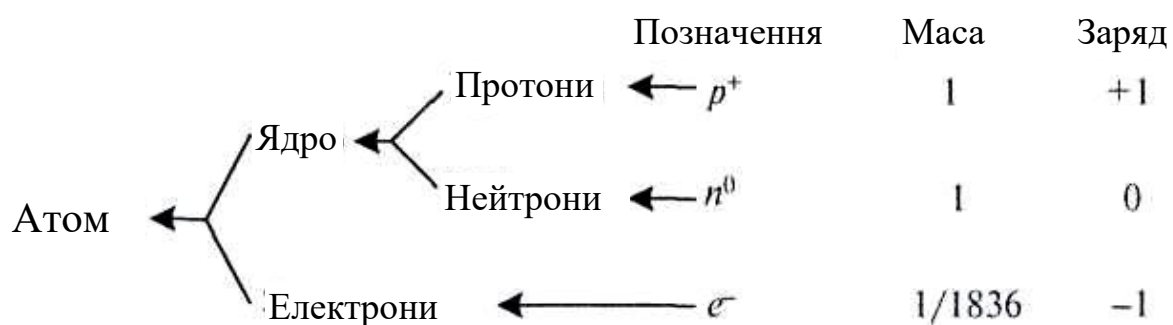



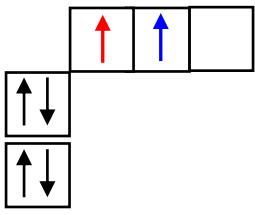
Схема 2. Будова атома

Таблиця 15

Характеристика елементарних частинок

Назва частинки	Символ	Заряд	Маса	
			кг	а.е.м.
протон	p^+	+1	$1,673 \cdot 10^{-27}$	1,0073
нейтрон	n^0	0	$1,675 \cdot 10^{-27}$	1,0087
електрон	e^-	-1	$9,11 \cdot 10^{-31}$	0,0005486

2.6. Принципи та правила, що визначають порядок заповнення атомних орбіталей в багатоелектронних атомах

Формулювання	Пояснення
Принцип найменшої енергії	
<p>заповнення електронами атомних орбіталей відбувається у порядку збільшення їх енергії заповнення електронами атомних орбіталей відбувається у порядку збільшення їх енергії</p>	<p>кожний наступний електрон займає вільну атомну орбіталь з найменшою енергією, це відповідає його міцному зв'язку з ядром і забезпечує стійкий стан атома.</p>
Принцип Паулі	
<p>в атомі не може бути двох електронів, у яких усі чотири квантові числа однакові</p>	<p>На атомній орбіталі знаходяться лише два електрони з протилежними спінами. Сумарний спін двох електронів, які знаходяться на одній атомній орбіталі, дорівнює нулю.</p> <div style="text-align: center;">  <p>дозволено заборонено</p> <p>Карбон ${}^6\text{C}$ $1s^2 2s^2 2p^2$</p>  <p>↑ $n=2; l=1; m_l=-1; m_s=+1/2$ ↓ $n=2; l=1; m_l=0; m_s=+1/2$</p> </div>

	максимальна кількість \bar{e}	
	На одній АО	2 $\boxed{\uparrow\downarrow}$
	на рівні:	$N=2n^2$
	на підрівні:	$N=2(2l+1)$

Приклад:

для 4 енергетичного рівня: $n = 4$; $N = 2 \cdot 4^2 = 32$ електрони

для d-підрівня: $l=2$ $N=2(2 \cdot 2+1)=10$ електронів

Підрівень	Число орбіталей	Максимальна кількість електронів
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

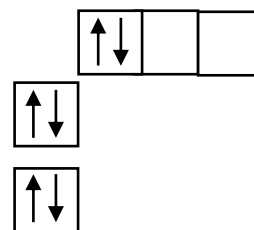
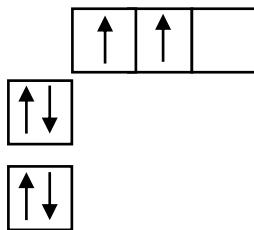
Енергетичний рівень	Число електронів на підрівні, $N=2(2l+1)$	Число електронів на рівні, $N=2n^2$
1	$2(1s^2)$	2
2	$2(2s^2)$ $6(2p^6)$	8
3	$2(3s^2)$ $6(3p^6)$ $10(3d^{10})$	18
4	$2(4s^2)$ $6(4p^6)$ $10(4d^{10})$ $14(3f^{14})$	32

Правило Хунда

електрони заповнюють атомні орбіталі енергетичного підрівня таким чином, щоб абсолютне зна-	$m_s = +1/2 \uparrow$ $m_s = -1/2 \downarrow$
	$\boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow}$
	<u>Карбон ${}^6\text{C}$ $1s^2 2s^2 2p^2$</u>
	Σm_s 0 $+1/2$ $+1/2$ Σm_s 0 0

чення сумарного спіну було максимальним

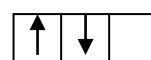
Електрони розміщуються по одному на вільних орбіталях однакової енергії і тільки потім утворюють електронні пари



сумарний спін:

$$1/2 + 1/2 = 1$$

$$(+1/2) + (-1/2) = 0$$



$$1/2 + 1/2 = 1$$

дозволено

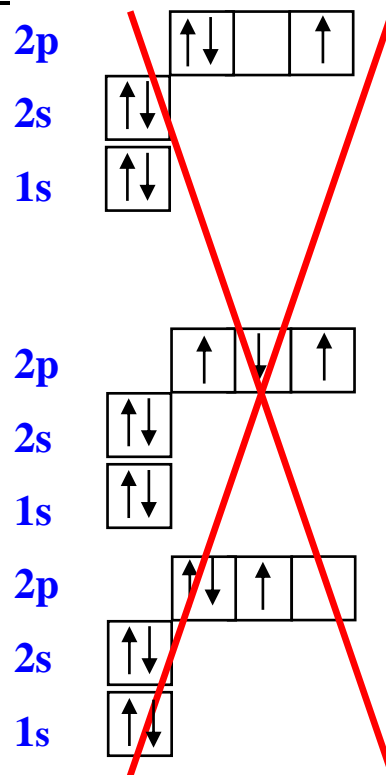
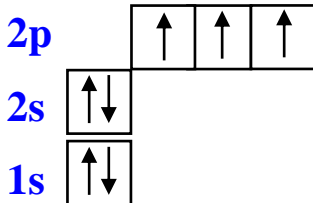
$$+1/2 + (-1/2) = 0$$

заборонено

$$+1/2 + (-1/2) = 0$$

заборонено

Нітроген ${}^7\text{N}$ $1s^2 2s^2 2p^3$



Правило Клечковського

Енергія електрона залежить від значення двох квантових чисел n і l .

заповнення електронами енергетичних підрівнів відбувається у порядку послідовного збільшення суми головного та орбітального квантових чисел ($n + l$).

За умови однакової суми ($n + l$), першою заповнюється електронами атомна орбіталь з меншим значенням головного квантового числа.

$$2s: n + l = 2 + 0 = 2,$$

$$2p: n + l = 2 + 1 = 3,$$

$$3s: n + l = 3 + 0 = 3,$$

спочатку заповнюється 2s-підрівень, за ним 2p-а потім 3s підрівень

2p має таку саму суму ($n + l$), що і 3s,

але 2p характеризується меншим значенням n .



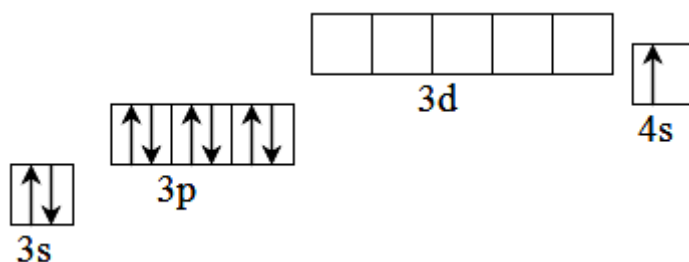
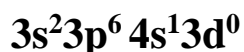
Рахуємо ($n + l$)

$$\text{Для } 3p: n = 3, \quad l = 1, \quad \boxed{n + l = 4};$$

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

$$4s: n = 4, \quad l = 0, \quad \boxed{n + l = 4}$$

Першим заповнюється 3p-підрівень, тому що при однаковому значенні ($n + l$) першим заповнюється підрівень з меншим значенням n , *порядок заповнення буде наступним*



Шкала енергії

Підрівні	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d
n + l	1+0	2+0	2+1	3+0	3+1	4+0	3+2	4+1	5+0	4+2
	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6
Підрівні	5p	6s	4f	5d	6p	7s	5f	6d	7p	
n + l	5+1	6+0	4+3	5+2	6+1	7+0	5+3	6+2	7+1	
	6	6	7	7	7	7	8	8	8	

Послідовність заповнення електронами енергетичних рівней
(правило Клечковського)

Орбіталь	1s	2s	2p	3s	4f	6s
n + l	1+0	2+0	2+1	3+0	4+3	6+0
	1	2	3	3		
Правило Клечковського	1-e		2-e		1-e	
Орбіталь, яка заповнюється першою	1s		2p		6s	

Порядок заповнення орбіталей

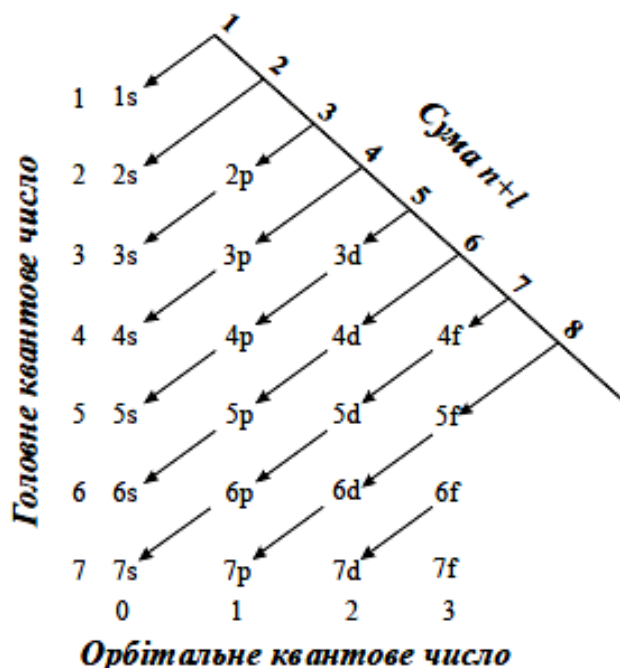
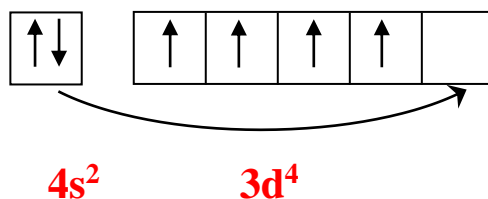
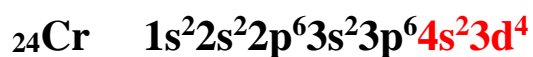
$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p$$


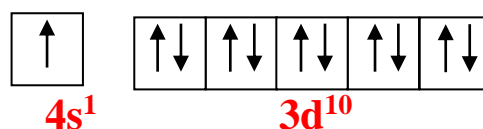
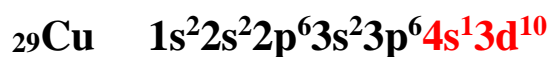
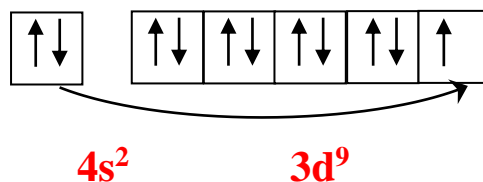
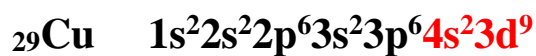
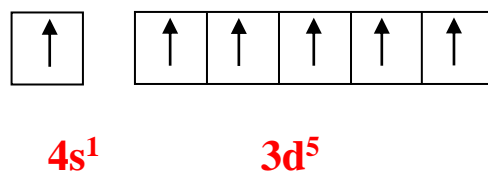
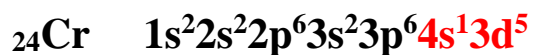
Рисунок 20. Заповнення енергетичних підрівнів у атомі

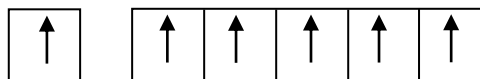
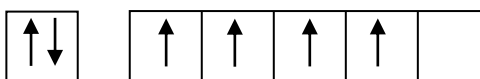
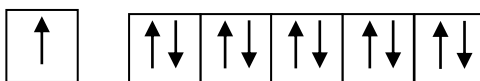
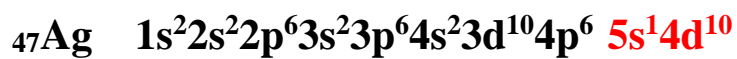
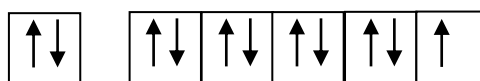
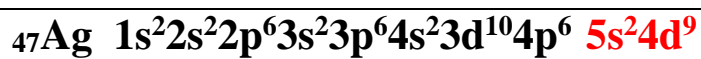
2.7. Правило симетрії

Електронна конфігурація повністю та наполовину заповнених електронами підрівнів має високу енергетичну стійкість, тому реалізація таких конфігурацій більш ймовірна, ніж конфігурацій з незавершеними підрівнями



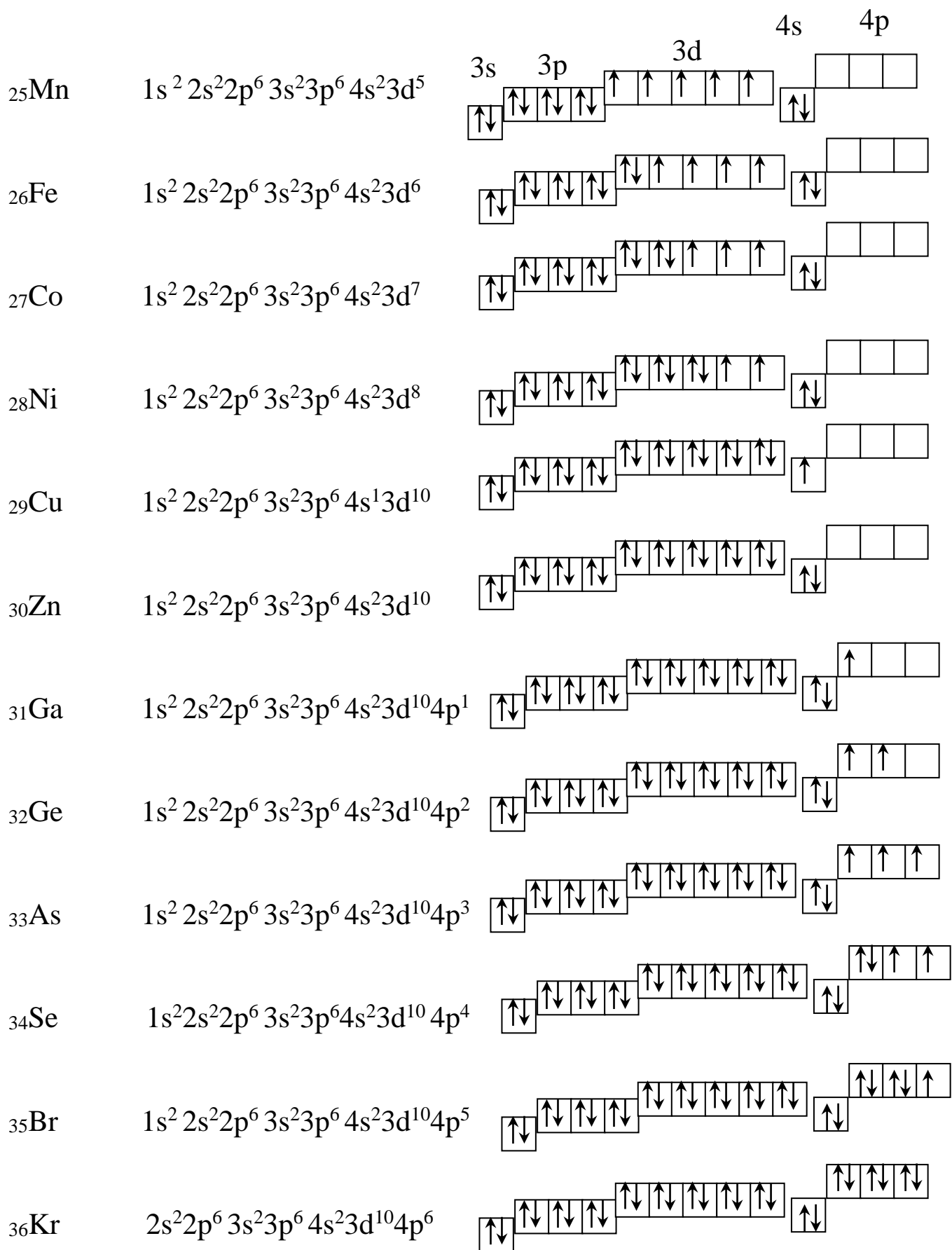
відбувається перехід електронів з 4s- на 3d-орбіталі для атомів хрому та міді





2.8. Електронні конфігурації атомів елементів 3 та 4 періодів

		3s	3p	3d		4s	4p
${}_{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^1}$	↑					
${}_{12}\text{Mg}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	↑↓					
${}_{13}\text{Al}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	↑↓	↑				
${}_{14}\text{Si}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	↑↓	↑ ↑				
${}_{15}\text{P}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	↑↓	↑ ↑ ↑				
${}_{16}\text{S}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	↑↓	↑↓ ↑ ↑				
${}_{17}\text{Cl}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑				
${}_{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓				
${}_{19}\text{K}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓			↑	
${}_{20}\text{Ca}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓			↑↓	
${}_{21}\text{Sc}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑		↑↓	
${}_{22}\text{Ti}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑ ↑		↑↓	
${}_{23}\text{V}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑ ↑ ↑		↑↓	
${}_{24}\text{Cr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑ ↑ ↑ ↑ ↑		↑	



Періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва

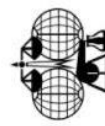
ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ

Періоди	VIII													
	I	II	III	IV	V	VI	VII (H)	VIII						
1	H 1.00797 Гідроген	He 4.0026 Гелій												
2	Li 6.94 Літій	Be 9.01218 Берилій	B 10.81 Бор	C 12.011 Карбон	N 14.0067 Нітроген	O 15.999 Оксиген	F 18.9984 Флуор	Ne 20.17 Неон	Fe 55.84 Ферум	Ni 58.70 Нікель	Co 58.9332 Кобальт	26 27 28		
3	Na 22.98977 Натрій	Mg 24.305 Магній	Al 26.98154 Алюміній	Si 28.086 Силіцій	P 30.974 Фосфор	S 32.06 Сульфур	Cl 35.453 Хлор	Ar 39.94 Аргон	Fe 55.84 Ферум	Ni 58.70 Нікель	Co 58.9332 Кобальт	26 27 28		
4	K 39.098 Калій	Ca 40.08 Кальцій	Sc 44.9559 Скандій	Ti 47.90 Титан	V 50.9415 Ванадій	Cr 51.996 Хром	Mn 54.9380 Манган	Fe 55.84 Ферум	Ni 58.70 Нікель	Co 58.9332 Кобальт	26 27 28	29 30 31		
5	Zn 65.38 Цинк	Ga 69.72 Галій	Ge 72.50 Германій	As 74.9216 Арсен	Se 78.9 Селен	Br 79.904 Бром	Kr 83.804 Криптон	Fe 55.84 Ферум	Ni 58.70 Нікель	Co 58.9332 Кобальт	26 27 28	29 30 31		
6	Rb 85.467 Рубідій	Sr 87.62 Стронцій	Y 88.9059 Ітрій	Zr 91.22 Цирконій	Nb 92.9064 Ніобій	Mo 95.94 Молибден	Tc 98.9062 Технецій	Ru 101.0 Рутеній	Ni 58.70 Нікель	Co 58.9332 Кобальт	26 27 28	29 30 31		
7	Ag 107.8682 Срібло	Cd 112.41 Кадмій	In 114.82 Індій	Sn 118.60 Станум	Sb 121.70 Стибій	Te 127.6 Телур	I 126.9045 Йод	Xe 131.29 Ксенон	Ni 58.70 Нікель	Co 58.9332 Кобальт	26 27 28	29 30 31		
8	Cs 132.90547 Цезій	Ba 137.33 Барій	La* 138.905 Лантан	Hf 178.4 Гафній	Ta 180.647 Тантал	W 183.8 Вольфрам	Re 186.207 Реній	Os 190.2 Осмій	Ni 58.70 Нікель	Co 58.9332 Кобальт	26 27 28	29 30 31		
9	Au 196.9665 Золото	Hg 200.5 Ртуть	Pb 207.2 Свинець	Tl 204.383 Талій	Po 208.9804 Полоній	Bi 208.9804 Бісмут	At 209.9871 Астат	Rn 222.0176 Радон	Ni 58.70 Нікель	Co 58.9332 Кобальт	26 27 28	29 30 31		
10	Fr 223.0197 Францій	Ra 226.0254 Радій	Ac** 227.028 Актиній	Rf 261 Резерфордій	Db 262 Дубній	Sg 263 Смборгій	Bh 262 Борій	Hs 265 Хасій	Ni 58.70 Нікель	Co 58.9332 Кобальт	26 27 28	29 30 31		
Висхідні оксиди	E ₂ O		E ₂ O ₃		E ₂ O ₅		E ₂ O ₇		EO ₄					
Леткі водневі сполуки	EO		EH ₄		EH ₃		HE							
*ЛАНТАНОЇДИ	Ce 140.12 Церій	Pr 140.9077 Прозеродим	Nd 144.2 Неодим	Pm [145] Прометій	Sm 150.4 Самарій	Eu 151.96 Європій	Gd 157.2 Гадоліній	Tb 158.925 Тербій	Dy 162.5 Диспрозій	Ho 164.93 Гольмій	Er 167.2 Ербій	Tm 168.9342 Тулій	Yb 173.0 Іттербій	Lu 174.967 Лютецій
**АКТИНОЇДИ	Th 232.0381 Торій	Pa 231.0359 Протактиній	U 238.02 Уран	Np 237.0482 Нептуній	Pu 244.0642 Плутоній	Am 243.0614 Амерцій	Cm 247.0703 Кюріум	Bk 247.0703 Берклій	Cf 251.0796 Каліфорній	Es 252.0828 Ейнштейній	Fm 257.0951 Фермій	Md 258.10 Менделєєв	No 259.1009 Нобелій	Lr 260.1054 Лоуренсій

IUPAC Periodic Table of the Elements

		13		14		15		16		17		18																									
1	H hydrogen [1.0078, 1.0082]	5	B boron [10.806, 10.821]	6	C carbon [12.009, 12.012]	7	N nitrogen [14.007, 14.008]	8	O oxygen [15.999, 16.000]	9	F fluorine 18.998	10	Ne neon 20.180																								
2	He helium 4.0026																																				
3	Li lithium [6.938, 6.997]	13	Al aluminium 26.982	14	Si silicon [28.084, 28.086]	15	P phosphorus 30.974	16	S sulfur [32.059, 32.076]	17	Cl chlorine [35.446, 35.457]	18	Ar argon 39.948																								
4	Be beryllium 9.0122	13	Al aluminium 26.982	14	Si silicon [28.084, 28.086]	15	P phosphorus 30.974	16	S sulfur [32.059, 32.076]	17	Cl chlorine [35.446, 35.457]	18	Ar argon 39.948																								
11	Na sodium [22.989, 23.002]	11	Na sodium [22.989, 23.002]	12	Mg magnesium [24.304, 24.307]	13	Al aluminium 26.982	14	Si silicon [28.084, 28.086]	15	P phosphorus 30.974	16	S sulfur [32.059, 32.076]	17	Cl chlorine [35.446, 35.457]	18	Ar argon 39.948																				
19	K potassium 39.098	19	K potassium 39.098	20	Ca calcium 40.078(4)	21	Sc scandium 44.956	22	Ti titanium 47.867	23	V vanadium 50.942	24	Cr chromium 51.996	25	Mn manganese 54.938	26	Fe iron 55.845(2)	27	Co cobalt 58.933	28	Ni nickel 58.693	29	Cu copper 63.546(3)	30	Zn zinc 65.38(2)	31	Ga gallium 69.723	32	Ge germanium 72.630(6)	33	As arsenic 74.922	34	Se selenium 78.971(8)	35	Br bromine [79.901, 79.907]	36	Kr krypton 83.798(2)
37	Rb rubidium 85.468	37	Rb rubidium 85.468	38	Sr strontium 87.62	39	Y yttrium 88.906	40	Zr zirconium 91.224(2)	41	Nb niobium 92.906	42	Mo molybdenum 95.95	43	Tc technetium 101.07(2)	44	Ru ruthenium 101.07(2)	45	Rh rhodium 102.91	46	Pd palladium 106.42	47	Ag silver 107.87	48	Cd cadmium 112.41	49	In indium 114.82	50	Sn tin 118.71	51	Sb antimony 121.76	52	Te tellurium 127.60(3)	53	I iodine 126.90	54	Xe xenon 131.29
55	Cs caesium 132.91	55	Cs caesium 132.91	56	Ba barium 137.33	57-71	lanthanoids	72	Hf hafnium 178.49(2)	73	Ta tantalum 180.95	74	W tungsten 183.84	75	Re rhenium 186.21	76	Os osmium 190.23(3)	77	Ir iridium 192.22	78	Pt platinum 195.08	79	Au gold 196.97	80	Hg mercury 200.59	81	Tl thallium [204.38, 204.39]	82	Pb lead 207.2	83	Bi bismuth 208.98	84	Po polonium	85	At astatine	86	Rn radon
87	Fr francium	87	Fr francium	88	Ra radium	89-103	actinoids	104	Rf rutherfordium	105	Db dubnium	106	Sg seaborgium	107	Bh bohrium	108	Hs hassium	109	Mt meitnerium	110	Ds darmstadtium	111	Rg roentgenium	112	Cn copernicium	113	Nh nihonium	114	Fl flerovium	115	Mc moscovium	116	Lv livermorium	117	Ts tennessine	118	Og oganesson

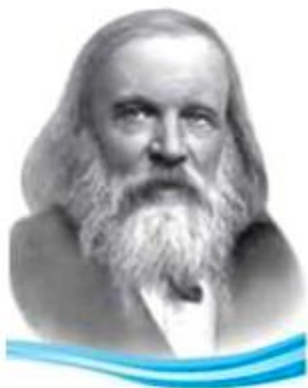
Key:
 atomic number
 Symbol
 name
 conventional atomic weight
 standard atomic weight



INTERNATIONAL UNION OF
PURE AND APPLIED CHEMISTRY

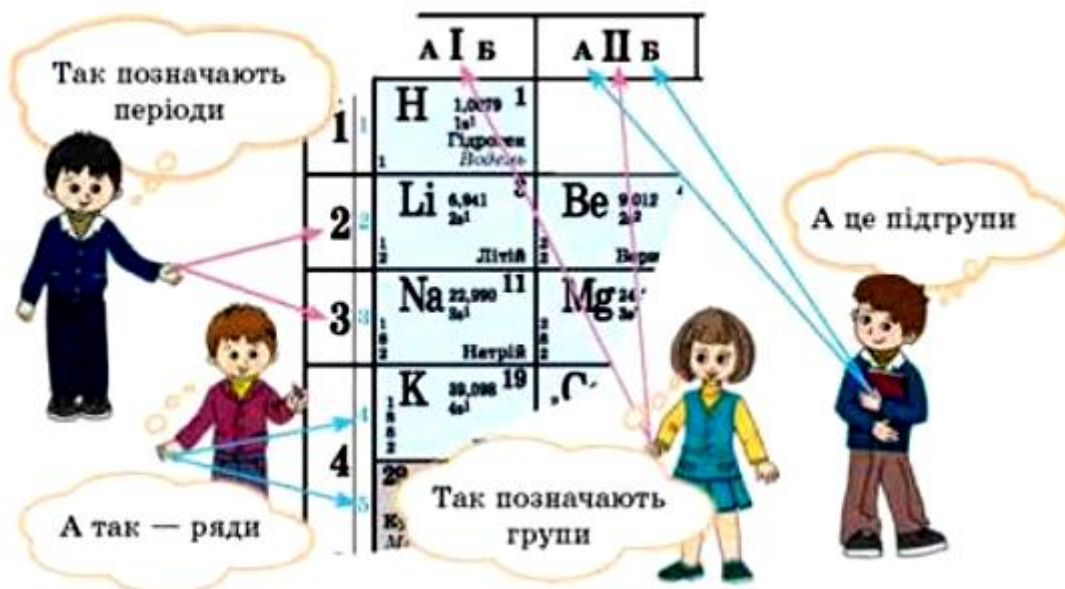
For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated 28 November 2016.
Copyright © 2016 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry.

3. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА



Сучасне формулювання періодичного закону
Д.І. Менделєєва

Властивості хімічних елементів, а також форми і властивості їх сполук перебувають у періодичній залежності від заряду ядра їх атомів



Символ елемента

Порядковий номер еле-

Відносна атомна маса

Назва елемента

Назва простої речовини, якщо вона відрізняється від назви елемента

S	16	32,06
Сульфур		
Сірка		

3.1. Структура періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва

Таблиця 18

Структурні складові Періодичної системи	Характеристика
Порядковий номер елемента	Визначає заряд ядра атома, кількість протонів у ядрі та кількість електронів в атомі.
Період	горизонтальні ряди елементів періодичної системи, в яких властивості елементів змінюються від типових металічних до виражених неметалічних.
Номер періоду	дорівнює значенню головного квантового числа його зовнішнього енергетичного рівня
Група	Вертикальні стовпці періодичної системи, які містять елементи, схожі за хімічними властивостями. Вертикальний ряд, де знаходяться атоми хімічних елементів з однаковим числом електронів на зовнішній орбіталі.
Номер групи	Число електронів на зовнішній орбіталі, максимальна валентність елемента, максимальна позитивна ступінь окислення, число валентних електронів (виключення – кисень та флуор).
Підгрупа	Вертикальний ряд елементів, що мають однотипну електронну будову (електронні аналоги).
Головна підгрупа (А-підгрупа)	складаються з типових елементів і s- та p- елементів парних рядів великих періодів
Побічна підгрупа (В-підгрупа)	d- та f- елементи непарних рядів великих періодів складають побічні підгрупи.
s-елементи	заповнюється електронами s-підрівень зовнішнього енергетичного рівня. Mg $1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2}$
p-елементи	заповнюються електронами атомні орбіталі p-підрівня зовнішнього енергетичного рівня. P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \underline{3p^3}$

d-елементи	заповнюється електронами d-підрівень передзовнішнього енергетичного рівня, а на s-підрівні зовнішнього енергетичного рівня залишається один чи два електрони Mn $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$
f-елементи	заповнюється електронами f-підрівень третього зовні енергетичного рівня, а в зовнішньому енергетичному рівні цих елементів містяться два s-електрони. Ce KLM $4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2 5d^1 4f^1$

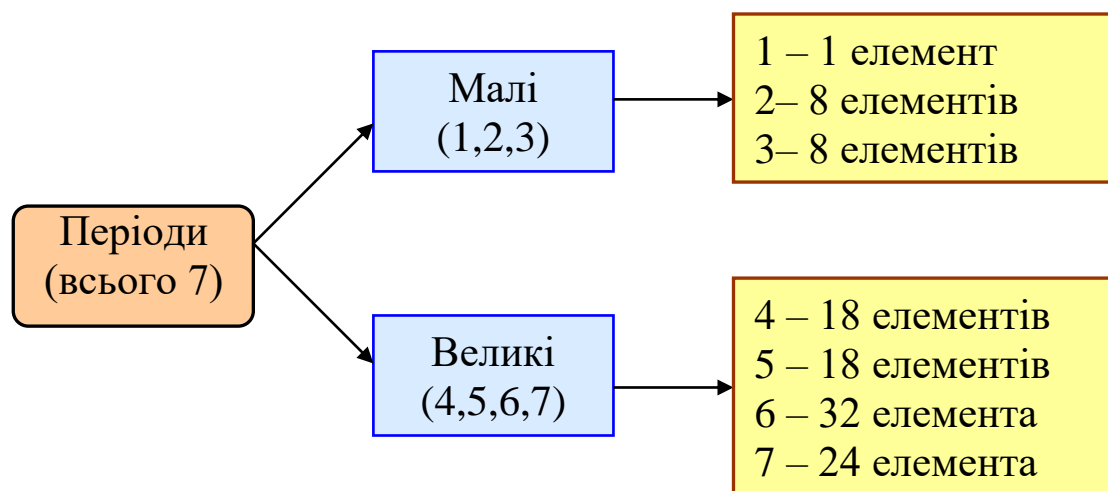


Схема 3. Класифікації періодів Періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва

IUPAC Periodic Table of the Elements

Малі періоди		1																	18
		1																	2
Великі періоди		2																	10
		3																	18
		4																	36
		5																	54
		6																	86
		7																	118

Key: atomic number, Symbol, name, conventional atomic weight, standard atomic weight

6 період Лантаноїди

7 період Актиноїди

For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated 28 November 2016. Copyright © 2016 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry.

Рисунок 21. Структура періодичної системи елементів (довгоперіодна)

Номер періоду	Номер ряду	II група	Номер періоду	Номер ряду	VII група
		A B			A B
2	2	Be	2	2	F
3	3	Mg	3	3	Cl
4	4	Ca	4	4	Br
	5	Zn		5	Mn
5	6	Sr	5	6	I
	7	Cd		7	Te
6	8	Ra	6	8	Ac
	9	Hg		9	Re
7	10	Ba	7	10	Bh

Схема 4. Розташування елементів у підгрупах:
а — II групи; б — VII групи

3.2. Періодичність зміни хімічних та фізичних властивостей елементів

Фізичні властивості атомів хімічних елементів обумовлені електронною конфігурацією їх зовнішнього енергетичного рівня, **здатністю атомів віддавати або приєднувати електрони та** змінюються періодично.

Таблиця 19

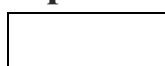
Періодична зміна будови зовнішньої електронної оболонки атомів елементів головних підгруп

Період	Група							
	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	s ¹	s ²	s ² p ¹	s ² p ²	s ² p ³	s ² p ⁴	s ² p ⁵	s ² p ⁶
1	1 H*							2 He(1s ¹)
2	3 Li	4 Be*	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg	13 Al*	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	31 Ga*	32 Ge*	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	49 In	50 Sn*	51 Sb*	52 Te*	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	81 Tl	82 Pb*	83 Bi*	84 Po*	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra						

* Елементи, оксиди яких проявляють амфотерні властивості



- метали



- неметали

F	$2s^2 2p^5$	} Електроні аналоги
Cl	$3s^2 3p^5$	
Br	$4s^2 4p^5$	
I	$5s^2 5p^5$	

Таблиця 20

Характеристика типового неметалу Cl та металу Mn, які знаходяться в одній групі періодичної системи елементів.

Елемент	Група	Будова зовнішнього та передзовнішнього електронного шару	Електронна будова йона в найвищому ступені окиснення	Вищий оксид	Кислота	Сіль
Cl	VII A	$2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^5}$ $ns^2 np^5$ (p-елемент)	Cl^{7+} $2s^2 2p^6$	Cl_2O_7	$HClO_4$ Хлорна	$KClO_4$ Калій <i>перхлорат</i>
Mn	VII B	$3s^2 3p^6 \underline{4s^2 3d^5}$ $(n-1)d^5 ns^2$ (d-елемент)	Mn^{7+} $3s^2 3p^6$	Mn_2O_7	$HMnO_4$ Марганцева	$KMnO_4$ Калій <i>перманганат</i>

3.3. Атомні радіуси

в залежності від способу визначення загальний термін «атомний радіус» може позначати одну з наступних величин

Ковалентний	Металічний	Іонний	Орбітальний
половина відстані між ядрами атомів у гомоядерній молекулі.	половина відстані між ядрами атомів у кристалічній решітці металу	відстань між ядрами сусіднього катіону та аніону дорівнює сумі їх іонних радіусів. Радіус катіону менший за ковалентний, орбітальний або металічний відповідного атому	теоретично обчислена відстань максимальної електронної густини зовнішнього електронного шару від ядра

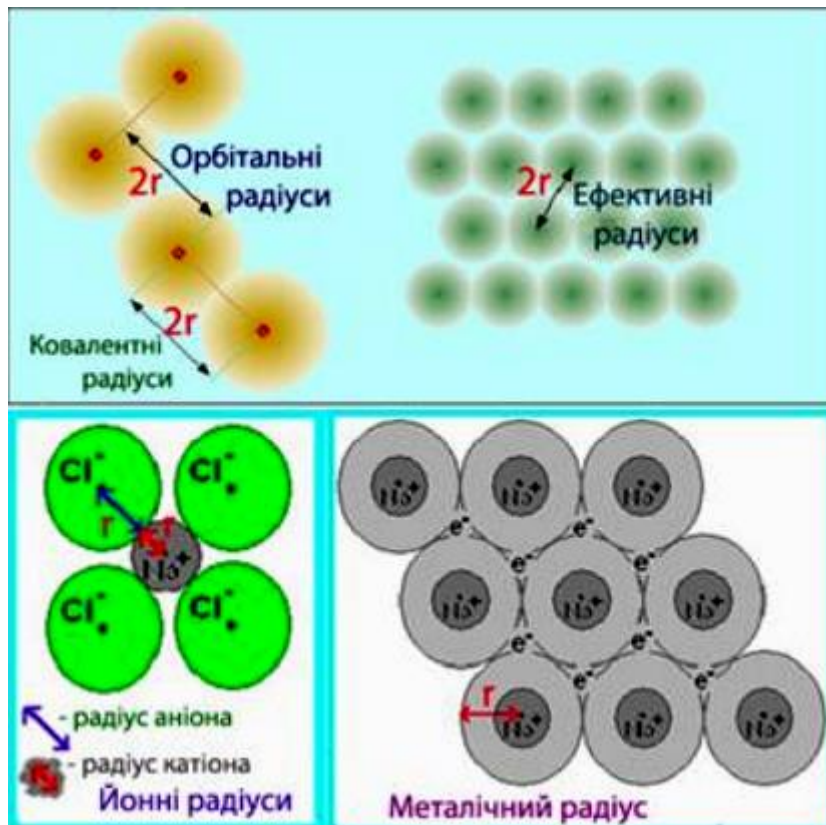


Рисунок 22. Різновиди атомних радіусів

Зі збільшенням заряду ядра радіус атома зменшується

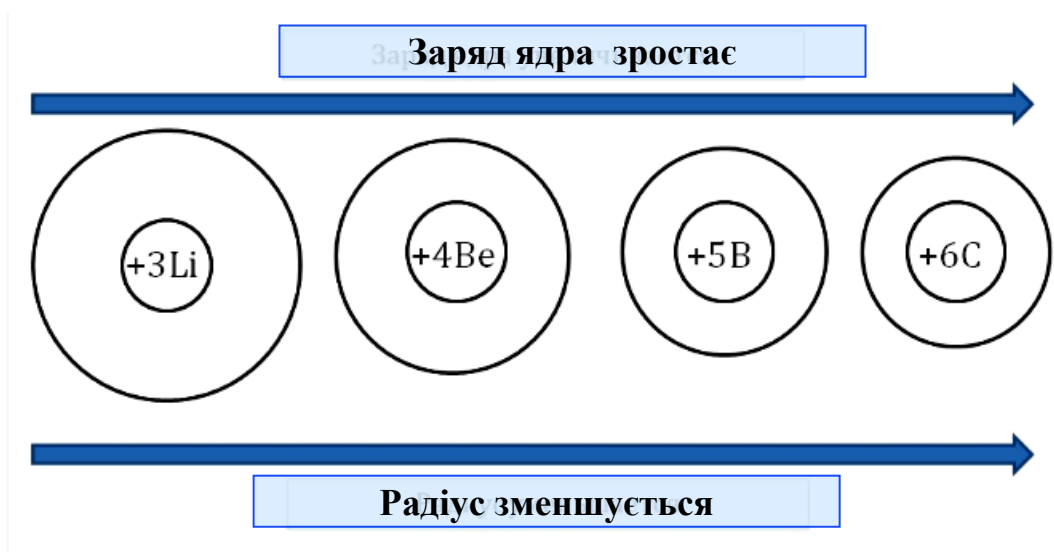


Рисунок 23. Зміна радіусу атома в залежності від заряду ядра

Таблиця 21

Зміна атомного радіусу по періоду


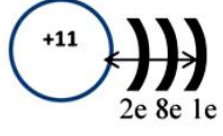
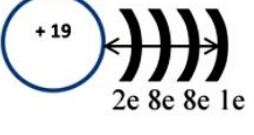
Li	C	F
0,155 нм	0,077 нм	0,064 нм
		r↓
Закономірність	Пояснення	
Зліва направо атомний радіус зменшується	Зліва направо, по періоду, зростає заряд ядра атома та число електронів, збільшується електростатична взаємодія внаслідок чого атомний радіус зменшується.	

Таблиця 22

Значення атомних радіусів елементів другого періоду

елемент	${}_3\text{Li}$	${}_4\text{Be}$	${}_5\text{B}$	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$	${}_8\text{O}$	${}_9\text{F}$	${}_{10}\text{Ne}$
r, нм	0,155	1,113	0,091	0,077	0,074	0,066	0,064	0,030

**Закономірність зміни атомних радіусів елементів
I групи головної підгрупи (IA)**

Радіус атома, нм		Закономірність	Примітка
Li		0,155 нм	В головних підгрупах зверху донизу атомні радіуси елементів зростають, . $r \uparrow$
Na		0,189 нм	
K		0,236 нм	

**Значення атомних радіусів елементів IA підгрупи
та VIIA підгрупи**

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	$2s^22p^5$
III	Na	+11	0,189	$3s^1$	Cl	+17	0,099	$3s^23p^5$
IV	K	+19	0,236	$4s^1$	Br	+35	0,114	$4s^24p^5$
V	Rb	+37	0,248	$5s^1$	I	+53	0,133	$5s^25p^5$
VI	Cs	+55	0,268	$6s^1$	At	+85	0,140	$6s^26p^5$
VII	Fr	+87	0,280	$7s^1$	-	-	-	-

Радіус атомів зростає зі збільшенням числа енергетичних рівнів.



Рисунок 24. Зміна радіусу атома в залежності від числа енергетичних рівнів

Таблиця 25

**Закономірності зміни атомного радіусу елементів
VIII В підгрупи IV періоду**


Група	VIII В		
Елемент	Fe	Co	Ni
r, нм	0,126 нм	0,125 нм	0,124нм
Ефект	d - стиск		
Примітка	у елементів число енергетичних рівнів таке ж, як і у s- та p-елементів IV періоду, але заряд ядра і число електронів зростає, що визиває підсилення їх електростатичної взаємодії і, відповідно, зменшення атомних радіусів.		


**Закономірності зміни атомного радіусу елементів
в головних та побічних підгрупах**

Період	I група		r, нм	VI група		r, нм
	A	B		A	B	
IV	K		0,231		Cr	0,127
		Cu	0,123	Se		0,160
V	Rb		0,248		Mo	0,139
		Ag	0,144	Te		0,170
VI	Cs		0,268		W	0,140
		Au	0,144	Po		0,170
Законо- мірність/ пояснення	Близькі значення атомних радіусів Ag, Au Mo, W		Атомні радіуси d-елементів цих періодів приблизно однакові, оскільки очікуване збільшення радіусів атомів за рахунок виникнення нового електронного шару у елементів шостого періоду компенсується появою чотирнадцяти f-електронів, які спричиняють <u>лантаноїдний стиск</u>			
	K, Cu		значне зменшення атомних радіусів елементів побічних підгруп (Cu) порівняно з головними підгрупами (K) визване d- та f-стиском, у порівнянні з s і p-елементами головних підгруп.			

**Закономірності зміни радіусу атомів елементів
у Періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва**

Пе- ріоди	ГРУПИ							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
I	● H							● He
II	●● Li	●● Be	●● B	●● C	●● N	●● O	●● F	●● Ne
III	●●● Na	●●● Mg	●●● Al	●●● Si	●●● P	●●● S	●●● Cl	●●● Ar
IV	●●●● K	●●●● Ca	●●●● Ga	●●●● Ge	●●●● As	●●●● Se	●●●● Br	●●●● Kr
V	●●●●● Rb	●●●●● Sr	●●●●● In	●●●●● Sn	●●●●● Sb	●●●●● Te	●●●●● I	●●●●● Xe
VI	●●●●●● Cs	●●●●●● Ba	●●●●●● Tl	●●●●●● Pb	●●●●●● Bi	●●●●●● Po	●●●●●● At	●●●●●● Rn


 Радіус атома збільшується


 Радіус атома зменшується

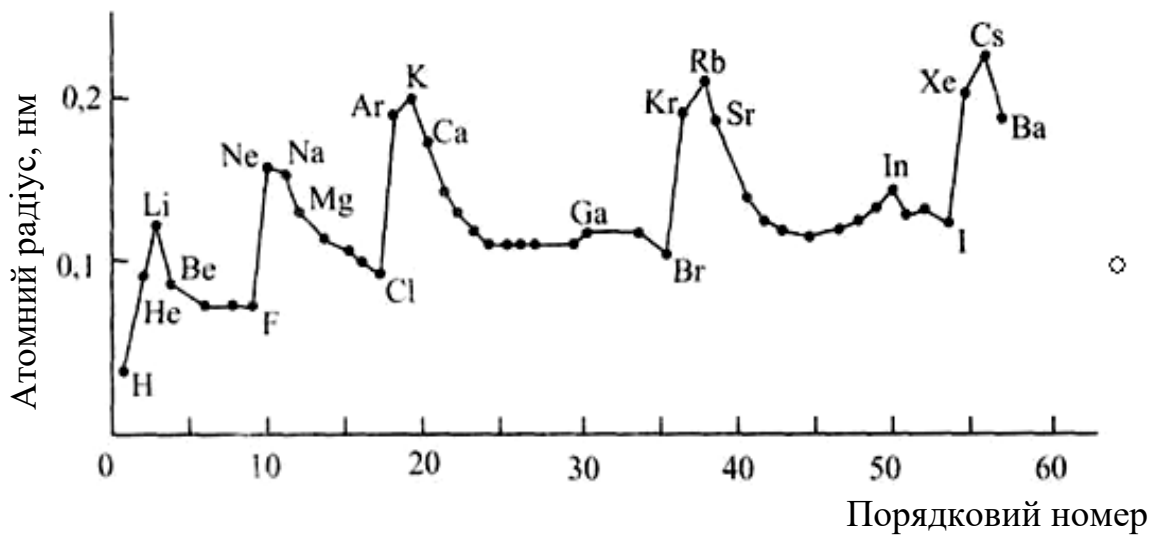


Рисунок 25. Залежність атомних радіусів від заряду ядра (порядкового номера елемента)

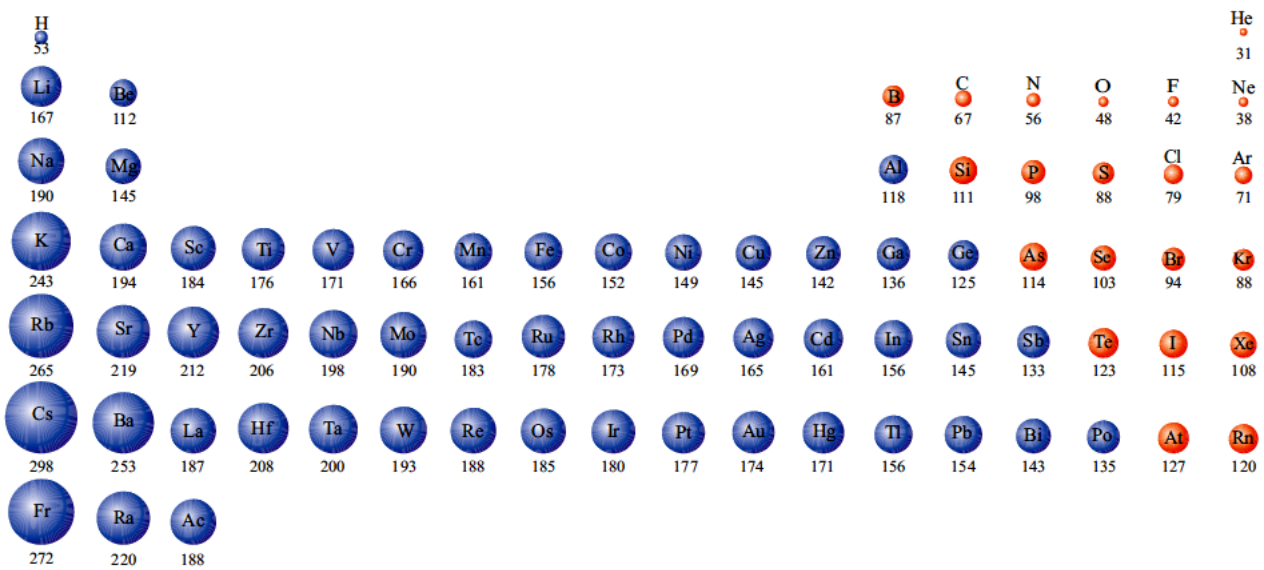
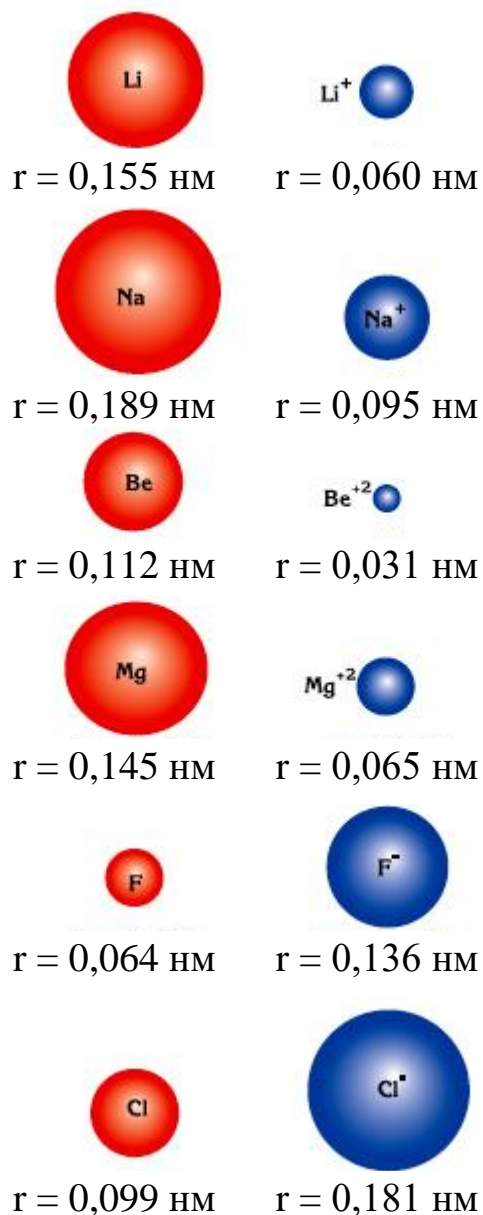


Рисунок 26. Сферичні ілюстрації атомів елементів. Розраховані значення радіусів атомів наведені в пікометрах.

3.4. Іонні радіуси

Радіуси катіонів, менші, ніж нейтральних атомів. Зменшення числа зовнішніх електронів означає, що решта електронів сильніше притягуються протонами і радіус стає меншим. Наприклад, радіус нейтральних атомів Na становить 0,189 нм, а радіус катіона Na^+ становить 0,095 нм. Коли нейтральний атом Na стає іоном Na^+ , радіус зменшується приблизно вдвічі.

Радіуси аніонів, більші, ніж радіуси нейтральних атомів. Приєднання електрона або електронів при утворенні аніонів збільшує сили відштовхування між зовнішніми електронами. Тому радіуси аніонів більші, ніж атомів. Наприклад, іонний радіус F^- дорівнює 0,136 нм, що приблизно в два рази більше, ніж радіус нейтрального атому F, 0,064 нм.



Радіуси катіонів менші, а радіуси аніонів більші ніж радіуси відповідних атомів.



Йоний радіус, нм	0,171	0,140	0,136	0,095	0,065	0,050
Число електронів	10	10	10	10	10	10
Атомний номер	7	8	9	10	11	12

Схема 5. Атомні радіуси ізоелектронних іонів (радіуси зменшуються в міру збільшення їх атомних номерів (зарядів ядер)).

3.5. Залежність хімічних властивостей елементів від електронної будови їхніх атомів

Таблиця 28

Енергія іонізації

Характеристика	Визначення	Пояснення
Енергія іонізації I, кДж / моль	Енергія, яка необхідна для відриву електрона від нейтрального не збудженого атома	$A + I = A^+ + e^-$ А- атом $I_1 < I_2 < I_3$. I характеризує металічні властивості елемента Чим менше значення I, тим вищі металічні властивості. Лужні метали мають найнижчі значення енергії іонізації
$Na + 495 \text{ кДж} \rightarrow Na^+ + e^- \quad I_1 = 495,8 \text{ кДж/моль}$ $Mg + 737,7 \text{ кДж} \rightarrow Ca^+ + e^- \quad I_1 = 738 \text{ кДж/моль}$ $F + 1681,0 \text{ кДж} \rightarrow F^+(g) + e^- \quad I_1 = 1681,0 \text{ кДж/моль}$ $Ne + 2080,6 \text{ кДж} \rightarrow Ne^+ + e^- \quad I_1 = 2080,6 \text{ кДж/моль}$		
$X + I_1 \rightarrow X^+ + e^-$ (Перша енергія іонізації) $X^+ + I_2 \rightarrow X^{2+} + e^-$ (Друга енергія іонізації) $X^{2+} + I_3 \rightarrow X^{3+} + e^-$ (Третя енергія іонізації)		
$I_1 < I_2 < I_3 < I_4 \dots \dots \dots < I_n$		
$Mg \rightarrow Mg^+ + e^- \quad I_1 = 738, \text{ кДж/моль}$ $Mg^+ \rightarrow Mg^{2+} + e^- \quad I_2 = 1450 \text{ кДж/моль}$ $Mg^{2+} \rightarrow Mg^{3+} + e^- \quad I_3 = 7734 \text{ кДж/моль}$		

Енергія іонізації відображає властивості індивідуальної частинки (атома, молекули, іона), коли вона перебуває за межами конкрет-

ного хімічного оточення, тобто I характеризує зв'язок електронів з ядром в окремо взятому атомі.

Таблиця 29

Енергії іонізації елементів першого та другого періодів

Атомний номер	Елемент	Енергія іонізації, кДж/моль							
		I ₁	I ₂	I ₁₃	I ₄	I ₅	I ₆	I ₇	I ₈
1	H								
2	He	2372,3	5242						
3	Li	520,2	7298	11812					
4	Be	899,4	1757	14844	20979				
5	B	800,6	2427	3659	24988	32767			
6	C	1086,4	2353	4619	6212	37758	47192		
7	N	1402,3	2856	4547	7478	9434	53174	64247	
8	O	1313,9	3388	5296	7445	10973	13305	71211	83930
9	F	1681,0	3376	6045	8398	11002	15136	17836	91876
10	Ne	2080,6	3964	6130	9355	12181	15215	19943	22931

Таблиця 30

Енергії іонізації елементів третього періоду

Атомний номер	Елемент	Енергія іонізації, кДж/моль						
		I ₁	I ₂	I ₁₃	I ₄	I ₅	I ₆	I ₇
11	Na	495,8	4564					
18	Mg	737,7	1451	7730				
19	Al	577,6	1817	2744	11600			
20	Si	786,5	1577	3228	4350	16100		
21	P	1011,8	1904	2910	4950	6270	21200	
22	S	999,6	2253	3380	4565	6950	8490	27000
23	Cl	1251,2	2296	3850	5160	6560	9600	11000
24	Ar	1520,6	2666	3946	5770	7230	8780	12000

Таблиця 31



Зміна енергії іонізації для d-елементів в межах періоду

Елемент	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni
I, eV	6,56	6,82	6,74	6,77	7,44	7,89	7,87	7,63

Відщеплення кожного наступного електрона потребує більших енергетичних затрат, що пов'язано з утрудненістю відщеплення негативно зарядженого електрона від позитивного зарядженого іона та зі зменшенням числа електронів у іоні, які відштовхують від себе електрон, що відривається.

Таблиця 32

Закономірності зміни енергії іонізації у періодичній системі Д.І. Менделєєва

По періоду	Головні підгрупи	Побічні підгрупи
 зростає	 Зверху до низу зменшується	Для елементів розміщених після лантаноїдів I стрибкоподібно зростає, оскільки розміри атомів зменшуються, а ефективні заряди ядер залишаються незмінними, що й зумовлює збільшення енергії взаємодії зовнішніх електронів з ядром

Спорідненість до електрона



Характеристика	Визначення	Пояснення
спорідненість до електрона E , кДж /моль (eВ)	енергія, яка виділяється чи поглинається при приєднанні електрона до нейтрального не збудженого атома з утворенням відповідного іона	$A + \bar{e} = A^- + E$ E характеризує неметалічні властивості елемента. Найбільшу E мають р-елементи VII групи (F, Cl, Br, I), а найменшу – атоми з конфігураціями s^2 (Be, Mg), s^2p^6 (Ne, Ar) або s^2p^3 (N, P) (атоми із завершеними або напівзаповненими енергетичними рівнями).

Значення енергії спорідненості до електрона елементів II періоду

Елемент	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Зовнішній енергетичний рівень	$2s^1$	$2s^2$	$2s^22p^1$	$2s^22p^2$	$2s^22p^3$	$2s^22p^4$	$2s^22p^5$	$2s^22p^6$
Енергія спорідненості з електроном, eВ	0,59	-0,19	0,3	1,27	-0,21	1,47	3,45	-0,22

Від'ємні значення енергії спорідненості для Be, N, Ne пояснюють підвищеною стійкістю заповненого s-підрівня у Be, напівзаповненого та заповненого p-підрівня у N та Ne відповідно.

**Закономірності зміни спорідненості до електрона у
періодичній системі Д.І. Менделєєва**

Період	Головні підгрупи
 зростає	 Зверху до низу зменшується

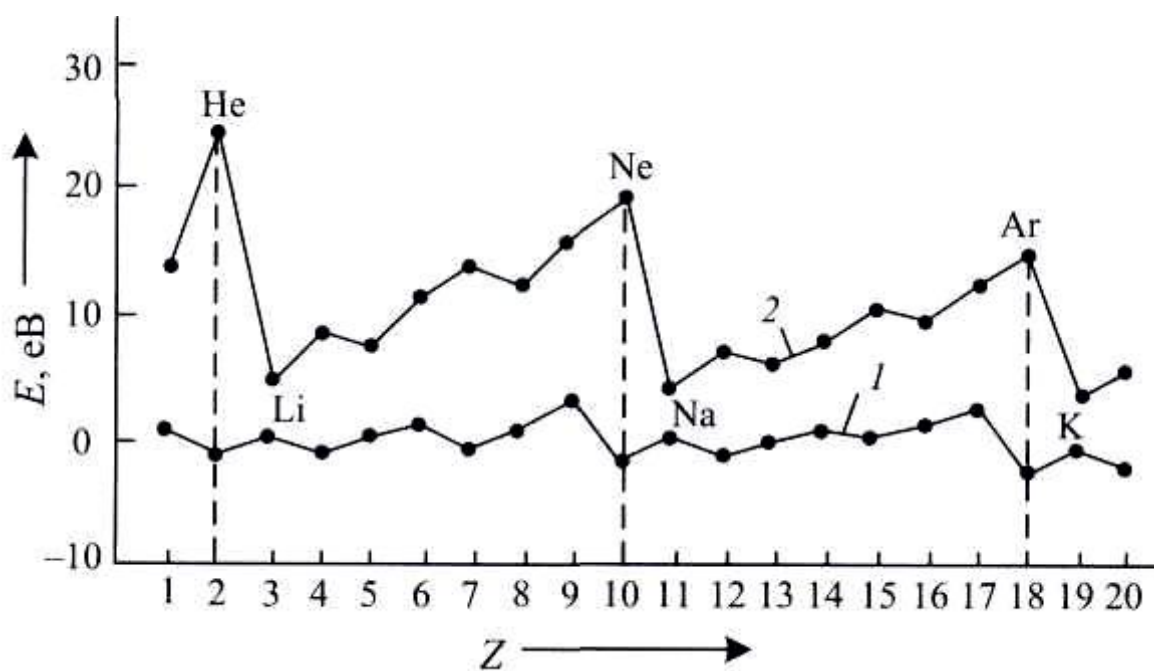


Рисунок 27. Залежність спорідненості до електрона (1) та енергії іонізації (2) атомів від порядкового номера елемента (значення спорідненості до електрона взято з протилежним знаком, тобто наведено перші енергії іонізації негативно заряджених іонів)

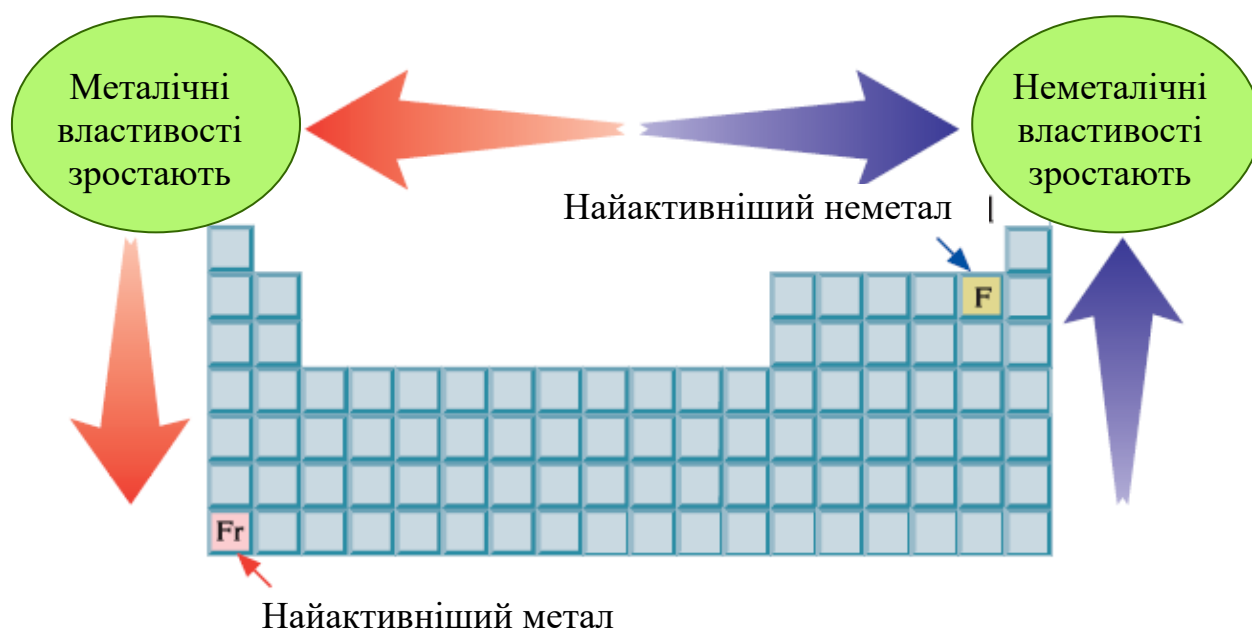


Рисунок 28. Зміна металічних та неметалічних властивостей у періодичній системі

Таблиця 36

Електронегативність

Характеристика	Визначення	Примітка
Електронегативність, кДж/моль чи еВ/атом.	здатність атома елемента притягувати до себе спільну електронну пару в хімічній сполуці	дорівнює половині суми його енергії іонізації та спорідненості до електрона: $\chi = \frac{1}{2} (I + E)$ Найменше значення електронегативності мають s-елементи I групи, а найбільші – p-елементи VII групи. У групі (головній підгрупі) електронегативність зменшується із зростанням порядкового номера елемента. Найбільш електронегативний елемент – флуор F.

Таблиця відносної електронегативності за Полінгом

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
I	H 2,1										He
II	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0				Ne
III	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0				Ar
IV	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8	
	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8				Kr
V	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	
	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5				Xe
VI	Cs 0,7	Ba 0,9	La* 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	
	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2				Rn
VII	Fr 0,7	Ra 0,9	Ac** 1,1								

*Лантаноїди: 1,1-1,3; зі збільшенням атомного номера електронегативність елементів зростає незначно

** Актиноїди: 1,2-1,5; наведено приблизні дані електронегативності елементів

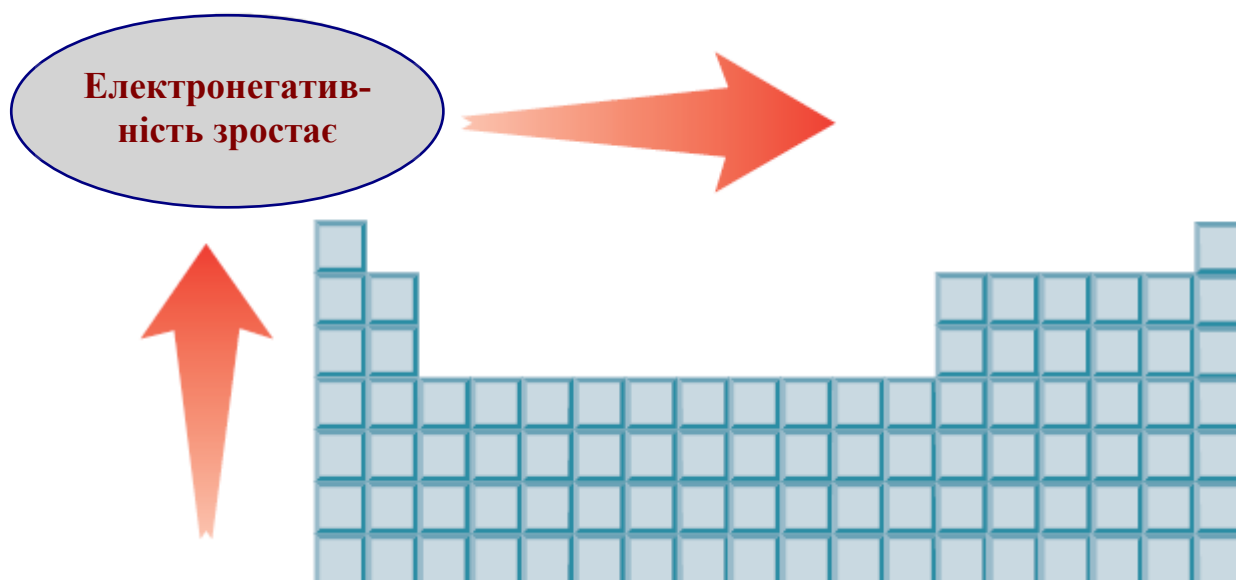


Рисунок 29. Зміна електронегативності у Періодичній системі хімічних елементів (електронегативність зростає зліва направо та знизу до верху).

Таблиця 38

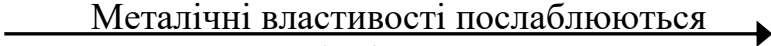
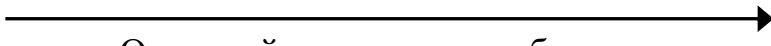
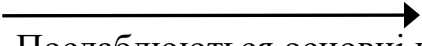
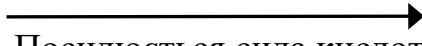
Періодичність властивостей елементів головних підгруп

Властивість	Збільшення у групах	Збільшення у періодах
Радіус атома	↓	←
Заряд ядра атома	↓	→
Електронегативність	↑	→
Максимальний ступінь окиснення	Без змін	→
Металічні властивості	↓	←
Неметалічні властивості	↑	→
Кислотні властивості оксидів	↑	→



Схема 6. Зміна властивостей хімічних елементів по періодам та групам Періодичної системи

**Зміна характеру властивостей елементів
та їх сполук у III періоді**

	Група							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
	s-елементи		p-елементи					
Елемент	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Заряд ядра атома	+11	+12	+13	+14	+15	+16	+17	+18
Відносна атомна маса	23	24	27	28	31	32	35,5	40
<i>Зовнішня електронна конфігурація</i>	$3s^1$	$3s^2$	$3s^23p^1$	$3s^23p^2$	$3s^23p^3$	$3s^23p^4$	$3s^23p^5$	$3s^23p^6$
Проста речовина	метали			неметали				
Закономірності	<p align="center">  Металічні властивості послаблюються неметалічні посилюються </p>							
Вищі оксиди	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	
властивості	основні		амфотерні	Кислотні				
Закономірності	<p align="center">  Основний характер послаблюється Кислоті властивості посилюються </p>							
Гідрат вищого оксиду	$NaOH$	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$	
	Луг	Слабка основа	Амфотерний гідроксид	Слабка кислота	Кислота середньої сили	Сильна кислота		
Закономірності	 Послаблюються основні властивості			 Посилюється сила кислот				

Хімічно інертний

Приклад характеристики властивостей елементів та їх сполук в залежності від положення в Періодичній системі

Елемент	Положення у ПС	Електронна формула	Сімейство	Властивості елемента	Формули сполук та їх властивості
Mg	3-й період, II група, головна підгрупа, Z = 12	[Ar] 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² скорочена формула KL 3s ² ; B = II	s-елемент	Металічні	MgO → → Mg(OH) ₂ основні
Zn	4-й період, II група, побічна підгрупа, Z = 30	Ar] 3d ¹⁰ 4s ² стаціонарний стан; [Ar] 3d ¹⁰ 4s ¹ 4p ^{1*} B = II	d-елемент	металічні та неметалічні	ZnO → → Zn(OH) ₂ и H ₂ ZnO ₂ Амфотерні
Se	3-й період, IV група, головна підгрупа, Z = 34	[Ar] 4s ² 4p ⁴ стаціонарний стан; B = II, IV, VI	p-елемент	неметалічні	SeO ₃ → → H ₂ SeO ₄ кислотні H ₂ Se
* збуджений стан; B – валентність; Z – атомний номер елемента (заряд ядра).					

СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія . Харків: НФаУ: Золоті сторінки, 2017. 512 с.
2. Мороз А. С., Луцевич Д. Д., Яворська Л. П. Медична хімія. Вінниця: Нова книга, 2008. 776 с.
3. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія (у 2-х ч.). Ч.1. Київ: Педагогічна преса, 2002. 520 с.
4. Калібабчук В. О., Чекман І. С., Галинська В. І. Медична хімія: підручник. К. : ВСВ «Медицина», 2018. 336 с.
5. Будова атома та періодичність: навчальний посібник (для здобувачів вищої освіти СО «Бакалавр» напряму підготовки «Хімія»); видання друге, доповнене / укладачі: Г. М. Розанцев, С. А. Неділько, С. В. Радіо. Вінниця: ДонНУ імені Василя Стуса, 2017. 182 с.
6. Хімія: навчальний посібник / Т. В. Диченко, Л. М. Пономарьова, С. Б. Большаніна, Р. М. Пшеничний ; за заг. ред. Т. В. Диченко. Суми : Сумський державний університет, 2021. 177 с.
7. The history of the atom The periodic table And Radioactivity / Nuh Ozdin, Ali Serhat Oz, Hasan Karabuk, Ugur Hulusi Patli, Ali Riza Erdem – Zambak: Izmir, 2008. 108 p.

Навчальне видання

**Будова атома.
Періодичний закон та Періодична система
елементів Д. І. Менделєєва**

Навчальний наочний посібник

Укладачі:

**Раскола Людмила Анатоліївна
Кіосе Тетяна Олександрівна
Анненкова Ірина Петрівна**

Оформлення згідно зі стандартами книговидавництва Данилевич Т. О.

Підписано до друку 14.09.2023.

формат 60x84 1/16. Папір офсетний. Гарнітура Times New Roman. Друк цифровий.
Умов. друк. арк. 3,5. Обл.-видавн. арк. 4,1. Наклад 100 прим. Зам. 2510.

Видавництво “Журфонд”

49000, Дніпро, пр. Д. Яворницького, 60.

Свідоцтво про внесення до Державного реєстру ДК №684 від
21.11.2001 р.

Віддруковано:

ПП Вахмістров О. Є.,

м. Дніпро, вул. Писаржевського, буд. 18

Будова атома. Періодичний закон та Періодична система елементів Д. І. Менделєєва : навч. наочний посіб. / уклад.: Раскола Л. А., Кіосе Т. О., Анненкова І. П. – Дніпро : Журфонд, 2023 . – 71 с.

ISBN 978-966-934-490-8

В наочному посібнику систематизовано та представлено навчальний матеріал за темами Будова атома, Періодичний закон та Періодична система елементів Д. І. Менделєєва курсу Загальної хімії. Наочний посібник містить таблиці, рисунки та схеми, які у зручній та стислій формі представляють навчальний матеріал. Наочний посібник може бути використаний під час роботи в аудиторії або при самостійному опрацюванні навчального матеріалу.

УДК 54 123(076)