

Лекція за темою

«Будова атома та його електронних оболонок.

*Періодичний закон Д.І. Менделєєва та його
тлумачення на основі електронної будови атомів »*

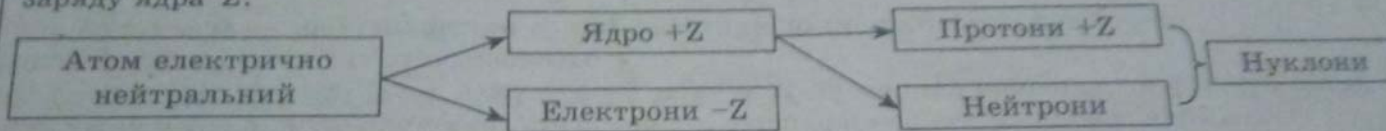


Викладач: Ісаєнко Ю.В.

Моделі будови атомів

Основні положення

Атом складається з позитивно зарядженого ядра та електронів, що обертаються навколо нього. У ядрі зосереджена майже вся маса атома, при цьому воно займає дуже малий об'єм: розміри ядра і атома складають 10^{-15} м і близько 10^{-10} м відповідно. Кількість електронів в атомі дорівнює заряду ядра Z .



Постулати Бора:

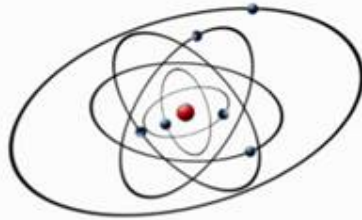
1. Електрон в атомі рухається навколо ядра по стаціонарній орбіті певного радіуса, при цьому він не випромінює і не поглинає енергію. Кожній орбіті відповідає певне значення енергії електрона, яке зростає із збільшенням головного квантового числа n (див. табл. 4).
2. Електрон поглинає або випромінює квант енергії при переході з однієї стаціонарної орбіти на іншу

Електрон, як і інші мікрочастинки та світлові хвилі, виявляє *корпускулярно-хвильовий дуалізм*, тобто проводиться і як частинка, і як хвиля (гіпотеза — Луї де Бройль, 1924; експериментальне підтвердження — Девіссон і Джермер, 1927).
Рух електрона неможливо описати певною траєкторією, можна говорити лише про *ймовірність* перебування електрона в певній області простору. Різні положення електрона в атомі розглядають як *електронну хмару* з нерівномірною густиною негативного заряду

Моделі будови атомів



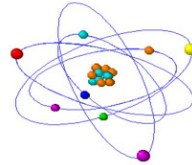
Э. Резерфорд
(1871–1937)



Планетарная модель
атома

Планетарна модель
(Е. Резерфорд, 1911 р.)

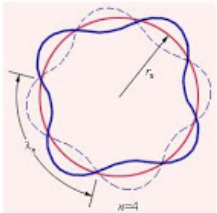
Планетарная модель атома.
Ядерная модель атома.
Квантовые постулаты Бора



МБОУ СОШ №1 г.Светлый
2013г
учитель физики-Архипова О.Л.

Модель Бора (1913 р.)

КВАНТОВО-МЕХАНИЧЕСКАЯ МОДЕЛЬ АТОМА



► Луи де Бройль, 1924 г.

Двойственная природа электрона
(корпускулярно-волновой
дуализм):

- электрон является частицей
(корпускулой)
- электрон является волной

$$m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ кг}$$

$$v_e = 10^6 \text{ м/с}$$

$$\hbar = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ Дж}$$

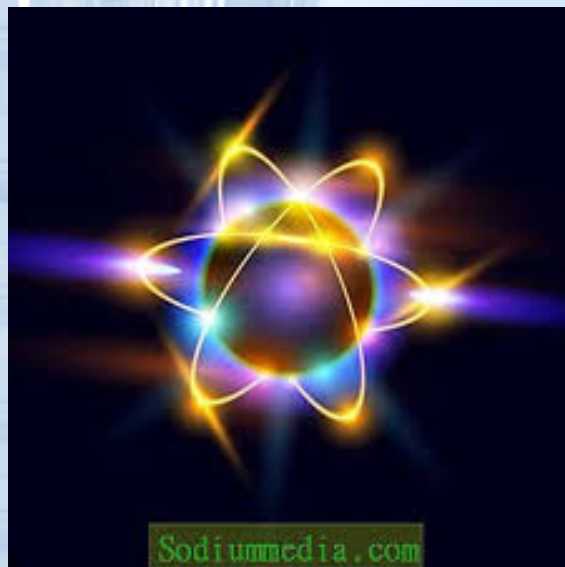
$$\lambda = \frac{\hbar}{mv}$$

длина волны движущегося электрона
 $\lambda = 10^{-10} \text{ м (1 \AA)}$

Квантово-механічна модель
(гіпотеза-Луї де Бройль (1924 р.);
експериментальне підтверд-
ження-Девіссон і Джермер (1927 р.)

- Протонне число дорівнює заряду ядра атома елемента.
- Нуклонне число-це загальна кількість протонів і нейтронів в ядрі.
- Нуклід-це тип атомів із певними значеннями нуклонного і протонного чисел.





Элементы в природе – это смесь
изотопов

- Хлор: ^{35}Cl , ^{37}Cl
- Аргон: ^{39}Ar , ^{40}Ar
- Калий: ^{39}K , ^{40}K
- Запишите состав изотопов этих элементов



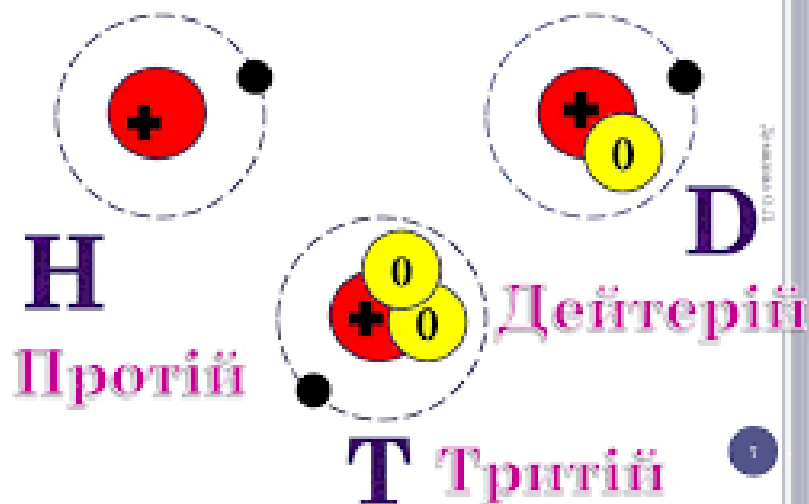
MyShared

Изотопи-це різновиди атомів одного хімічного елемента, які відрізняються за масою внаслідок різної кількості нейтронів у ядрі.

Ізобари-це атоми (нукліди) різних хімічних елементів, які мають однакові масові числа.

Ізотопи Гідрогену

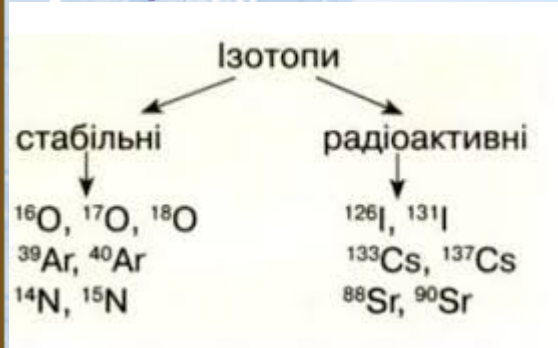
ІЗОТОПИ ГІДРОГЕНУ



- У середині 20-го століття вчені відкрили "важку воду" - D_2O , яка відповідала параметрам "мертвої води". На живі організми "важка вода" діє гнітюче, а у великих кількостях викликає смерть.



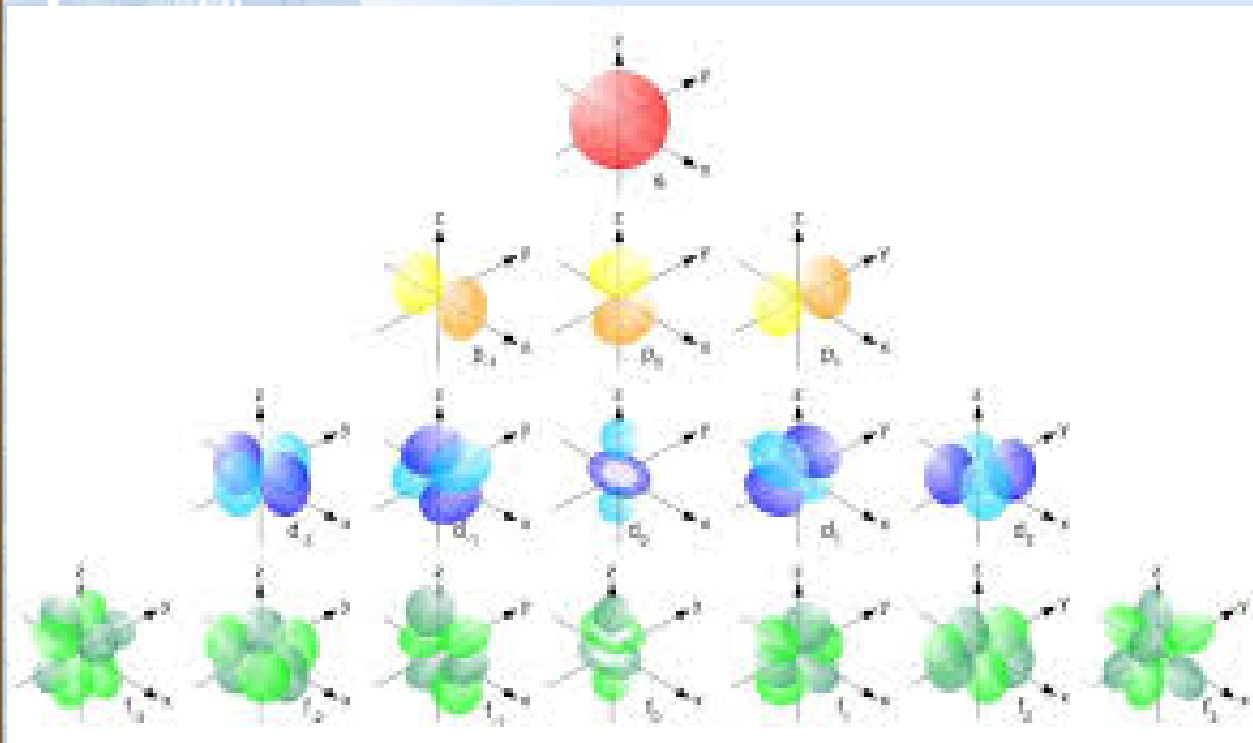
Радіоактивність-це самоплинний розпад ядер атомів деяких елементів, що супроводжується випусканням елементарних частинок та електромагнітних хвиль.



ВЛАСТИВОСТІ РАДІОАКТИВНОГО ВИПРОМІНЮВАННЯ

вид випромінювання	природа випромінювання	проникаюча здатність
Альфа- випромінювання	Ядра атомів гелію	Шар паперу товщиною 0.1 мм непрозорий
Бетта- випромінювання	Випускаються електрони і позитрони. У цих реакціях утворюється нейтрино	Затримує алюмінієва пластина товщиною в кілька мм
Гамма- випромінювання	Короткохвильове електромагнітне випромінювання	Проникаюча здатність більша, ніж у рентгеновського випромінювання

Атомна орбіталь (АО)-це область простору поблизу атомного ядра, в якій ймовірність знаходження електрона максимальна (90%).



Стан електрона в атомі характеризують набором чотирьох квантових чисел.

Назва	Символ	Можливі значення	Чому відповідає
Головне	n	Цілі числа: $n = 1; 2; 3; 4; \dots$	Номеру енергетичного рівня. <i>Енергетичний рівень</i> — це сукупність енергетичних станів електрона в атомі, які характеризуються одним і тим самим значенням n ; їх позначають буквами латинського алфавіту (K, L, M, N) або цифрами
Побічне (орбітальне)	l	Цілі числа від 0 до $n - 1$	Типу орбіталі. Для s -орбіталі $l = 0$, для p -орбіталі $l = 1$, для d -орбіталі $l = 2$, для f -орбіталі $l = 3$. <i>Енергетичний підрівень</i> — це сукупність орбіталей однакової форми (з однаковим значенням l) на даному енергетичному рівні
Магнітне	m_l	Цілі числа від $-l$ до $+l$; кількість значень m_l дорівнює $2l + 1$	Орієнтації атомних орбіталей у просторі. Для s -орбіталі ($l = 0$) $m_l = 0$, тому на s -підрівні існує тільки одна s -орбіталь; для p -орбіталей ($l = 1$) $m_l = -1; 0; +1$, тому на p -підрівні — три орбіталі; для d -орбіталей ($l = 2$) $m_l = -2; -1; 0; +1; +2$, тому на d -підрівні — п'ять орбіталей
Спінове	m_s	Тільки два значення: $+\frac{1}{2}$ та $-\frac{1}{2}$	<i>Спін</i> електрона, тобто його власному моменту кількості руху. Спін можна спрощено уявити як напрямок обертання електрона навколо власної осі за годинниковою стрілкою або проти

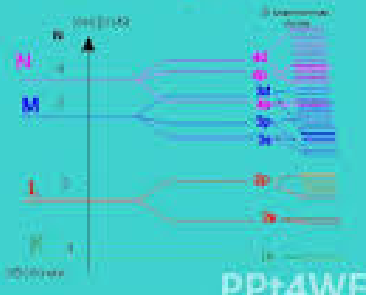
Правила заповнення орбіталей електронами

Назва	Формулювання та застосування
Принцип мінімуму енергії	У першу чергу заповнюються електронами орбіталі з найнижчою енергією. Енергетичні рівні заповнюються послідовно від першого до сьомого, а підрівні у межах рівня — у послідовності $s-p-d-f$
Принцип Паулі	В атомі не може бути двох електронів з однаковими наборами усіх квантових чисел. Це означає, що на одній орбіталі не може перебувати не більше двох електронів, при цьому напрямки їх спинів мають бути протилежними
Правило Хунда	Орбіталі одного підрівня заповнюються електронами таким чином, щоб їхній сумарний спін був максимальним. Це означає, що спочатку на кожній орбіталі розміщується по одному електрону з однаковим напрямком спинів, а після цього — другий електрон із протилежним напрямком спіну
Правило Клечковського	Електрони заповнюють орбіталі у порядку зростання суми головного та побічного квантових чисел ($n + l$). Якщо ця сума для певних підрівнів однакова, то в першу чергу заповнюють електронами орбіталі з меншим значенням n

Правила заполнения орбиталей электронами

Принцип наименьшей энергии:

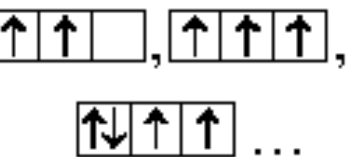
В атоме каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной (что отвечает наибольшей его связи с ядром).



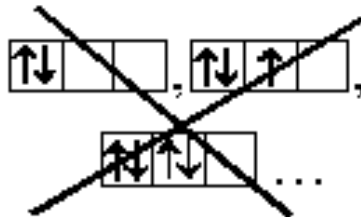
Принцип Паули

в атоме не может быть двух электронов у которых были бы одинаковыми все четыре квантовых числа.

Может быть



Не может быть



Правило Клечковского

Заполнение электронами орбиталей в атоме происходит в порядке возрастания суммы главного и орбитального квантового чисел ($n + l$).

При одинаковой сумме раньше заполняется орбиталь с меньшим значением главного квантового числа.

Итак, $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s...$

Рассмотрим на примере элементов четвертого периода.

Послідовність заповнення енергетичних рівнів та підрівнів електронами

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4f^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$
 $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10}$
петитіор-хіміи.рф

Електронні конфігурації

Електронна конфігурація — це розподіл електронів по атомних орбіталах. Для схематичного зображення електронних конфігурацій застосовують квантові комірки:

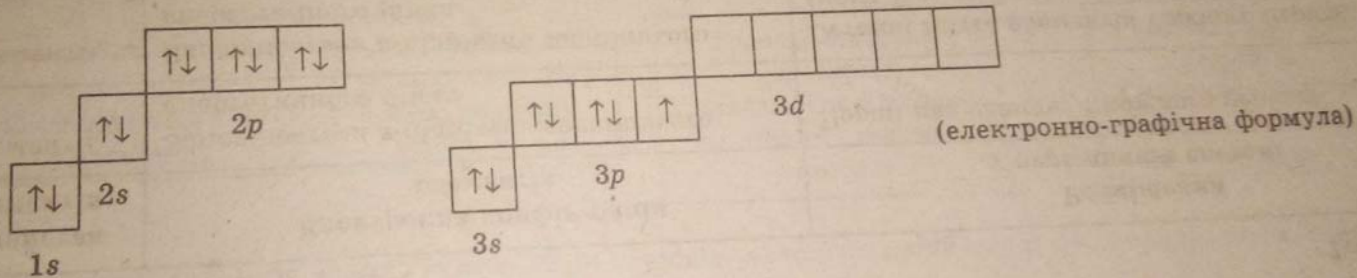
□ — квантова комірка (атомна орбіталь)

↑ — електрон

↑↓ — пара електронів, спіни яких протилежні

Наприклад: ${}_{17}\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ (повна електронна формула)

$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ (скорочена електронна формула)



Сімейства елементів

Сімейства елементів	Електронна конфігурація елементів	Розміщення у періодичній системі
<i>s</i> -елементи	Заповнюється <i>s</i> -підрівень зовнішнього енергетичного рівня	Перші два елементи кожного періоду
<i>p</i> -елементи	Заповнюється <i>p</i> -підрівень зовнішнього енергетичного рівня	Останні шість елементів кожного періоду (крім 1-го та 7-го періодів)
<i>d</i> -елементи	Заповнюється електронами <i>d</i> -підрівень передзовнішнього енергетичного рівня, а на <i>s</i> -підрівні зовнішнього рівня залишається 1 чи 2 електрони (виняток — Pd).	По десять елементів у 4-му та 5-му періодах між <i>s</i> - і <i>p</i> -елементами, а в 6-му періоді — десять елементів між <i>f</i> - і <i>p</i> -елементами. Це елементи побічних підгруп (перехідні елементи)
<i>f</i> -елементи	Заповнюється <i>f</i> -підрівень третього зовнішнього енергетичного рівня, а на зовнішньому рівні містяться два <i>s</i> -електрони	По чотирнадцять елементів між <i>s</i> - та <i>d</i> -елементами у 6-му та 7-му періодах. Це лантаноїди та актиноїди

Періодичний закон Д.І. Менделєєва
 (1869 рік): «Свойства простых тел, а также
 формы и свойства соединений элементов
 находятся в периодической зависимости
 от величины атомных весов элементов»

*Опыт составления
 периодического закона,
 основанного на
 Д. Менделеев.*

*Менделеев
 1869 г.*

H=1	?=8	?=22	Cu=63.5	Ag=108	As=75
Li	Li=7	Be=9	Zn=65.4	Cd=112	Se=78.4
B=11	B=11	Al=27.4	?=68	Br=80	Te=127.6
C=12	C=12	Si=28	?=70	I=127	Bi=208
N=14	N=14	P=31	As=75	S=32	Pb=207
O=16	O=16	S=32	Se=78.4	Te=127.6	U=238
F=19	F=19	Cl=35.5	Br=80	I=127	Fr=223
di=20	Ca=40	K=39	Rb=85.4	Cs=132.6	
	?=85	Ga=70	Ge=72.6	As=75	
	? G=58?	Sn=118.7	Sb=121.8	Te=127.6	
	? P=60?	Hg=200.6	Pt=195.1	Au=197	
	? D=75??	Pb=207	Bi=208	U=238	

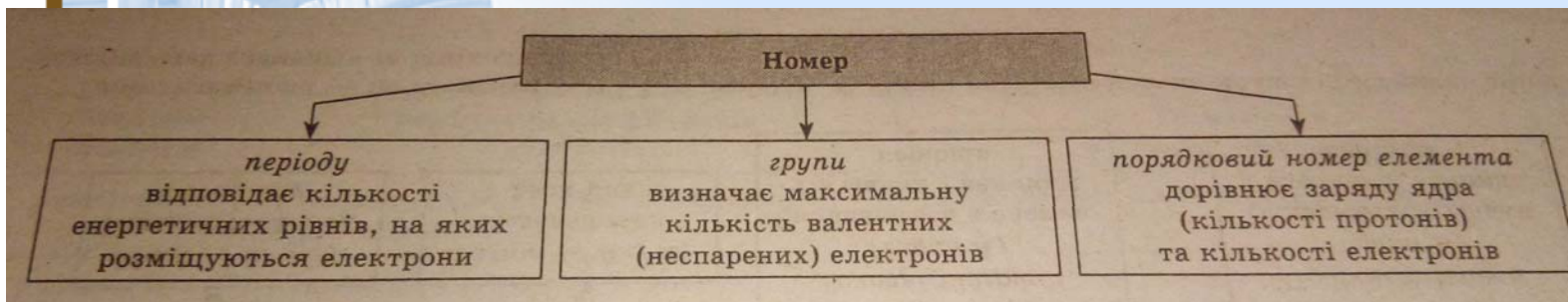
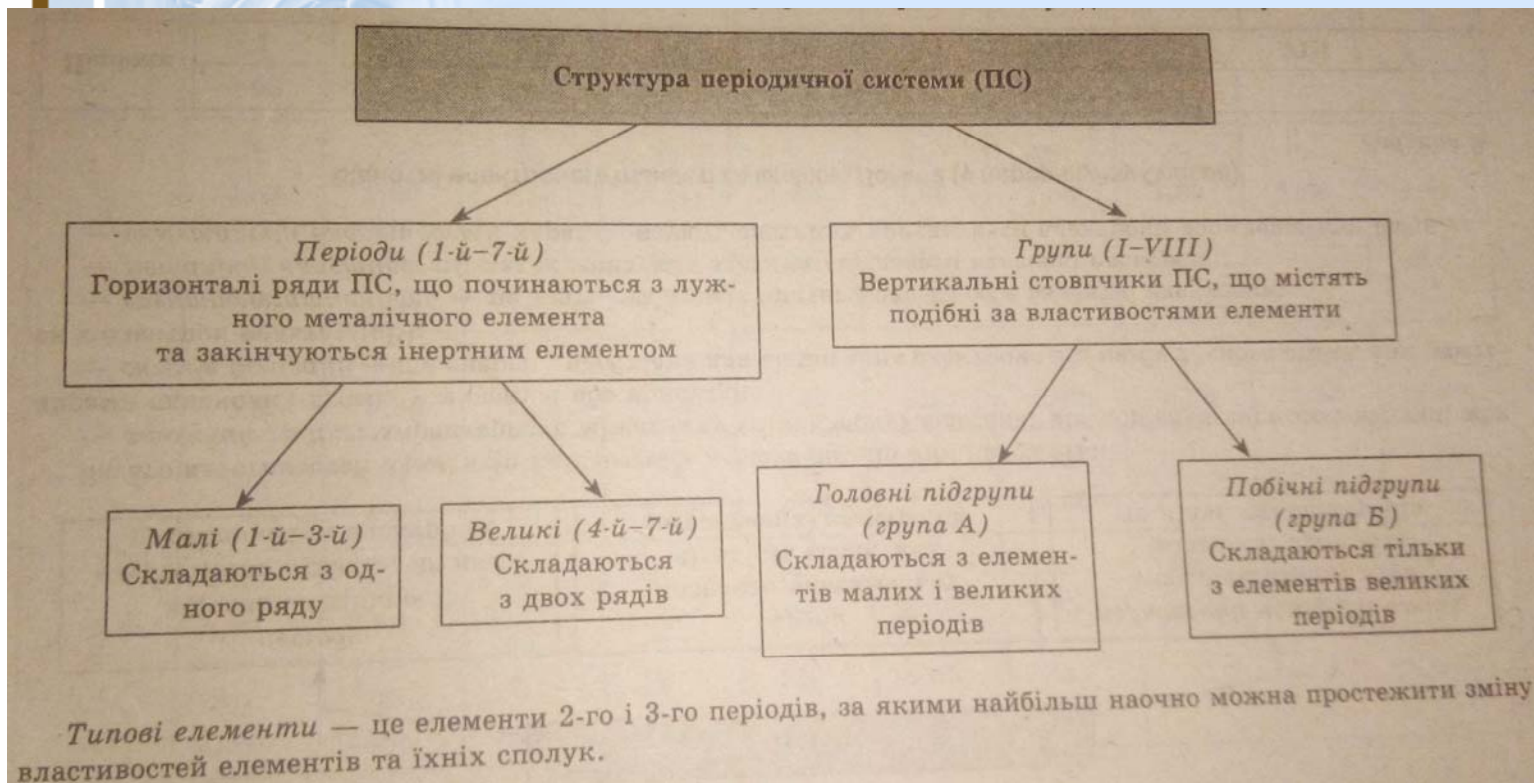


**Сучасне формулювання періодичного закону:
«Властивості елементів, а також властивості
простих і складних речовин, утворених цими
елементами, перебувають у періодичній
залежності від зарядів ядер їх атомів»**



**Періодична
система
хімічних
елементів-
це графічне
зображення
періодичного
закону.**

Структура періодичної системи



ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА

ПЕРІОДИ	ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ													
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII						
1	H 1,0079 Гідроген								He 4,0028 Гелій	<div style="display: flex; justify-content: space-between;"> <div> <p>Порядковий номер</p> <p>26</p> </div> <div> <p>Символ</p> <p>Fe</p> </div> <div> <p>Назва елемента систематично</p> <p>Ферум</p> </div> </div> <div style="margin-top: 10px;"> <p>Відносна атомна маса</p> <p>55,847</p> </div> <div style="margin-top: 10px;"> <p>Електронна конфігурація</p> <p>[Ar]3d⁶4s²</p> </div>				
2	Li 6,941 Літій	Be 9,01218 Берилій	B 10,811 Бор	C 12,01 Карбон	N 14,007 Нітроген	O 15,999 Оксиген	F 18,998 Флуор	Ne 20,179 Неон						
3	Na 22,990 Натрій	Mg 24,305 Магній	Al 26,982 Алюміній	Si 28,085 Силіцій	P 30,974 Фосфор	S 32,066 Сульфур	Cl 35,453 Хлор	Ar 39,948 Аргон						
4	K 39,098 Калій	Ca 40,078 Кальцій	Sc 44,956 Скандій	Ti 47,88 Титан	V 50,942 Ванадій	Cr 51,996 Хром	Mn 54,938 Манган	Fe 55,847 Ферум	Co 58,933 Кобальт		Ni 58,69 Нікель			
5	Rb 85,468 Рубідій	Sr 87,62 Стронцій	Y 88,906 Ітрій	Zr 91,224 Цирконій	Nb 92,906 Ніобій	Mo 95,94 Молибден	Tc 98,906 Технецій	Ru 101,07 Рутеній	Rh 102,91 Родій	Pd 106,42 Паладій				
6	Cs 132,91 Цезій	Ba 137,33 Барій	La 138,91 Лантан	Hf 178,49 Гафній	Ta 180,95 Тантал	W 183,85 Вольфрам	Re 186,21 Реній	Os 190,22 Осмій	Ir 192,22 Ірідій	Pt 195,09 Платина				
7	Fr (223) Францій	Ra 226,02 Радій	Ac 227,03 Актиній	Rf (261) Резерфордій	Db (262) Дубній	Sg (263) Сіборгій	Bh (262) Борій	Hs (265) Гасій	Mt (266) Майтнерій	Uun (272) Унуній				
Висні оксиди	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄						
Легкі сполуки і сполуки				RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR							
*	58 Ce 140,12 Церій	59 Pr 140,91 Прометій	60 Nd 144,24 Неодім	61 Pm (147) Прометій	62 Sm 150,36 Самарій	63 Eu 151,96 Європій	64 Gd 157,25 Гадоліній	65 Tb 158,91 Тербій	66 Dy 162,5 Диспрій	67 Ho 164,93 Гольмій	68 Er 167,26 Ербій	69 Tm 168,93 Тиманій	70 Yb 173,04 Йттербій	71 Lu 174,97 Лютецій
**	90 Th 232,04 Торій	91 Pa (231) Протактиній	92 U 238,03 Уран	93 Np (237) Нептуній	94 Pu (244) Плутоній	95 Am (243) Америцій	96 Cm (247) Кюріум	97 Bk (247) Беркелій	98 Cf (251) Каліфорній	99 Es (254) Ейнштейній	100 Fm (257) Фермій	101 Md (258) Менделєєвій	102 No (259) Нобелій	103 Lr (262) Лоуренцій

Періодичність зміни властивостей елементів головних підгруп Періодичної системи

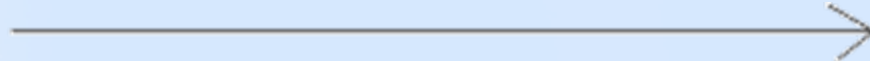
Посилення металічних

властивостей.

Збільшення радіуса атома

Група

Період



Посилюються неметалічні властивості.

Зростають:

- заряд ядра атома;

- кількість електронів за зовнішньому енергетичному рівні;

- відносна атомна маса елемента;

- валентність за Оксигеном.

Зменшуються:

- валентність за Гідрогеном (неметалічних елементів починаючи з IV групи);

- радіус атома.

Хімічні елементи в організмі людини

