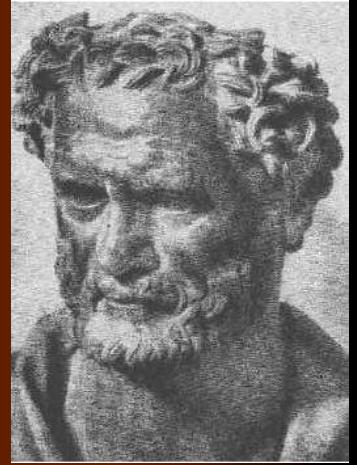


Будова атома

План

1. Становлення вчення про атоми.
2. Ядро атома
3. Властивості електрона в атомі. Постулати Бора.
4. Модель атома Шредингера. Квантові числа.
5. Правила заповнення електронних оболонок атомів. Правила Клечковського.
6. Принцип Паулі. Правило Гунда.

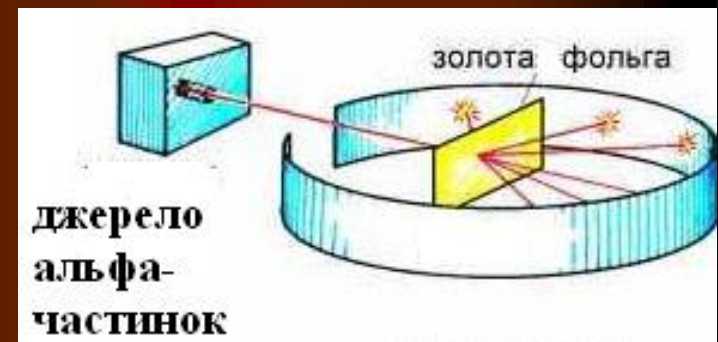
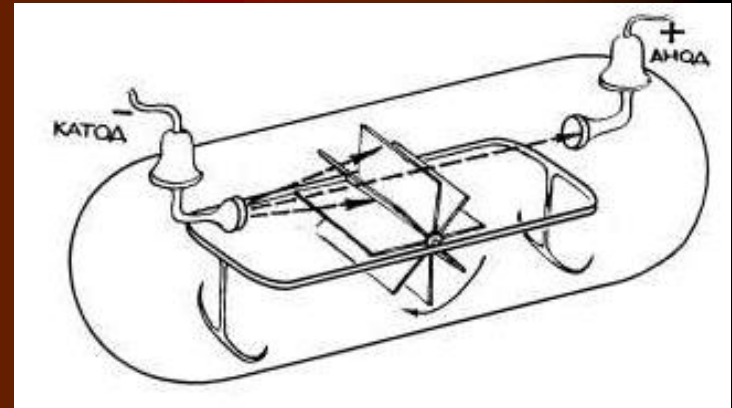
- Слово *атом* означає «неподільний». Вперше воно було застосовано давньогрецьким філософом Демокритом (300р. до н.е),



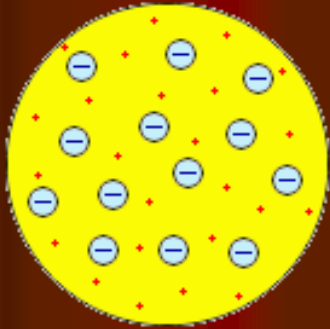
- «Легко предположить, но ныне пока еще нет возможности доказать, что атомы простых тел суть сложные существа, образованные сложением некоторых еще меньших частей, что называемое нами неделимым (атом) – неделимо только обычными химическими силами....» (Менделеев Д.И., 1869р)

Етапи становлення вчення про атом

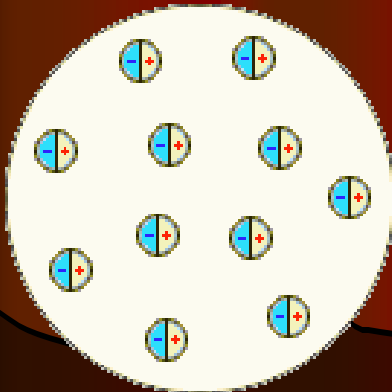
- Трубка Крукса (1890 р.) з катодними променями, що доказувала наявність частинок з певною енергією і зарядом;
- 1897 р. - Дж. Томсон – встановлена маса та заряд частинок катодного променя – **електронів**.
- Рентген (1895р.) відкрив новий вид випромінювання – X- промені (або рентгенівські промені)
- Відкриття явища радіоактивності Беккерелем, Кюрі, Склодовською-Кюрі
- Досліди Резерфорда (1910 р.) з α - частинками – доказ існування позитивного заряду в атомі



Перші моделі атомів

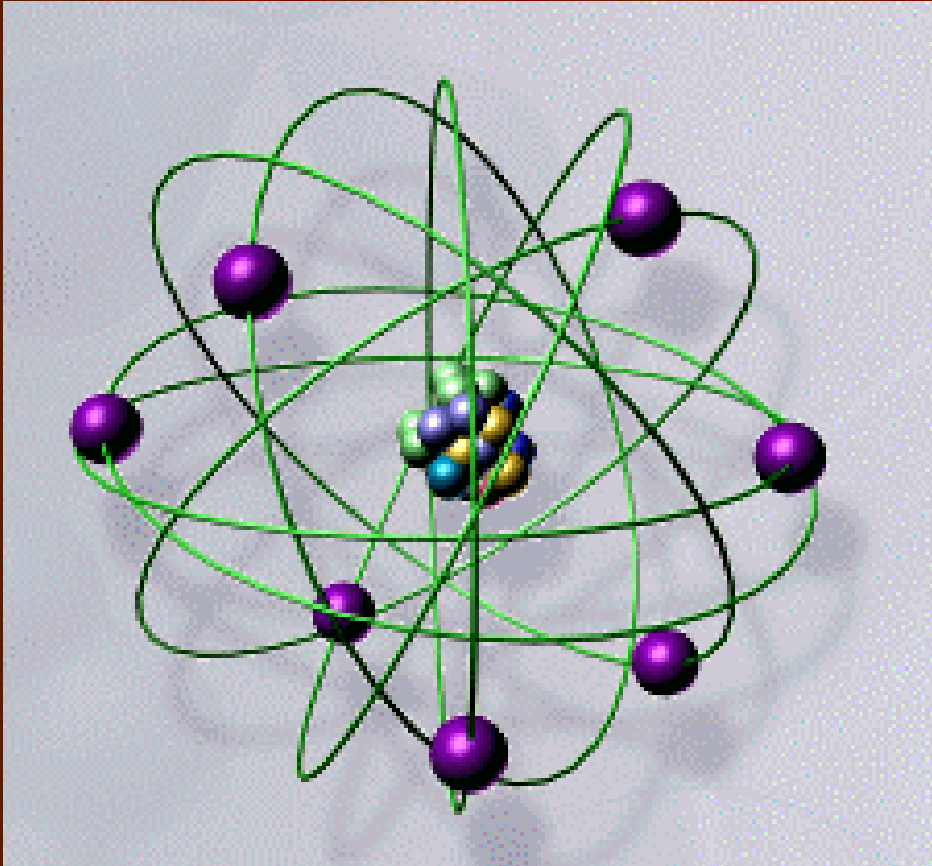


- Модель будови атома У.Томсона ("пудингова модель")



- Модель будови атома Ленарда (атом складається з нейтральних частинок – електричних дуплетів)

У 1911р. Резерфорд запропонував планетарну модель атома

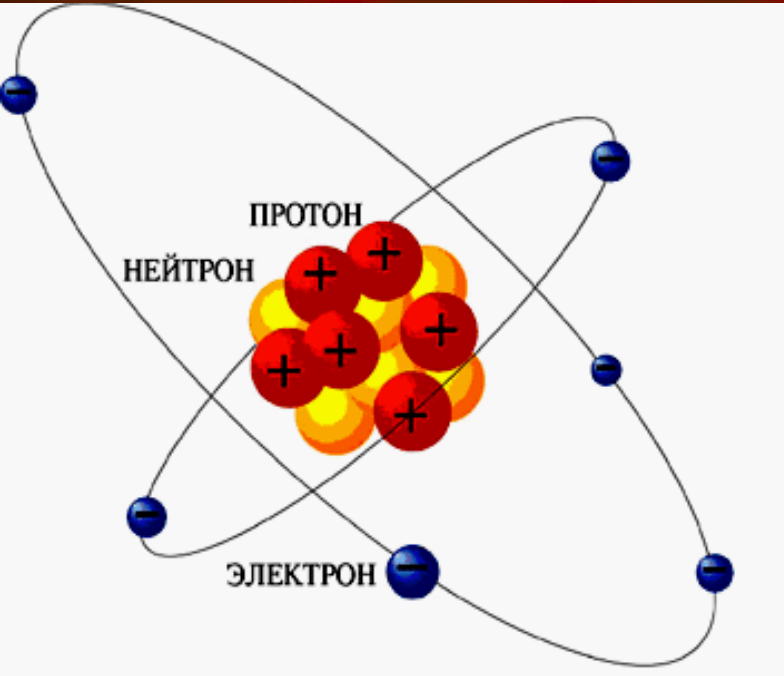


- Всередині атома знаходиться позитивно заряджене ядро
- весь позитивний заряд і майже вся маса атома зосереджені в його ядрі
- навколо ядра обертаються негативно заряджені електрони, кількість яких дорівнює позитивному заряду ядра

АТОМ

- Атом – електронейтральна система, що складається з позитивно зарядженого ядра та негативно зарядженої електронної оболонки

ЯДРО



- закон Мозлі:

Ядро атома має позитивний заряд, який дорівнює порядковому номеру елемента в Періодичній системі.

- розміри атомних ядер $10^{-15} - 10^{-14}\text{м}$
- густина речовини в ядрі – приблизно $10^{13}-10^{14}\text{г/см}^3$
- Радіус атома приблизно в 100000 разів більший за радіус ядра

Приклади

3	4	5
Li 6,941	Be 9,012	B 10,811
Літій	Бериллій	Бор

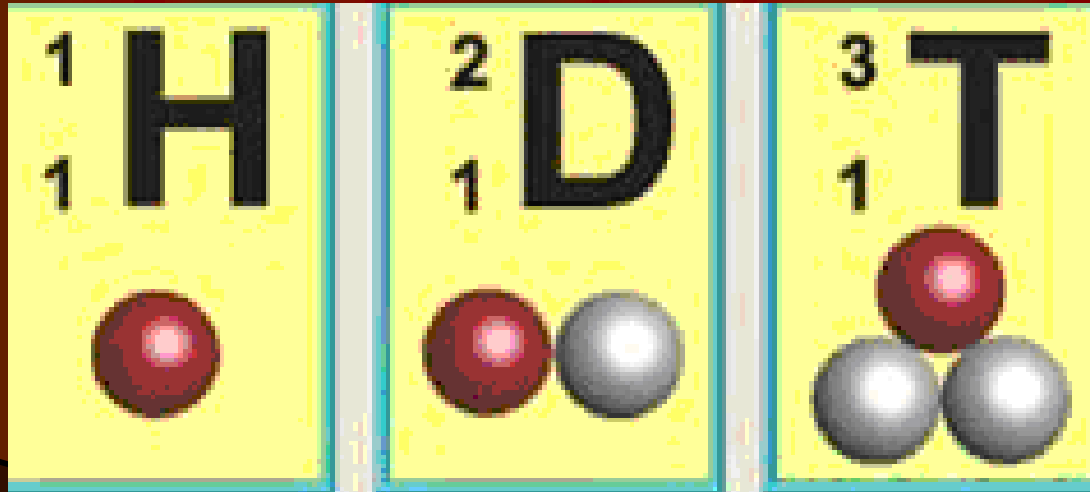


Число нейтронів можна визначити: $N=A - Z$.
Для Li ($N=7-3=4$); Be ($N=9-4=5$); B ($N=11-5=6$)

Субатомні частинки

Частинка	Заряд	Маса частинки:	
		кг	а.о.м.
Протон	+1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,00728
Нейтрон	0	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,00867
Електрон	-1	$9,11 \cdot 10^{-31}$	0,000549

Ізотопи – види атомів з однаковим зарядом ядра але різною масою



Властивості електрона в атомі

- 1. При переміщенні зарядженої частинки виникає електромагнітне випромінювання. Енергія випромінюється порціями – квантами

$$mvr = n \left(\frac{h}{2\pi} \right)$$

де h стала Планка ($h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж·с), n – ціле число квантів енергії

- 2. Сила притягіння електрона до ядра врівноважена відцентровою силою

$$\frac{mV^2}{r} = \frac{Ze^2}{r^2}$$

- Радіус траєкторії руху електрона можна розрахувати за формулою

$$r = \frac{h^2}{4\pi^2 m e^2} \cdot \frac{n^2}{Z}$$

- $r_0 = 0,529 \cdot 10^{-10}$ м
- $r = r_0 \cdot n^2$.



1913р. Постулати Бора

- I. Атомна система може знаходитися тільки в особливих – стаціонарних станах, що характеризується певним значенням енергії.

В такому стані атом не випромінює. Електрон в атомі може рухатися без випромінювання енергії тільки по визначених стаціонарних орбітах

- Радіуси стаціонарних орбіт співвідносяться між собою як квадрати їх номерів

$$r_1 : r_2 : r_3 : \dots : n = 1^2 : 2^2 : 3^2 : \dots : n^2$$

II постулат Бора

- II. Енергія поглинається чи виділяється при переміщенні електрона з однієї орбіти на іншу у вигляді кванта(порції) енергії.

$$E = E_2 - E_1$$

E_1 – енергія у вихідному стані

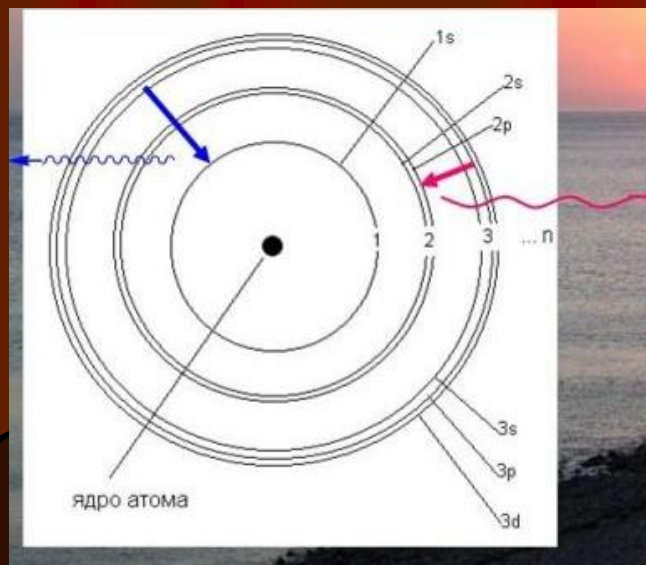
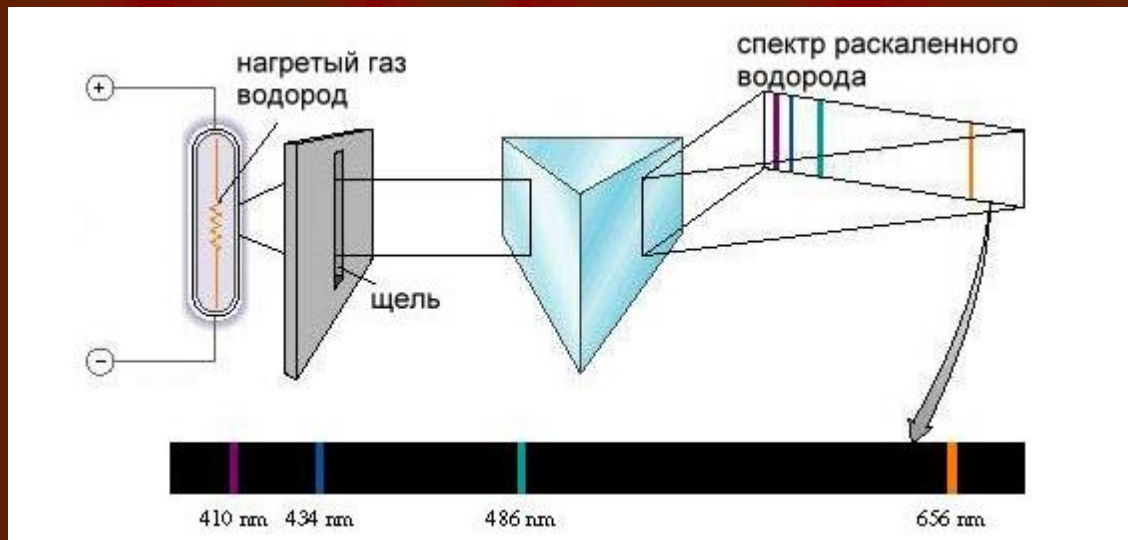
E_2 – енергія у кінцевому стані;

E – різниця енергій, $E = h \cdot \nu$, де ν - частота випромінювання

Тоді частота випромінювання ν

$$\nu = \frac{E_2 - E_1}{h}$$

Спектр випромінювання водню



Положення квантової механіки

1. Енергія в мікросвіті поглинається чи випромінюється дискретно у вигляді **квантів**.
2. Усі субатомні частинки носять **двоїстий** характер і їх розглядають і як частку, і як хвилю.

Рівняння Луї де Бройля:

$$\lambda = h/mv,$$

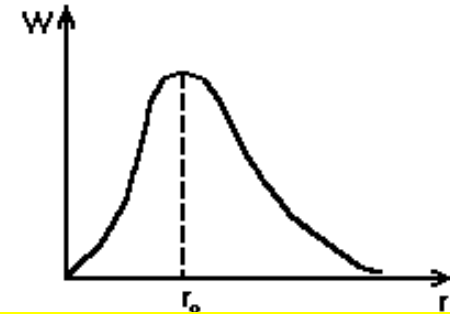
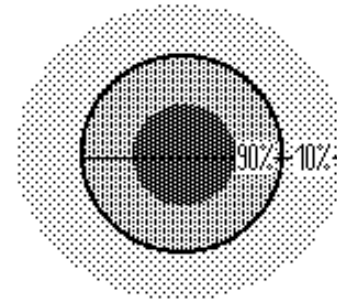
λ - довжина хвилі; h - постійна Планка; m - маса; v - швидкість руху.

3. **Принцип невизначеності Гейзенберга** – не можливо точно визначити координату і імпульс мікрочастинки $\Delta x \cdot \Delta p \geq h/2\pi$,

Рівняння Шредингера

У 1927р. Шредингер записав хвильове рівняння для опису стану електрона в атомі.

$$\frac{d^2\psi}{dx^2} + \frac{d^2\psi}{dy^2} + \frac{d^2\psi}{dz^2} + \frac{8\pi^2 m_e}{h^2} (E - U)\psi = 0$$



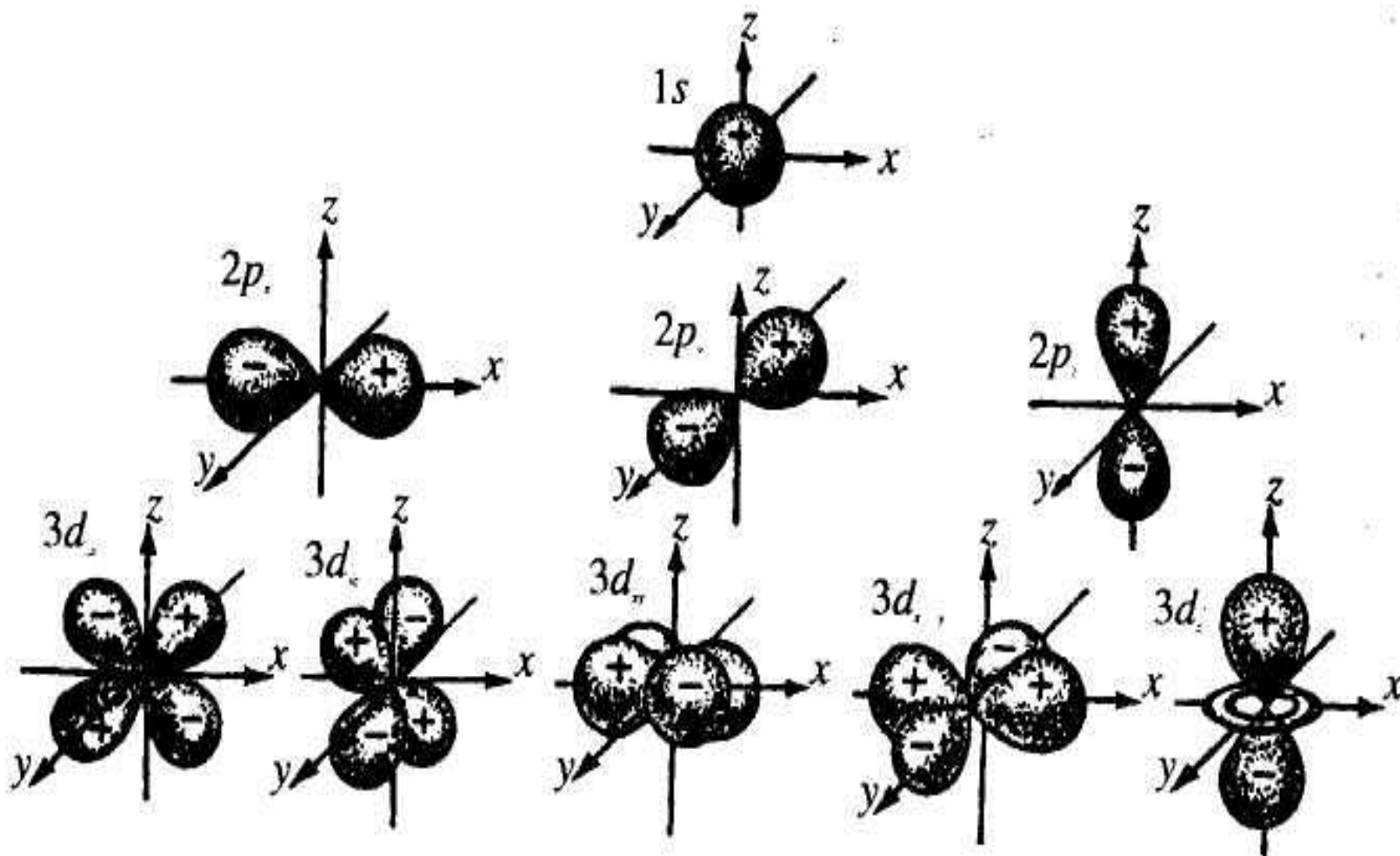
1. Хвильова функція $\psi(x, y, z, t)$ описує рух хвилі (електрону) в трьохмірному просторі залежить від координат електрона і часу.
2. Умови існування хвильової функції
 - ψ – не безмежна;
 - ψ - однозначна і залежить від координат і часу;
 - ψ - безперервна;
 - $|\psi|^2$ - визначає густину ймовірності місце перебування електрона в атомі в певний момент часу.

3. Область простору, де найбільш ймовірно перебування електрона – **орбіталь**.
4. Електрон має дискретні значення енергії, що є наслідком його хвильових властивостей.

Квантові числа

Головне квант. число n	1	2	3
Орбітальне к.ч. $L = 0..n-1$	0 s	0, 1 s p	0, 1, 2 s p d
Магнітне к.ч. $m_L = -L...+L$	0	0; -1; 0; +1	0; -1; 0; +1 -2; -1; 0; +1; +2
Спінове к.ч. m_s +1/2; -1/2	↑↓	↑↓	↑↓

Магнітне квантове число



Правила заповнення електронами електронних оболонок Принцип мінімуму енергії

I правило Клечковського

Послідовність заповнення електронних орбіталей відбувається від орбіталей з меншим значенням суми головного й орбітального квантових чисел ($n+L$) до орбіталей з більшим значенням цієї суми.

II правило Клечковського

При однакових значеннях суми ($n+L$) відбувається заповнення тієї орбіталі, у якої головне квантове число має менше значення.

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

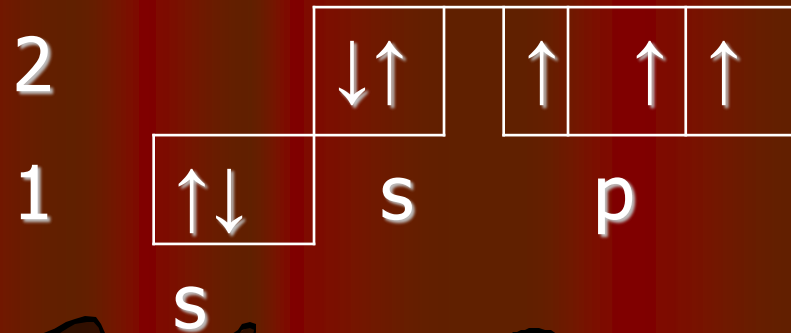
Принцип Паулі, 1925р.

- «В атомі не може бути двох електронів з однаковим набором усіх чотирьох квантових чисел».
- Максимальна кількість електронів на енергетичному підрівні (L)
 $\max_e = 2(2L + 1)$
- Максимальна кількість електронів на енергетичному рівні (n)
 $\max_e = 2n^2$
- На одній орбіталі може перебувати тільки 2 \bar{e} з антипаралельними m_s

Правило Гунда

В межах підрівня електрони заповнюють максимальну кількість орбіталей, тобто розташовуються таким чином, щоб їх сумарне спінове число було **максимальним**

Нітроген N



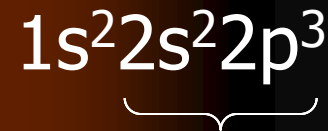
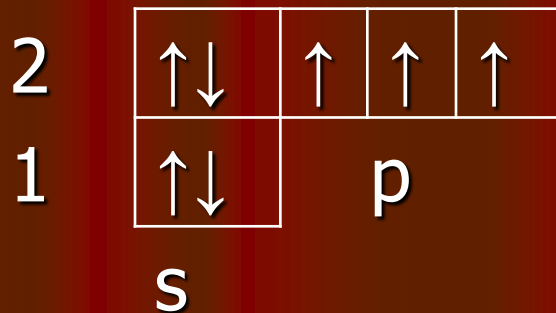
Періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва

Період	Ряд	Г Р У П П И														
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII							
1	1	H Гідроген Водень 1,0079 1										He Гелій 4,0026 2				
2	2	Li Літій 6,941 3	Be Берилій 9,012 4	B Бор 10,81 5	C Карбон Вуглець 12,011 6	N Нітроген Азот 14,0067 7	O Оксиген Кисень 15,999 8	F Флуор Фтор 18,998 9	Ne Неон 20,179 10					Порядковий номер Символ елемента		
3	3	Na Натрій 22,990 11	Mg Магній 24,305 12	Al Алюміній 26,981 13	Si Силіцій Кремній 28,086 14	P Фосфор 30,973 15	S Сульфур Сірка 32,06 16	Cl Хлор 35,453 17	Ar Аргон 39,948 18					Атомна маса Назва елемента		
4	4	K Калій 39,098 19	Ca Кальцій 40,08 20	Sc Скандій 44,956 21	Ti Титан 47,90 22	V Ванадій 50,941 23	Cr Хром 51,996 24	Mn Манган Марганець 54,938 25	Fe Ферум Залізо 55,847 26	Co Кобальт 58,933 27	Ni Нікол Нікель 58,70 28					
	5	Cu Купрум Мідь 63,546 29	Zn Цинк 65,39 30	Ga Галій 69,72 31	Ge Германій 72,59 32	As Арсен Миш'як 74,921 33	Se Селен 78,96 34	Br Бром 79,904 35	Kr Криптон 83,80 36							
5	6	Rb Рубідій 85,468 37	Sr Стронцій 87,62 38	Y Ітрій 88,906 39	Zr Цирконій 91,22 40	Nb Ніобій 92,906 41	Mo Молибден 95,94 42	Tc Технецій [98,906] 43	Ru Рутеній 101,07 44	Rh Родій 102,905 45	Pd Паладій 106,4 46					
	7	Ag Аргентум Срібло 107,868 47	Cd Кадмій 112,41 48	In Індій 114,82 49	Sn Станум Олово, цина 118,71 50	Sb Стибій 121,75 51	Te Телур 127,60 52	I Іод Йод 126,904 53	Xe Ксенон 131,30 54							
6	8	Cs Цезій 132,91 55	Ba Барій 137,33 56	*La Лантан 138,905 57	Hf Гафній 178,49 72	Ta Тантал 180,948 73	W Вольфрам 183,85 74	Re Реній 186,207 75	Os Осмій 190,2 76	Ir Іридій 192,22 77	Pt Платина 195,09 78					
	9	Au Аурум Золото 196,967 79	Hg Меркурій Ртуть 200,59 80	Tl Талій 204,37 81	Pb Плюмбум Свинець, оливо 207,2 82	Bi Бісмут Вісмут 208,980 83	Po Полоній [209] 84	At Астат [210] 85	Rn Радон [222] 86							
7	10	Fr Францій [223] 87	Ra Радій 226,025 88	**Ac Актиній [227] 89	Unq Уннілквадій [261] 104	Unp Уннілпентій [262] 105	Unh Уннілгексій [263] 106	Uns Уннілсептій [264] 107	Uno Уннілоктій [265] 108	Une Унніленій [266] 109	Uun Уннілій [272] 110					
Вищі оксиди		R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄							
Леткі водневі сполуки					RH₄	RH₃	H₂R	HR								
*Лантаноїди		58 Ce 140,12 Церій	59 Pr 140,908 Празеодим	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [145] Прометій	62 Sm 150,36 Самарій	63 Eu 151,96 Європій	64 Gd 157,25 Гадоліній	65 Tb 158,925 Тербій	66 Dy 162,50 Диспрозій	67 Ho 164,93 Гольмій	68 Er 167,26 Ербій	69 Tm 168,934 Тулій	70 Yb 173,04 Ітербій	71 Lu 174,97 Лютецій	
**Актиноїди		90 Th 232,038 Торій	91 Pa [231] Протактиній	92 U 238,029 Уран	93 Np [237] Нептуній	94 Pu [244] Плутоній	95 Am [243] Америцій	96 Cm [247] Кюрії	97 Bk [247] Берклій	98 Cf [251] Каліфорній	99 Es [254] Ейнштейній	100 Fm [257] Фермій	101 Md [258] Менделєєв	102 No [259] Нобелій	103 Lr [260] Лоуренсій	

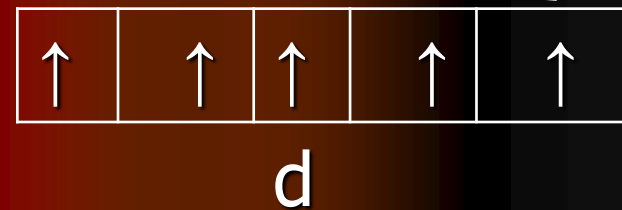
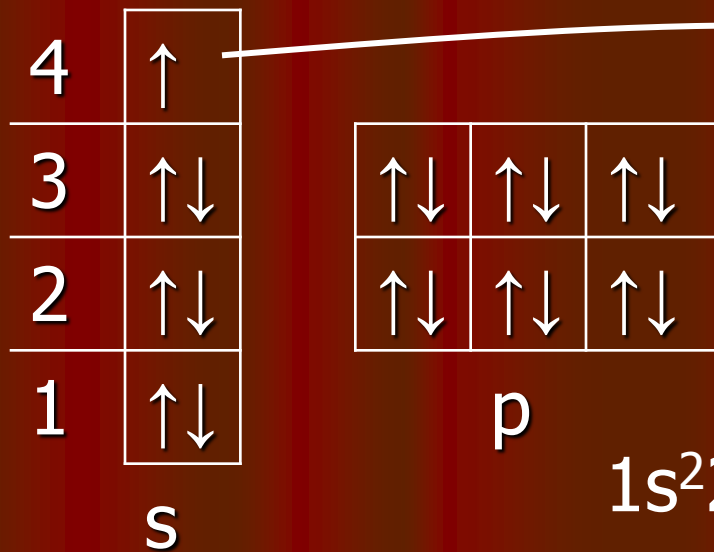
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H ¹ 1s ¹							He ² 1s ²
2	Li ³ 2s ¹	Be ⁴ 2s ²	B ⁵ 2s ² 2p ¹	C ⁶ 2s ² 2p ²	N ⁷ 2s ² 2p ³	O ⁸ 2s ² 2p ⁴	F ⁹ 2s ² 2p ⁵	Ne ¹⁰ 2s ² 2p ⁶
3	Na ¹¹ 3s ¹	Mg ¹² 3s ²	Al ¹³ 3s ² 3p ¹	Si ¹⁴ 3s ² 3p ²	P ¹⁵ 3s ² 3p ³	S ¹⁶ 3s ² 3p ⁴	Cl ¹⁷ 3s ² 3p ⁵	Ar ¹⁸ 3s ² 3p ⁶
4	K ¹⁹ 4s ¹	Ca ²⁰ 4s ²	Sc ²¹ 4s ² 3d ¹	Ti ²² 4s ² 3d ²	V ²³ 4s ² 3d ³	Cr ²⁴ 4s ¹ 3d ⁵	Mn ²⁵ 4s ² 3d ⁵	Fe ²⁶ 4s ² 3d ⁶

Приклади будови електронних оболонок атомів

Нітроген N +7
e=7

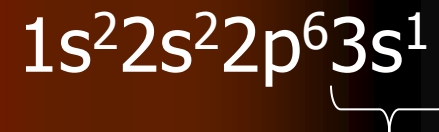
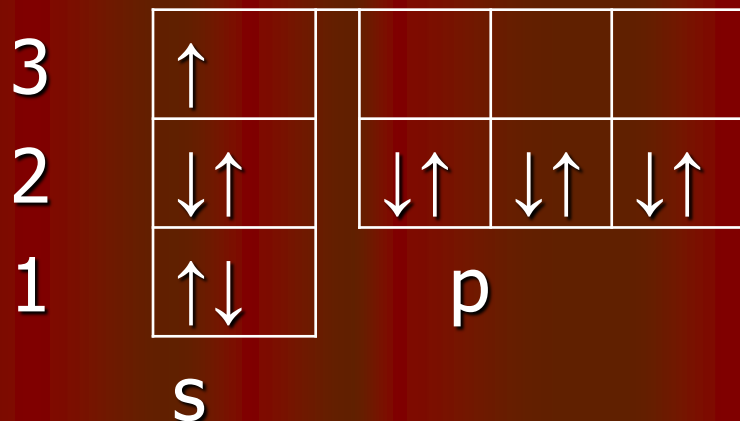


Хром
Cr+24
e =24

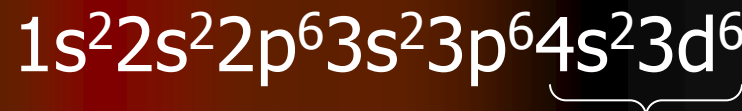
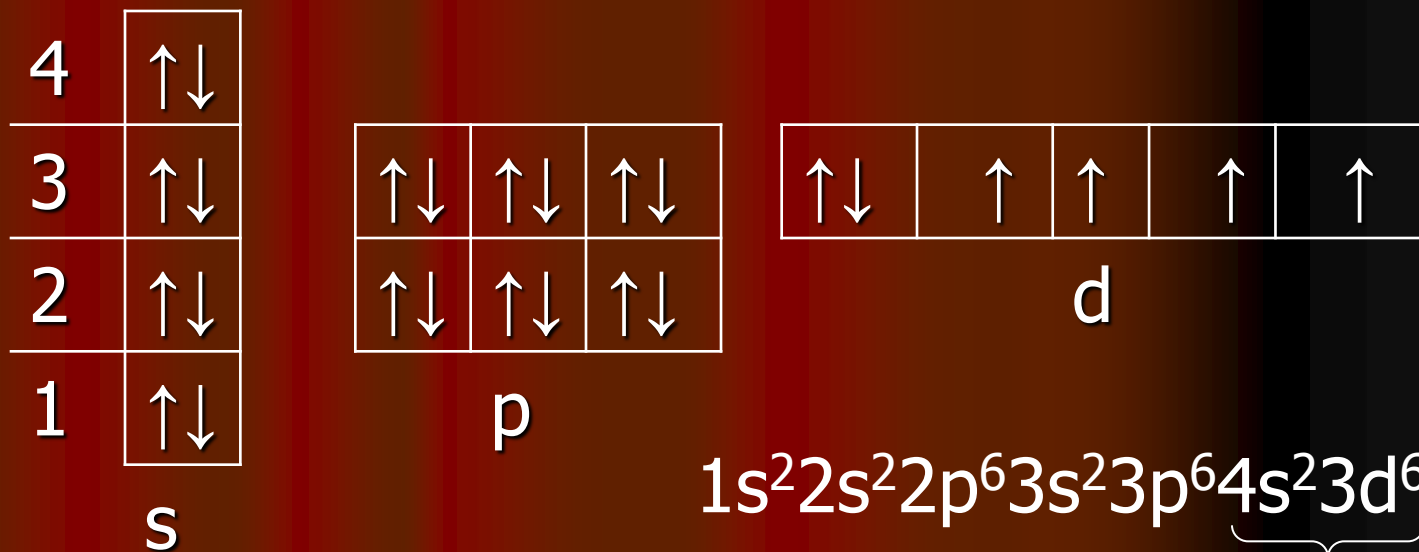


Приклади будови електронних оболонок атомів

Натрій Na +11
e=11



Феррум Fe
+26
e=26



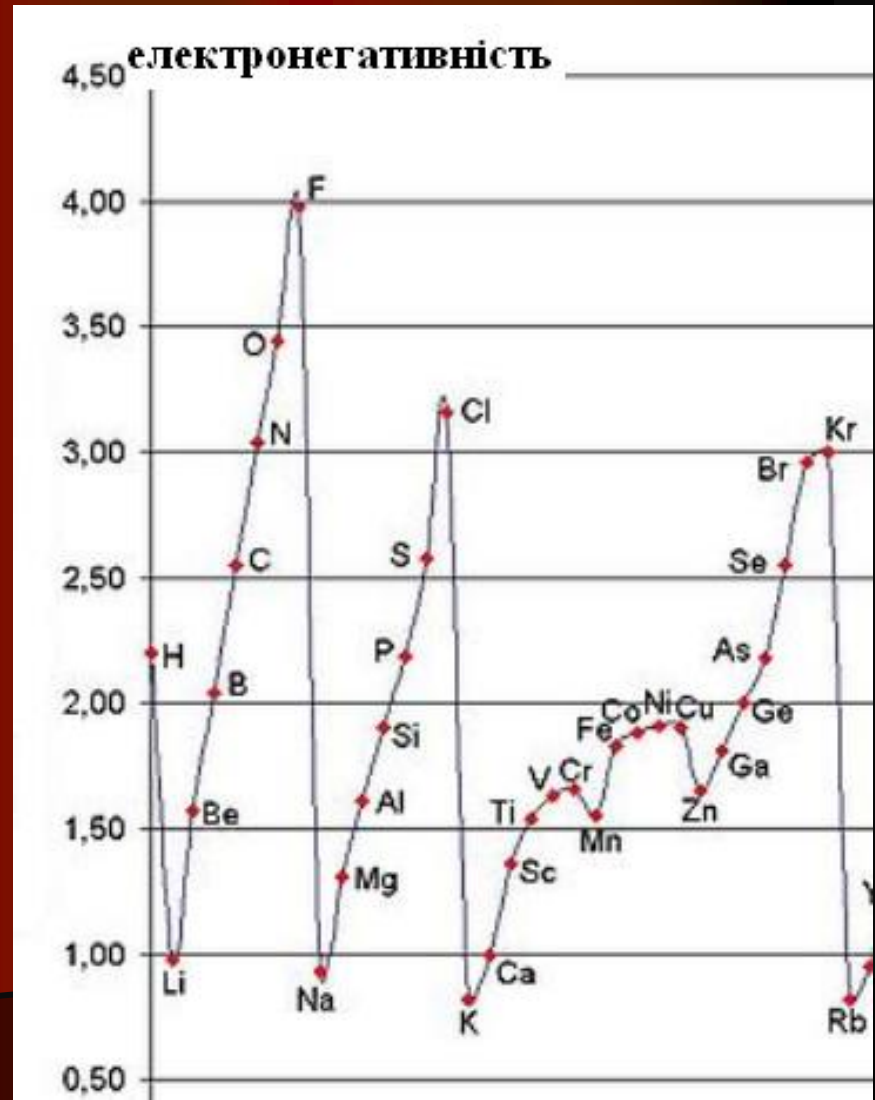
Енергія іонізації (I)

- Енергія іонізації (I) — найменша енергія потрібна для того, щоб відірвати електрон з нейтрального атома (кДж/моль), (eВ/атом) $I_1 < I_2 < I_3$. Визначає характер і властивості хімічного зв'язку, та відновні властивості елементів

Елемент	I_1 , eВ	Елемент	I_1 , eВ
H	13,6	Na	5,1
He	24,6	Mg	7,6
Li	5,4	Al	6,0
Be	9,3	Si	8,1
B	8,3	P	10,5
C	11,3	S	10,4
N	14,5	Cl	13,0
O	13,6	Ar	15,8
F	17,4	K	4,3
Ne	21,6	Ca	6,1

Властивості атомів

- **Спорідненість до електрона (E)** — енергія, що виділяється при захопленні електрона нейтральним атомом. Приєднання двох і більше електронів енергетично не вигідно, і багатозарядні одноатомні негативні іони у вільному стані не існують.
- **Електронегативність (Маллікен, Полінг) χ** — це середнє арифметичне суми енергії іонізації та спорідненості до електрона.



Розміри атомів

	Li	Be	B	C	N	O	F
$r, \text{нм}$	0,155	0,113	0,091	0,077	0,071	0,066	0,064

	$r, \text{нм}$		$r, \text{нм}$
Li	0,155	N	0,071
Na	0,189	P	0,130
K	0,236	As	0,148
Rb	0,248	Sb	0,161
Cs	0,268	Bi	0,182

- Атоми не мають чітких розмірів, тому ефективний радіус атома визначають по відстані між ядрами атомів, що утворили зв'язок.

1. Порядковий номер елемента в Періодичній таблиці визначає:

- А) відносну атомну масу елемента;
- б) валентність елемента;
- в) кількість енергетичних рівнів;
- г) заряд ядра атома елемента

2. Квантове число, що визначає орієнтацію в просторі електронної хмарини називають

- А) Головне квантове число
- б) Орбітальне квантове число
- в) Магнітне квантове число
- г) Спінове квантове число

3. Квантове число, що визначає власний рух електрона називають

- А) Головне квантове число
- б) Орбітальне квантове число
- в) Магнітне квантове число
- г) спінове квантове число

4. Які значення набуває головне квантове число?

- а) Цілі числа $1, 2, 3, \dots$
- б) Від 0 до $n-1$, де n - головне квантове число
- в) Від $+l$ до $-l$, де l - орбітальне квантове число
- г) $+1/2$ або $-1/2$

5. Що визначає номер періоду в Періодичній таблиці?

- А) відносну атомну масу елемента;
- б) валентність елемента;
- в) кількість енергетичних рівнів;
- г) заряд ядра атома елемента

б. Квантове число, що визначає загальну енергію електрона на енергетичному рівні а також розміри електронної хмарини називають ...

- А) Головне квантове число
- б) Орбітальне квантове число
- в) Магнітне квантове число
- г) Спінове квантове число

7. Які значення набуває орбітальне квантове число?

- а) Цілі числа $1, 2, 3, \dots$
- б) Від 0 до $n-1$, де n - головне квантове число
- в) Від $+l$ до $-l$, де l - орбітальне квантове число
- г) $+1/2$ або $-1/2$

8. Які значення набуває магнітне квантове число?

- Цілі числа $1, 2, 3, \dots$
- б) Від 0 до $n-1$, де n - головне квантове число
- в) Від $+l$ до $-l$, де l - орбітальне квантове число
- г) $+1/2$ або $-1/2$

9. Які значення набуває спінове квантове число?

- а) Цілі числа $1, 2, 3, \dots$
- б) Від 0 до $n-1$, де n - головне квантове число
- в) Від $+l$ до $-l$, де l - орбітальне квантове число
- г) $+1/2$ або $-1/2$

10. "Заповнення електронних орбіталей відбувається від орбіталей з меншим значенням суми головного і орбітального квантових чисел ($n+L$) до орбіталей з більшим значенням цієї суми "

- А) Принцип Паулі
- б) Правило Хунда
- в) I-е правило Клечковського
- г) II-е правило Клечковського