БУДОВА АТОМА

Розвиток теорії будови атома

Атом - найдрібніша частка елемента

Електрон (е) - елементарна частинка, що володіє найменшим існуючим в природі негативним електричним зарядом, рівним $1{,}602 \cdot 10^{-19}$ Кл.

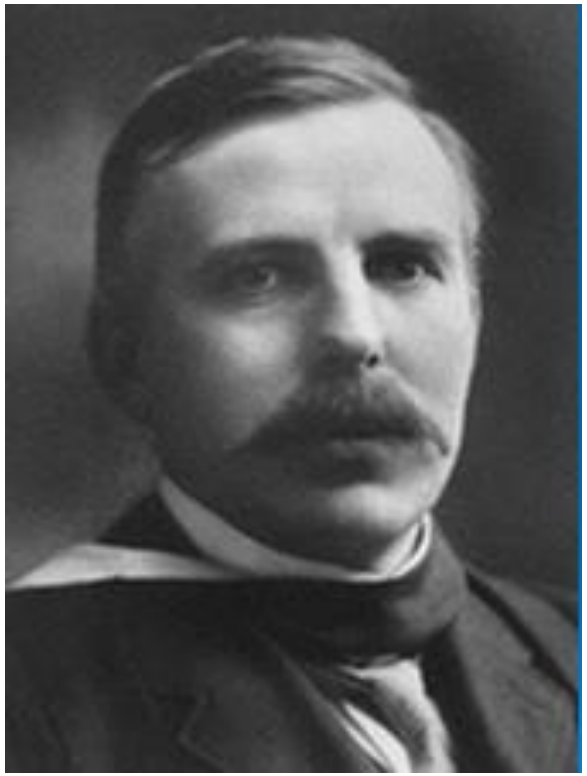
Маса електрона - $9{,}1 \cdot 10^{-28}$ г, що майже в 2000 разів менша за масу атома гідрогену (або протона)

Маса протона - $1{,}67 \cdot 10^{-24}$ г

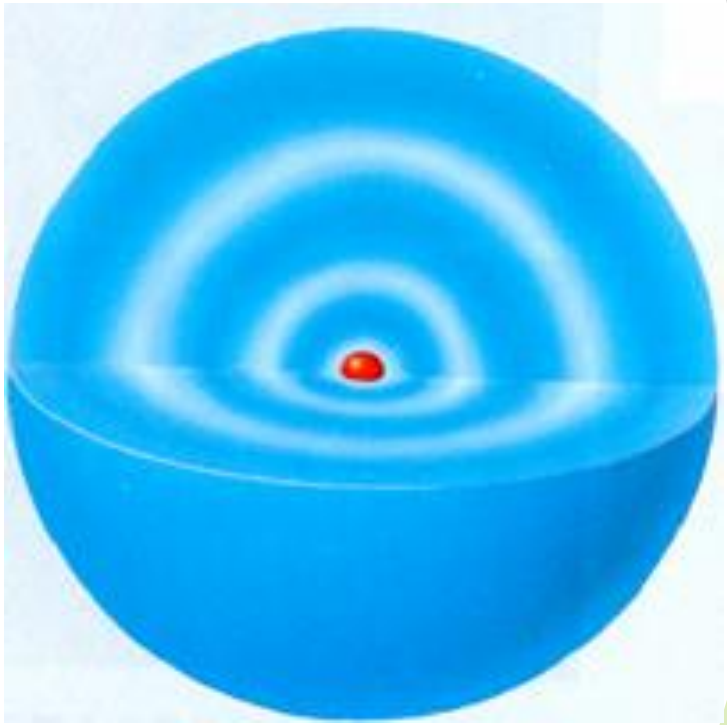
Діаметр атома - 10^{-8} см

Діаметр ядра атома - 10^{-13} - 10^{-12} см

Розвиток теорії будови атома



Ернест Резерфорд



Атом: ядро + електрони

Розвиток теорії будови атома

1. Планетарна (ядерна) модель будови атома (Е.Резерфорд, 1911 р.):

1. У центрі атома знаходиться позитивно заряджене ядро
2. Весь позитивний заряд і майже вся маса атома зосереджені в його ядрі
3. Навколо ядра обертаються електрони

2. Теорія Бора (датський фізик Н.Бор, 1913 р.), запропонував об'єднуючу ядерну модель атома з квантовою теорією світла (так звану квантову теорію будови атома)

Нільс Бор

Постулати Бора:

❶ Електрон може обертатися навколо ядра не по довільним, а тільки по строго визначеним (стаціонарним) круговим орбітам

❷ При русі по орбітах електрон не випромінює і не поглинає енергії

❸ Випромінювання відбувається при стрибкоподібному переході електрона з однієї стаціонарної орбіти на іншу. При цьому виділяється або поглинається квант електромагнітного випромінювання

Квантова теорія світла

Подвійна природа світла (корпускулярно-хвильовий дуалізм):

1. **Світло** - це випромінювання **електромагнітних хвиль** різних частот

Швидкість світла $C = \lambda \cdot \nu$

де λ - довжина хвилі, ν - частота випромінювання ($сек^{-1}$ або герц Гц),

$\lambda \sim$ 400-800 нм

Про хвильову природу світла свідчать такі явища як **віддзеркалення, заломлення, дифракція, інтерференція**

Модель Планка

2. Променистa енергія випромінюється і поглинається тілами не безперервно, а дискретно, тобто окремими порціями - квантами (або фотонами)

Енергія кванта описується рівнянням Планка

(М. Планк - німецький фізик 1900 р.)

$$E = h \cdot \nu$$

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

$$\nu = \frac{c}{\lambda} \qquad E = \frac{h\,c}{\lambda}$$

Це рівняння пов'язує корпускулярну енергію фотона (кванта) E з його хвильової характеристикою λ

Альберт Ейнштейн, 1905 р.

Фотон (квант) з енергією E володіє і деякою масою m відповідно до рівняння Ейнштейна

$$E = m \cdot c^2$$

$$m \cdot c^2 = \frac{h \cdot c}{\lambda} \qquad \lambda = \frac{h}{m \cdot c}$$

Добуток маси тіла на його швидкість (m · c) називається кількістю руху тіла або імпульсом (p)

$$\lambda = \frac{h}{p}$$

Явище, коли електромагнітне випромінювання одночасно проявляє властивості хвилі і частинки, називається корпускулярно-хвильовим дуалізмом

Квантова механіка

Представлення про корпускулярно-хвильову двоїстість фотона були перенесені на об'єкти мікросвіту, і перш за все на електрони

На початку 20х років XX століття виникла галузь теоретичної фізики - **квантова механіка**, що вивчає властивості і поведінку мікрочастинок

В основі квантової механіки лежить **сучасна теорія будови атома**

Основні положення сучасної теорії будови атома

1. Електрон має двоїсту (корпускулярно-хвильову) природу (фізик де Бройль)
2. Довжина хвилі електрона λ і його швидкість V пов'язані співвідношенням де Бройля:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot V}$$

m - маса електрона

V - швидкість електрона

Електрон може вести себе і як частка, і як хвиля:

Як частка - має масу і заряд

Як хвиля - характеризується здатністю до дифракції

2. Ця двоїстість виражається в принципі невизначеності, сформульованому німецьким фізиком Гейзенбергом в 1927 р.

Для електрона неможливо одночасно точно виміряти координату і швидкість руху

$$\Delta p \cdot \Delta x = \frac{h}{2\pi}$$

Вернер Гейзенберг

де Δx - невизначеність положення координати

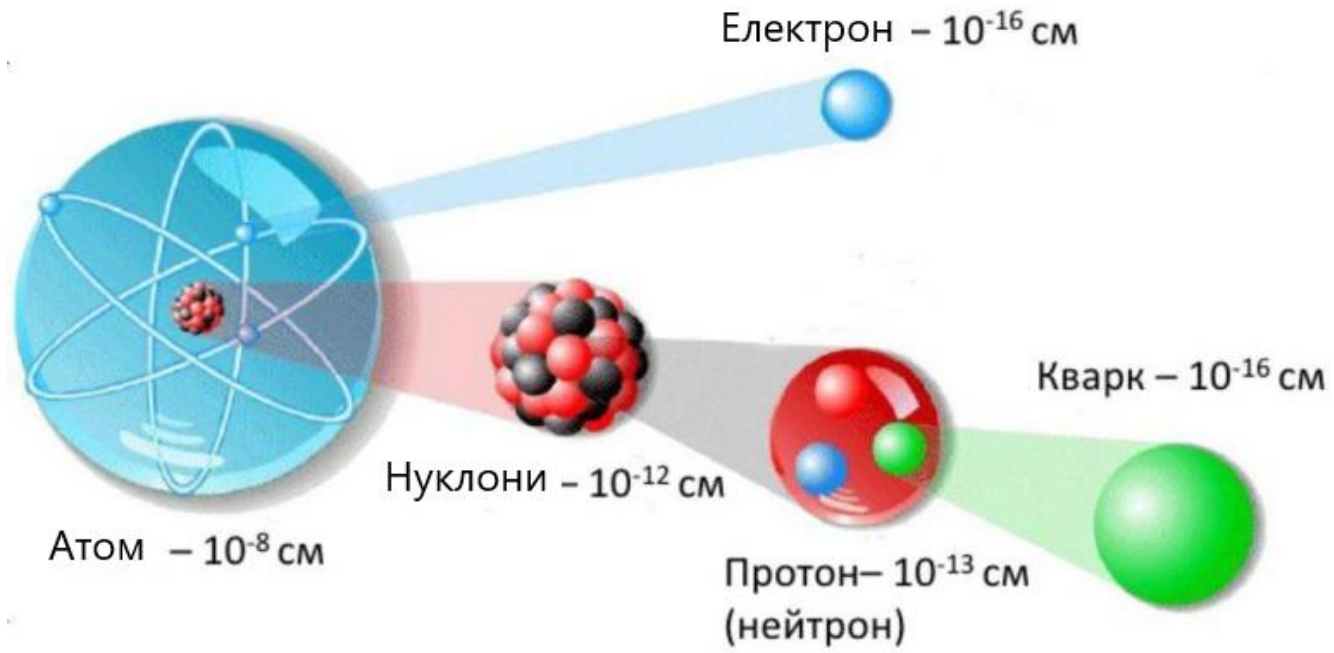
Δp - імпульс - невизначеність вимірювання швидкості

3. Електрон в атомі не рухається по певних траєкторіях, а може перебувати в будь-якій точці навколоядерного простору

Простір навколо ядра, в якому ймовірність знаходження електрона досить велика, називають орбіталлю

4. Ядро атома складається з протонів і нейтронів (загальна назва - нуклони). Число протонів в ядрі дорівнює порядковому номеру елемента, а сума чисел протонів і нейтронів відповідає його масовому числу.

Розміри елементарних частинок, що утворюють атом



Різні види атомів мають загальну назву - нукліди. Нукліди характеризуються такими параметрами:

A - масове число, Z - заряд ядра, який дорівнює числу протонів, N - число нейтронів у ядрі

Ці параметри пов'язані між собою співвідношеннями:

$Z = A - N$, $N = A - Z$, $A = Z + N$

$^{7}_{3}Li$: $A = 7$, $Z = 3$, $N = 7 - 3 = 4$

Хвильове рівняння Шредінгера

Австрійський фізик Е. Шредінгер, 1925 р.

$$\nabla^2 \psi + \frac{8\pi^2 \psi\, m_e}{h^2} (E - E_п)\, \psi = 0$$

Ервін Шредінгер

ψ (псі-функція) - хвильова функція

ψ^2 - ймовірність знаходження **е** у відповідній області простору

Е та $E_п$ - повна і потенційна енергія **е**

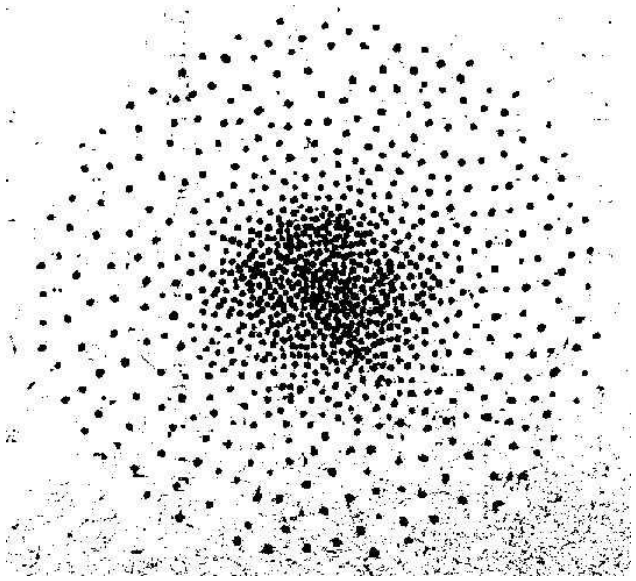
m_e - маса **е**

∇^2 - оператор Лапласа

Хвильова функція ψ є рішенням рівняння Шредінгера і описує поведінку електрона в області простору, яка називається **атомною орбіталлю**

Точні рішення рівняння Шредінгера можливі тільки для частинок, що складаються з ядра і одного електрона (наприклад, H, He^{+}, Li^{2+}) - це *гідрогеноподібні частинки*.

Фізичний сенс ψ^2



Електронна хмара атома гідрогену

Щільність розміщення точок пропорційна ψ^2

Електрон як би «розмазаний» по всьому об'єму атома у вигляді електронної хмари.

Електронна хмара - це область простору поблизу ядра атома, в якому зосереджена переважна частина (90%) заряду і маси е.

Квантові числа

Атомна орбіталь визначається набором з трьох квантових чисел(*n*, *l* та *m*)

Електрон в атомі описується набором з чотирьох квантових чисел (*n*, *l*, *m* и *s*)

Головне квантове число *n*

n = 1, 2, 3, 4, … ∞ Всього значень ∞

K L M N

” *n* ” має два смислових значення :

1. Визначає енергію e

2. Визначає розмір атома $r = 0{,}529 \cdot n^2$, A

Стан електрона, що характеризується певним значенням головного квантового числа, називається енергетичним рівнем

Орбітальне квантове число *l*

l **- орбітальне квантове число (або побічне)**

l **0 1 2 3 … (*n* - 1) Всього значень *n-1***

s p d f

1. Орбітальне квантове число характеризує різний енергетичний стан е на даному рівні (енергетичні підрівні)

При *n* = 1 *l* = 0

$n = 2$ $l = 0, 1$

$n = 3$ $l = 0, 1, 2$

$n = 4$ $l = 0, 1, 2, 3$

2. ***l*** **визначає форму орбіталі :**

s - орбиталі (*l* = 0) - сферичні

p - орбиталі (*l* = 1) - мають форму гантелі

d - орбиталі (*l* = 2) - мають форму чотирьох-пелюсткової розетки

Магнітне квантове число *m*

m - *l* , ... 0 , ... +*l* Всього значень 2*l* + 1

Магнітне квантове число характеризує орієнтацію орбіталі в просторі щодо направлення вектора напруженості зовнішнього магнітного поля

при *l* = 0 m = 0

при *l* = 1 m = -1, 0, +1

при *l* = 2 m = -2, -1, 0, +1, +2

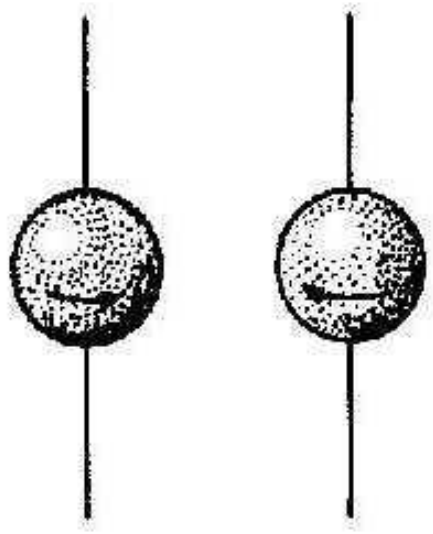
Спінове квантове число *S*

Експериментально встановлено, що **е** має ще одну фундаментальну властивість, яка називається **спіном.**

Спін проявляється в існуванні у **е** магнітного моменту за рахунок руху **е** навколо власної осі

Спінове квантове число може мати тільки два значення :

$s \qquad -\frac{1}{2}, \quad +\frac{1}{2}$



Якщо $S = +½$ — ↑

Якщо $S = -½$ — ↓

↑↑ (або ↓↓) - електрони з паралельними спінами

↑↓ - електрони з антипаралельними спінами

Атомна орбіталь (АО)

АО - це простір навколо ядра, в якому ймовірність знаходження е досить велика

АО - це область простору, в якій можна виявити е з імовірністю 90% і більше

АО не має чітких меж, вона нагадує хмару

Класифікація атомних орбіталей

n	1	2	3	4
l	0	0, 1	0, 1, 2	0, 1, 2, 3
AO	1 s	2 s, 2 p	3 s, 3 p, 3 d	4 s, 4 p, 4 d, 4 f

---

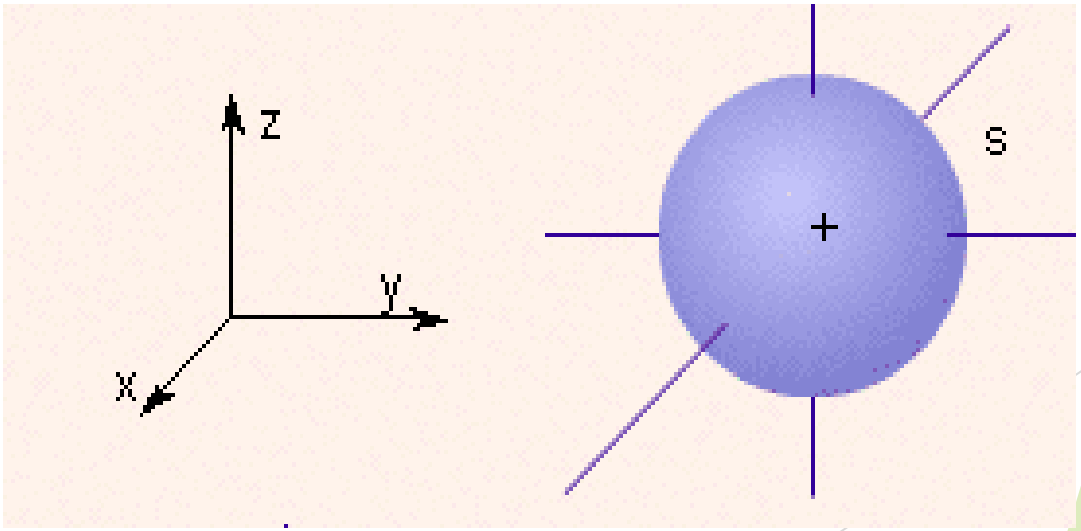
s -AO

□

$l = 0$

m = 0

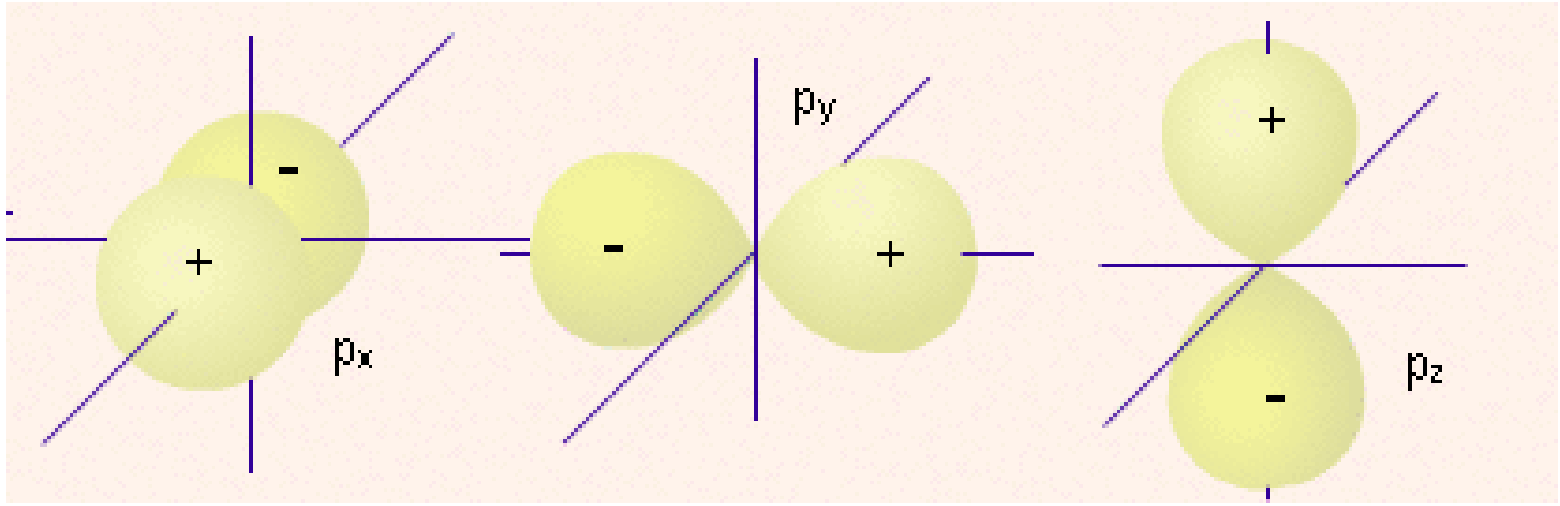
s - орбіталь



(сферично симетрична)

p - орбіталь

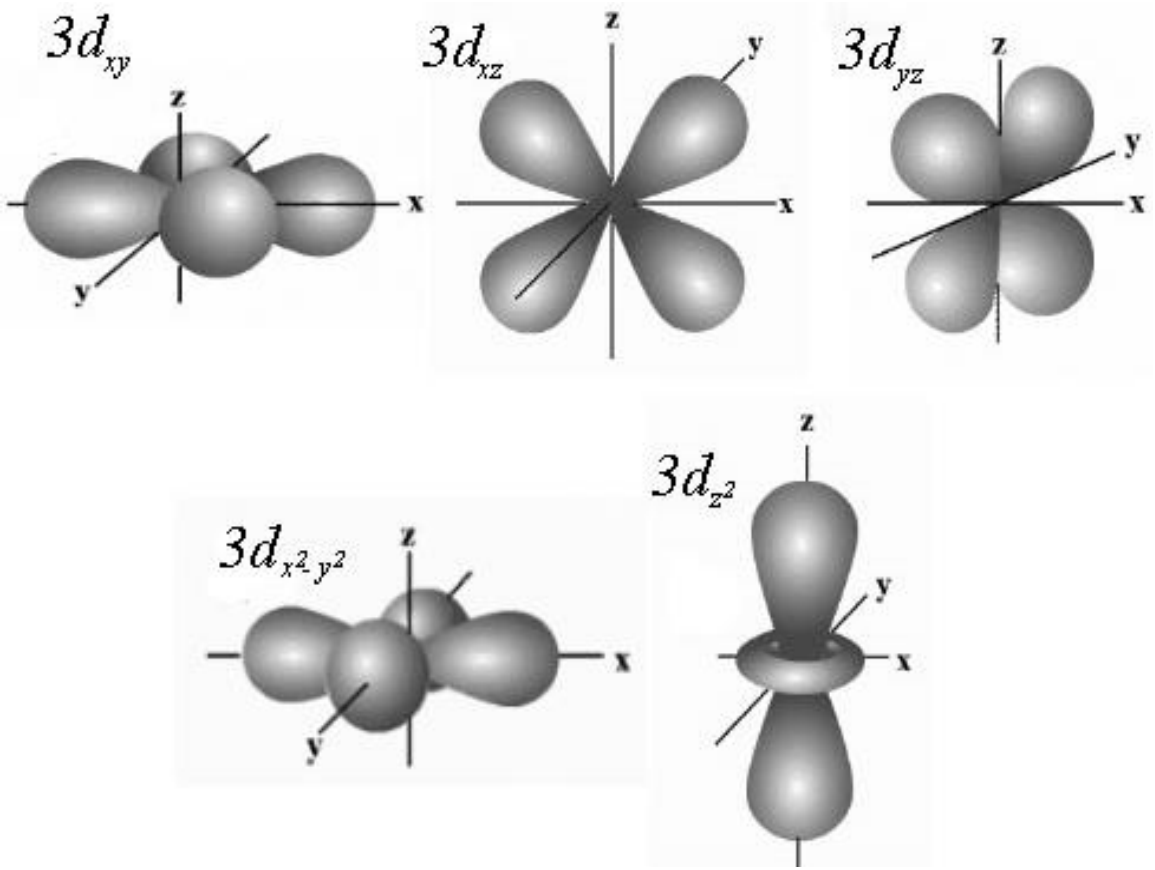
p - АО (n ≥ 2)



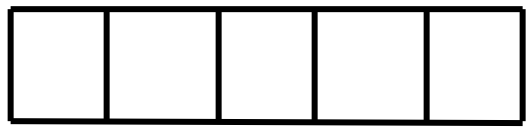
m - 1 0 1

l = 1

d - орбіталь



d - АО ($n \geq 3$)

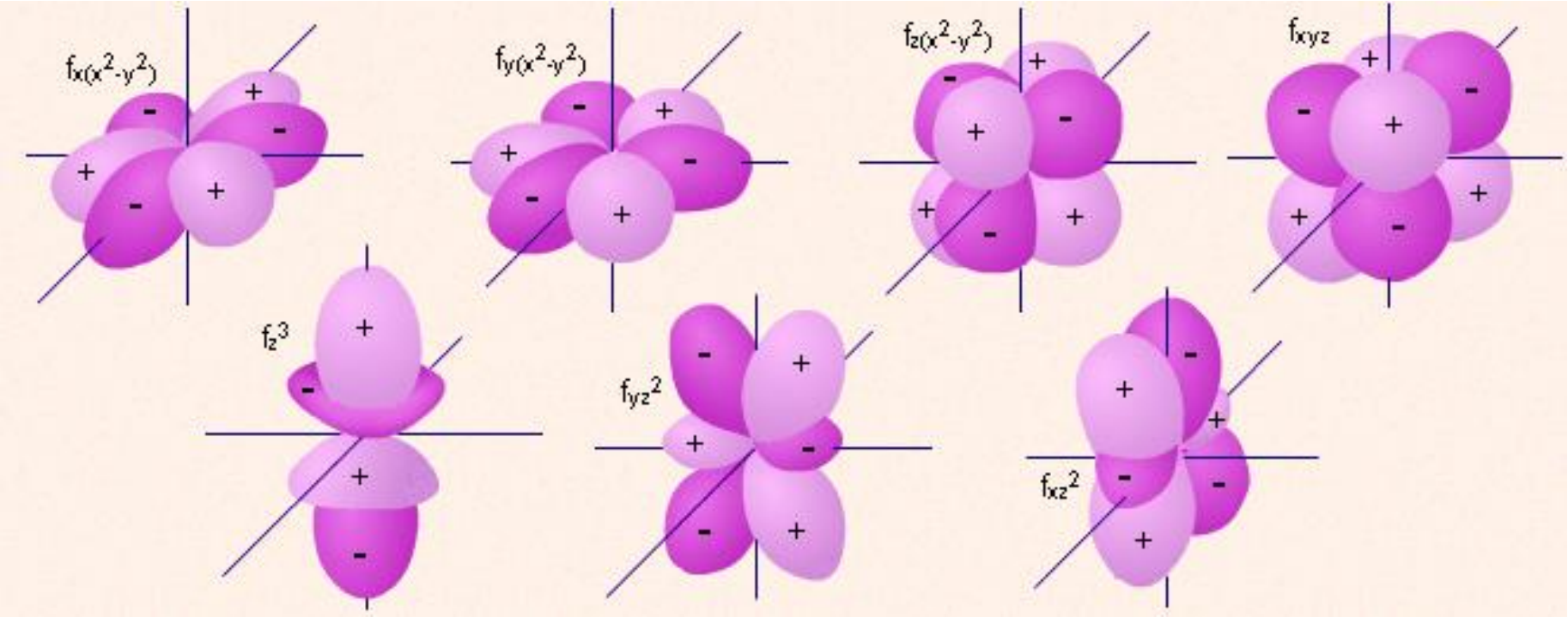


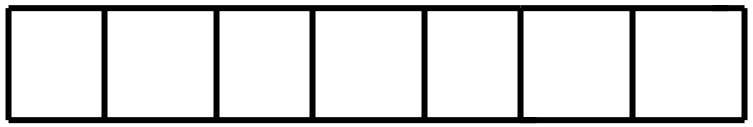
m - 2 - 1 0 1 2

l = 2

f - орбіталь

f - АО (n ≥ 4)





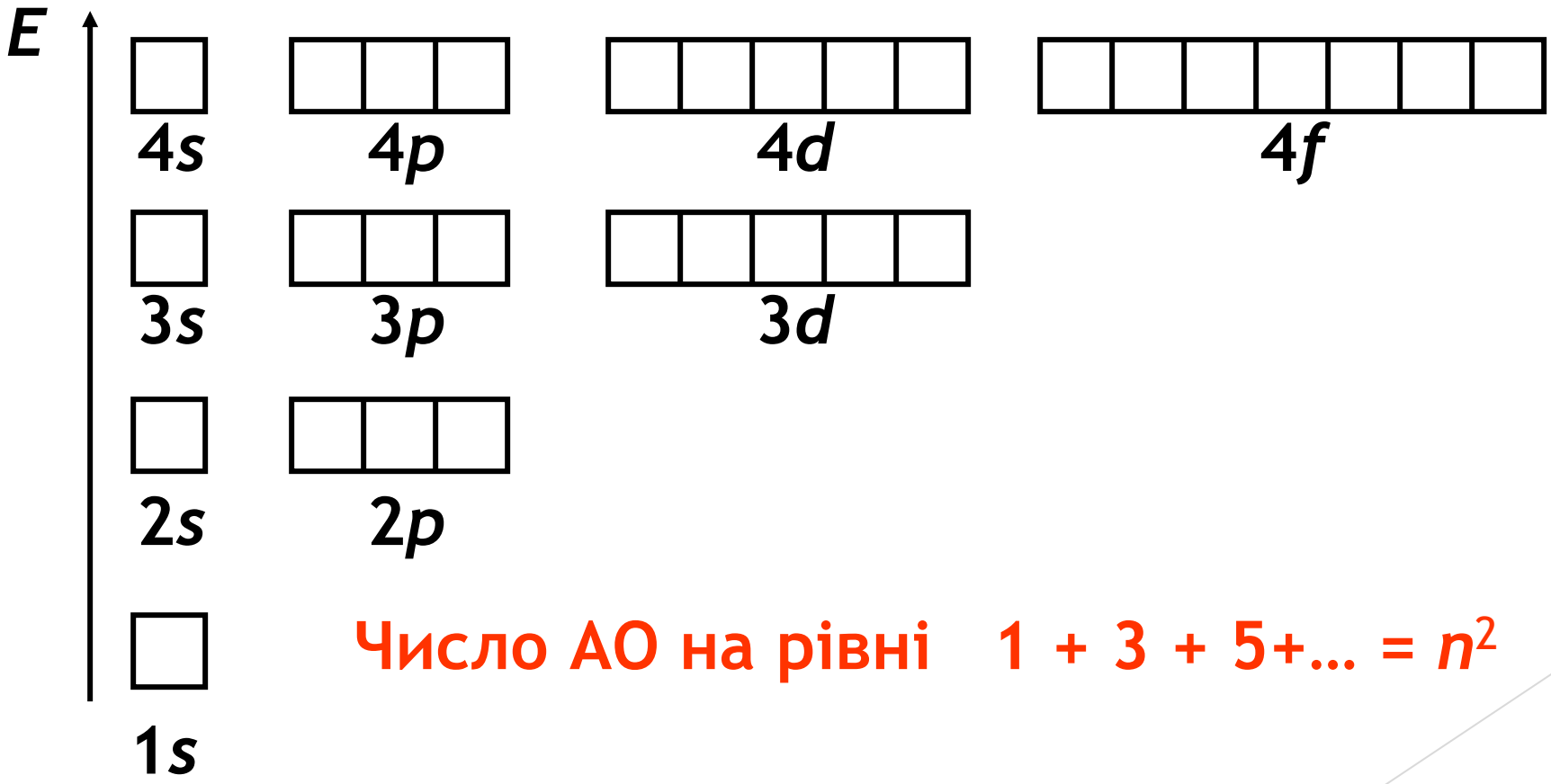
m - 3 -2 -1 0 1 2 3

l = 3

Електронні рівні і підрівні

Число підрівнів на рівні $\Leftarrow l$

Число АО на підрівні $\Leftarrow m$

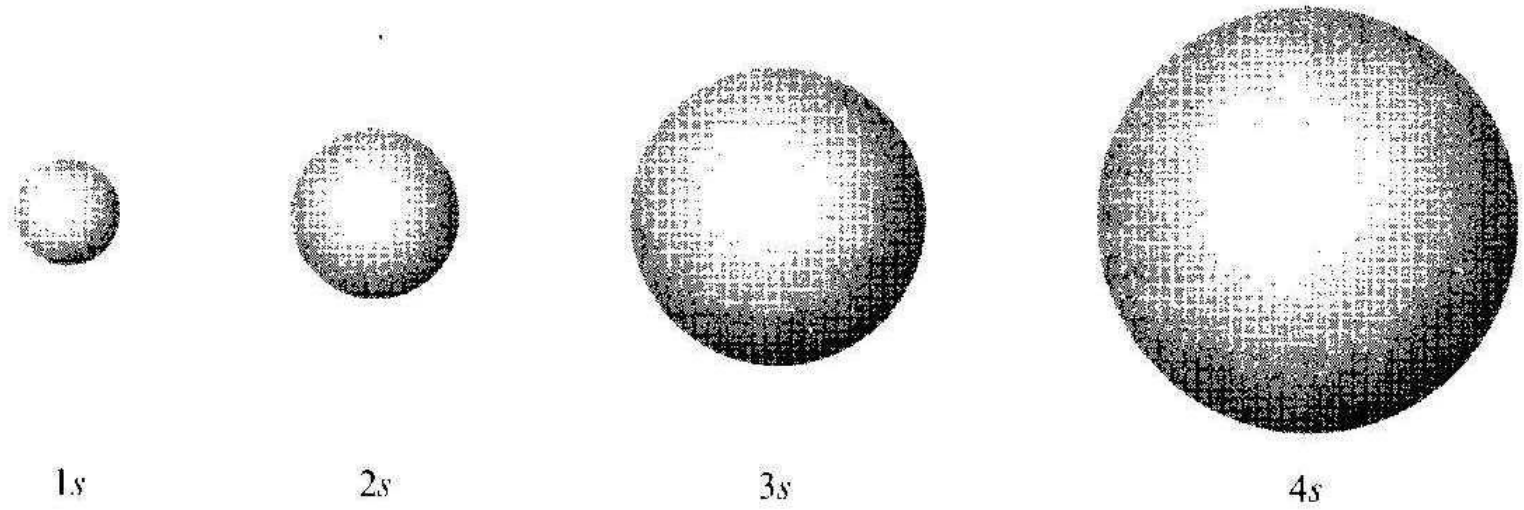


Число АО на рівні $1 + 3 + 5 + \ldots = n^2$

Розмір орбіталей

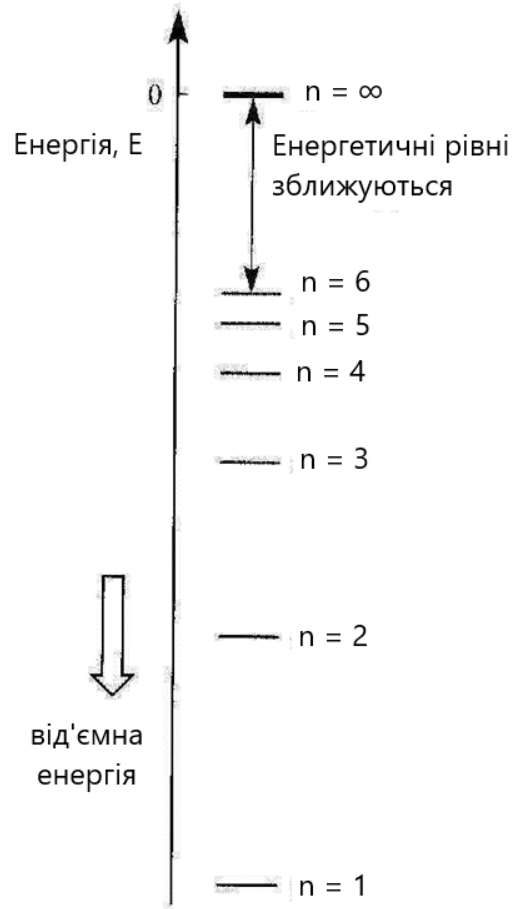
Орбіталі однієї симетрії, але з різним значенням *n*

1s **2s** **3s** **4s**



1*s* 2*s* 3*s* 4*s*

Де знаходиться електрон в атомі гідрогену?

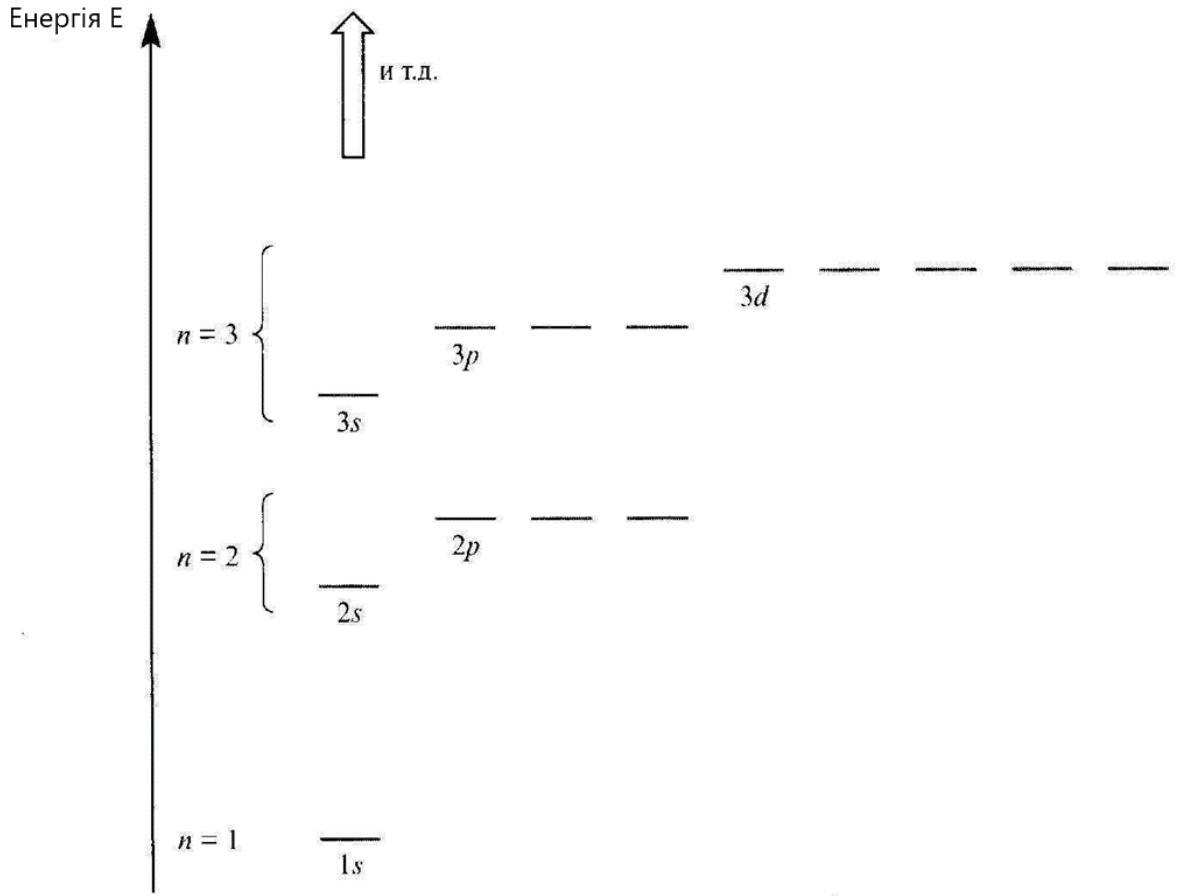


Схематичне представлення енергетичних рішень рівняння Шредінгера для атома гідрогену

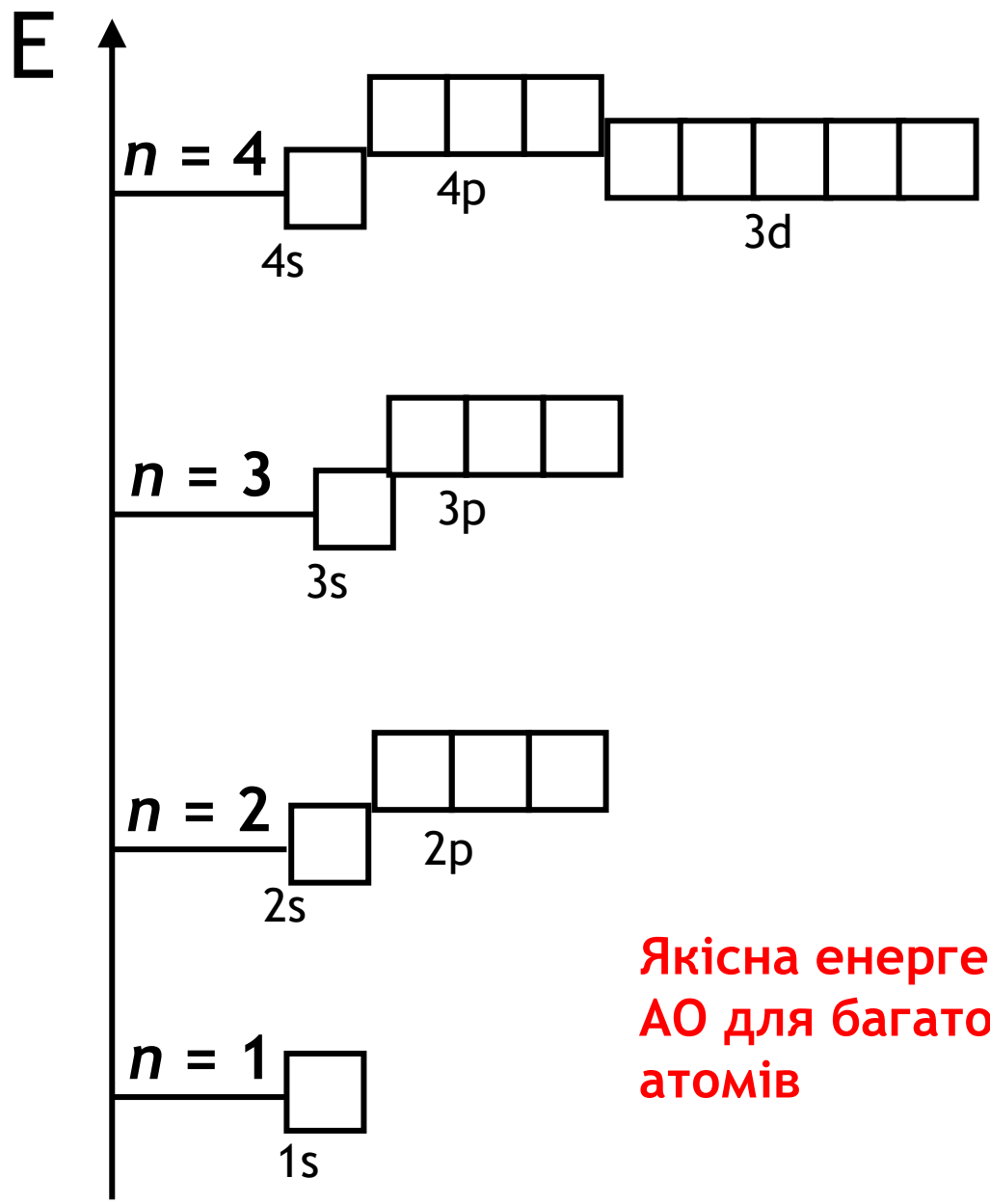
Електрон займає орбіталь з найбільш низькою енергією.

Електронна конфігурація основного стану атома гідрогену $1s^1$

Багатоелектронні атоми



Схематичне представлення енергетичних рішень (для n = 1, 2 і 3) рівняння Шредінгера для багатоелектронних атомів



Якісна енергетична діаграма АО для багатоелектронних атомів

Порядок заповнення атомних орбіталей в основному стані атома

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d <$$

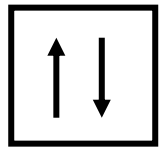
$$4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f \approx 5d < 6p$$

$$< 7s < 5f \approx 6d < 7p$$

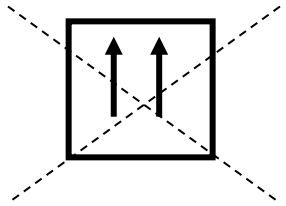
Принцип (або заборона) Паулі

У 1925 р швейцарський фізик В. Паулі встановив правило:

В атомі не може бути двох е, у яких всі чотири квантових числа були б однакові



$S \quad +{}^{1}/_{2} \div -{}^{1}/_{2}$



Максимальна ємність:

рівнів	підрівнів	
$2n^2$	s	- 2 e
	p	- 6 e
	d	- 10 e
	f	- 14 e

Принцип найменшої енергії

(або принцип послідовного заповнення найнизших орбіталей)

В атомі кожен е розташовується так, щоб його енергія була мінімальною, що відповідає найбільшою його зв'язку з ядром

Орбіталі заповнюються послідовно, починаючи з найнижчої за енергією

Правило В.М. Клечковського :

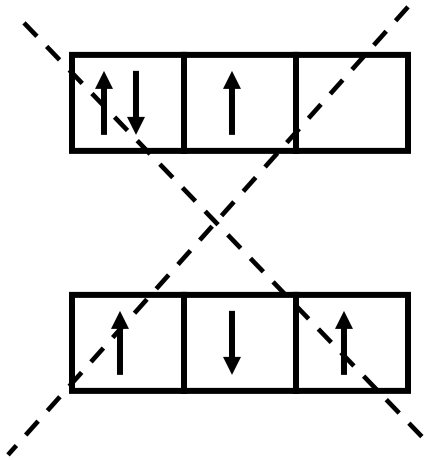
правило ($n + l$)

Електрон займає в основному стані рівень не з мінімальним можливим значенням n, а з найменшим значенням суми $n + l$

При однаковому значенні суми $n + l$ енергія менше у АО з меншим значенням головного квантового числа

Правило Хунда

При цьому значенні l (тобто в межах одного підрівня) електрони розташовуються таким чином, щоб сумарний спін був максимальним



$^1/_2$

$^1/_2$

$^3/_2$

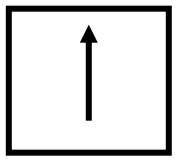
Сумарний спін електронів

Електронна будова атомів елементів періодичної системи

№ періоду = № зовнішнього електронного рівня

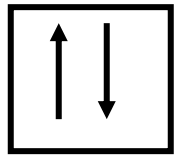
1 період	s^1		s^2

$_1H$ $1s^1$



1s

$_2He$ $1s^2$

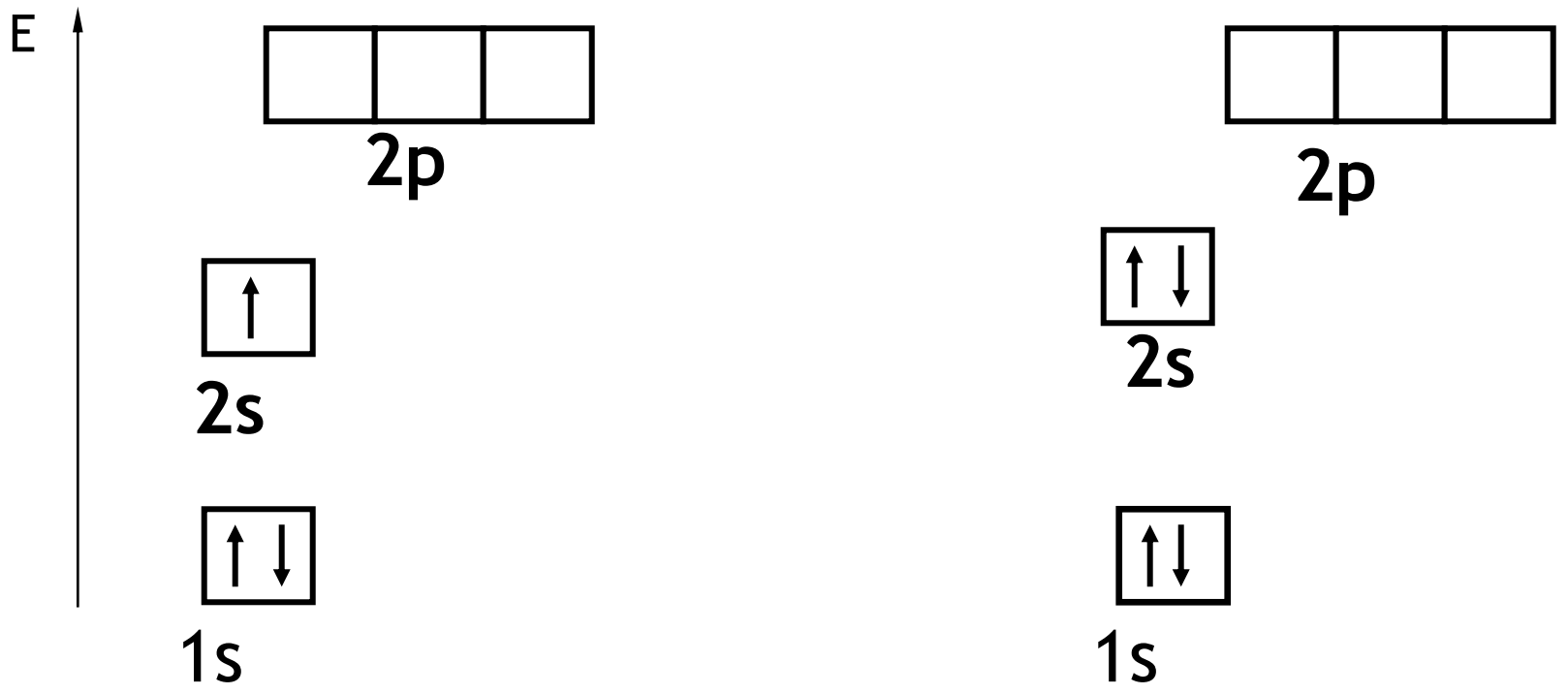


1s

2ий період

2 період	s^1	s^2	p^1 - p^5	s^2p^6

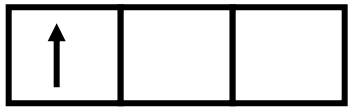
$_3Li$ $1s^22s^1$ $[He]2s^1$ $_4Be$ $1s^22s^2$ $[He]2s^2$



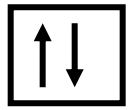
$_5B$ $1s^2 2s^2 2p^1$

$[He]2s^2 2p^1$

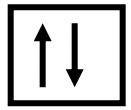
E



2p



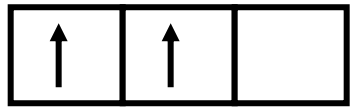
2s



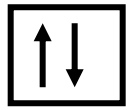
1s

$_6C$ $1s^2 2s^2 2p^2$

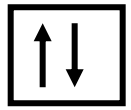
$[He]2s^2 2p^2$



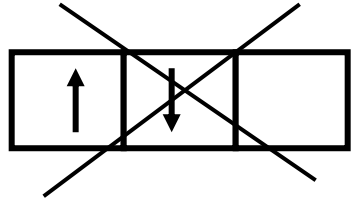
2p



2s



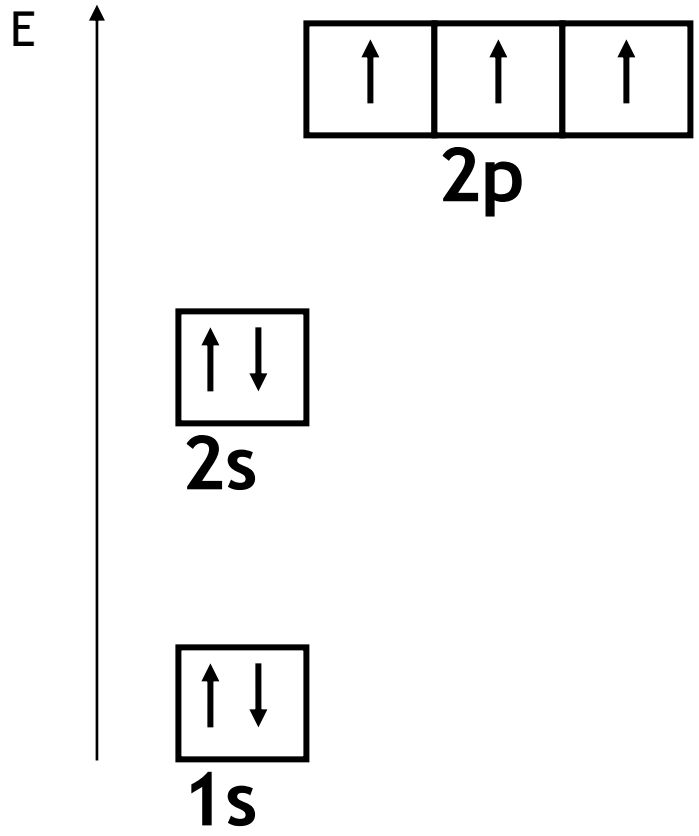
1s



Суперечить правилу Хунда

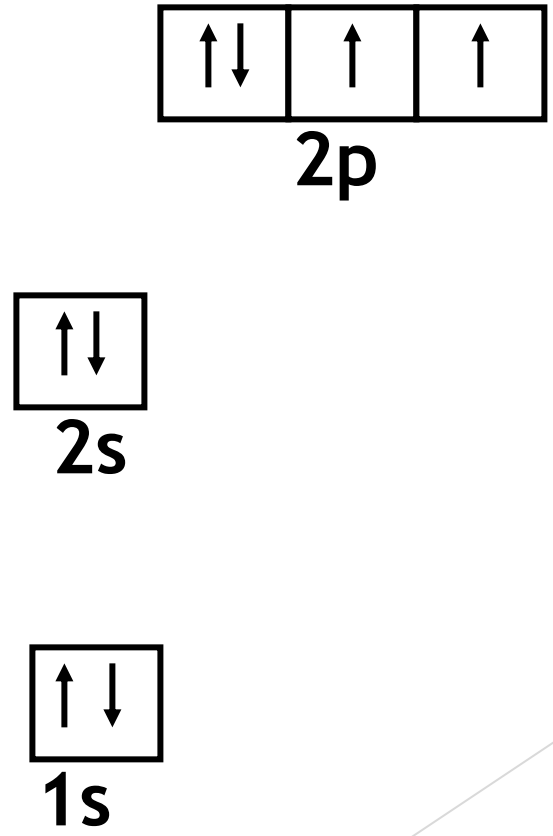
$_{7}N$ $1s^2 2s^2 2p^3$

$[He]2s^2 2p^3$



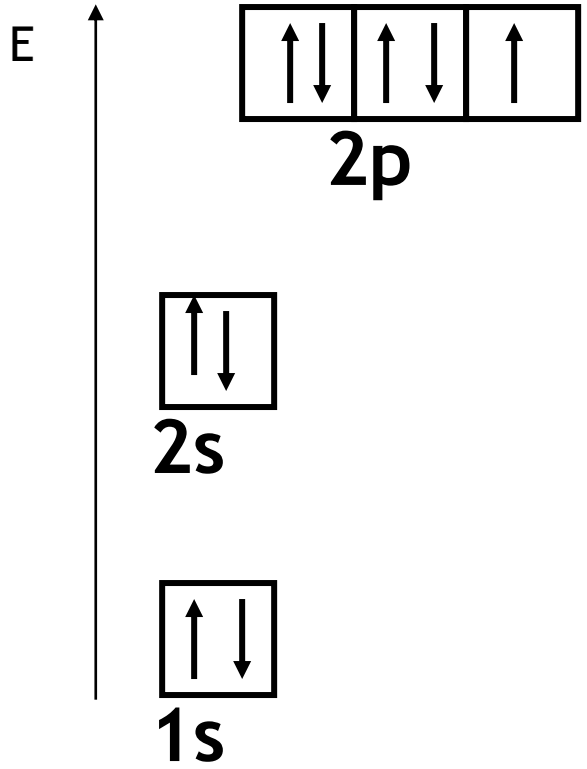
$_{8}O$ $1s^2 2s^2 2p^4$

$[He]2s^2 2^4$



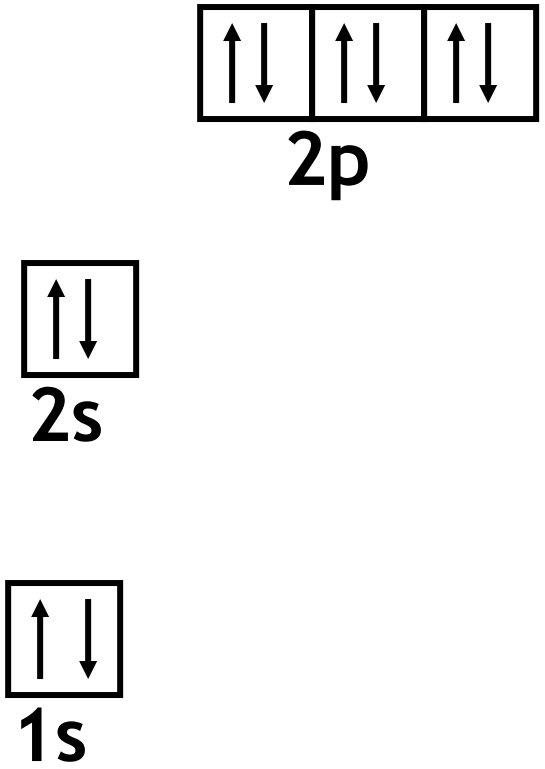
$_{9}F$ $1s^2 2s^2 2p^5$

$[He]2s^2 2p^5$



$_{10}Ne$ $1s^2 2s^2 2p^6$

$[He]2s^2 2p^6 = [Ne]$



3ій період

3 період	s^1	s^2	p^1 - p^5	s^2p^6

$_{11}Na$ $1s^22s^22p^63s^1$ $[Ne]3s^1$

$_{12}Mg$ $1s^22s^22p^63s^2$ $[Ne]3s^2$

$_{13}Al$ $1s^22s^22p^63s^23p^1$ $[Ne]3s^23p^1$

$_{14}Si$ $1s^22s^22p^63s^23p^2$ $[Ne]3s^23p^2$

$_{15}P$ $1s^22s^22p^63s^23p^3$ $[Ne]3s^23p^3$

$_{16}S$ $1s^22s^22p^63s^23p^4$ $[Ne]3s^23p^4$

$_{17}Cl$ $1s^22s^22p^63s^23p^5$ $[Ne]3s^23p^5$

$_{18}Ar$ $1s^22s^22p^63s^23p^6$ $[Ne]3s^23p^6 = [Ar]$

4ий період

4 період	s^1	s^2	d^1 - d^{10}	p^1 - p^5	s^2p^6

K [Ar] $4s^1$

Ca [Ar] $4s^2$

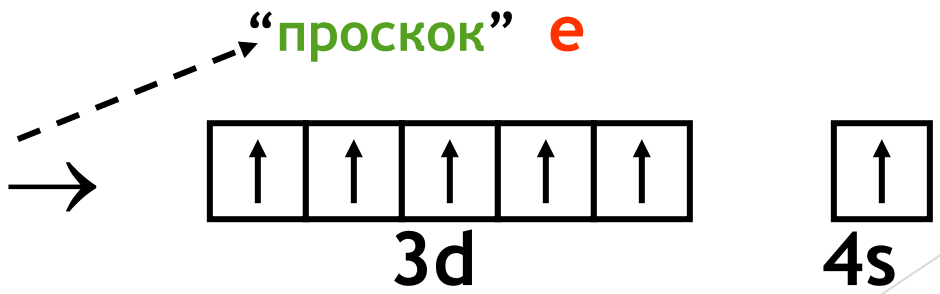
Sc [Ar] $3d^14s^2$ → (n - 1)d < np

Ti [Ar] $3d^24s^2$

V [Ar] $3d^34s^2$

Cr [Ar] $3d^54s^1$

Mn [Ar] $3d^54s^2$



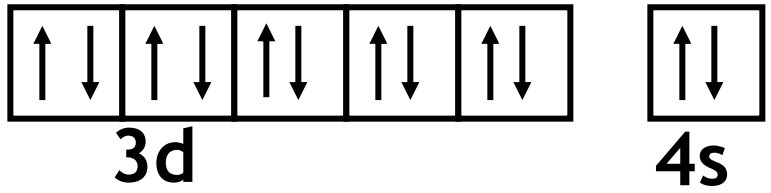
Fe [Ar] $3d^6 4s^2$

Co [Ar] $3d^7 4s^2$

Ni [Ar] $3d^8 4s^2$

Cu [Ar] $3d^{10} 4s^1$ → “провал” або “ проскок ” e

Zn [Ar] $3d^{10} 4s^2$ →



Ga [Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^1$

……

Kr [Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^6$

Стійка електронна конфігурація d^0, d^5, d^{10}

5ий період

5 період	s^1	s^2	d^1 - d^{10}	p^1 - p^5	s^2p^6

Rb, Sr, (5s) Y, …, Cd, (4d) In, …,Xe (5p)

“провал” або “проскок” e з s-підрівня на d-підрівень

Ag [Kr] $4d^{10}5s^1$

Nb [Kr] $4d^4 5s^1$

Mo [Kr] $4d^5 5s^1$

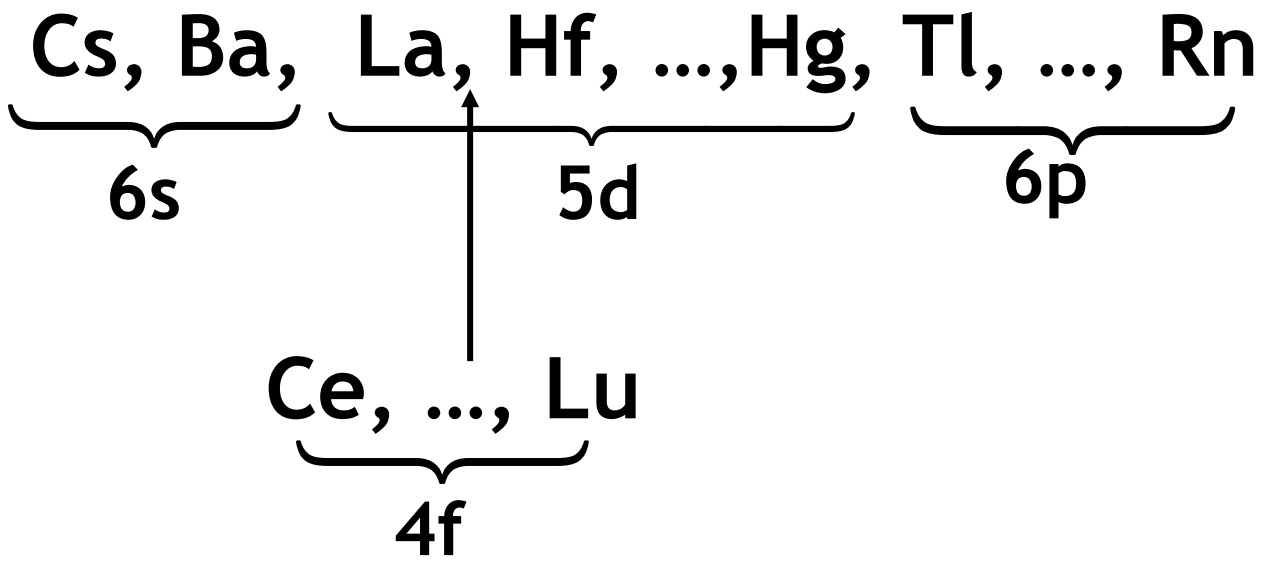
Ru [Kr] $4d^7 5s^1$

Rh [Kr] $4d^8 5s^1$

Pd [Kr] $4d^{10}5s^0$

6ий період

6 період	s^1	s^2	d^1	f^2 - f^{14}	d^2 - d^{10}	p^1 - p^5	s^2p^6



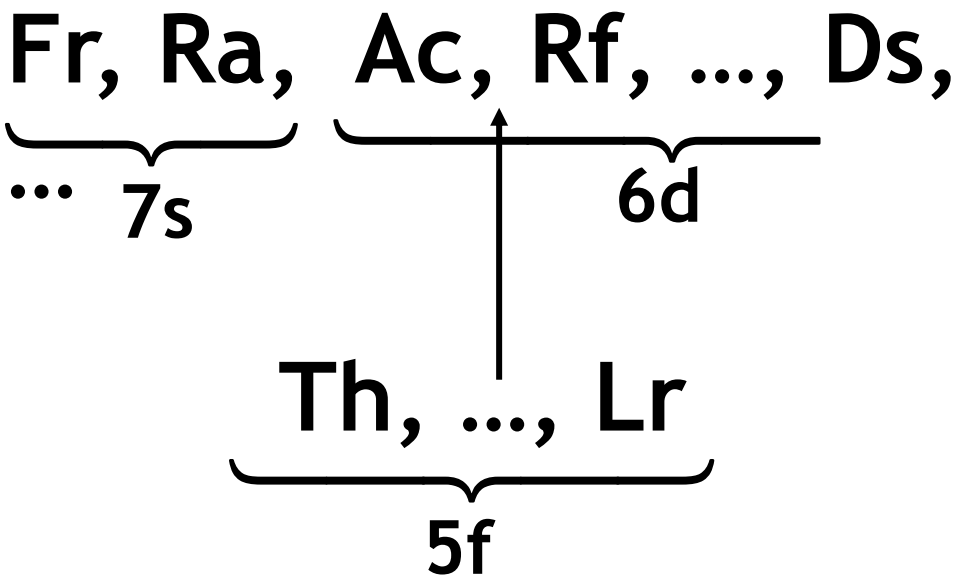
“провал” або “проскок” e з s-підрівня на d-підрівня

Au [Xe] $5d^{10}6s^1$

Pt [Xe] $5d^9 6s^1$

7ий період

7 період	s^1	s^2	d^1	f^2 - f^{14}	d^2 - d^8



У таблиці є 15 порушень правила Клечковского для перших 86 елементів

Cr (Z = 24) Cu (Z = 29)

Nb (Z = 41) Mo (Z = 42)

Tc (Z = 43) Ru (Z = 44)

Rh (Z = 45) Pd (Z = 46)

Ag (Z = 47) La (Z = 57)

Pt (Z = 78) Au (Z = 79)

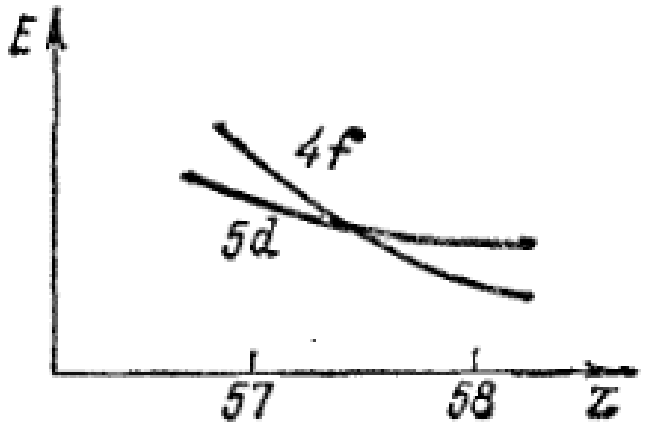
Ce (Z = 58) Gd (Z = 64)

Ir (Z = 77)

Причини цих порушень :

1. **Стійкість електронних конфігурацій:**
підрівень стійкий, коли він не заповнений (p^0, d^0, f^0), заповнений наполовину (p^3, d^5, f^7) або заповнений повністю (p^6, d^{10}, f^{14})

2. **Різниця в енергетиці від порядкового номера**



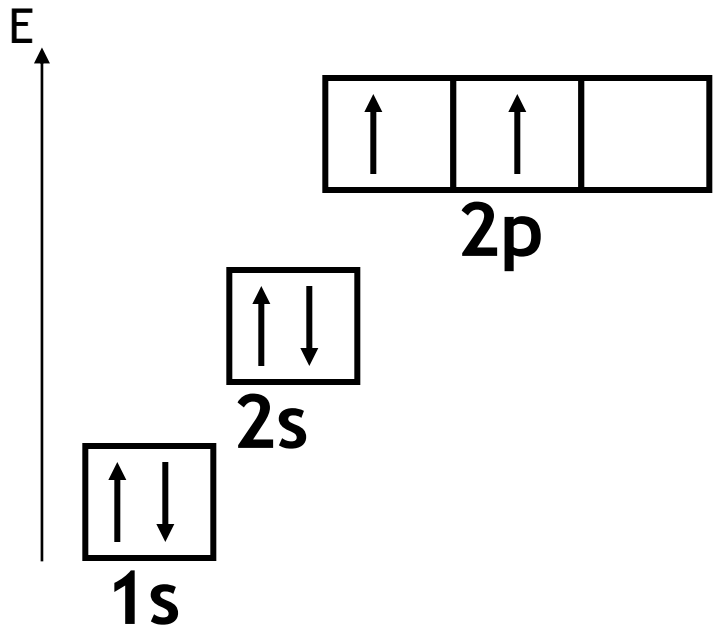
Залежність енергії 4f - 5d - електронів від заряду ядра

Що таке збуджений стан атома?

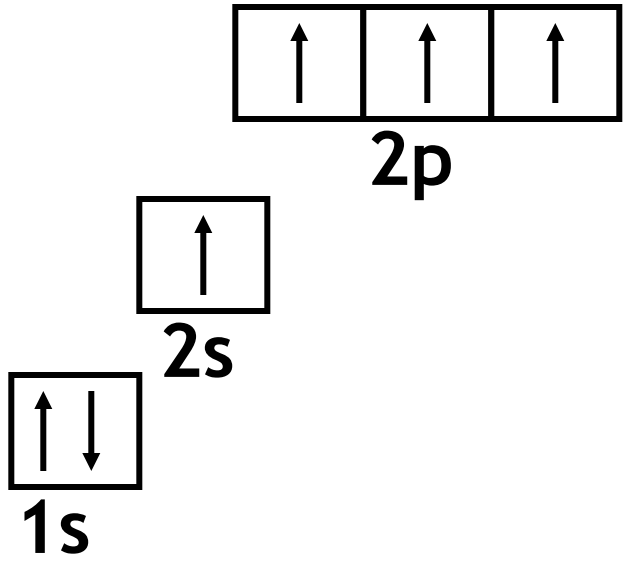
Be $1s^2 2s^2$ → Be* $1s^2 2s^1 2p^1$

При утворенні сполук атом берилію переходить в збуджений стан, при цьому відбувається розпарювання електронів на 2s підрівні

C $1s^2 2s^2 2p^2$ → C^* $1s^2 2s^1 2p^3$

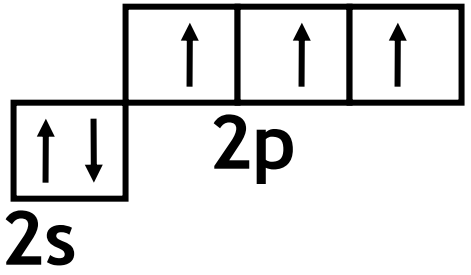


В основному стані



У збудженому стані в атомі утворюються 4 неспарених електрона

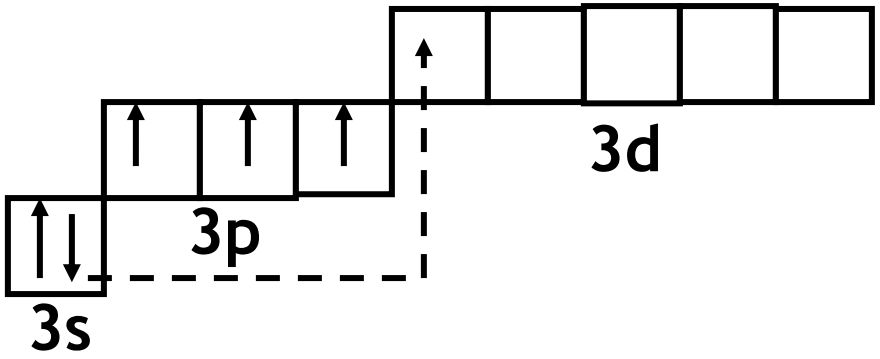
N $1s^2 2s^2 2p^3$



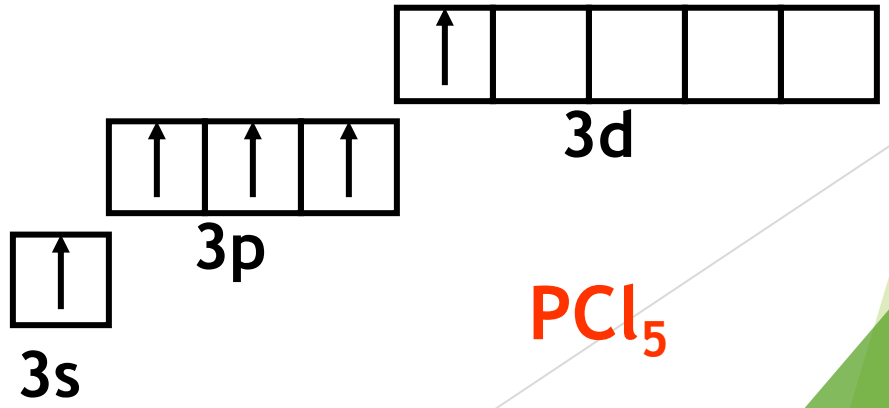
NCl_5

У атома фосфору при порушенні може бути 5 неспарених е, можливе існування стійкої сполуки PCl_5. У нітрогену такої можливості немає.

P [Ne] $3s^2 3p^3$ →



P* [Ne] $3s^1 3p^3 3d^1$

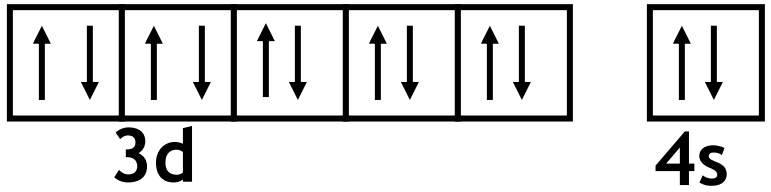


PCl_5

Парамагнітні і діамагнітні властивості речовин

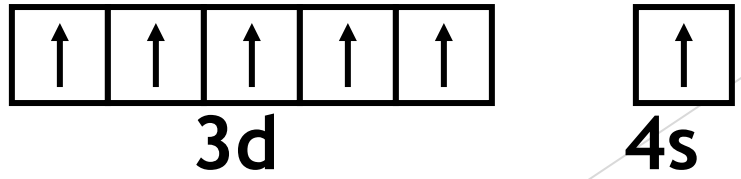
Молекули, до складу яких входять тільки спарені електрони, не створюють власного магнітного поля. Речовини, що складаються з таких молекул, є діамагнітними - вони виштовхуються з магнітного поля.

Zn **[Ar] $3d^{10}4s^2$**



Речовини, молекули яких містять неспарені електрони, володіють власним магнітним полем і є парамагнітними; такі речовини втягуються в магнітне поле.

Cr **[Ar] $3d^5 4s^1$**



Характеристика родин елементів

s - елементи

До них відносяться елементи, в чиїх атомах на останньому рівні знаходяться 1 або 2 s-електрона з попередньою конфігурацією благородного газу. До них відносяться найбільш активні метали: лужні і лужноземельні (виняток - гідроген і гелій)

p - елементи

В атомах цих елементів на зовнішньому рівні знаходяться 2 s-електрона та від 1 до 6 p-електронів. У цьому сімействі знаходяться: всі неметали (O, Si і ін.), деякі метали (Sn, Al і ін.), благородні гази.

d - елементи

У них на передзовнішньому рівні знаходиться від 1 до 10 d-електронів, а також 2, рідше 1 s-електрон на зовнішньому рівні. До них належать перехідні метали. Перехідні елементи утворюють комплексні сполуки і володіють декількома ступенями окислення.

f - елементи

В атомах цих елементів знаходяться від 1 до 14 електронів на глибинному рівні (другому від зовнішнього). Їх 28 елементів: 14 - лантаноїдів і 14 - актиноїдів. Вони є металами і володіють великою схожістю.

Валентні електрони і електрони внутрішніх оболонок

***Валентні електрони** в атомі - це такі електрони, які розташовані на зовнішніх (високоенергетичних) квантових рівнях*

Na (Z = 11)

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$$

електрони внутрішніх оболонок

валентний електрон

Стибій

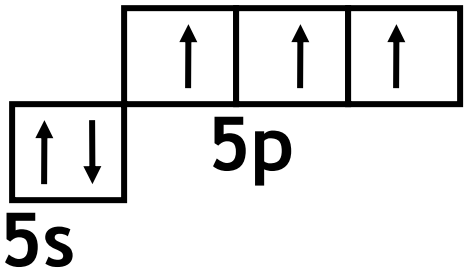
Sb (Z = 51)

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 5p^3$

електрони внутрішніх оболонок

валентні електрони

$[Kr]5s^2 5p^3$



Ступені окиснення:

-3 -2 -1 **0** +1 +2 **+3** **+5**

SbH_3

Sb_2O_3 Sb_2O_5

Цирконій

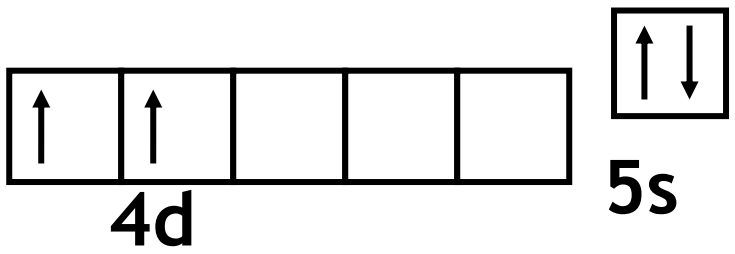
Zr (Z = 40)

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^2$

електрони внутрішніх оболонок

валентні електрони

$[Kr]4d^2 5s^2$



Ступені окиснення:

0 +2 +3 +4

ZrO_2

Правило октету

На орбиталі з *n* = 2 загальне число e = 8 ($2s^2 2p^6$)

На орбиталі з *n* = 3 число e на $3s^2 3p^6$ дорівнює 8

Атоми s- і p- елементів мають тенденцію віддавати, приймати або об'єднувати електрони так, щоб заповнити вісьмома електронами зовнішню оболонку

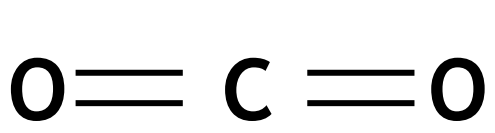
F $[He]2s^2 2p^5$ F^{-1} $[He]2s^2 2p^6$

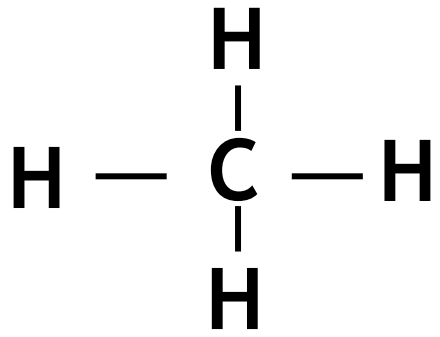
$F + 1e = F^{-1}$

$N\ [He]2s^2 2p^3$ $N^{-3}\ [He]2s^2 2p^6$

$N + 3e = N^{3-}$

$C^*[He]2s^1 2p^3$ $C\ [He]2s^2 2p^6$





Правило октету - інструмент для передбачення можливості утворення іонного або ковалентного зв'язку

Періодичний закон і Періодична система хімічних елементів

1869 р.

Властивості простих речовин, а також форми і властивості сполук елементів знаходяться в періодичній залежності від заряду ядра атома (порядкового номера)

Форми таблиці:

Коротка, 8-клітинна (короткоперіодна)
Напівдовга, 18-клітинна
Длінноперіодна, 32-клітинна

Короткоперіодна таблиця

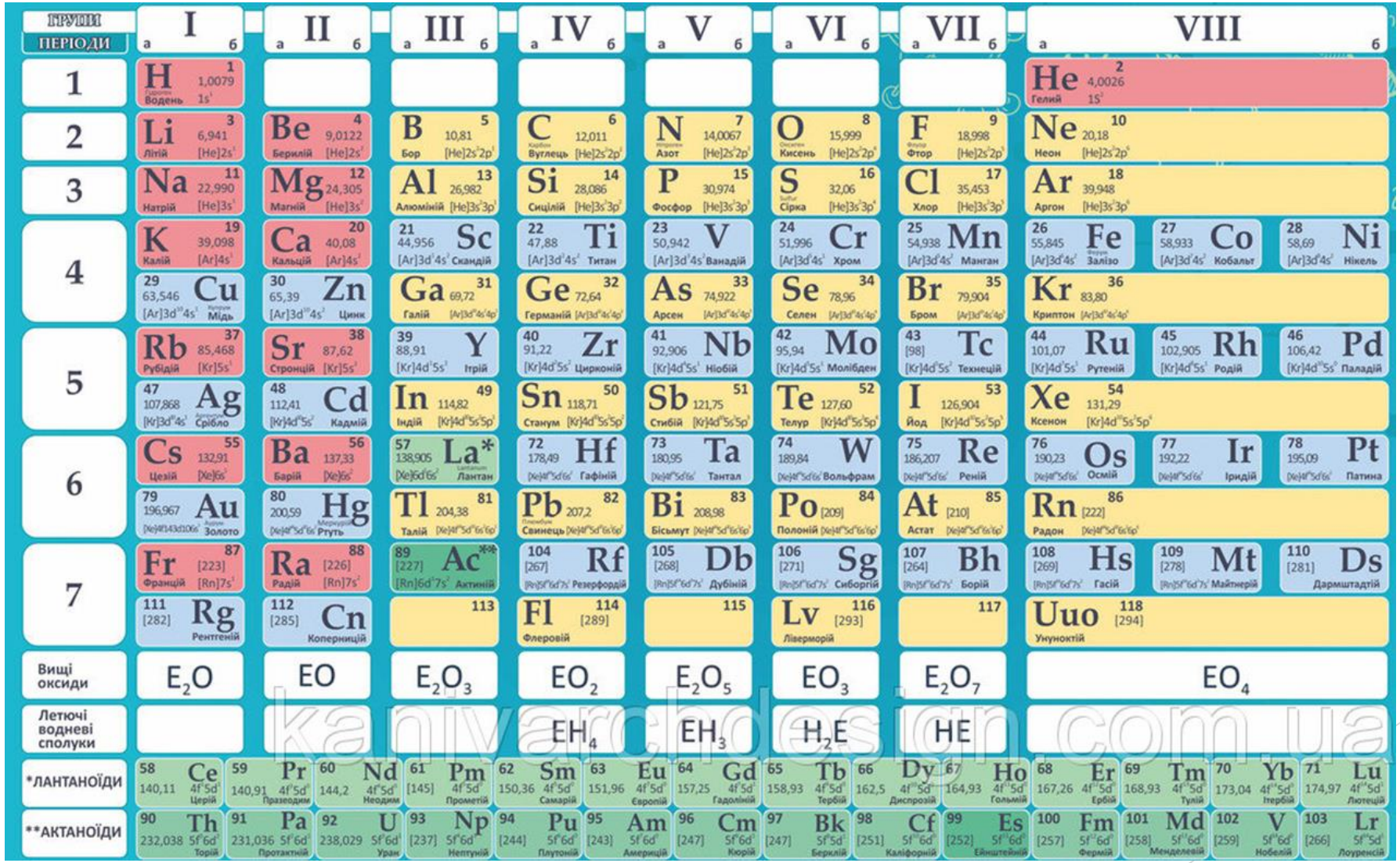
1. По горизонталі - періоди. Всього 7 періодів.

2. По вертикалі - групи. Всього 8 груп.

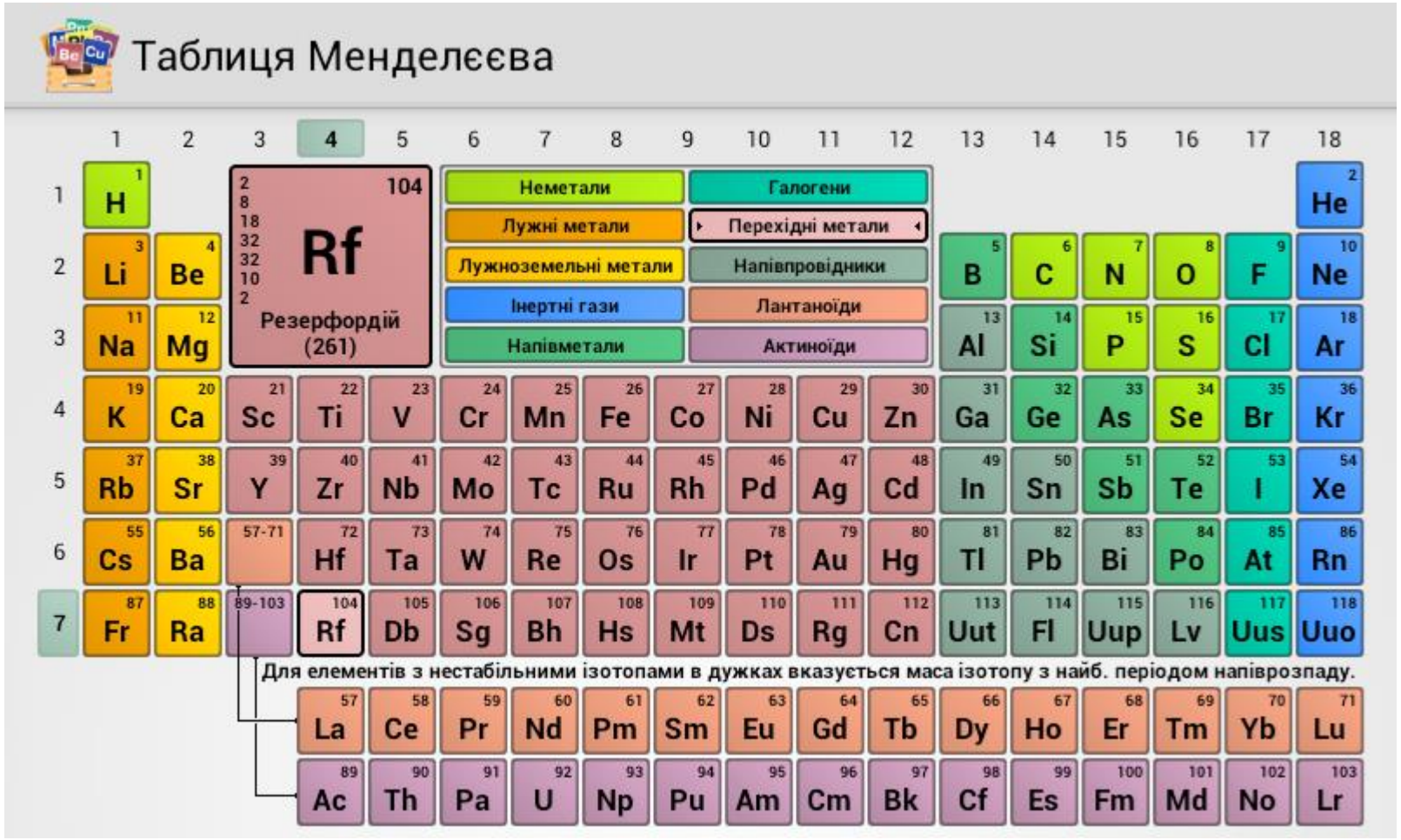
3. Групи діляться на підгрупи (A та B):
   A - підгрупи - головні
   B - підгрупи - побічні

4. В A - підгрупах знаходяться s- та p- елементи
   В B - підгрупах знаходяться d- та f- елементи

Короткоперіодна таблиця



Напівдовгий варіант



Довгоперіодний варіант

Основні положення Періодичного закону

1. **Число електронів, що знаходяться на зовнішньому рівні в атомах елементів, розташованих в порядку збільшення порядкового номера, періодично повторюється.**

2. **Зовнішні електронні оболонки подібні у атомів елементів головних і побічних підгруп.**

3. **Це означає, що елементи однієї підгрупи аналогічні за властивостями (але не ідентичні).**

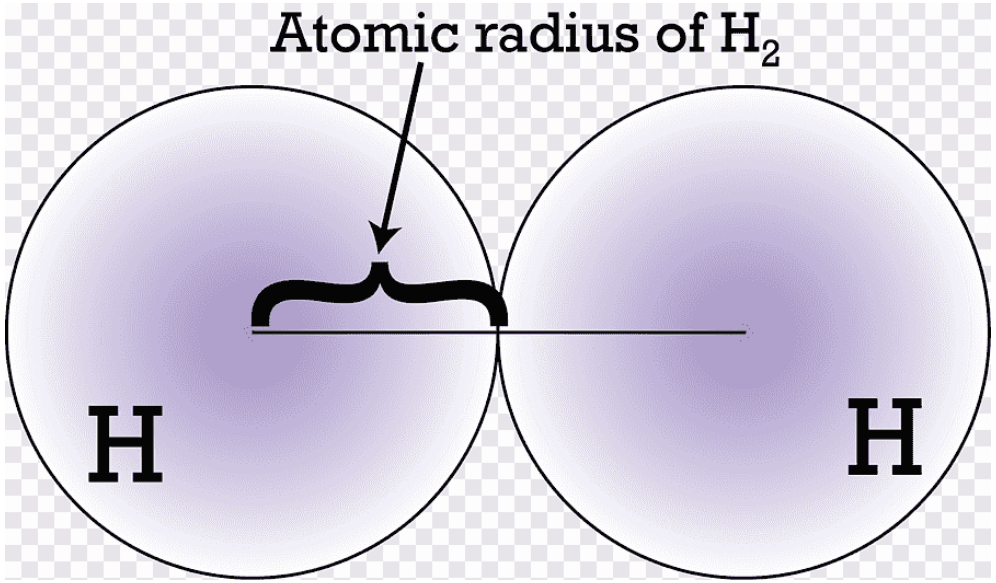
Основні характеристики атомів

1. Атомний радіус(r)
2. Енергетичні характеристики атомів:

- Енергія іонізації (EI)
- Спорідненість до електрону (CE)
- Електронегативність (EH)

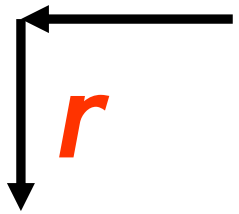
Атомні радіуси елементів

Атомний радіус - величина умовна, визначається як 1/2 відстані між центрами атомів в елементарних речовинах



В періодах по мірі зростання заряду ядер радіуси атомів *зменшуються*

В групах зі зростанням заряду ядер радіуси атомів *збільшуються*



Li … C … F

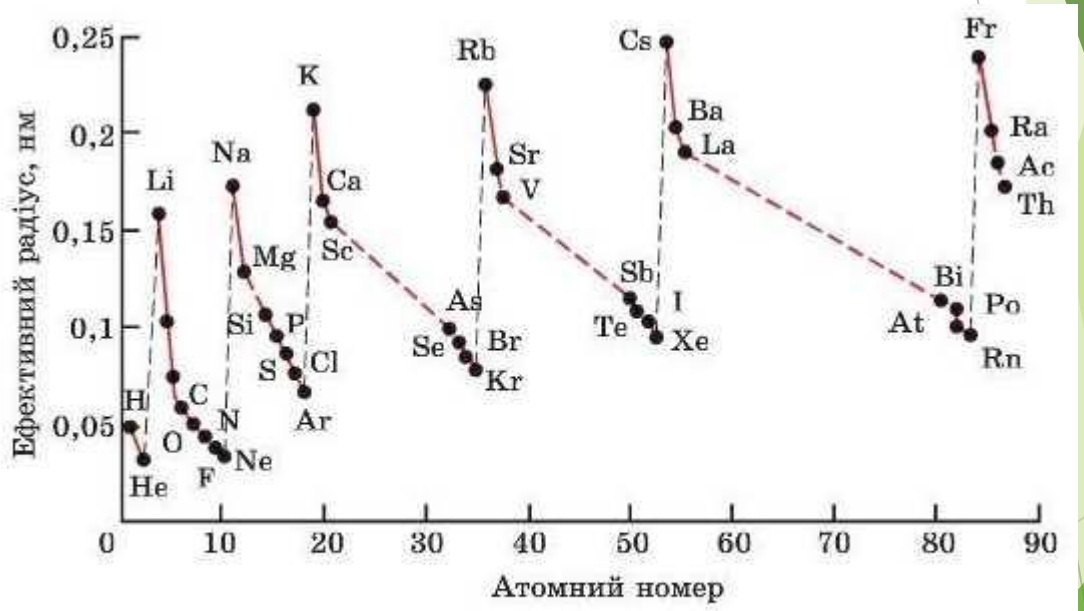
0,155 нм 0,077

Na

0,189нм

K

0,236



Енергія іонізації (EI) або іонізаційний потенціал

Енергія іонізації - *це мінімальна енергія, яку потрібно затратити на те, щоб видалити даний електрон з АО збудженого атома на нескінченно велику відстань*

$$A^0 - e = A^+ - E_1$$

де E_1 - перша енергія іонізації, кДж/моль

$$Li - e = Li^+ + E_1$$

EI кількісно характеризує здатність атома утримувати електрони, тобто його **відновні властивості**

EI вимірюється в **електрон-вольтах** і перераховується в **кДж / моль**

(1ев = 1,602· 10^{-19} Дж, у перерахунку на 1 моль це відповідає енергії 96,5 кДж/моль)

Наприклад: EI_{Na} = 5,14 ев = 496 кДж/моль

EI зростає в періоді зі збільшенням порядкового номера елемента і зменшується в групі з підвищенням порядкового номера елемента

EI

LI … C … F

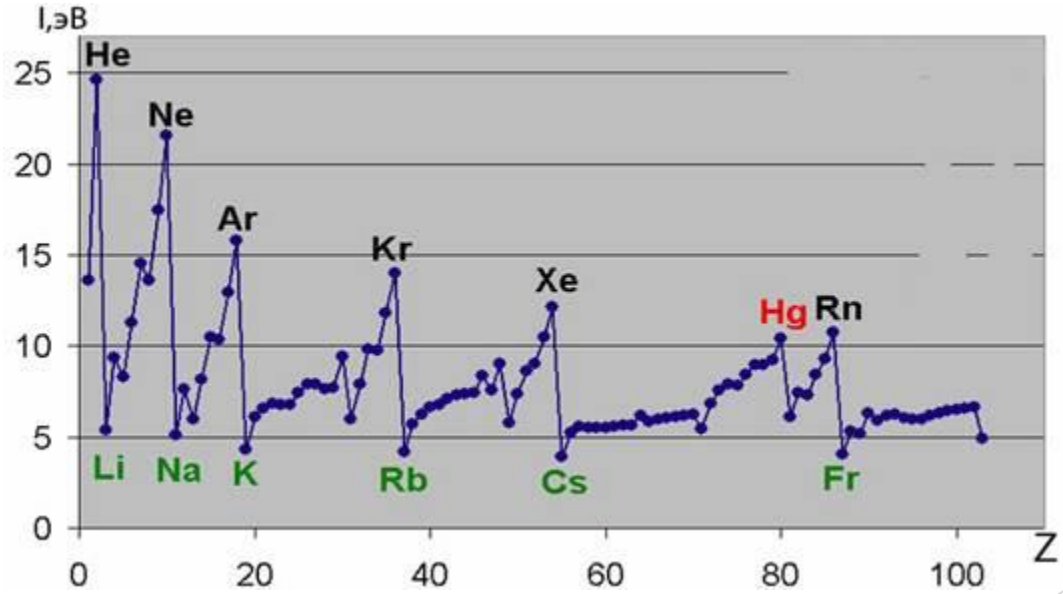
5,39эв 11,26 17,42

Na

5,14

K

4,34



Спорідненість атома до електрона (СЕ)

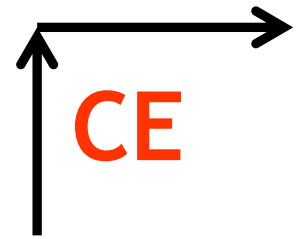
Спорідненість атома до електрона - це енергія, яка виділяється (або витрачається) при приєднанні до нейтрального атому електрона з утворенням негативного іона

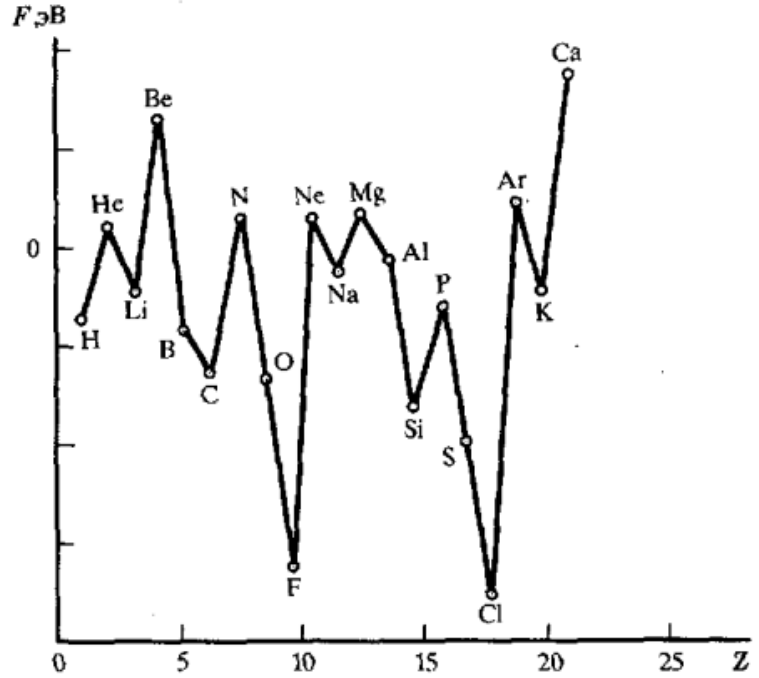
$$A + e = A^- \pm E$$

E - спорідненість до електрона, **кДж/моль**

$$F + e = F^- + 3{,}5\ \text{еВ}$$

СЕ характеризує **окисні властивості** атомів





Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
0,2ев	-0,25	0,24	1,27	-0,2	1,47	3,62	-0,3

$1s^2 2s^2$ $1s^2 2s^2 2p^3$ $1s^2 2s^2 2p^6$

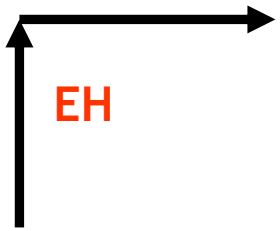
У Be, N та Ne процес приєднання е до атому вимагає витрати енергії

Електронегативність (ЕН)

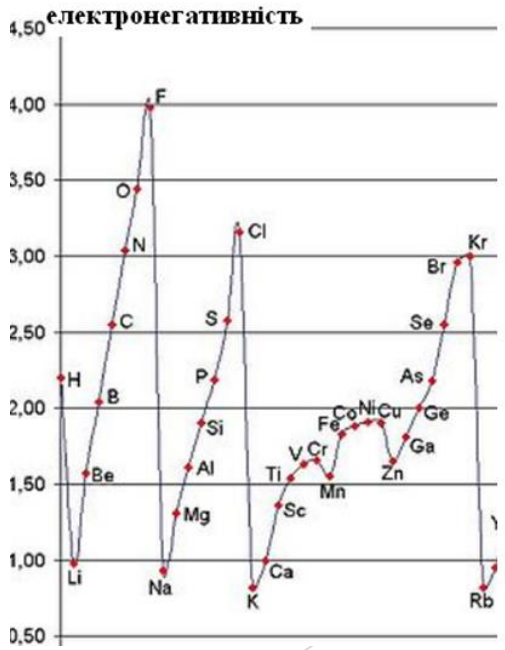
(Американський фізик та хімік Л. Полинг)

Електронегативність - це здатність атома в молекулі або складному йоні притягувати до себе електрони, які беруть участь в утворенні хімічного зв'язку

Лайнус Полінг



У **періоді ЕН зростає** зі збільшенням порядкового номера елемента (зліва направо), а в **групі зменшується** (зверху вниз)



Шкала Полінга

Група→ Період↓	1	2	3	4	5	6	7
I	H 2.1						
II	Li 1.00	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.07	O 3.5	F 4.0
III	Na 0.93	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.2	S 2.6	Cl 3.0
IV	K 0.91	Ca 1.04	Ga 1.8	Ge 1.8	As 2.1	Se 2.5	Br 2.8
V	Rb 0.89	Sr 0.99	In 1.5	Sn 1.8	Sb 1.8	Te 2.1	I 2.6
VI	Cs 0.7	Ba 0.9	Tl 1.8	Pb 1.6	Bi 1.9	Po 1.8	At 2.3

ЕН неметалів > 2

ЕН металів < 2