

БУДОВА АТОМА

Розвиток теорії будови атома

Атом - найдрібніша частка елемента

Електрон (e) - елементарна частинка, що має найменший існуючий в природі негативний електричний заряд, рівний $1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл.

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

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

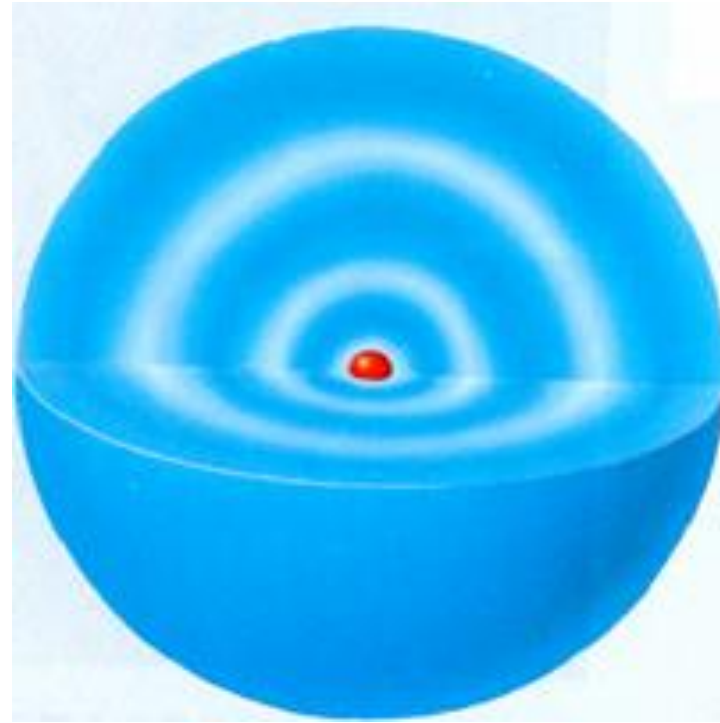
Діаметр атома - 10^{-8} см

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.):

- ❶ У центрі атома знаходиться позитивно заряджене ядро
- ❷ Весь позитивний заряд і майже вся маса атома зосереджені в його ядрі
- ❸ 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:

- 1 Електрон може обертатися навколо ядра не по довільних, а тільки по строго визначених (стаціонарних) кругових орбітах
- 2 При русі по орбітах електрон не випромінює і не поглинає енергії
- 3 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. Промениста 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.)

$$E = h \cdot \nu \quad \text{де } h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}$$

постійна Планка

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

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

Альберт Ейнштейн, 1905 р.

Фотон (квант) з енергією **E** має і деяку масу **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 ХХ 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 (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

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

де Δx - невизначеність положення координати

Δp - імпульс - невизначеність вимірювання швидкості



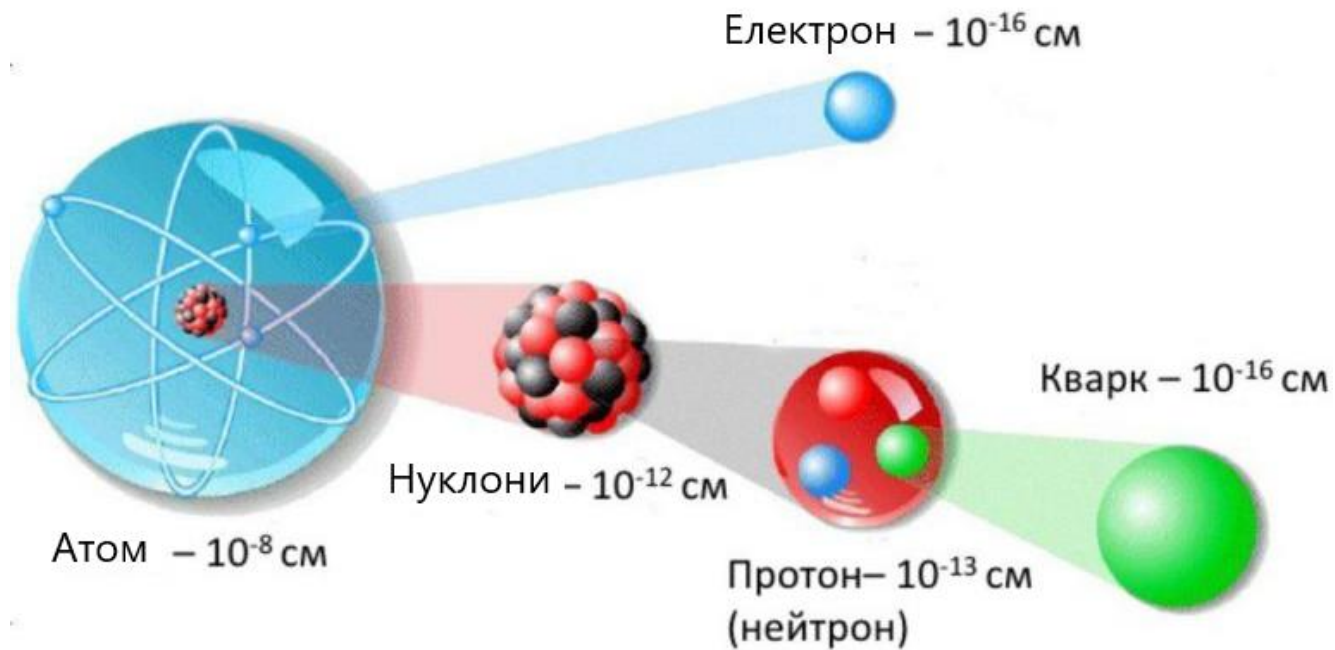
Вернер
Гейзенберг

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:

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

$${}^7_3\text{Li}: \quad A = 7, \quad Z = 3, \quad N = 7 - 3 = 4$$

Хвильове рівняння Шредінгера

Австрійський фізик Е. Шредінгер, 1925 р.

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

ψ (псі-функція) - хвильова функція

ψ^2 - ймовірність знаходження e у відповідній області простору

E та E_n - повна і потенційна енергія e

m_e - маса e

∇^2 - оператор Лапласа

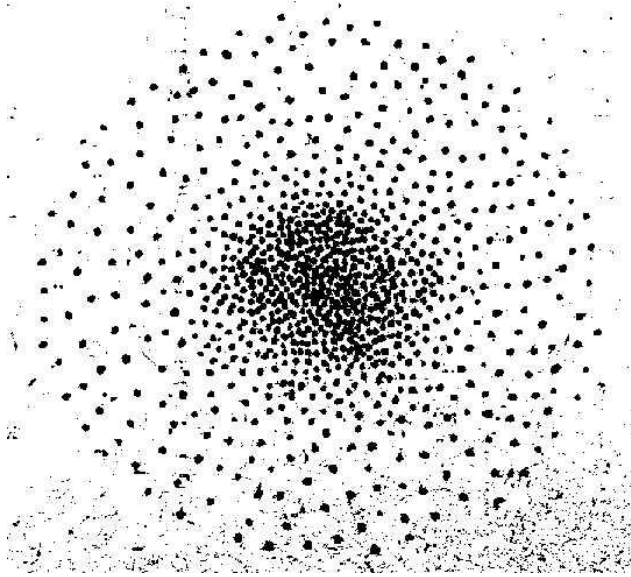


Ервін
Шредінгер

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⁺, Li²⁺**) - 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 e .

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

$n = 1, 2, 3, 4, \dots \infty$
K L M N

Всього значень ∞

” n ” має два смислових значення :

1. Визначає енергію e

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

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 e 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 - орбіталі ($l = 0$) - сферичні

p - орбіталі ($l = 1$) - мають форму гантелі

d - орбіталі ($l = 2$) - мають форму чотири-
пелюсткової розетки

Магнітне квантове число m

m - l , ... 0 , ... $+l$

Всього значень $2l + 1$

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

при $l = 0$ $m = 0$

при $l = 1$ $m = -1, 0, +1$

при $l = 2$ $m = -2, -1, 0, +1, +2$

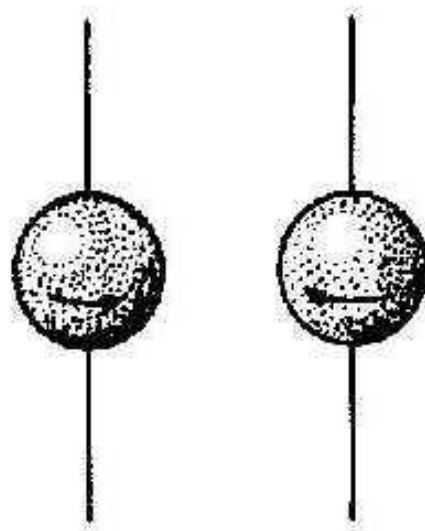
Спінове квантове число S

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

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

Спінове квантове число може мати тільки два значення :

$$S = -\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$$



Якщо $S = +\frac{1}{2}$ — $\uparrow$

Якщо $S = -\frac{1}{2}$ — $\downarrow$

$\uparrow\uparrow$ (або $\downarrow\downarrow$) - електрони з паралельними спінами

$\uparrow\downarrow$ - електрони з антипаралельними спінами

Атомна орбіталь (АО)

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

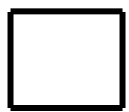
АО - це область простору, в якій можна виявити **e** з імовірністю 90% і більше

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
АО	1 s	2 s, 2 p	3 s, 3 p, 3 d	4 s, 4 p, 4 d, 4 f

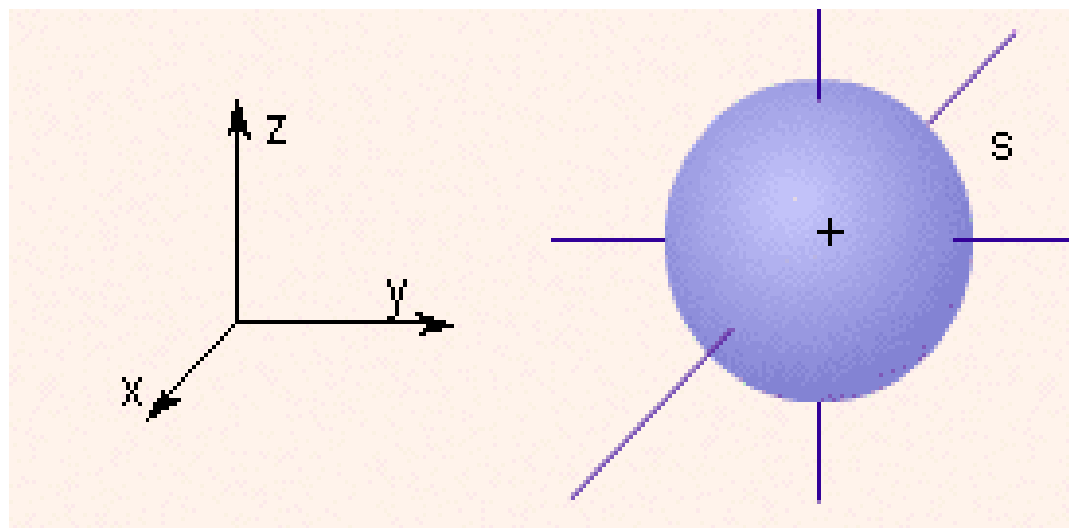
s -АО



$$l = 0$$

$$m = 0$$

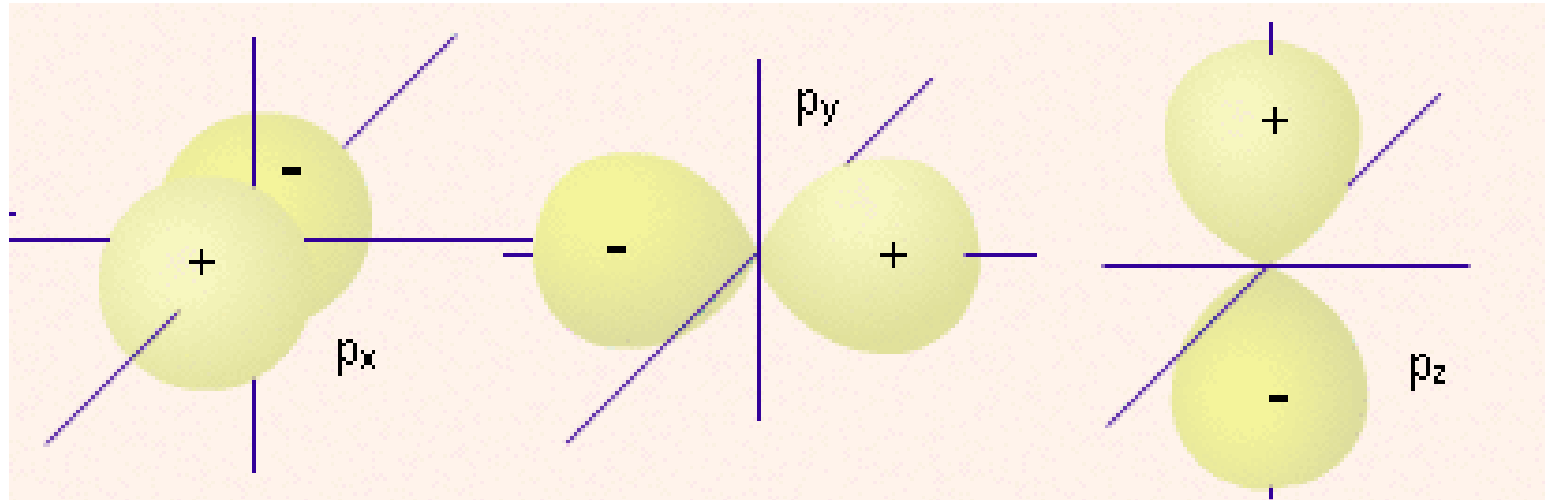
s - орбіталь



(сферично симетрична)

p - орбіталь

p - AO ($n \geq 2$)



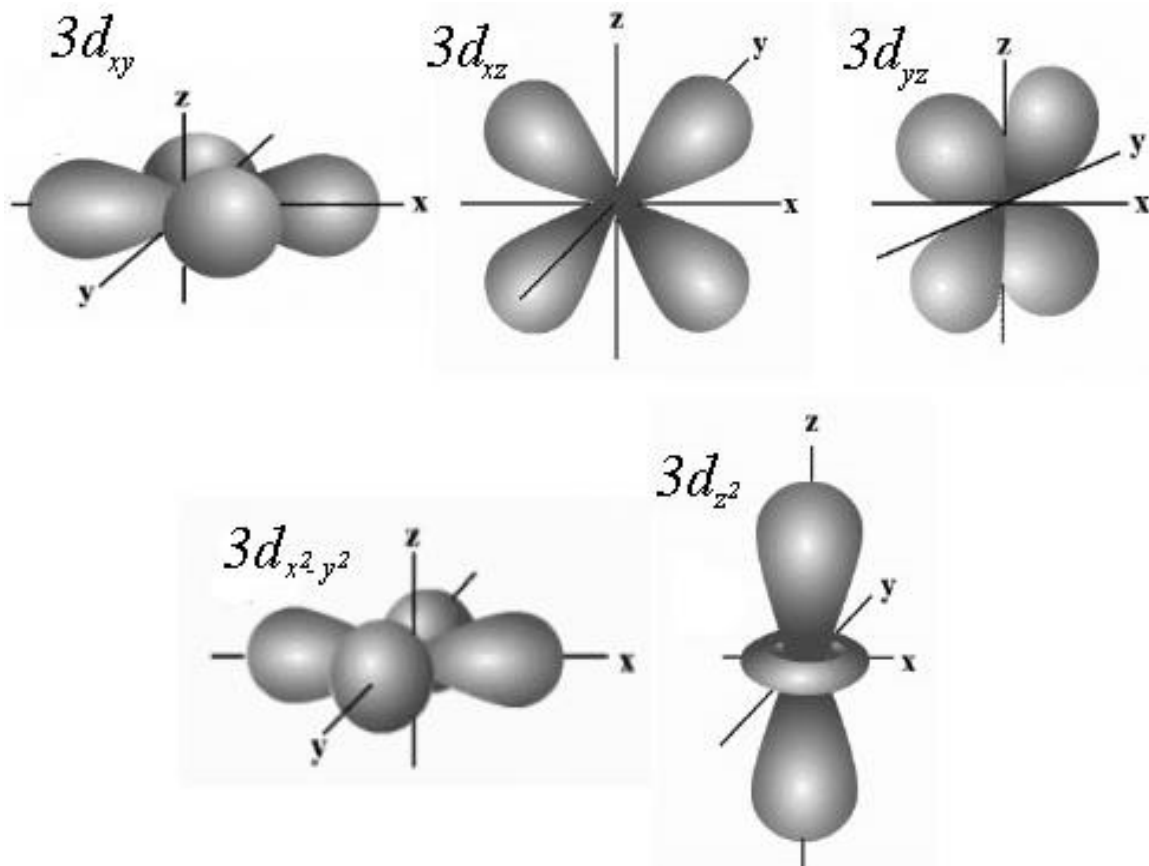
m

--	--	--

- 1 0 1

$l = 1$

d - орбіталь



d - AO ($n \geq 3$)

m

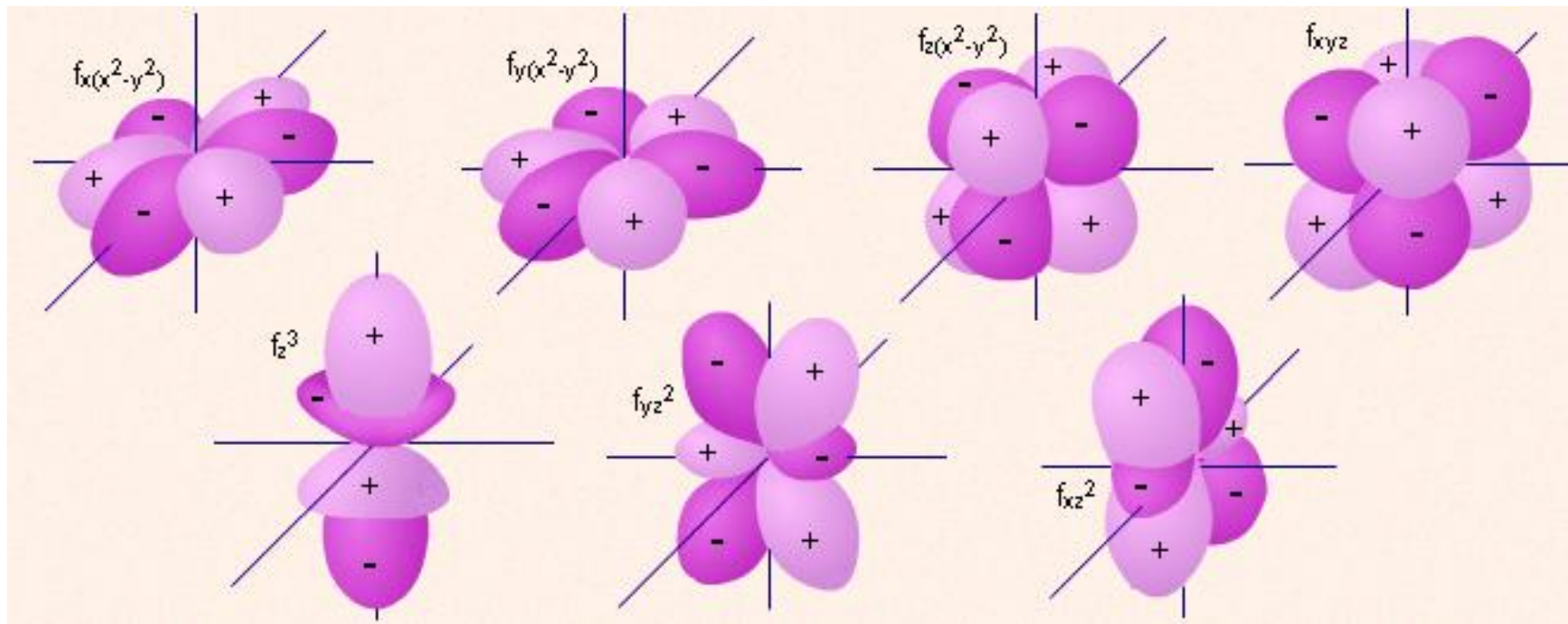
--	--	--	--	--

- 2 - 1 0 1 2

l = 2

f - орбіталь

f - АО ($n \geq 4$)



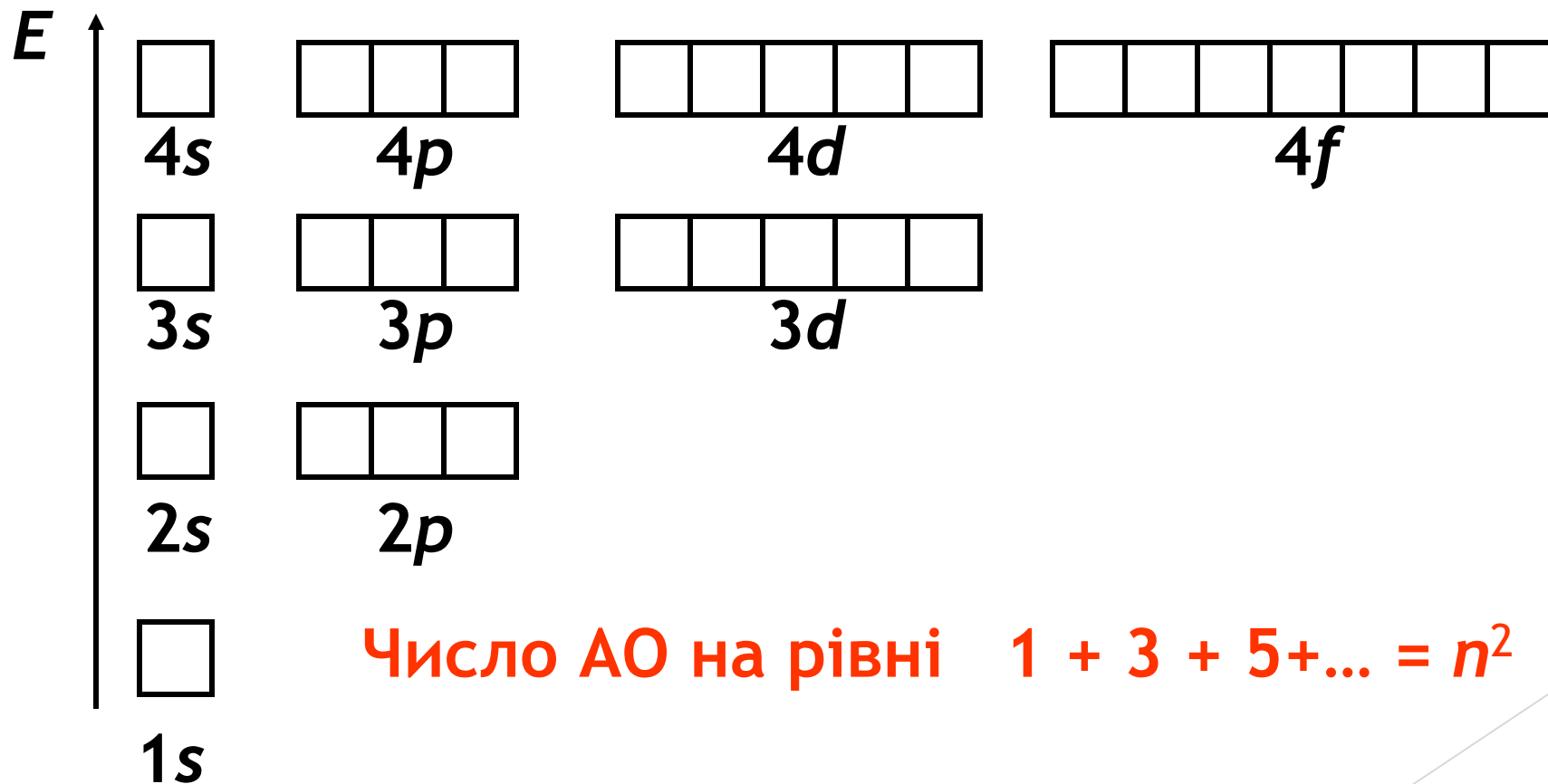
m	- 3	- 2	- 1	0	1	2	3

l = 3

Електронні рівні і підрівні

Число підрівнів на рівні $\Leftarrow l$

Число АО на підрівні $\Leftarrow m$



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

Розмір орбіталей

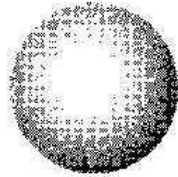
Орбіталі однієї симетрії, але з різним значенням n

1s



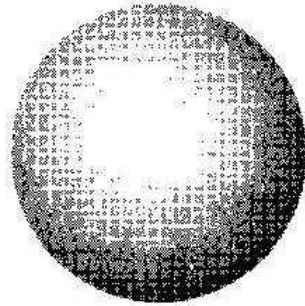
1s

2s



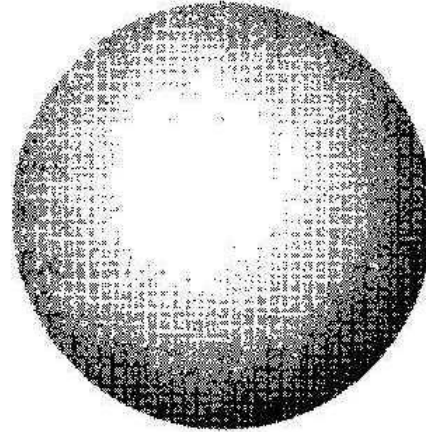
2s

3s



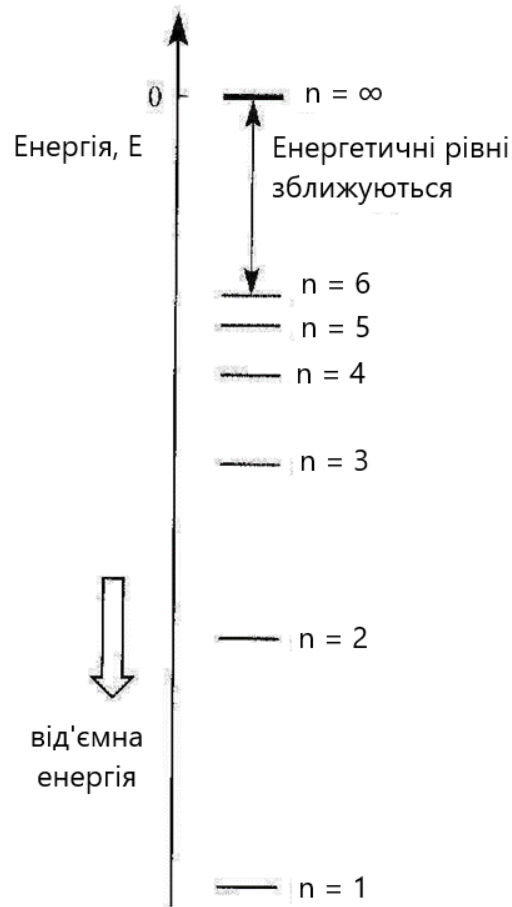
3s

4s



4s

Де знаходиться електрон в атомі гідрогену?

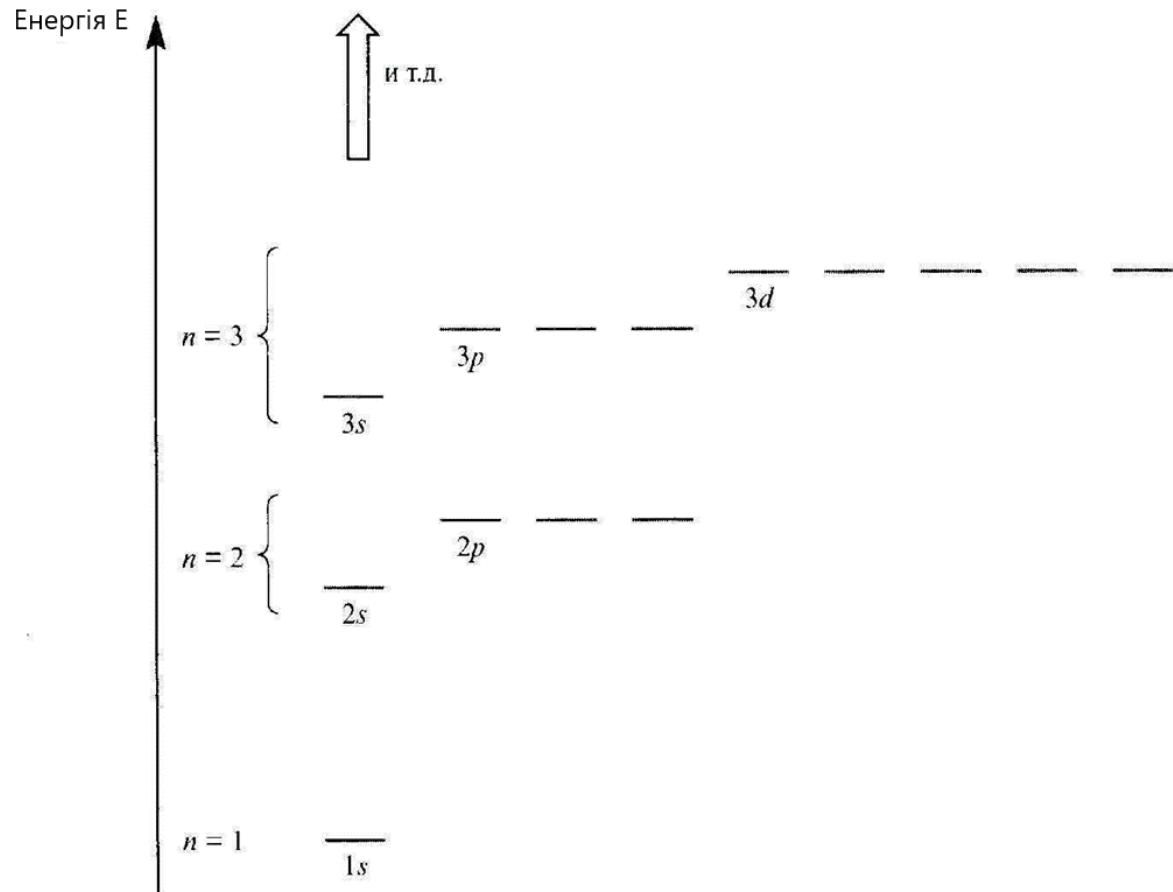


Електрон займає
орбіталь з
найнижчою енергією.

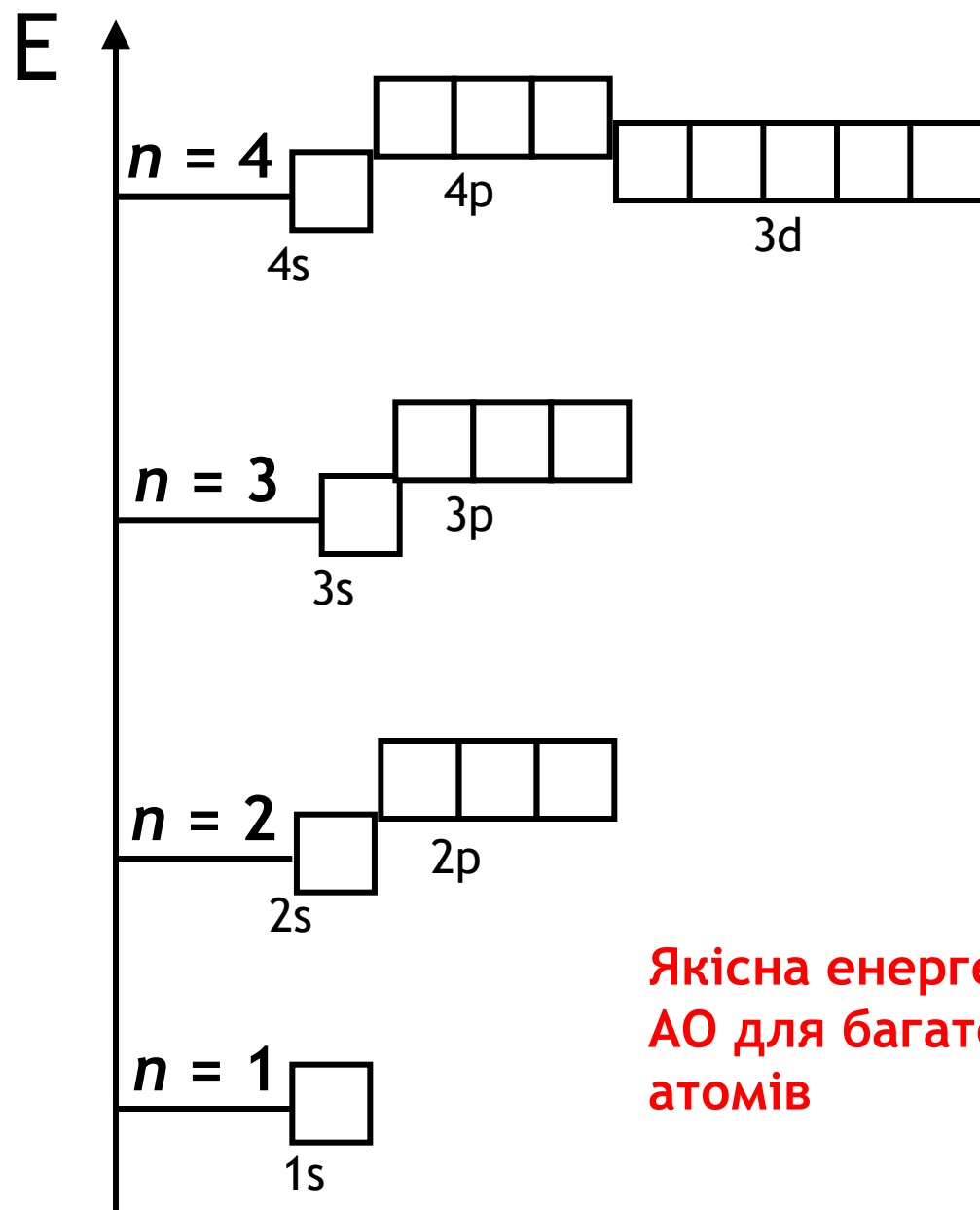
Електронна
конфігурація
основного стану
атома гідрогену $1s^1$

Схематичне представлення
енергетичних рішень рівняння
Шредінгера для атома гідрогену

Багатоелектронні атоми



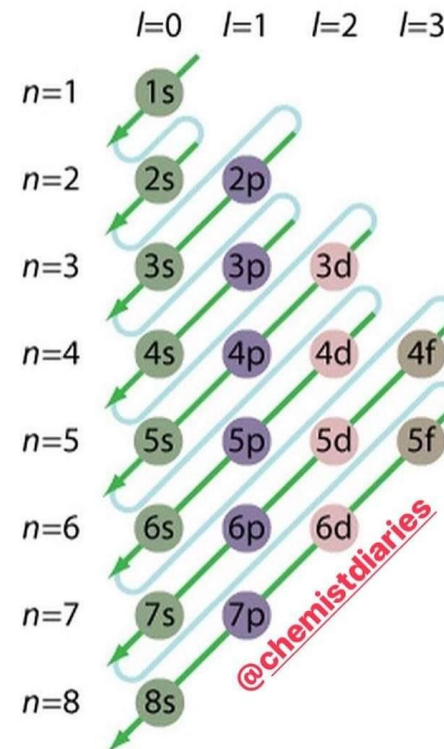
Схематичне представлення енергетичних рішень (для $n = 1, 2$ і 3) рівняння Шредінгера для багатоелектронних атомів



Якісна енергетична діаграма
АО для багатоелектронних
атомів

Порядок заповнення атомних орбіталей в основному стані атома

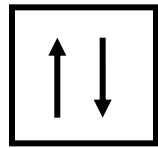
$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d <$
 $4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f \approx 5d < 6p$
 $< 7s < 5f \approx 6d < 7p$



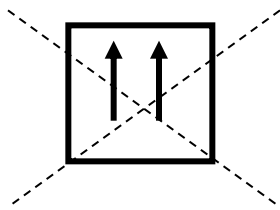
Принцип (або заборона) Паулі

У 1925 р швейцарський фізик В. Паулі встановив правило:

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



S $+1/2 \div -1/2$



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 найнижчих орбіталей)

В атомі кожен **e** розташовується так, щоб його енергія була мінімальною, що відповідає найбільшому його зв'язку з ядром

Орбіталі заповнюються послідовно, починаючи з найнижчої за енергією

Правило В.М. Клечковського :

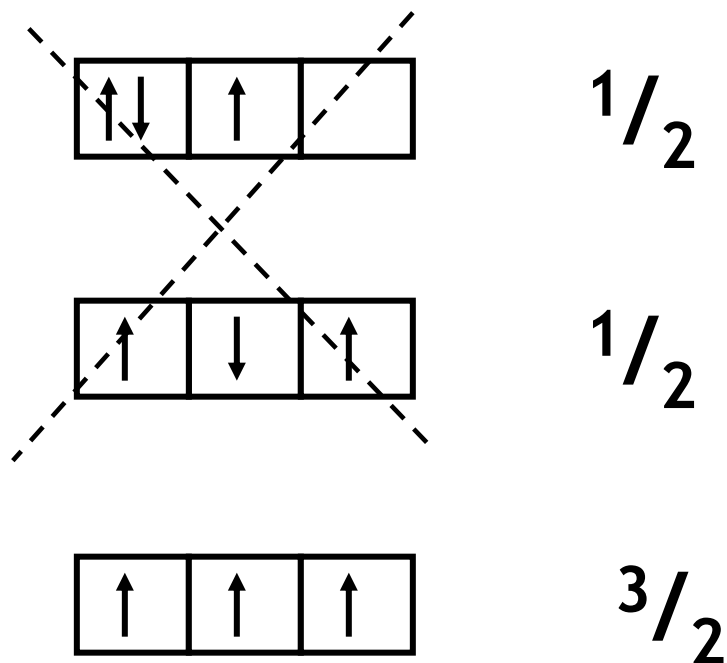
правило ($n + l$)

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



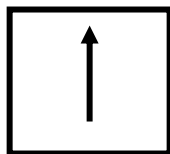
Сумарний спін
електронів

Електронна будова атомів елементів періодичної системи

№ періоду = № зовнішнього електронного рівня

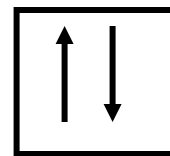
1 період	s ¹		s ²
----------	----------------	--	----------------

¹H 1s¹



1s

²He 1s²



1s

2^й період

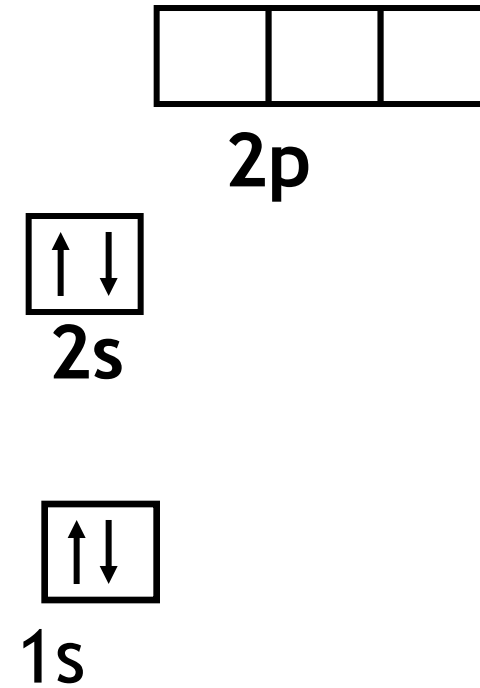
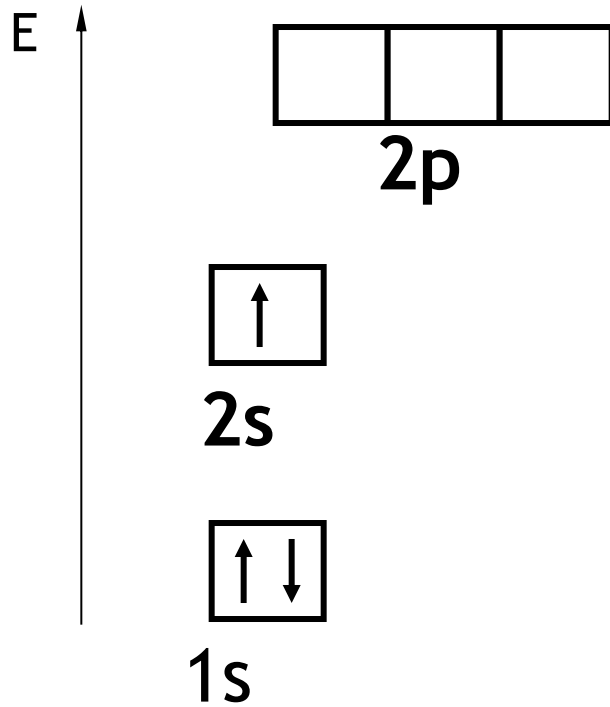
2 період	s^1	s^2	$p^1 - p^5$	s^2p^6
----------	-------	-------	-------------	----------

${}_3\text{Li}$ $1s^2 2s^1$

$[\text{He}] 2s^1$

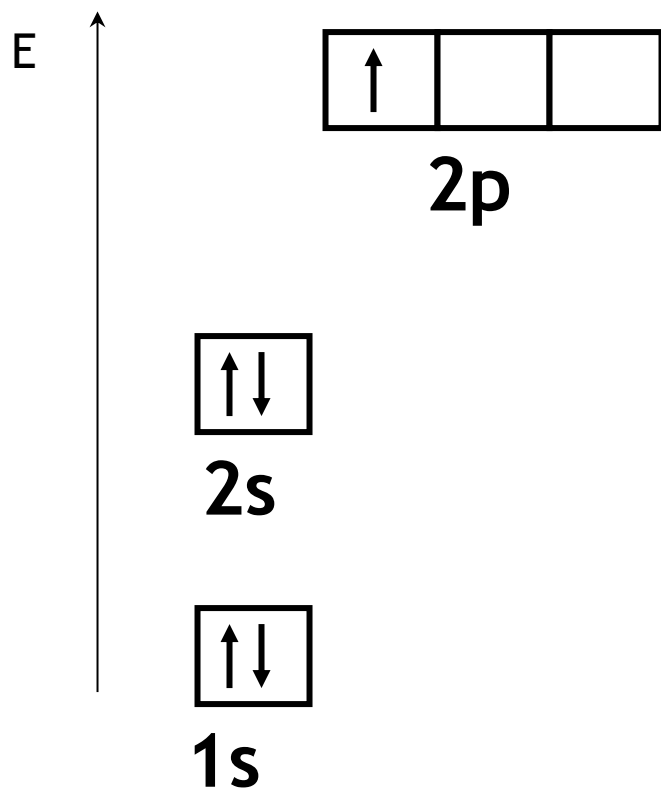
${}_4\text{Be}$ $1s^2 2s^2$

$[\text{He}] 2s^2$



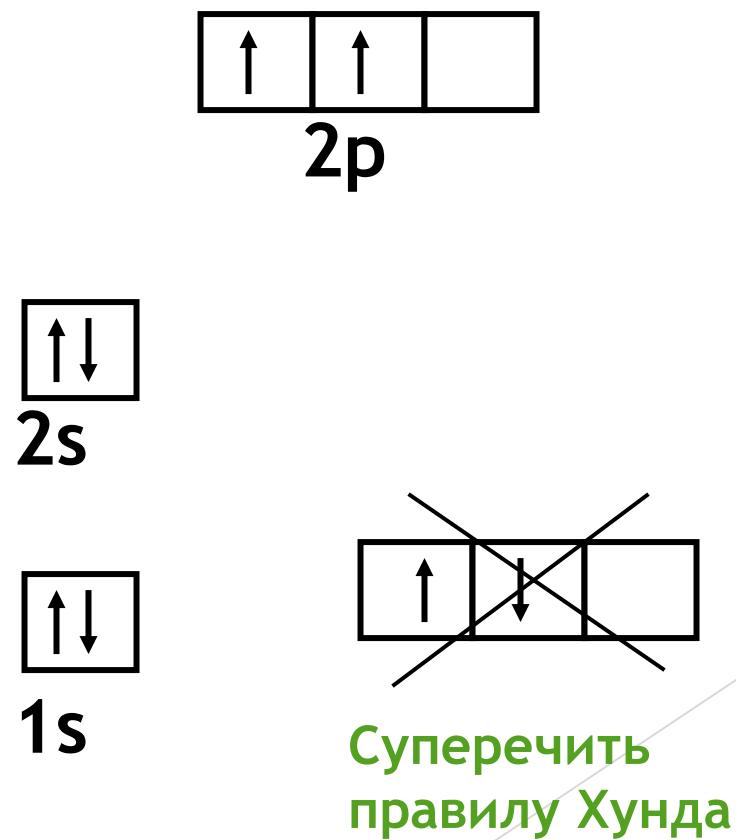
${}_5\text{B} \quad 1s^2 2s^2 2p^1$

$[\text{He}] 2s^2 2p^1$



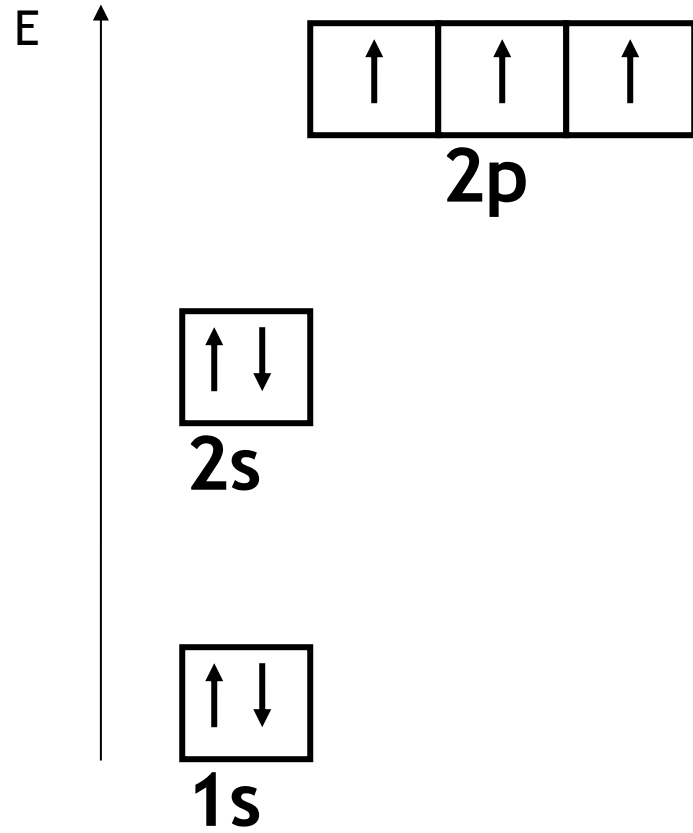
${}_6\text{C} \quad 1s^2 2s^2 2p^2$

$[\text{He}] 2s^2 2p^2$



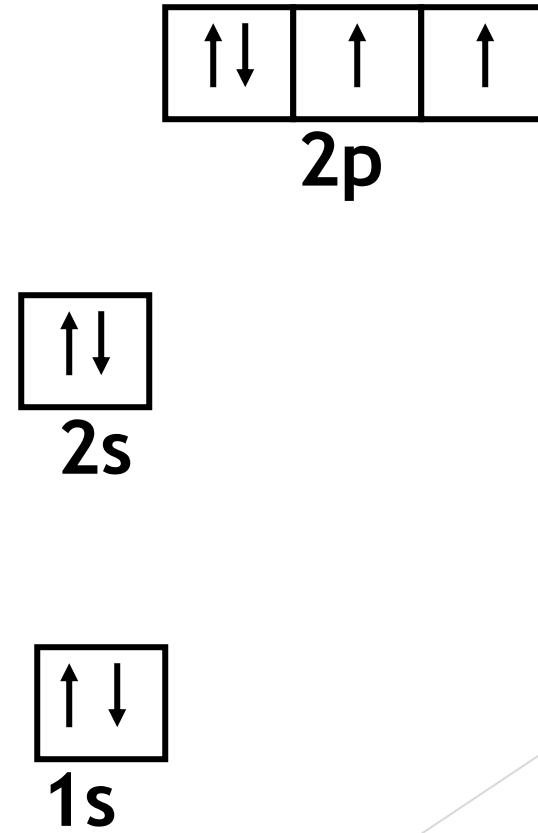
${}_7\text{N}$ $1s^2 2s^2 2p^3$

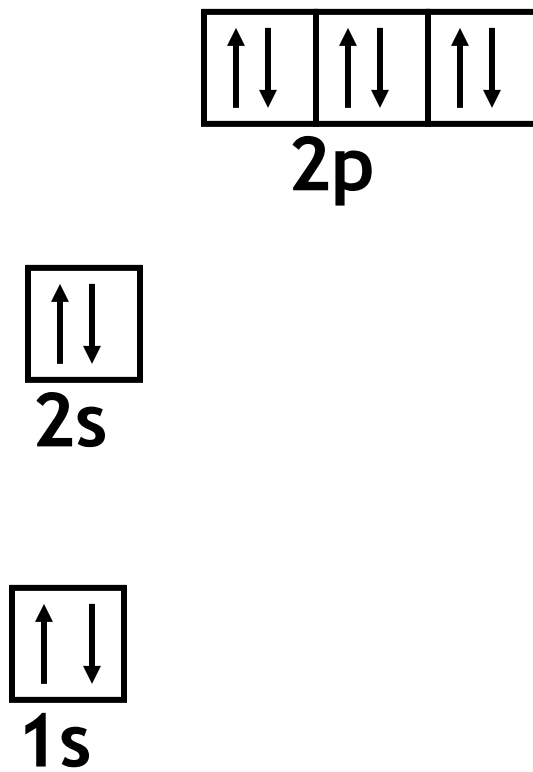
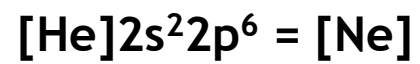
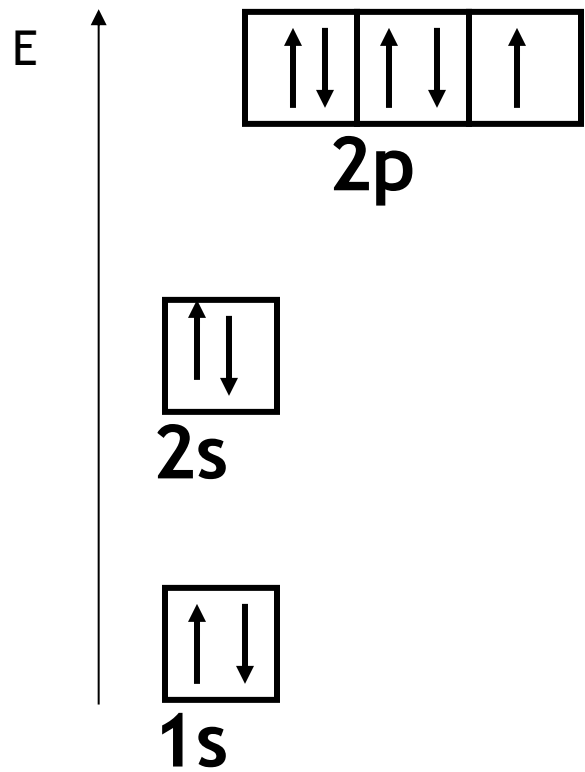
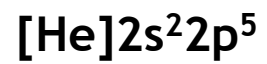
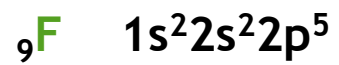
$[\text{He}] 2s^2 2p^3$



${}_8\text{O}$ $1s^2 2s^2 2p^4$

$[\text{He}] 2s^2 2p^4$





3^{ій} період

3 період	s ¹	s ²	p ¹ - p ⁵	s ² p ⁶
----------	----------------	----------------	---------------------------------	-------------------------------

₁₁Na 1s²2s²2p⁶3s¹

[Ne]3s¹

₁₂Mg 1s²2s²2p⁶3s²

[Ne]3s²

₁₃Al 1s²2s²2p⁶3s²3p¹

[Ne]3s²3p¹

₁₄Si 1s²2s²2p⁶3s²3p²

[Ne]3s²3p²

₁₅P 1s²2s²2p⁶3s²3p³

[Ne]3s²3p³

₁₆S 1s²2s²2p⁶3s²3p⁴

[Ne]3s²3p⁴

₁₇Cl 1s²2s²2p⁶3s²3p⁵

[Ne]3s²3p⁵

₁₈Ar 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶

[Ne]3s²3p⁶ = [Ar]

4^{ий} 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] $3d^1 4s^2$

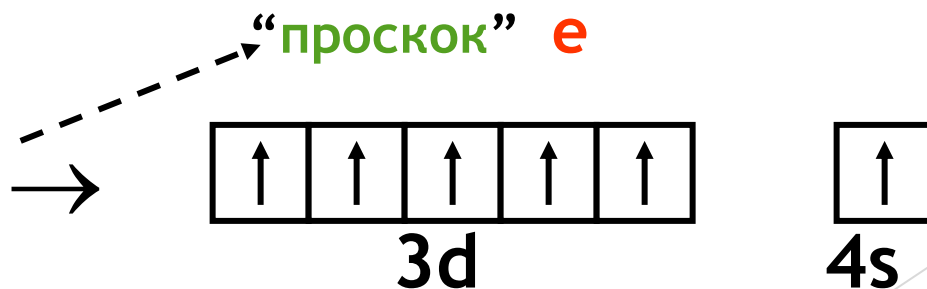
Ti [Ar] $3d^2 4s^2$

V [Ar] $3d^3 4s^2$

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

Mn [Ar] $3d^5 4s^2$

→ $(n - 1)d < np$



Fe [Ar] 3d⁶4s²

Co [Ar] 3d⁷4s²

Ni [Ar] 3d⁸4s²

Cu [Ar] 3d¹⁰4s¹

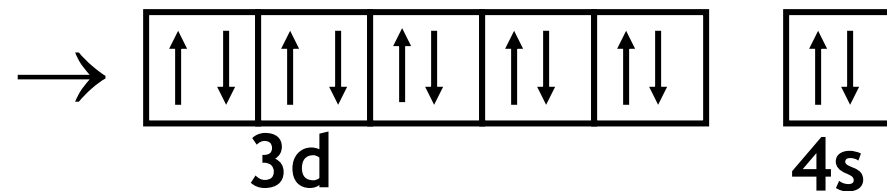
Zn [Ar] 3d¹⁰4s²

Ga [Ar] 3d¹⁰4s²4p¹

.....

Kr [Ar] 3d¹⁰4s²4p⁶

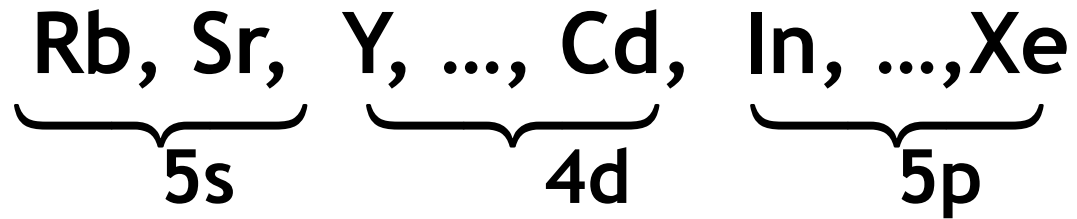
→ “провал” або “проскок” e



Стійка електронна
конфігурація d⁰, d⁵, d¹⁰

5^{ий} період

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

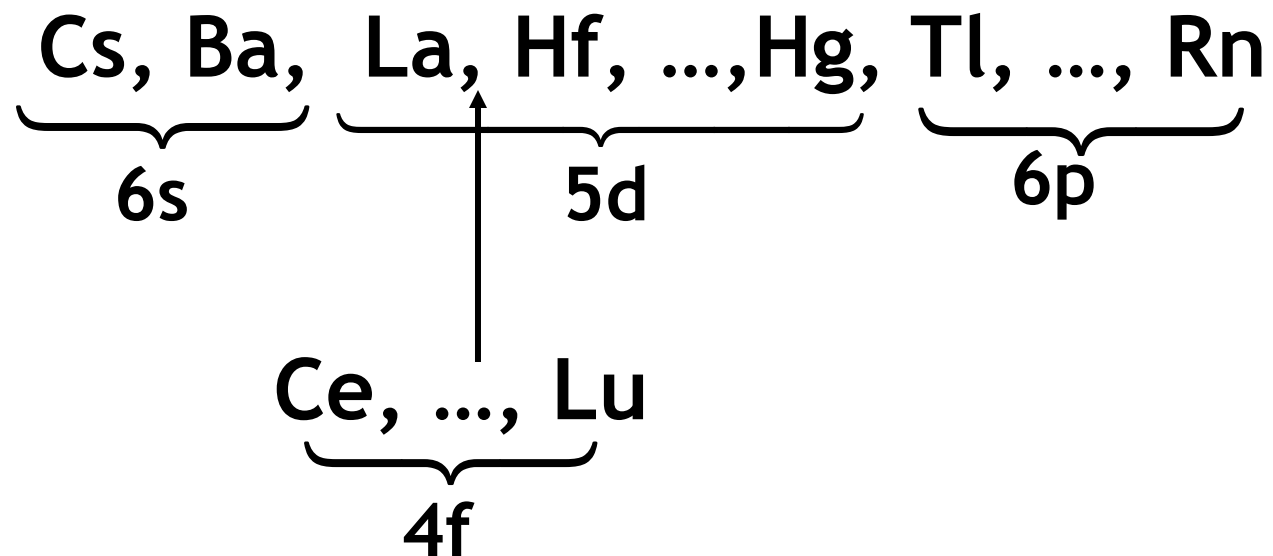


“провал” або “проскок” **e** з **s**-підрівня на **d**-підрівень



6^{ий} період

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

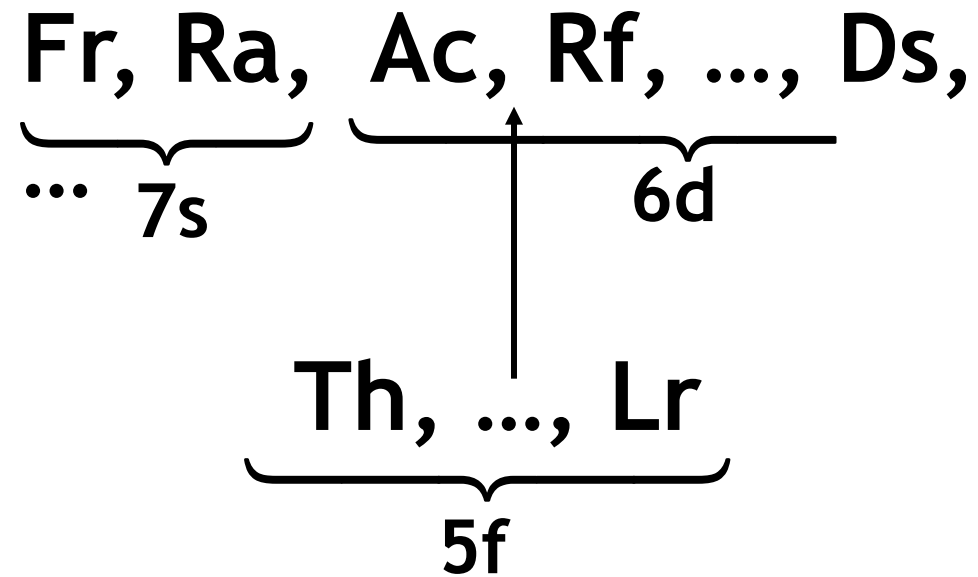


“провал” або “проскок” **e** з **s**-підрівня на **d**-підрівня



7ий період

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



У таблиці є 15 порушень правила Клечковського 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)

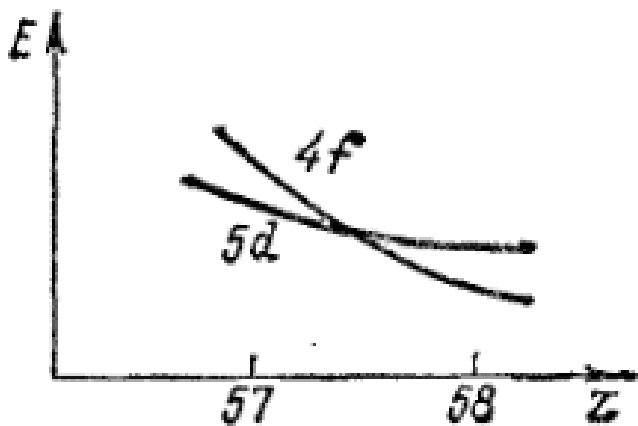
Pt (Z = 78) Au (Z = 79)

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

Ir (Z = 77)

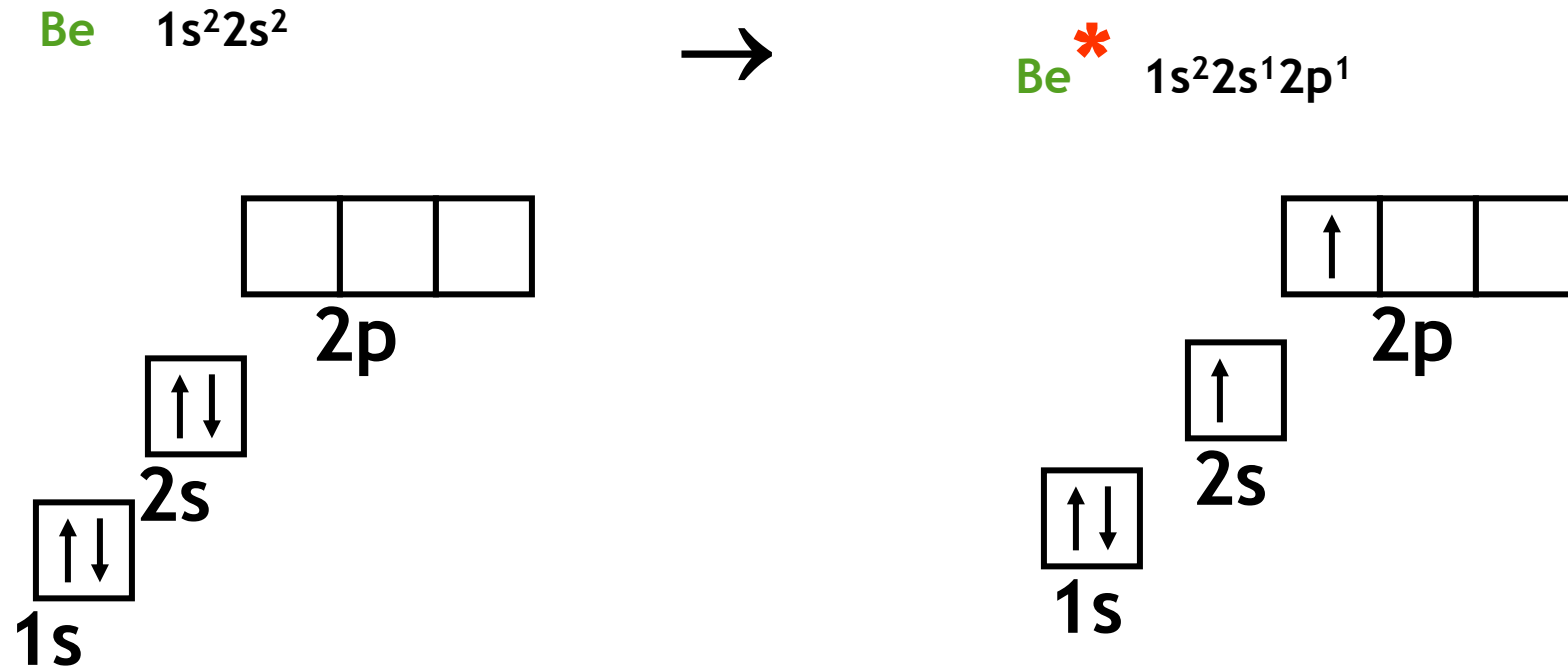
Причини цих порушень :

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

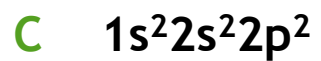


Залежність енергії 4f - 5d -
електронів від заряду ядра

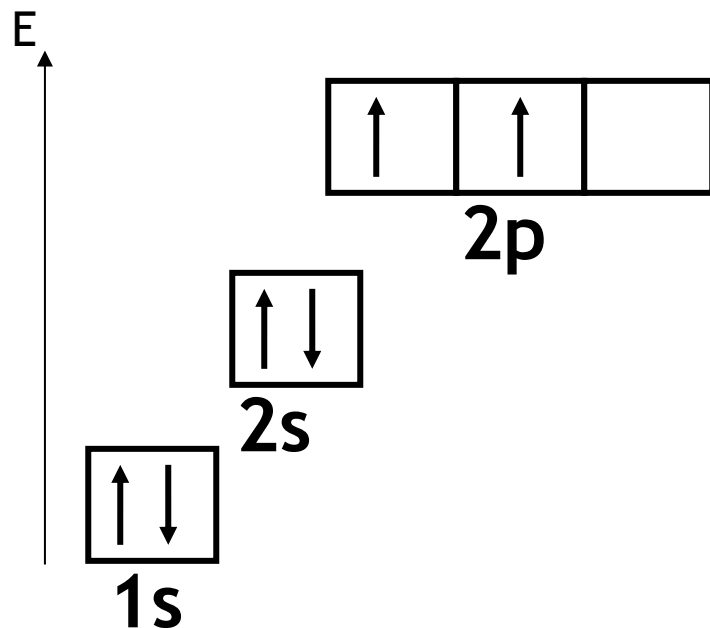
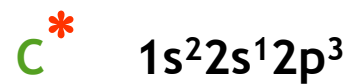
Що таке збуджений стан атома?



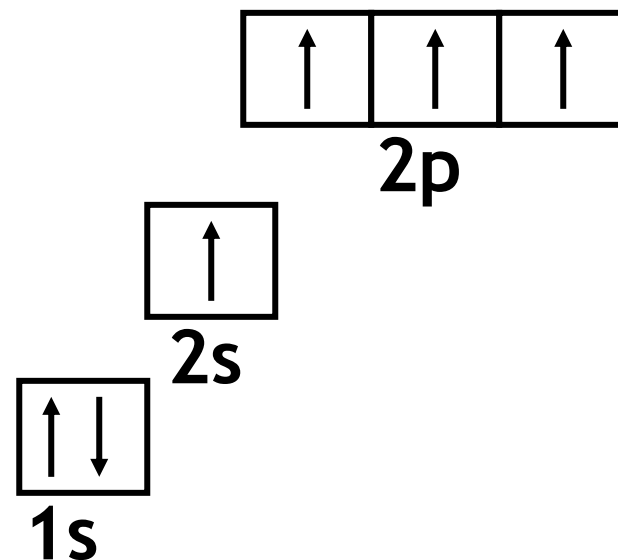
При утворенні сполук атом берилію переходить в **збуджений стан**, при цьому відбувається розпарювання електронів на **2s** підрівні



→

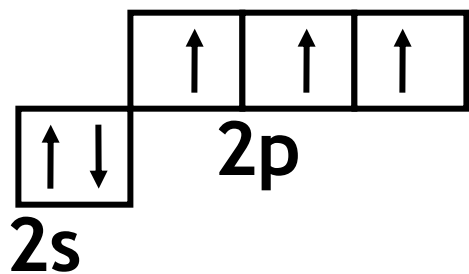


В основному стані



У збудженому стані в атомі утворюються **4** неспарених електрона

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

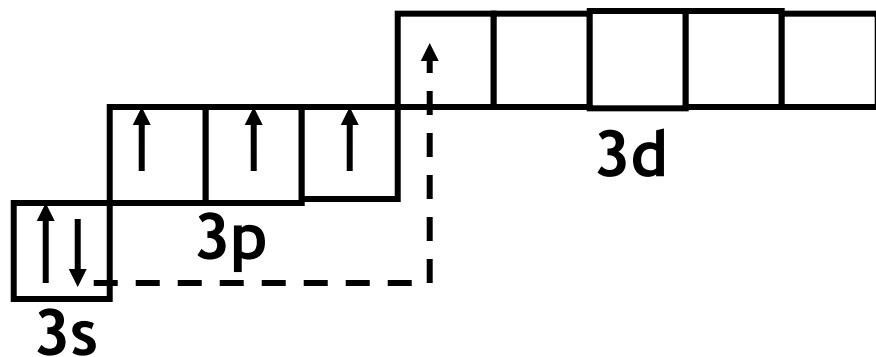


~~NCl_5~~

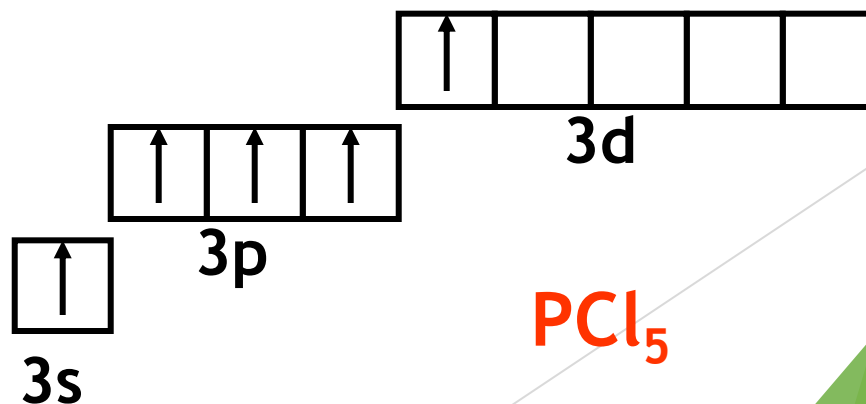
У атома фосфору при розпаровуванні може бути **5** неспарених **e**, можливе існування стійкої сполуки **PCl_5** . У нітрогену такої можливості немає.

P $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$

→



P^* $[\text{Ne}] 3s^1 3p^3 3d^1$

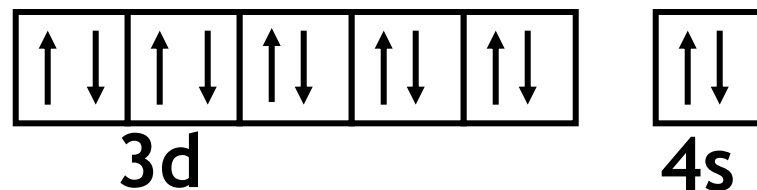


PCl_5

Парамагнітні і діамагнітні властивості речовин

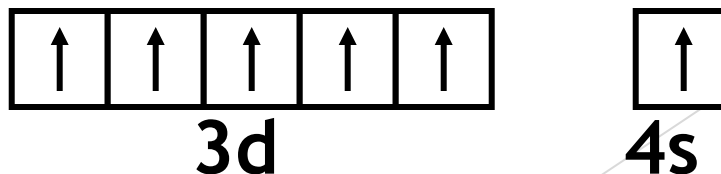
Молекули, до складу яких входять тільки **спарені електрони**, не створюють власного магнітного поля. Речовини, що складаються з таких молекул, є **діамагнітними** - вони виштовхуються з магнітного поля.

Zn [Ar] 3d¹⁰4s²



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

Cr [Ar] 3d⁵4s¹



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.

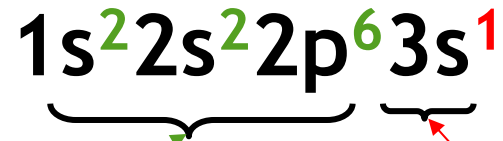
f - елементи

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)



електрони внутрішніх
оболонок

валентний електрон

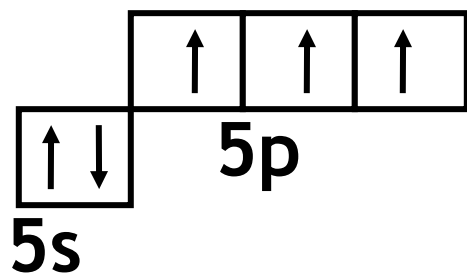
Стибій

Sb (Z = 51)

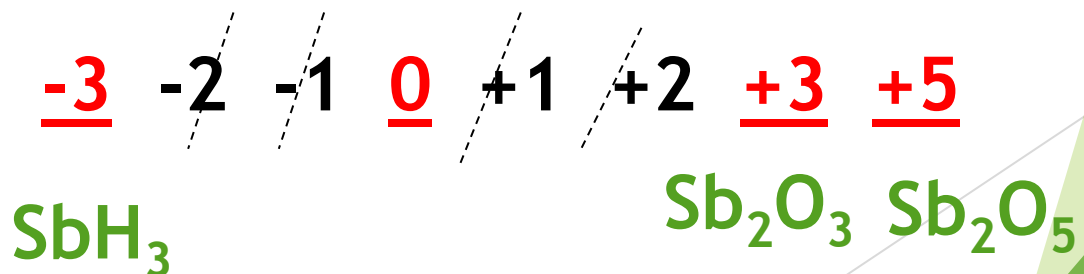


електрони внутрішніх оболонок

валентні електрони



Ступені окиснення:



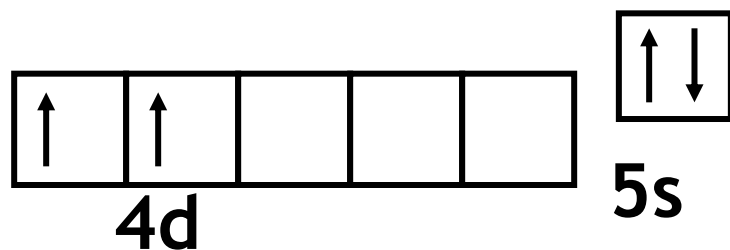
Цирконій

Zr (Z = 40)



електрони внутрішніх оболонок

валентні електрони



Ступені окиснення:

0 +2 +3 +4



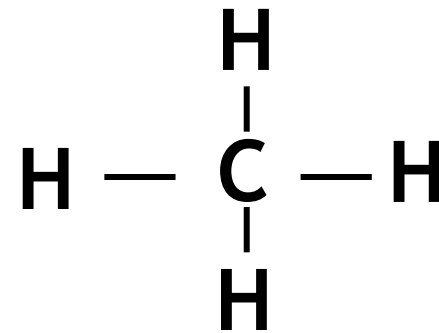
Правило октету

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

На орбіталі 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





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

Довгоперіодна, 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

ГРУПИ ПЕРІОДИ	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	
1	H ¹ 1,0079 Водень 1s ¹							He ² 4,0026 Гелій 1s ²		
2	Li ³ 6,941 Літій [He]2s ¹	Be ⁴ 9,0122 Берилій [He]2s ²	B ⁵ 10,81 Бор [He]2s ² 2p ¹	C ⁶ 12,011 Вуглець [He]2s ² 2p ²	N ⁷ 14,0067 Азот [He]2s ² 2p ³	O ⁸ 15,999 Кисень [He]2s ² 2p ⁴	F ⁹ 18,998 Фтор [He]2s ² 2p ⁵	Ne ¹⁰ 20,18 Неон [He]2s ² 2p ⁶		
3	Na ¹¹ 22,990 Натрій [He]3s ¹	Mg ¹² 24,305 Магній [He]3s ²	Al ¹³ 26,982 Алюміній [He]3s ² 3p ¹	Si ¹⁴ 28,086 Сицилій [He]3s ² 3p ²	P ¹⁵ 30,974 Фосфор [He]3s ² 3p ³	S ¹⁶ 32,06 Сірка [He]3s ² 3p ⁴	Cl ¹⁷ 35,453 Хлор [He]3s ² 3p ⁵	Ar ¹⁸ 39,948 Аргон [He]3s ² 3p ⁶		
4	K ¹⁹ 39,098 Калій [Ar]4s ¹	Ca ²⁰ 40,08 Кальцій [Ar]4s ²	Sc ²¹ 44,956 [Ar]3d ¹ 4s ² Скандій	Ti ²² 47,88 [Ar]3d ² 4s ² Титан	V ²³ 50,942 [Ar]3d ³ 4s ² Ванадій	Cr ²⁴ 51,996 [Ar]3d ⁵ 4s ¹ Хром	Mn ²⁵ 54,938 [Ar]3d ⁵ 4s ² Манган	Fe ²⁶ 55,845 [Ar]3d ⁶ 4s ² Залізо	Co ²⁷ 58,933 [Ar]3d ⁷ 4s ² Кобальт	Ni ²⁸ 58,69 [Ar]3d ⁸ 4s ² Нікель
	Cu ²⁹ 63,546 [Ar]3d ¹⁰ 4s ¹ Мідь	Zn ³⁰ 65,39 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² Цинк	Ga ³¹ 69,72 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹ Галій	Ge ³² 72,64 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ² Германій	As ³³ 74,922 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³ Арсен	Se ³⁴ 78,96 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴ Селен	Br ³⁵ 79,904 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵ Бром	Kr ³⁶ 83,80 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ Криптон		
5	Rb ³⁷ 85,468 Рубідій [Kr]5s ¹	Sr ³⁸ 87,62 Стронцій [Kr]5s ²	Y ³⁹ 88,91 [Kr]4d ¹ 5s ² Ітрій	Zr ⁴⁰ 91,22 [Kr]4d ² 5s ² Цирконій	Nb ⁴¹ 92,906 [Kr]4d ⁴ 5s ¹ Ніобій	Mo ⁴² 95,94 [Kr]4d ⁵ 5s ¹ Молибден	Tc ⁴³ [98] [Kr]4d ⁵ 5s ² Технецій	Ru ⁴⁴ 101,07 [Kr]4d ⁶ 5s ¹ Рутеній	Rh ⁴⁵ 102,905 [Kr]4d ⁷ 5s ¹ Родій	Pd ⁴⁶ 106,42 [Kr]4d ⁸ 5s ¹ Паладій
	Ag ⁴⁷ 107,868 [Kr]3d ¹⁰ 4s ¹ Срібло	Cd ⁴⁸ 112,41 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² Кадмій	In ⁴⁹ 114,82 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ² Індій	Sn ⁵⁰ 118,71 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ² Станум	Sb ⁵¹ 121,75 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³ Стібій	Te ⁵² 127,60 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴ Телур	I ⁵³ 126,904 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵ Йод	Xe ⁵⁴ 131,29 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶ Ксенон		
6	Cs ⁵⁵ 132,91 [Xe]6s ¹ Цезій	Ba ⁵⁶ 137,33 [Xe]6s ² Барій	La* ⁵⁷ 138,905 [Xe]5d ¹ 6s ² Лантан	Hf ⁷² 178,49 [Xe]4f ¹⁴ 5d ² 6s ² Гафній	Ta ⁷³ 180,95 [Xe]4f ¹⁴ 5d ³ 6s ² Тантал	W ⁷⁴ 183,84 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ² Вольфрам	Re ⁷⁵ 186,207 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ² Реній	Os ⁷⁶ 190,23 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ² Осмій	Ir ⁷⁷ 192,22 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ² Ірідій	Pt ⁷⁸ 195,09 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹ Платина
	Au ⁷⁹ 196,967 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ Золото	Hg ⁸⁰ 200,59 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² Ртуть	Tl ⁸¹ 204,38 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹ Талій	Pb ⁸² 207,2 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ² Свинцев	Bi ⁸³ 208,98 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³ Бісмут	Po ⁸⁴ [209] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴ Полоній	At ⁸⁵ [210] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵ Астат	Rn ⁸⁶ [222] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶ Радон		
7	Fr ⁸⁷ [223] [Rn]7s ¹ Францій	Ra ⁸⁸ [226] [Rn]7s ² Радій	Ac ⁸⁹ [227] [Rn]6d ¹ 7s ² Актиній	Rf ¹⁰⁴ [261] [Rn]5f ¹⁴ 6d ² 7s ² Резерфордій	Db ¹⁰⁵ [268] [Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ² Дубній	Sg ¹⁰⁶ [271] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ² Сибгортій	Bh ¹⁰⁷ [264] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ² Борій	Hs ¹⁰⁸ [269] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁶ 7s ² Гасій	Mt ¹⁰⁹ [278] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ² Майтнерій	Ds ¹¹⁰ [281] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁸ 7s ² Дармштадтій
	Rg ¹¹¹ [282] [Rn]7s ¹ Рентгеній	Cn ¹¹² [285] [Rn]7s ² Коперницій		Fl ¹¹⁴ [289] [Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ² Флеровій		Lv ¹¹⁶ [293] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ² Лверморій		Uuo ¹¹⁸ [294] [Rn]7s ² Унуноктій		
Вищі оксиди	E ₂ O	EO	E ₂ O ₃	EO ₂	E ₂ O ₅	EO ₃	E ₂ O ₇	EO ₄		
Летучі водневі сполуки			EH ₄	EH ₃	H ₂ E	HE				
*ЛАНТАНОЇДИ	58 Ce 140,11 4f ¹ 5d ¹ Церій	59 Pr 140,91 4f ³ 5d ¹ Празеодим	60 Nd 144,2 4f ⁴ 5d ¹ Неодим	61 Pm [145] 4f ⁵ 5d ¹ Прометій	62 Sm 150,36 4f ⁶ 5d ¹ Самарій	63 Eu 151,96 4f ⁷ 5d ¹ Європій	64 Gd 157,25 4f ⁷ 5d ¹ Гадоліній	65 Tb 158,93 4f ⁹ 5d ¹ Тербій	66 Dy 162,5 4f ¹⁰ 5d ¹ Диспрозій	67 Ho 164,93 4f ¹¹ 5d ¹ Гольмій
**АКТАНОЇДИ	90 Th 232,038 5f ² 6d ² Торій	91 Pa 231,036 5f ² 6d ³ Протактиній	92 U 238,029 5f ³ 6d ¹ Уран	93 Np [237] 5f ⁴ 6d ¹ Нептуній	94 Pu [244] 5f ⁶ 6d ¹ Плутоній	95 Am [243] 5f ⁷ 6d ¹ Америцій	96 Cm [247] 5f ⁷ 6d ² Кюріій	97 Bk [247] 5f ⁹ 6d ¹ Берклій	98 Cf [251] 5f ¹⁰ 6d ¹ Каліфорній	99 Es [252] 5f ¹¹ 6d ¹ Ейнштейній
	100 Fm [257] 5f ¹² 6d ¹ Фермій	101 Md [258] 5f ¹³ 6d ¹ Менделєєвій	102 V [259] 5f ¹⁴ 6d ¹ Нобелій	103 Lr [266] 5f ¹⁴ 6d ¹ Лоуренсій						

Напівдовгий варіант

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	1 H			2 8 18 32 32 10 2 Rf Резерфордій (261)		Неметали						Галогени							2 He
2	3 Li	4 Be				Лужні метали						▶ Перехідні метали ◀							
3	11 Na	12 Mg				Лужноземельні метали						Напівпровідники							10 Ne
						Інертні газ						Лантаноїди							
						Напівметали						Актиноїди							
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba	57-71	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7	87 Fr	88 Ra	89-103	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo	
Для елементів з нестабільними ізотопами в дужках вказується маса ізотопу з найб. періодом напіврозпаду.																			
				57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
				89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	

Довгоперіодний варіант

	1	2																	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
1	H																																			He
2	Li	Be																											B	C	N	O	F	Ne		
3	Na	Mg																											Al	Si	P	S	Cl	Ar		
4	K	Ca																	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
5	Rb	Sr																	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
6	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
7	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo				

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

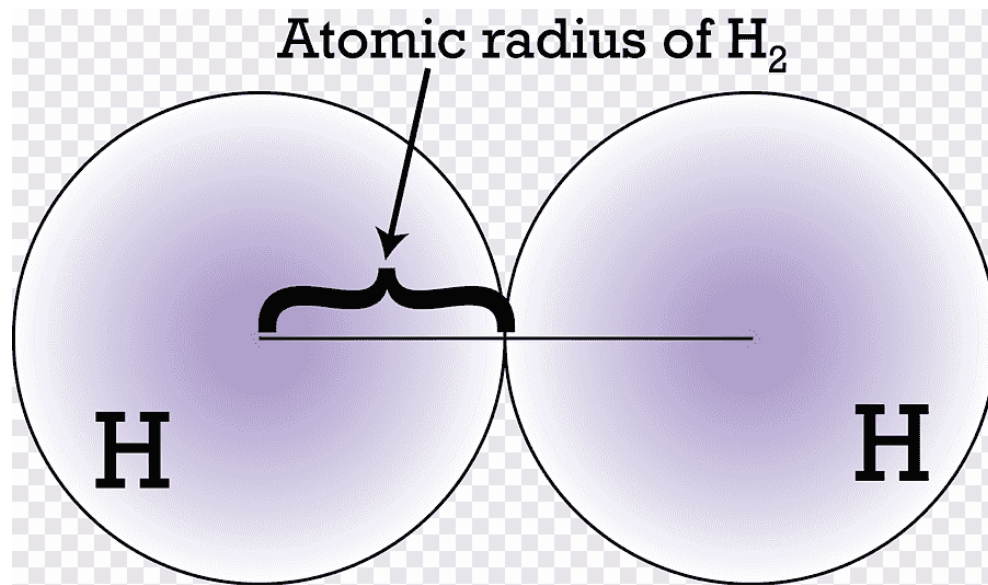
1. Атомний радіус(r)

2. Енергетичні характеристики атомів:

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

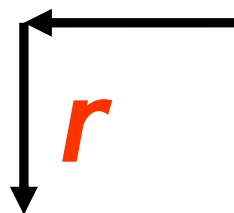
Атомні радіуси елементів

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

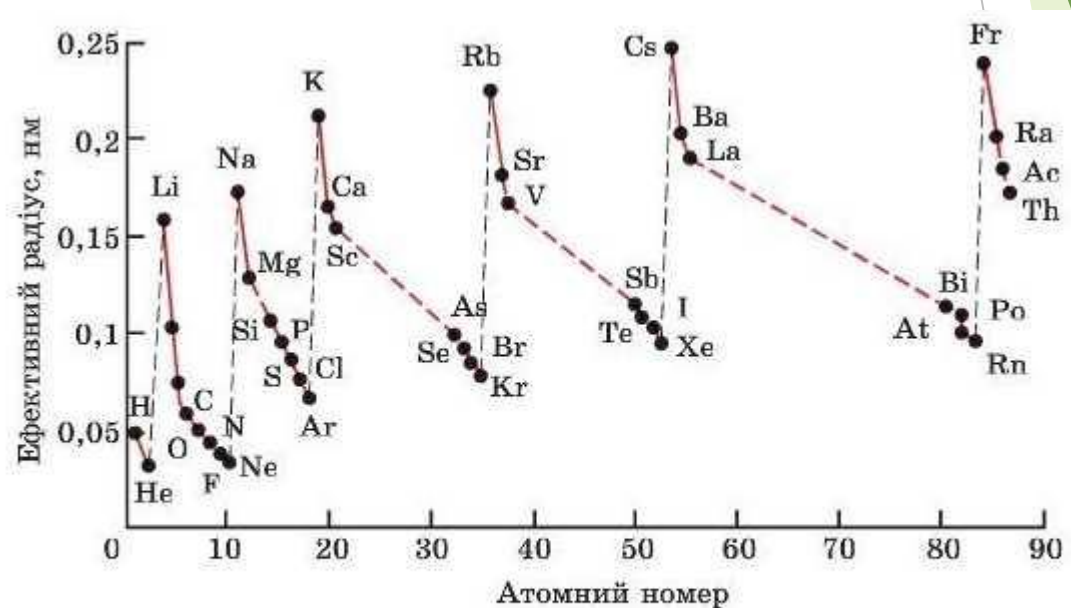


В періодах по мірі зростання заряду ядер радіуси атомів **зменшуються**

В групах зі зростанням заряду ядер радіуси атомів **збільшуються**



Li	...	C	...	F
0,155 нм		0,077		
Na				
0,189 нм				
K				
0,236				

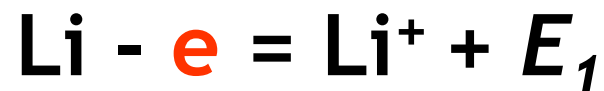


Енергія іонізації (EI) або іонізаційний потенціал

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



де E_1 - перша енергія іонізації,
кДж/моль



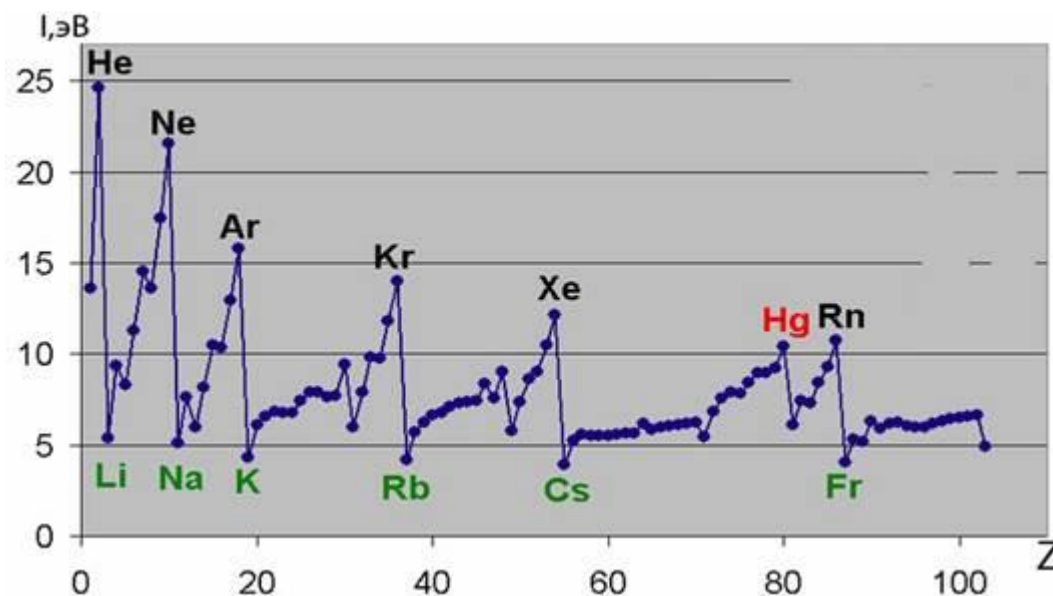
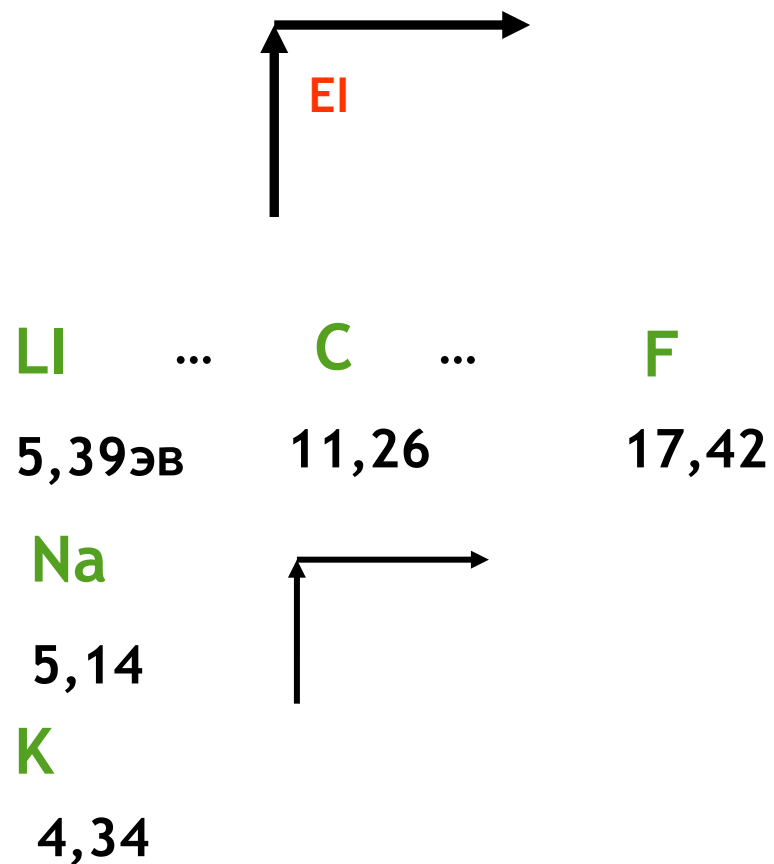
EI кількісно характеризує здатність атома утримувати електрони, тобто його **відновні властивості**

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

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

Наприклад: **$EI_{\text{Na}} = 5,14 \text{ ев} = 496 \text{ кДж/моль}$**

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



Спорідненість атома до електрона (CE)

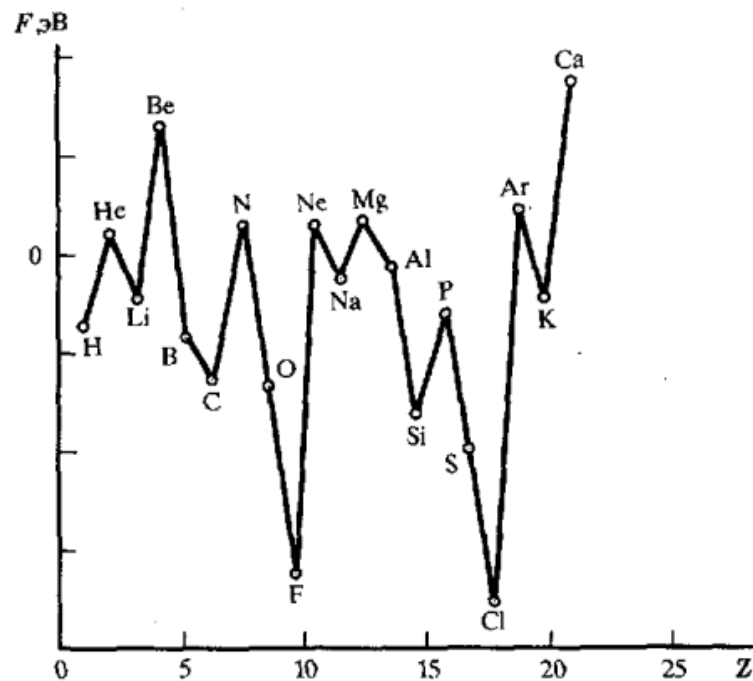
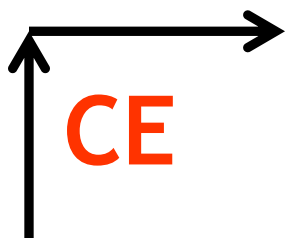
Спорідненість атома до електрона - це енергія, яка виділяється (або витрачається) при приєднанні до нейтрального атому електрона з утворенням негативного іона



*E - спорідненість до електрона,
кДж/моль*



СЕ характеризує
ОКИСНІ властивості
атомів



Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
0,2eв	-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 **e** до атому
вимагає витрати енергії

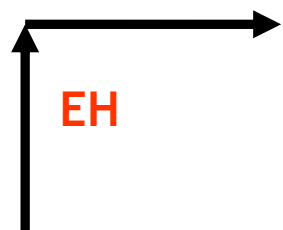
Електронегативність (ЕН)

(Американський фізик та хімік Л. Полінг)

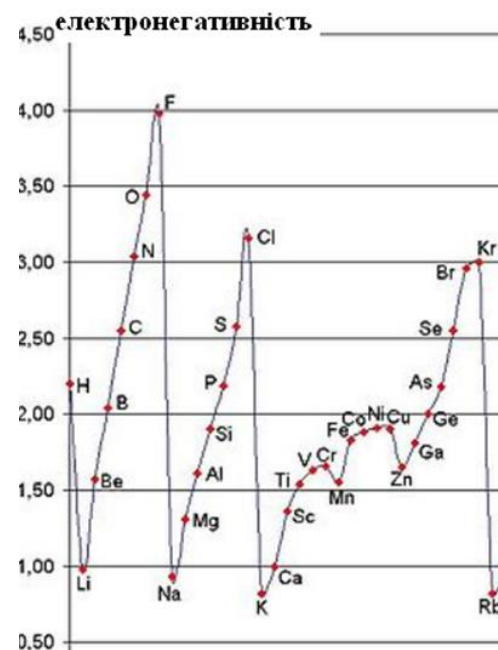
Електронегативність - це здатність атома в молекулі або складному йоні притягувати до себе електрони, які беруть участь в утворенні хімічного зв'язку



Лайнус Полінг



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



Шкала Полінга

Група→ Период↓	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

EH неметалів > 2

EH металів < 2