

БУДОВА АТОМА

Чому вивчаємо

- Метали та неметали: різні властивості елементів
- Елементи проявляють різні властивості завдяки різниці у будові базових частинок – атомів
- Атом хімічно неподільний, але його будова визначає хімічну поведінку елемента
- Будова атома – фізична проблема, яка стосується хіміків
- Властивості мікросвіту сильно відрізняються від властивостей макросвіту!
- Об'єкти мікросвіту описуються **квантовою механікою**

АТОМ

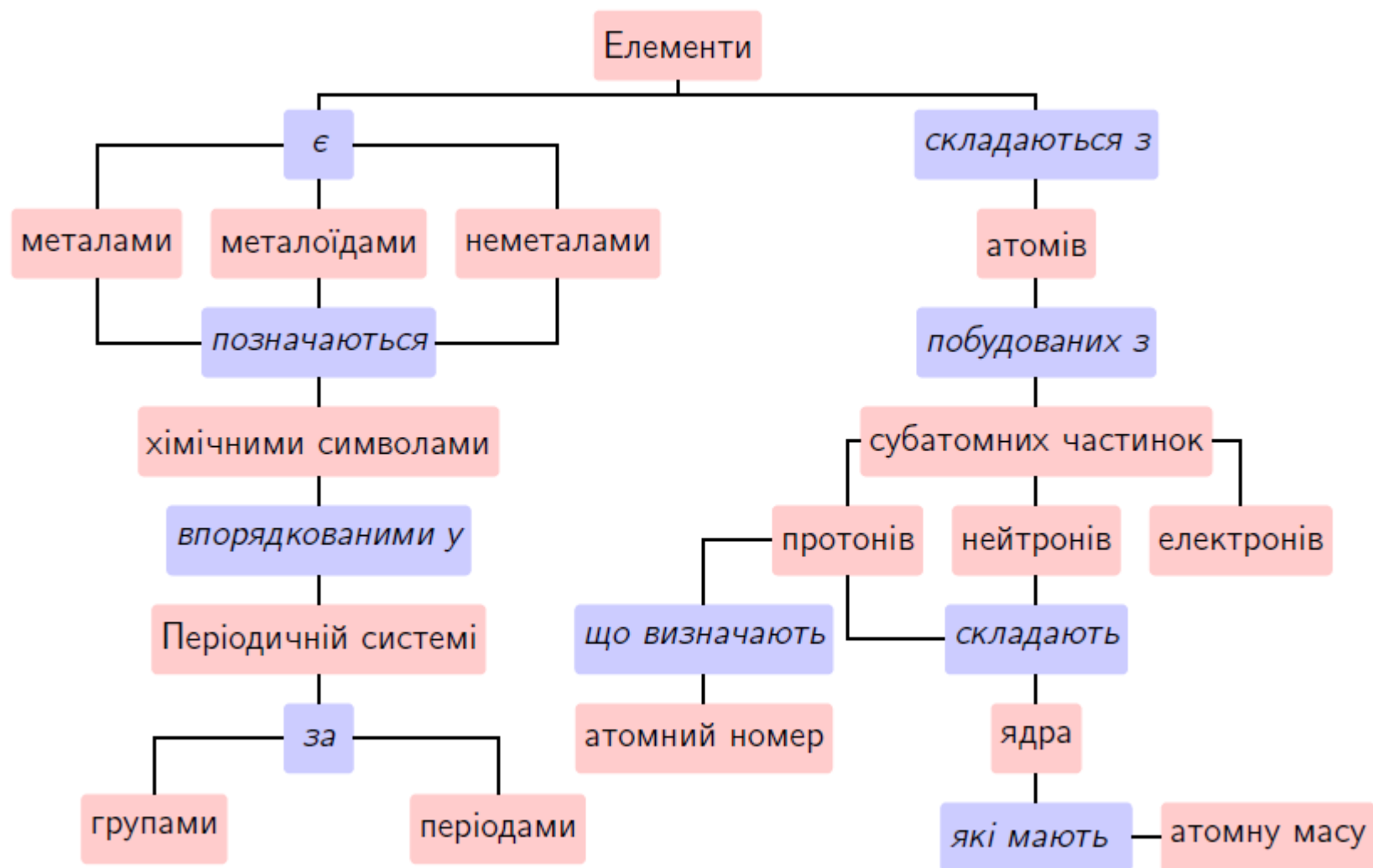
- Склад атома: ядро (Резерфорд, 1911 р.) + електрони (Томсон, 1897 р.)
- Ядро: протони (Резерфорд, 1919 р.) + нейтрони (Чедвік, 1932 р.) – нуклони
- **Наступні відомості про елементарні частинки атома хіміку треба знати**
- електрон:
- заряд – $1.6 \cdot 10^{-19}$ Кл (або $-1e$),
- маса дуже мала ($5.5 \cdot 10^{-4}$ а.о.м., $1 \text{ а.о.м.} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$)
- протон: заряд $+1$, $m_p \approx 1 \text{ а.о.м.}$
- нейтрон: заряд 0 , $m_n \approx m_p \approx 1 \text{ а.о.м.}$

АТОМ

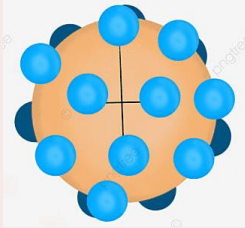
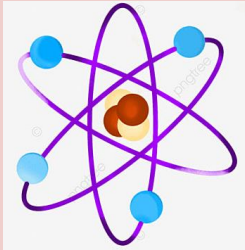
- **Хімічні властивості** визначаються електронами, а маса, заряд ядра та радіоактивні властивості – нуклонами.
- Хімічний елемент – вид атомів з певним зарядом ядра
- Різні види атомів мають загальну назву - **нукліди**. Нукліди характеризуються такими параметрами:
- **A** - масове число, **Z** - заряд ядра, який дорівнює числу протонів, **N** - число нейтронів у ядрі
- Ці параметри пов'язані між собою співвідношеннями:
- **$Z = A - N$, $N = A - Z$, $A = Z + N$** $^{13}_6\text{C}$ - 6 протонів, 7 нейтронів, 6 електронів
- $r_{\text{атома}}(\text{H}) = 5 \cdot 10^{-11} \text{ м}$, $r_{\text{ядра}}(\text{H}) \approx 10^{-15} \text{ м}$
- $10^{-10} \text{ м} = 1 \text{ }^\circ\text{А}$: аналогія з 1 а.о.м. $\approx 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$



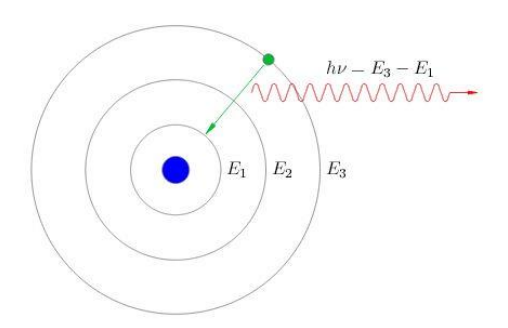
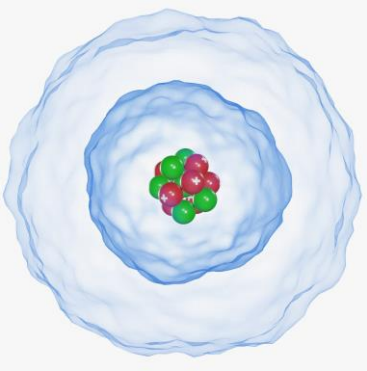
Атоми та елементи



Розвиток теорії будови атома

Автор (рік)	Ідея	Зображення
Джон Дальтон (1803)	Атом – це неподільна складова хімічного елемента	
Джозеф Джон Томпсон (1904)	Атом являє собою позитивно заряджену кулю, в яку «вкраплені» електрони (модель «пудингу з родзинками»)	
Ернест Резерфорд (1911)	Усередині атома розташоване позитивно заряджене ядро, яке містить майже всю масу атома; воно оточене електронами, які обертаються навколо («планетарна» модель)	

Розвиток теорії будови атома

Автор (рік)	Ідея	Зображення
Нільс Бор (1913)	Електрони обертаються навколо ядра по певних стаціонарних орбітах	
Ервін Шредінгер (1925)	Навколо ядра розподілені електрони, точне положення яких невідоме	

Теорія Бора - квантова теорія будови атома

Постулати Бора:

- ❶ Електрон може обертатися навколо ядра не по довільних, а тільки по строго визначених (стаціонарних) кругових орбітах
- 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):

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



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

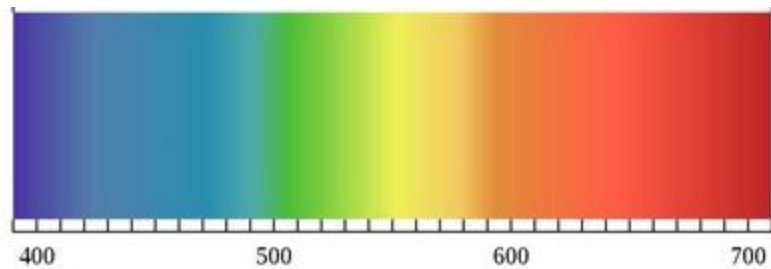
де λ - довжина хвилі, ν - частота випромінювання (сек⁻¹ або герц Гц),

$\lambda \sim 400-800$ нм

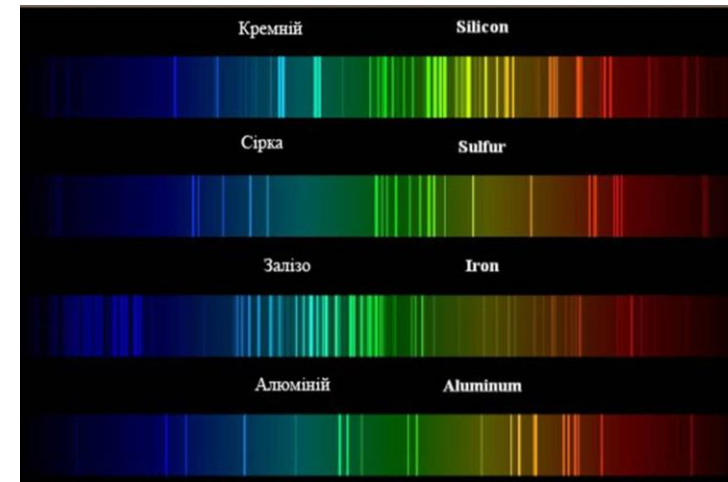
Про хвильову природу світла свідчать такі явища як **віддзеркалення, заломлення, дифракція, інтерференція**

Модель Планка

Промениста енергія випромінюється і поглинається тілами не безперервно, а дискретно, тобто окремими порціями - **квантами** (або **фотонами**)



Спектр Сонця



Енергія кванта описується рівнянням Планка (1900 р.)

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

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

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

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

Корпускулярно-хвильовий дуалізм

Фотон (квант) з енергією E має 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 ($m \cdot c$) 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**

Корпускулярно-хвильовий дуалізм

Електрон має двоїсту (корпускулярно-хвильову) природу (де Бройль)

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 **частинка**, і як **хвиля**:



Як частинка - має масу і заряд



Як хвиля - характеризується здатністю до дифракції

Принцип невизначеності Гейзенберга

- З якою точністю можна виміряти фізичну величину?
- у макросвіті точність вимірювання обмежена конструкцією приладу;
- у мікросвіті окрім цього точність обмежена власне величиною!
- Гейзенберг: **неможливо одночасно точно визначити положення частинки та її швидкість**

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

де Δx - невизначеність положення координати
 Δp - імпульс - невизначеність вимірювання швидкості

Для електрона: $\Delta x = 10^{-10}$ м, тоді $\Delta p = 10^6$ м/с

Висновок: описати рух електрона в атомі за допомогою класичної механіки неможливо!

Опис поведінки електрона в атомі

- Рівняння Ньютона для частинки

$$x(t) = x_0 + v_0 t + \frac{F t^2}{2m}$$

- Рівняння Гюйгенса для хвилі

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} = -\frac{4\pi^2}{\lambda^2} \Psi$$

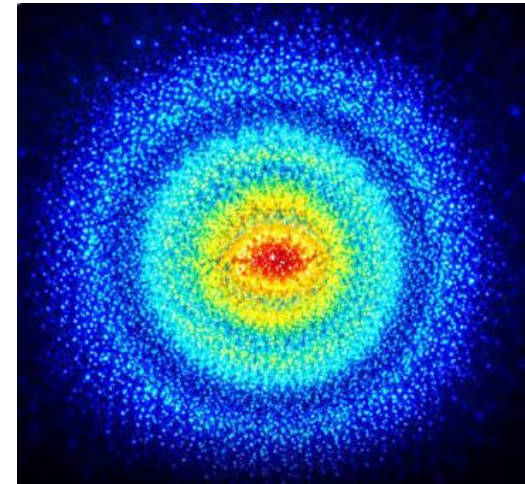
- Рівняння Шредингера для електрона в атомі

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - U) = 0$$

- Стан електрона в атомі описується хвильовим рівнянням!
- Хвильова функція Ψ є рішенням рівняння Шредингера і описує поведінку електрона в області простору, яка називається **атомною орбіталлю**

Фізичний сенс ψ^2

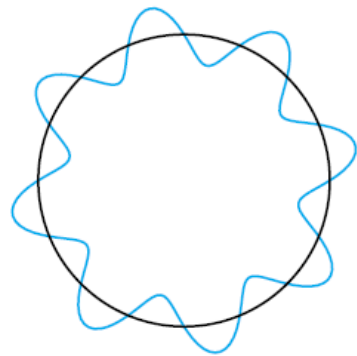
- Щільність розміщення точок пропорційна ψ^2
- Електрон як би «розмазаний» по всьому об'єму атома у вигляді електронної хмари
- Електронна хмара - це область простору поблизу ядра атома, в якому зосереджена переважна частина (90%) заряду і маси e .
- Точні рішення рівняння Шредінгера можливі тільки для частинок, що складаються з ядра і одного електрона (наприклад, H , He^+ , Li^{2+}) – це гідрогеноподібні частинки.



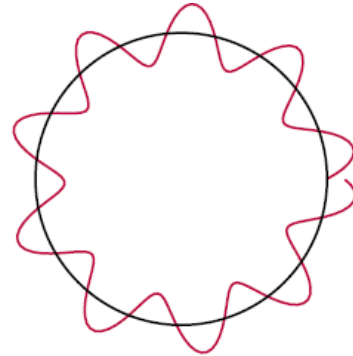
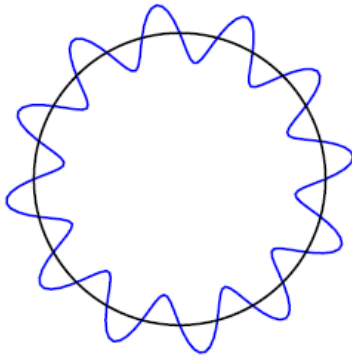
Електронна хмара
атома гідрогену

Квантування станів електрона в атомі

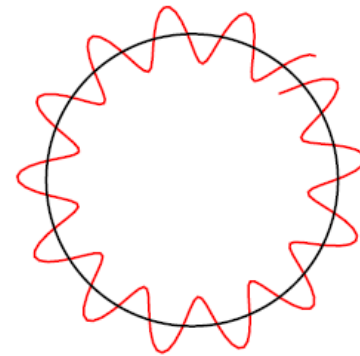
- У теорії Бора стаціонарність деяких орбіт (квантування) постулюється, тобто просто приймається без доказів або пояснень
- З хвильового рівняння квантування виводиться природнім шляхом: хвильова функція електрона повинна бути безперервною



Допустимі рішення
(немає розривів функції)



Недопустимі рішення
(є розрив функції)



- Атомна орбіталь визначається набором з трьох квантових чисел (n , l та m)
- Електрон в атомі описується набором з чотирьох квантових чисел (n , l , m та s)

Головне квантове число n

• $n = 1, 2, 3, 4, \dots \infty$

K L M N ...

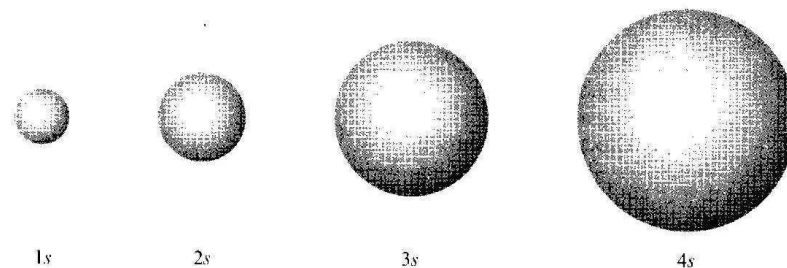
Всього значень ∞

• n має два сенсових значення :

• 1. Визначає енергію e орбіталі

• 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 /

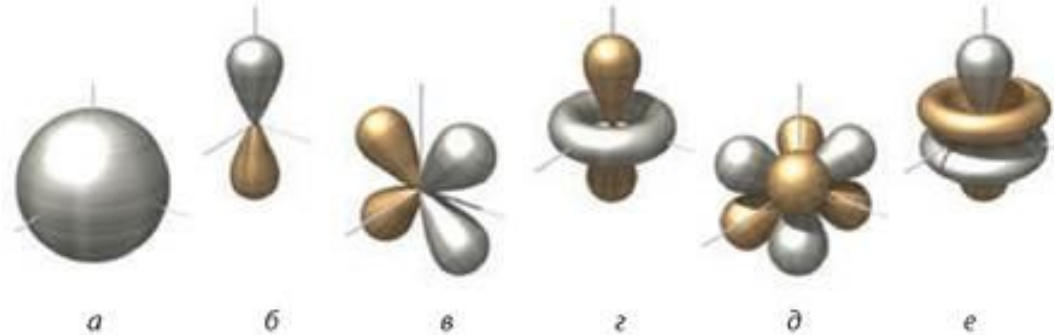
- / - орбітальне квантове число (або побічне)
- / = 0 1 2 3 ... ($n - 1$) Всього значень $n-1$
- Орбітальне квантове число характеризує різний енергетичний стан e на даному рівні (енергетичні підрівні)

$n = 1$	$l = 0$	s - орбіталь
$n = 2$	$l = 0, 1$	p - орбіталь
$n = 3$	$l = 0, 1, 2$	d - орбіталь
$n = 4$	$l = 0, 1, 2, 3$	f - орбіталь

Орбітальне квантове число l

l визначає форму орбіталі :

- **s** - орбіталі ($l = 0$) - **сферичні**
- **p** - орбіталі ($l = 1$) - мають **форму гантелі**
- **d** - орбіталі ($l = 2$) - мають **форму чотирипелюсткової розетки**
- **f** – орбіталі ($l = 3$) – мають **форму складної розетки**



Атомні орбіталі: а - s-орбіталь; б - p-орбіталь;
в і г - різні види d-орбіталей; д і е - різні види f-орбіталей

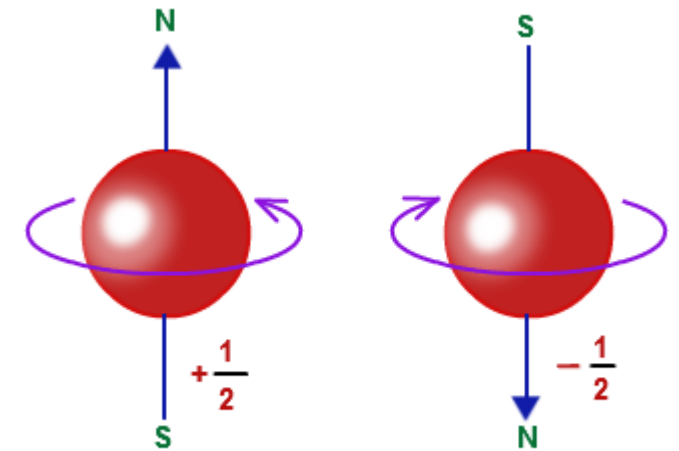
Магнітне квантове число m

- $m = -l, \dots, 0, \dots, +l$ Всього значень $2l + 1$
- **Магнітне квантове число** характеризує орієнтацію орбіталі в просторі щодо напрямлення вектора напруженості зовнішнього магнітного поля

$n = 1$	$l = 0$	$m = 0$
$n = 2$	$l = 1$	$m = -1, 0, +1$
$n = 3$	$l = 2$	$m = -2, -1, 0, +1, +2$
$n = 4$	$l = 3$	$m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$

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



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

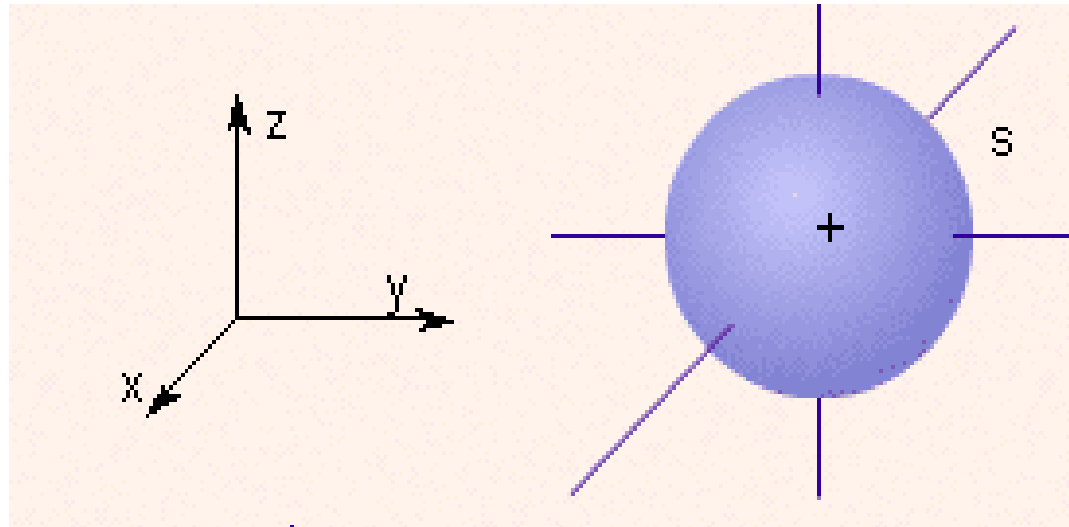
s-комірка



$$l = 0$$

$$m = 0$$

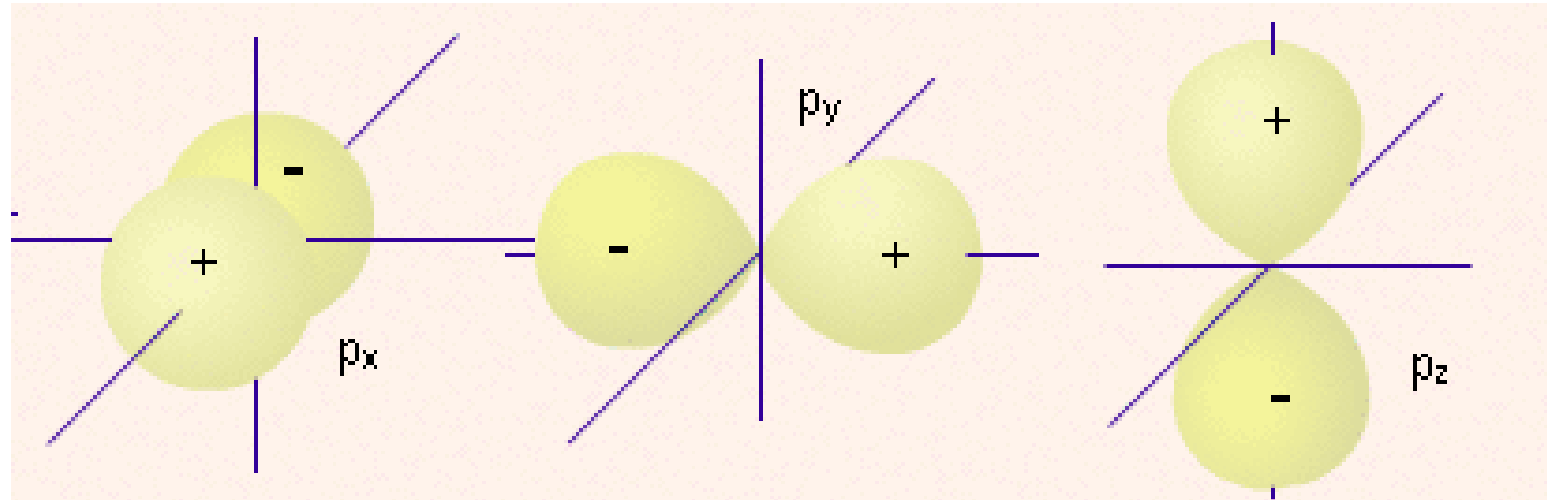
s – орбіталь



(сферично симетрична)

p - орбіталь

p - AO ($n \geq 2$)



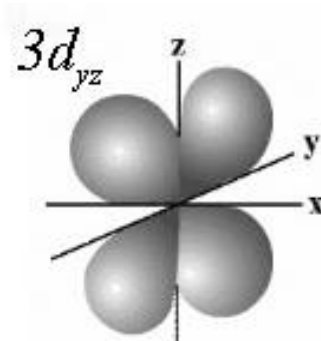
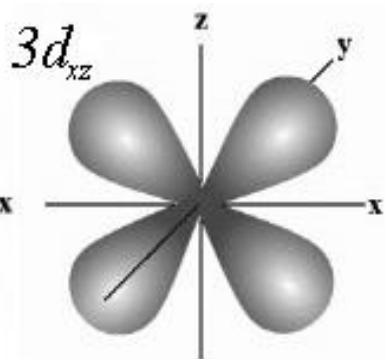
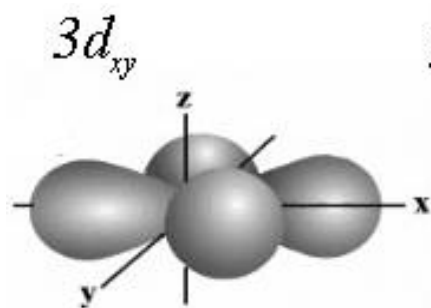
m

--	--	--

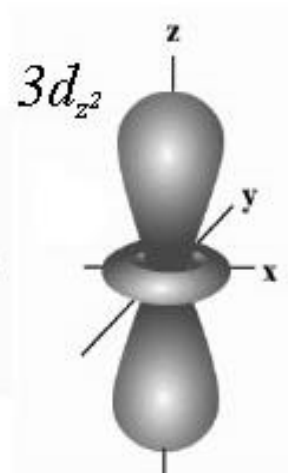
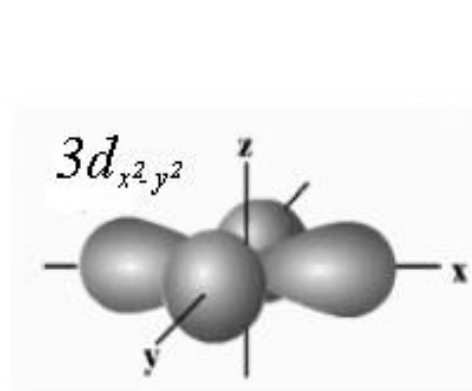
- 1 0 1

***l* = 1**

d - орбіталь



d - АО ($n \geq 3$)



m

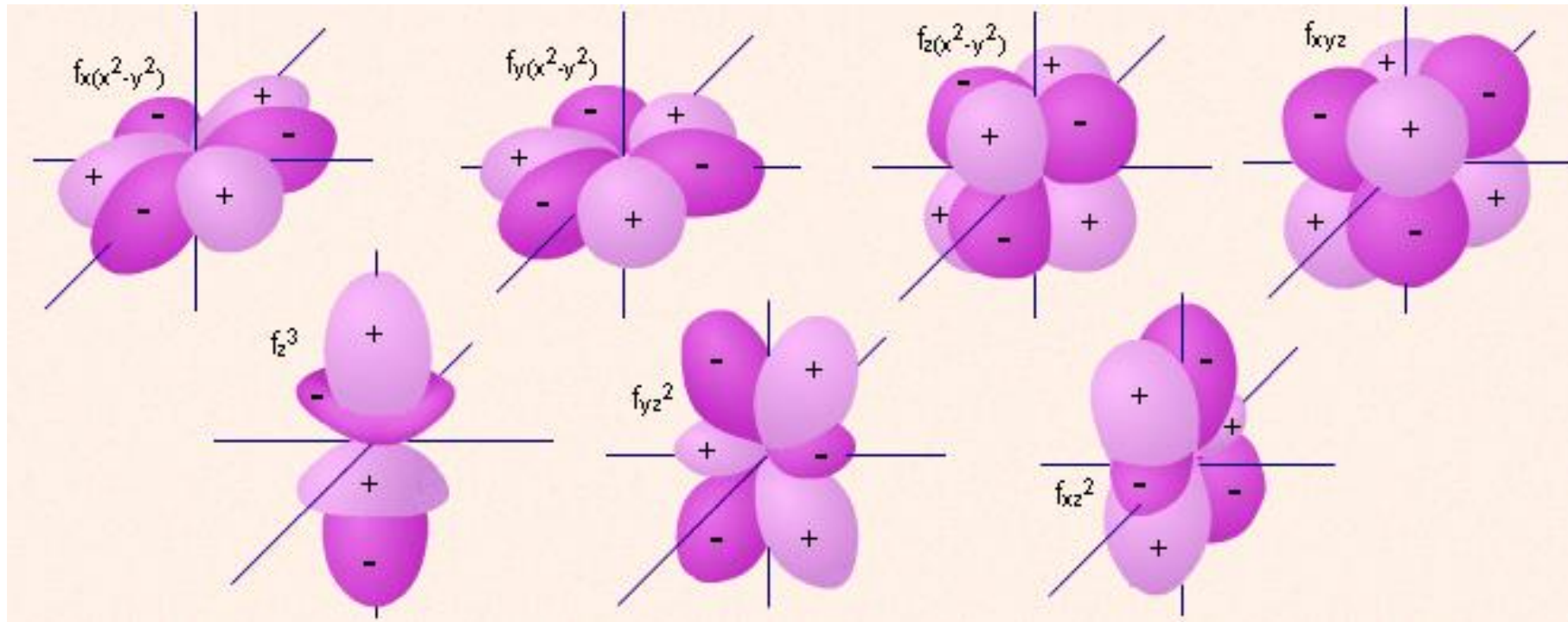
--	--	--	--	--

- 2 - 1 0 1 2

l = 2

f - орбіталь

f - АО ($n \geq 4$)



m

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

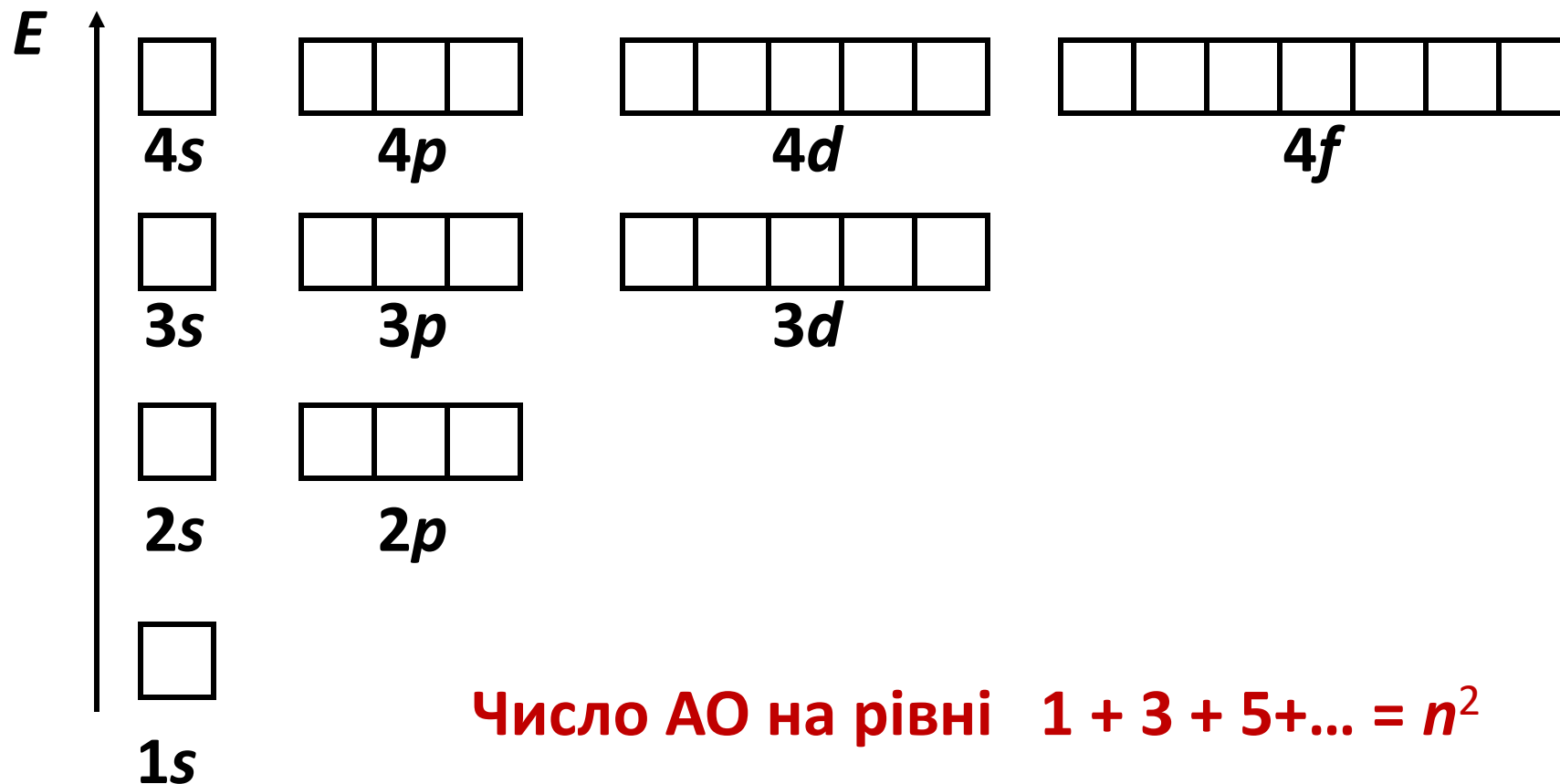
- 3 - 2 - 1 0 1 2 3

l = 3

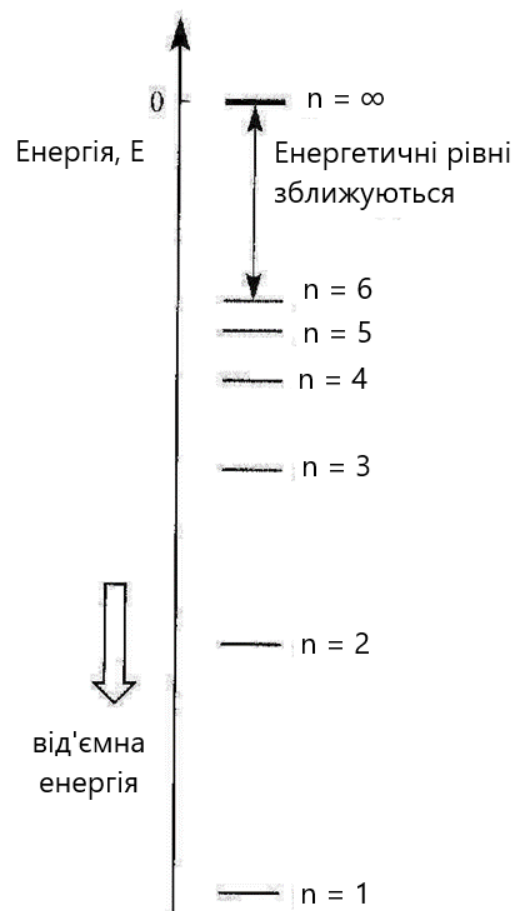
Електронні рівні і підрівні

Число підрівнів на рівні $\Leftarrow l$

Число АО на підрівні $\Leftarrow m$



Де знаходиться електрон в атомі гідрогену?

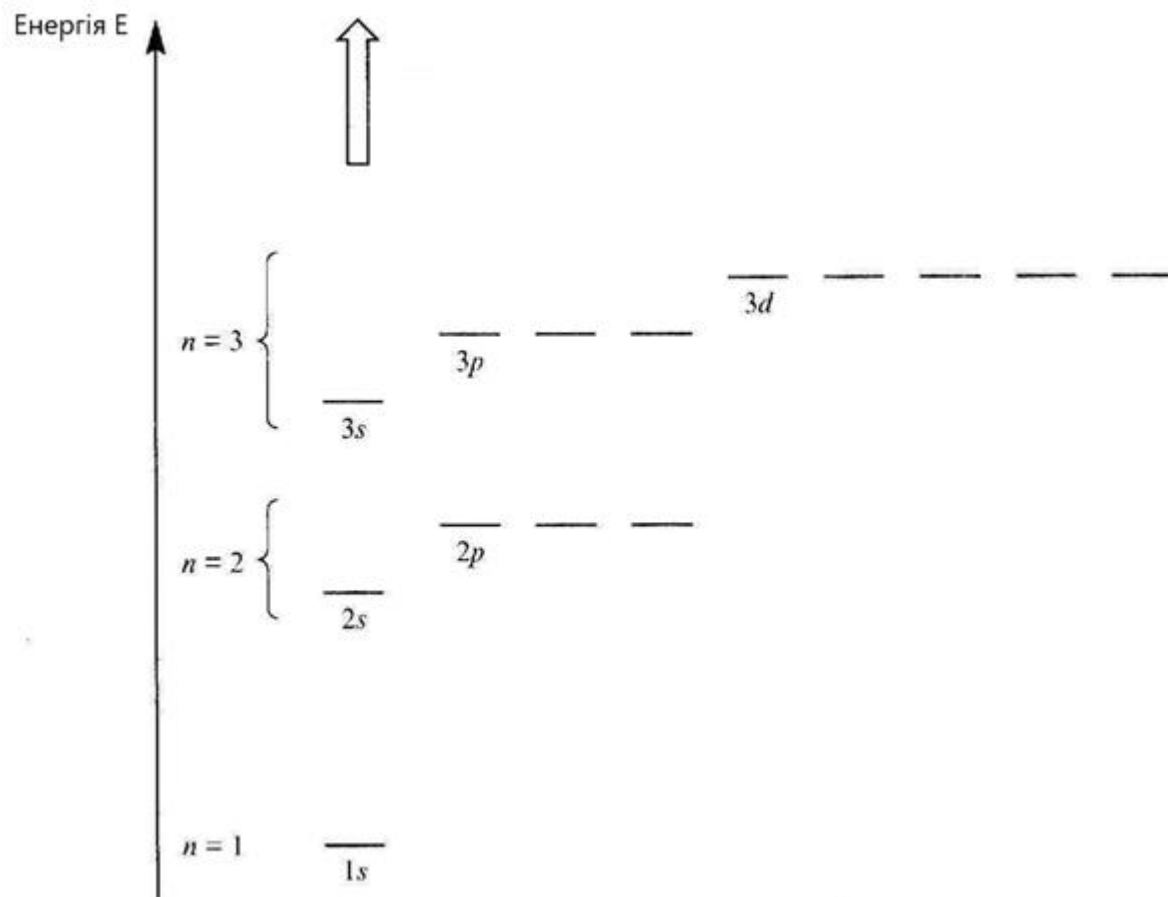


Електрон займає
орбіталь з найнижчою
енергією.

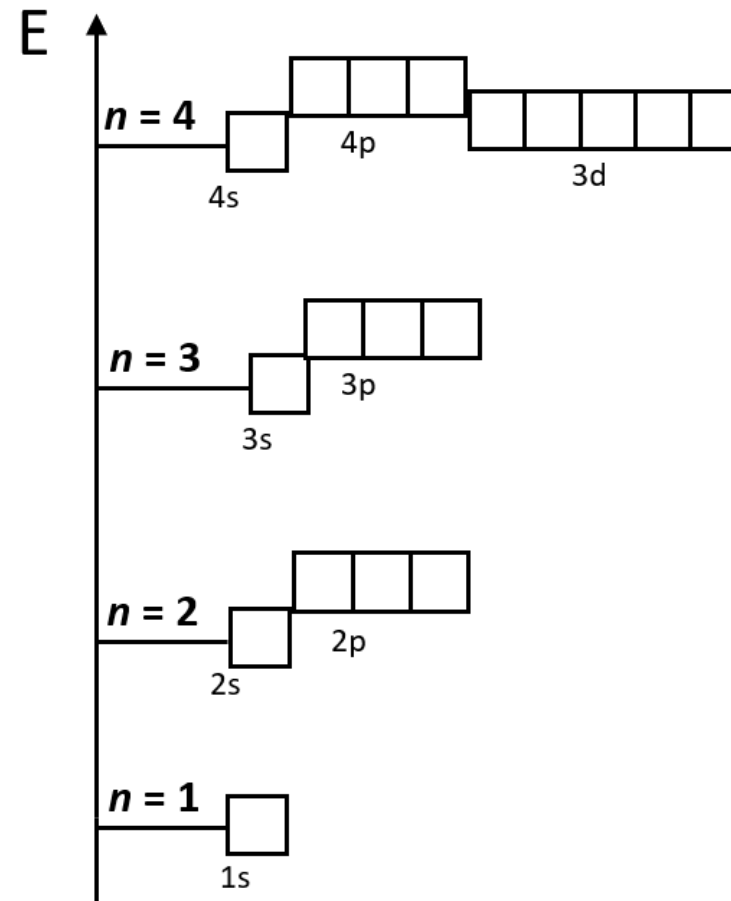
*Електронна
конфігурація
основного стану
атома гідрогену $1s^1$*

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



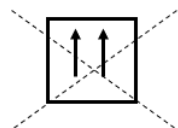
Якісна енергетична діаграма АО для багатоелектронних атомів

Принцип (або заборона) Паулі

- Принцип мінімуму енергії: електрон займає доступну АО з самою низькою енергією
- Принцип Паулі: два електрони не можуть мати однаковий набір n, l, m, s . Наслідком цього є наступне:
- $N_{\text{max e (рів.)}} = 2n^2$ – ємність рівня;
- $N_{\text{max e (під.)}} = 2(2l + 1)$ – ємність підрівня;
- пара електронів с однаковими n, l, m , але різними s , належить до однієї комірки



$s \quad +1/2 \div -1/2$



Максимальна ємність:

рівнів підрівнів

$s \quad - \quad 2e$

$p \quad - \quad 6e$

$d \quad - \quad 10e$

$f \quad - \quad 14e$

Правило Клечковського і електронні формули

1. Електрон займає в основному стані рівень не з мінімальним можливим значенням n , а з найменшим значенням суми $n + l$
2. При однаковому значенні суми $n + l$ енергія менше у АО з меншим значенням головного квантового числа

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

Приклад: ${}_{26}\text{Fe} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6 \rightarrow 3d^6 4s^2$: зовнішні електрони пишуть останніми

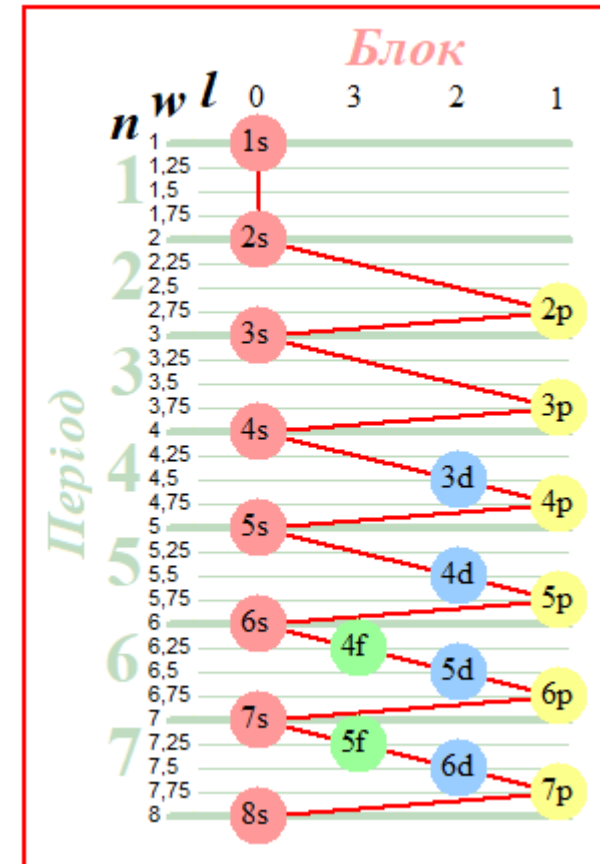
4 сімейства елементів: s, p, d, f . В – p-сімейство, Fe – d-сімейство

Порядок заповнення атомних орбіталей в основному стані атома

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

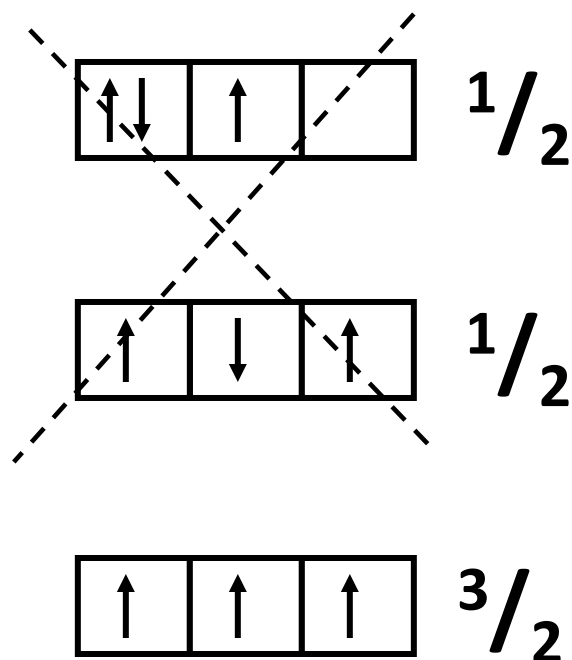
В атомі кожен **e** розташовується так, щоб його енергія була мінімальною, що відповідає найбільшому його зв'язку з ядром

Орбіталі заповнюються послідовно, починаючи з найнижчої за енергією

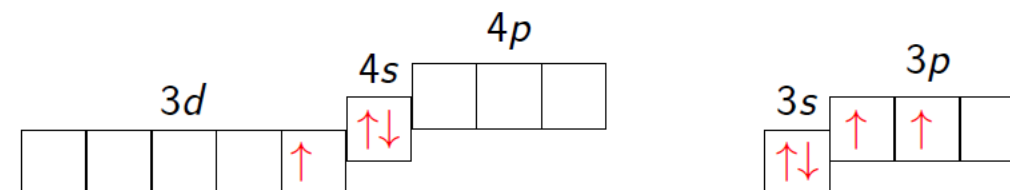


Правило Хунда – електронографічні формули

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



Хімічно значущі - **валентні електрони**. Це – електрони зовнішнього рівня або внутрішнього не повністю заповненого підрівня. Їх зображають на електронографічних формулах



Валентність Sc: 0, 2, 3

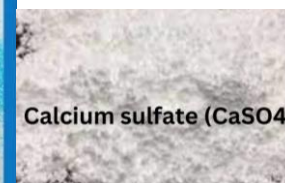
Валентність Si: 2, 4

Особливості електронних формул

- Загальне правило: підвищеною стійкістю характеризуються повністю, наполовину заповнені та порожні підрівні
- Тому атоми у сполуках приймають або віддають електрони:
- метали віддають електрони – утворюються катіони
- неметали утворюють аніони
- Ізоелектронні частинки містять однакову кількість електронів:

Елемент	Формула	Іон	Формула іону	Благородний газ
Ca	$3s^2 3p^6 4s^2$	Ca^{2+}	$3s^2 3p^6 4s^0$	Ar ($3s^2 3p^6$)
F	$2s^2 2p^5$	F^-	$2s^2 2p^6$	Ne ($2s^2 2p^6$)

- Наявність у атомі непарних електронів має наслідком:
- появу забарвлення у сполук:
- появу реакції на магнітне поле – парамагнетизм



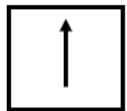
Електронна будова атомів елементів періодичної системи

- № періоду = № зовнішнього електронного рівня

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

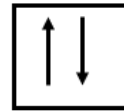
2 період	s ¹	s ²	p ¹ - p ⁵	s ² p ⁶
----------	----------------	----------------	---------------------------------	-------------------------------

¹H 1s¹



1s

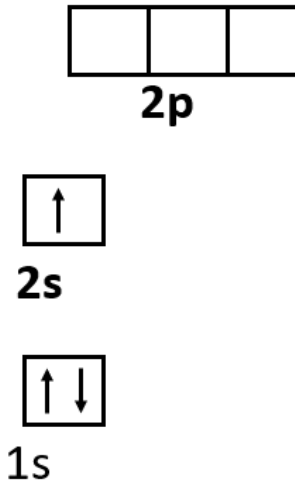
²He 1s²



1s

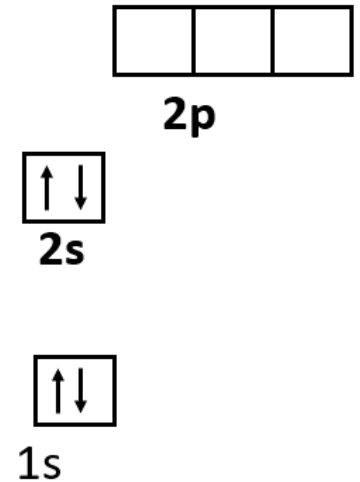
³Li 1s²2s¹

E ↑



[He]2s¹

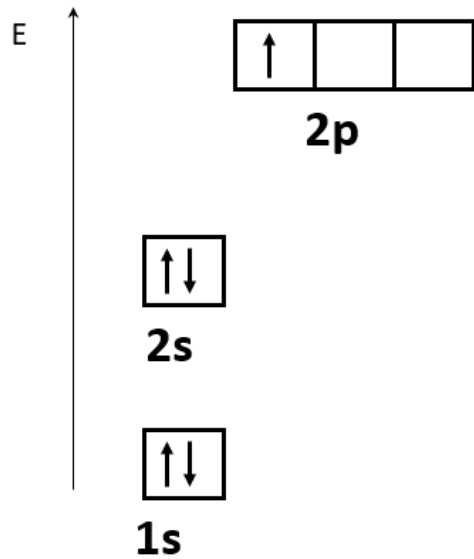
⁴Be 1s²2s²



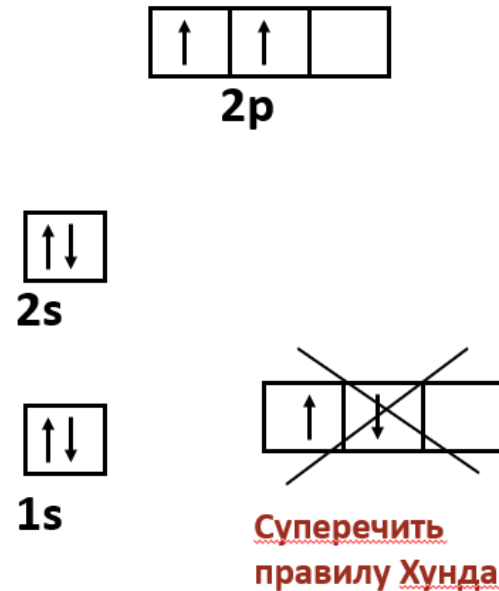
[He]2s²

Електронна будова атомів елементів періодичної системи

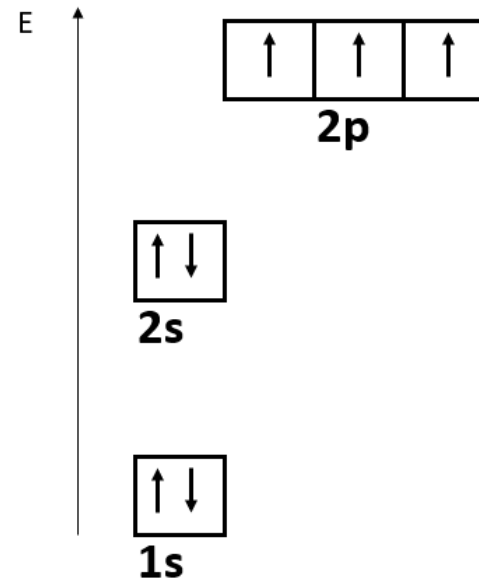
${}_5\text{B}$ $1s^2 2s^2 2p^1$
[He] $2s^2 2p^1$



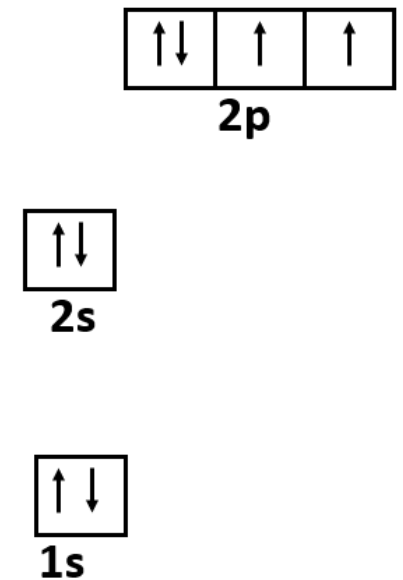
${}_6\text{C}$ $1s^2 2s^2 2p^2$
[He] $2s^2 2p^2$



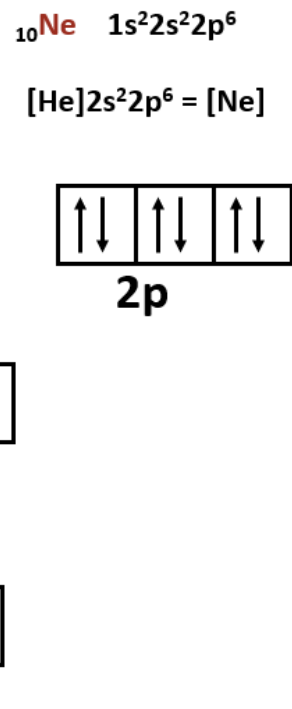
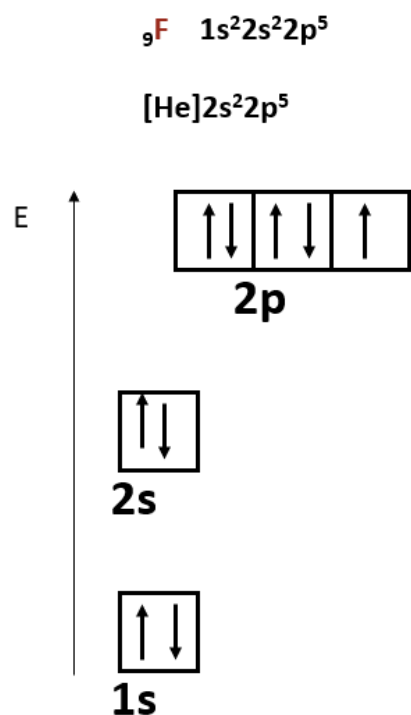
${}_7\text{N}$ $1s^2 2s^2 2p^3$
[He] $2s^2 2p^3$



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



Електронна будова атомів елементів періодичної системи



3 період	s^1	s^2	$p^1 - p^5$	$s^2 p^6$
${}^{11}\text{Na}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$				$[\text{Ne}] 3s^1$
${}^{12}\text{Mg}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$				$[\text{Ne}] 3s^2$
${}^{13}\text{Al}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$				$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
${}^{14}\text{Si}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$				$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
${}^{15}\text{P}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$				$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
${}^{16}\text{S}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$				$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
${}^{17}\text{Cl}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$				$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
${}^{18}\text{Ar}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$				$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6 = [\text{Ar}]$

Електронна будова атомів елементів періодичної системи

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

K [Ar] 4s¹

Ca [Ar] 4s²

Sc [Ar] 3d¹4s²

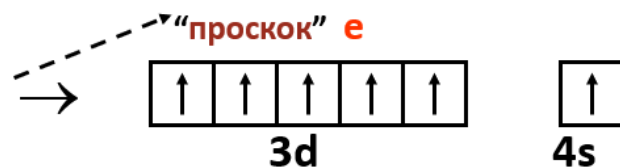
Ti [Ar] 3d²4s²

V [Ar] 3d³4s²

Cr [Ar] 3d⁵4s¹

Mn [Ar] 3d⁵4s²

→ (n - 1)d < np



Fe [Ar] 3d⁶4s²

Co [Ar] 3d⁷4s²

Ni [Ar] 3d⁸4s²

Cu [Ar] 3d¹⁰4s¹

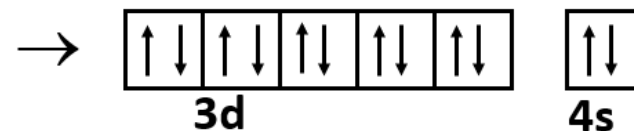
Zn [Ar] 3d¹⁰4s²

Ga [Ar] 3d¹⁰4s²4p¹

.....

Kr [Ar] 3d¹⁰4s²4p⁶

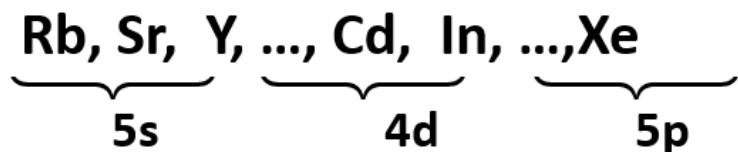
→ "провал" або "проскок" e



Стійка електронна конфігурація
d⁰, d⁵, d¹⁰

Електронна будова атомів елементів періодичної системи

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



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

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

Ru [Kr] $4d^75s^1$

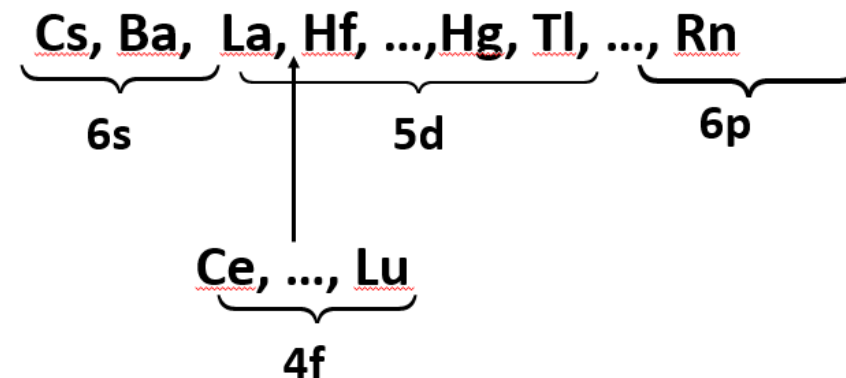
Nb [Kr] $4d^45s^1$

Rh [Kr] $4d^85s^1$

Mo [Kr] $4d^55s^1$

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

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



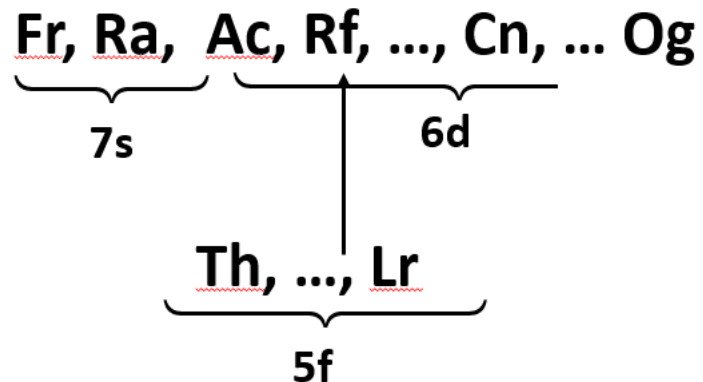
“провал” або “проскок” е з s-підрівня на d-підріжня

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

Pt [Xe] $5d^96s^1$

Електронна будова атомів елементів періодичної системи

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)

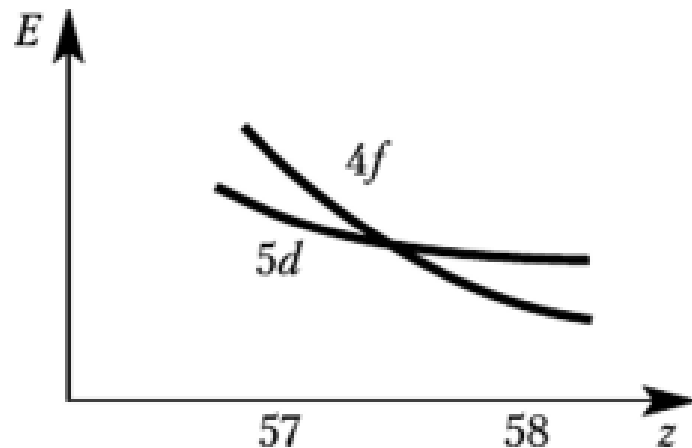
Ir (Z = 77)

Електронна будова атомів елементів періодичної системи: причини 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 енергії рівнів залежно від порядкового номера



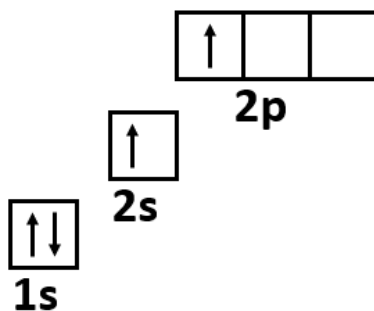
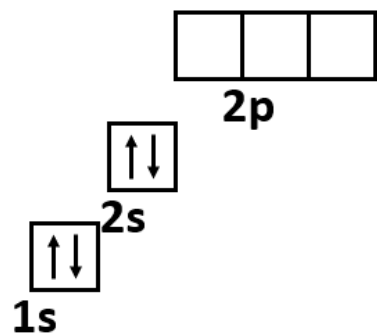
Залежність енергії 4f - 5d - електронів від заряду ядра

Електронна будова атомів елементів періодичної системи: що таке збуджений стан атома?

Be $1s^2 2s^2$



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

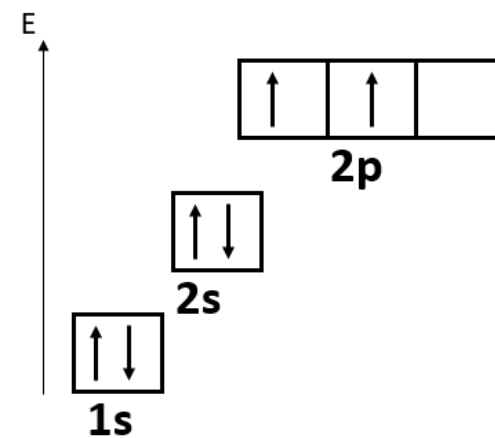


При утворенні сполук атом берилію переходить в **збуджений стан**, при цьому відбувається розпаровування електронів на **2s** підрівні

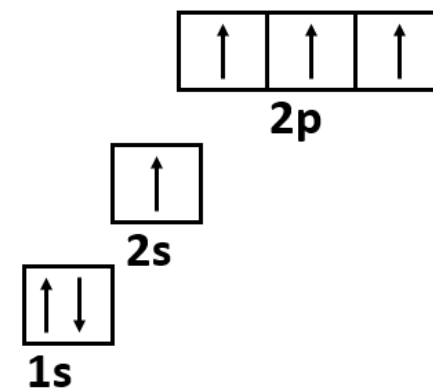
C $1s^2 2s^2 2p^2$



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



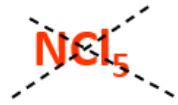
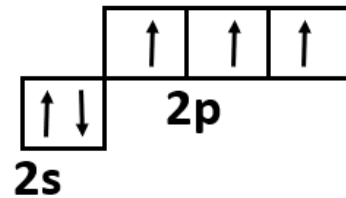
В основному стані



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

Електронна будова атомів елементів періодичної системи: що таке збуджений стан атома?

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

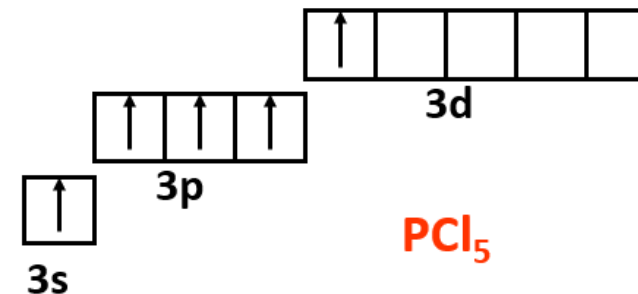
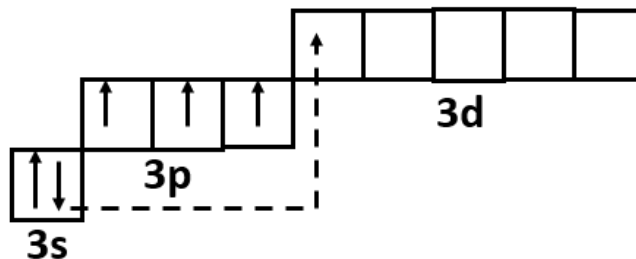


У атома фосфору при розпаровуванні може бути **5** неспарених **e**, можливе існування стійкої сполуки **PCl_5** . У нітрогену такої можливості немає.

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



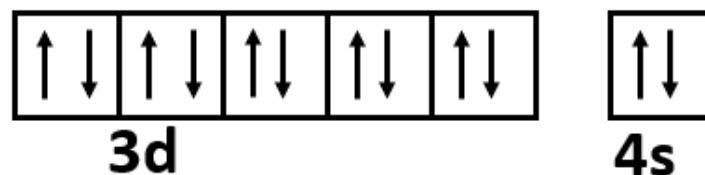
P* $[\text{Ne}] 3s^1 3p^3 3d^1$



Парамагнітні і діамагнітні властивості речовин

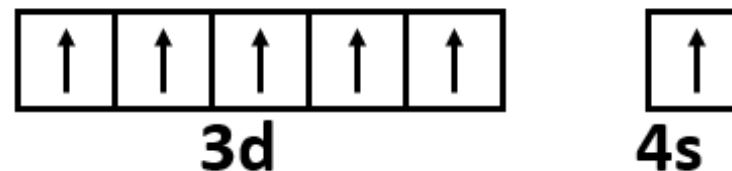
- Молекули, до складу яких входять атоми тільки зі **спареними електронами**, не створюють власного магнітного поля. Речовини, що складаються з таких молекул, є **діамагнітними** - вони виштовхуються з магнітного поля.

Zn [Ar] 3d¹⁰4s²



- Речовини, молекули яких містять атоми з **неспареними електронами**, мають власне магнітне поле 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.

Характеристика родин елементів

- **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 мають декілька ступенів окислення.

- **f - елементи**

- В атомах цих елементів знаходяться від **1** до **14** електронів на глибинному рівні (другому від зовнішнього). Їх **28 : 14** - лантаноїдів і **14** - актиноїдів. Вони є металами і мають схожість у властивостях більшу, ніж між іншими елементами.

Валентні електрони і електрони внутрішніх оболонок

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

Na (Z = 11)

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

електрони внутрішніх
оболонок

валентний електрон

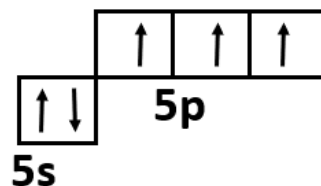
Sb (Z = 51)

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

електрони внутрішніх оболонок

валентні електрони

[Kr]5s²5p³



Ступені окиснення:

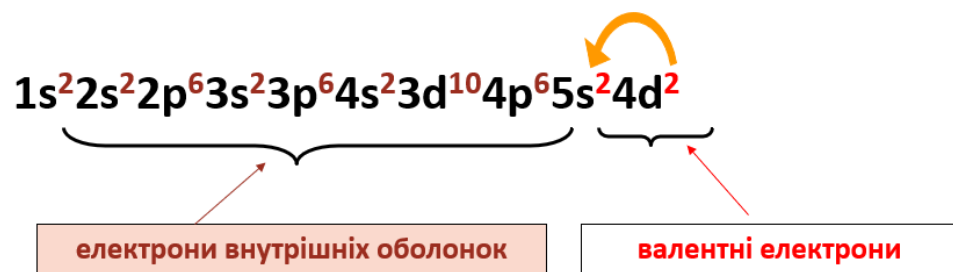
-3 -2 -1 0 +1 +2 +3 +5

SbH₃

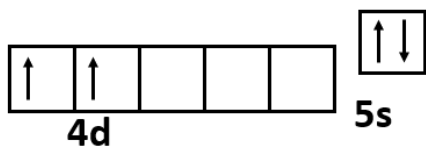
Sb₂O₃ Sb₂O₅

Валентні електрони і електрони внутрішніх оболонок

Zr (Z = 40)



[Kr]4d²5s²

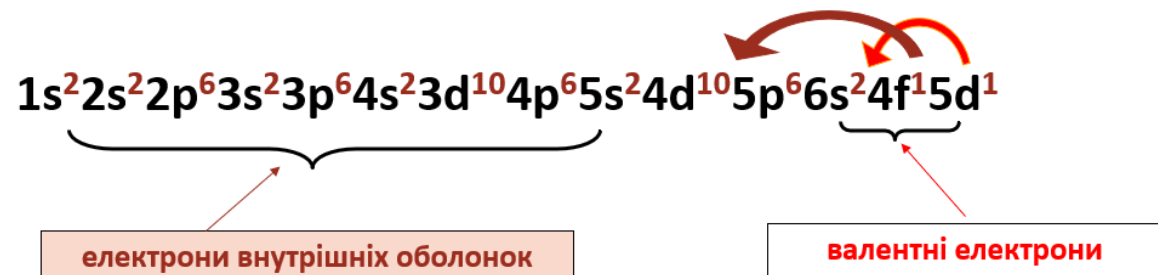


Ступені окиснення:

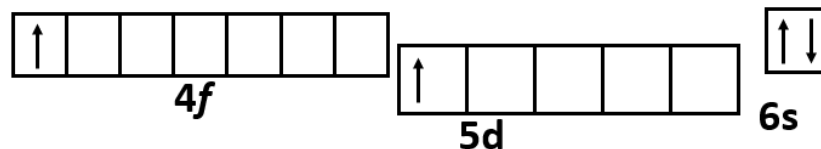
0 +2 +3 +4

ZrO₂

Ce (Z = 58)



[Xe]4f¹5d¹6s²



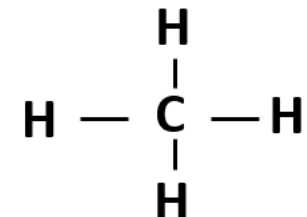
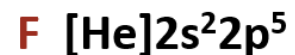
Ступені окиснення:

0 +3 +4

Ce₂O₃ CeO₂

Правило октету

- На орбіталі з $n = 2$ загальне число $e = 8$ ($2s^2 2p^6$)
- На орбіталі з $n = 3$ число e на зовнішньому електронному рівні ($3s^2 3p^6$) 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

- 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
- Вертикальні ряди – групи. У групі елементи мають аналогічну електронну будову.
- У періоді (горизонтальний ряд) елементи мають однакову кількість електронних шарів
- Електронна будова визначає місце елемента у Періодичній системі та його хімічні властивості
- У межах періоду та групи закономірно змінюються радіуси атомів, енергія іонізації, електронегативність та інші властивості

Короткоперіодний варіант

Містить **головні** та **побічні** підгрупи. Номер періоду дорівнює числу електронних шарів, а номер групи – числу валентних електронів

ГРУПИ		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII	
ПЕРІОДИ		a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b
1	H 1,0079 Водень															He 4,0026 Гелій	
2	Li 6,941 Літій	Be 9,0122 Берилій		B 10,81 Бор	C 12,011 Вуглець	N 14,0067 Азот	O 15,999 Кисень	F 18,998 Фтор	Ne 20,18 Неон								
3	Na 22,990 Натрій	Mg 24,305 Магній		Al 26,982 Алюміній	Si 28,086 Сицій	P 30,974 Фосфор	S 32,06 Сірка	Cl 35,453 Хлор	Ar 39,948 Аргон								
4	K 39,098 Калій	Ca 40,08 Кальцій	Sc 44,956 Скандій	Ti 47,88 Титан	V 50,942 Ванадій	Cr 51,996 Хром	Mn 54,938 Манган	Fe 55,845 Залізо	Co 58,933 Кобальт	Ni 58,69 Нікель							
5	Rb 85,468 Рубідій	Sr 87,62 Стронцій	Y 88,91 Ітрій	Zr 91,22 Церконій	Nb 92,906 Ніобій	Mo 95,94 Молибден	Tc [98] Технецій	Ru 101,07 Рутеній	Rh 102,905 Родій	Pd 106,42 Паладій							
6	Cs 132,91 Цезій	Ba 137,33 Барій	La* 138,905 Лантан	Hf 178,49 Гафній	Ta 180,95 Тантал	W 183,84 Вольфрам	Re 186,207 Реній	Os 190,23 Осмій	Ir 192,22 Ірідій	Pt 195,09 Платина							
7	Au 196,967 Золото	Hg 200,59 Ртуть	Tl 204,38 Талій	Pb 207,2 Свинець	Bi 208,98 Бісмут	Po [209] Полоній	At [210] Астат	Rn [222] Радон									
8	Fr [223] Францій	Ra [226] Радій	Ac* [227] Актиній	Rf [261] Резерфордій	Db [268] Дубній	Sg [271] Сіборгій	Bh [274] Борій	Hs [277] Гасій	Mt [278] Майтнерій	Ds [281] Дармштадтій							
9	Rg [282] Рентгеній	Cn [285] Коперніцій		Fl [289] Флеровій		Lv [293] Лавренцій		Uuo [294] 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
Летючі водневі сполуки					EH ₄	EH ₃	H ₂ E	HE									
*ЛАНТАНОЇДИ	58 Ce 140,11 4f ^{5d} Церій	59 Pr 140,91 4f ^{5d} Прометій	60 Nd 144,2 4f ^{5d} Неодім	61 Pm [145] 4f ^{5d} Прометій	62 Sm 150,36 4f ^{5d} Самарій	63 Eu 151,96 4f ^{5d} Європій	64 Gd 157,25 4f ^{5d} Гадоліній	65 Tb 158,93 4f ^{5d} Тербій	66 Dy 162,5 4f ^{5d} Диспродій	67 Ho 164,93 4f ^{5d} Гольмій	68 Er 167,26 4f ^{5d} Ербій	69 Tm 168,93 4f ^{5d} Тулій	70 Yb 173,04 4f ^{5d} Йттербий	71 Lu 174,97 4f ^{5d} Лютецій			
**АКТАНОЇДИ	90 Th 232,038 5f ^{6d} Торій	91 Pa 231,036 5f ^{6d} Празеодим	92 U 238,029 5f ^{6d} Уран	93 Np [237] 5f ^{6d} Нептуній	94 Pu [244] 5f ^{6d} Плутоній	95 Am [243] 5f ^{6d} Амерцій	96 Cm [247] 5f ^{6d} Курій	97 Bk [247] 5f ^{6d} Берклій	98 Cf [251] 5f ^{6d} Каліфорній	99 Es [252] 5f ^{6d} Ейнштейній	100 Fm [257] 5f ^{6d} Фермій	101 Md [258] 5f ^{6d} Менделєєвій	102 V [259] 5f ^{6d} Нобелій	103 Lr [266] 5f ^{6d} Лоуренцій			

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 50 68 86 104 Rf Резерфордій (261)			Неметали		Галогени										2 He	
2	3 Li	4 Be			Лужні метали		Перехідні метали												10 Ne
3	11 Na	12 Mg			Лужноземельні метали		Напівпровідники												18 Ar
4	19 K	20 Ca			Інертні гази		Лантаноїди												36 Kr
5	37 Rb	38 Sr			Напівметали		Актиноїди												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

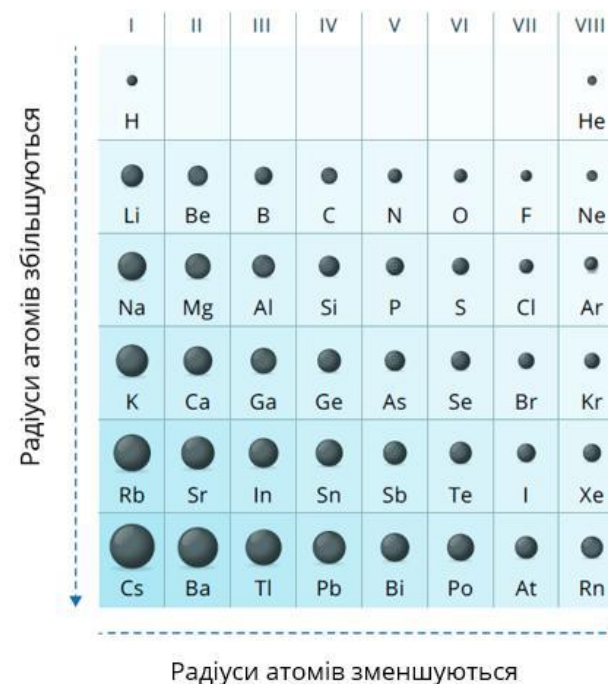
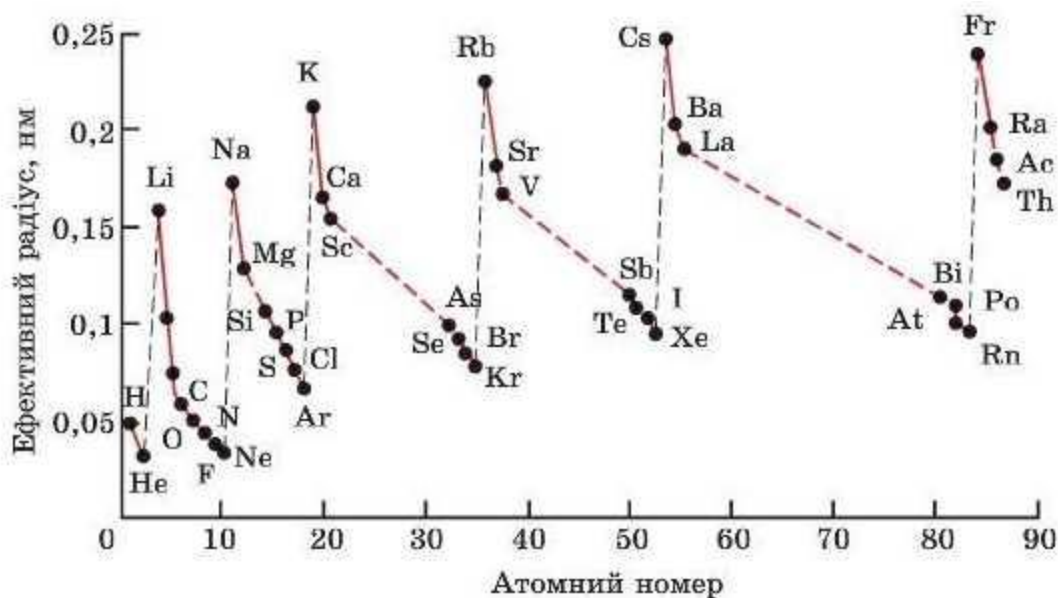
	1	2																	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																																He	
2	Li	Be																										B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg																										Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca																	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr																	Y	Zr	Nb	Mo	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 характеристики атомів

- 1. Атомний радіус (r)
- 2. Енергетичні характеристики атомів:
 - Енергія іонізації (E_I)
 - Спорідненість до електрону (CE)
 - Електронегативність (EH)

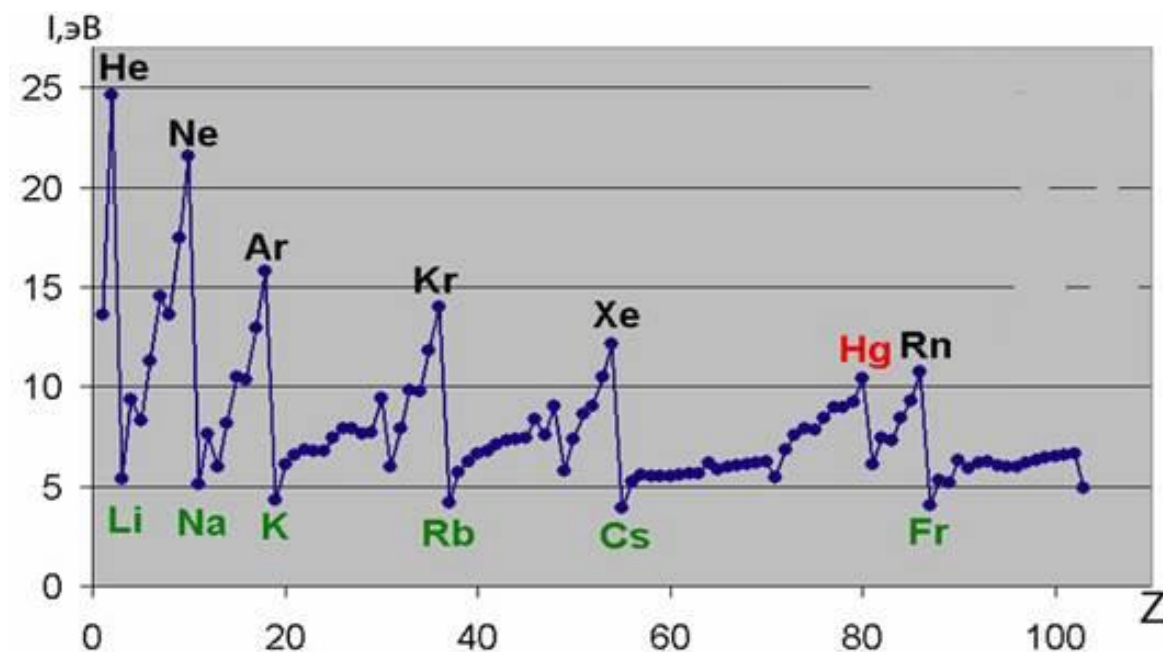
Атомні радіуси елементів

- **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**



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
- EI кількісно характеризує здатність атома утримувати електрони, тобто його **відновні властивості**
- EI **зростає в періоді** зі збільшенням порядкового номера елемента і **зменшується в групі** з підвищенням порядкового номера елемента

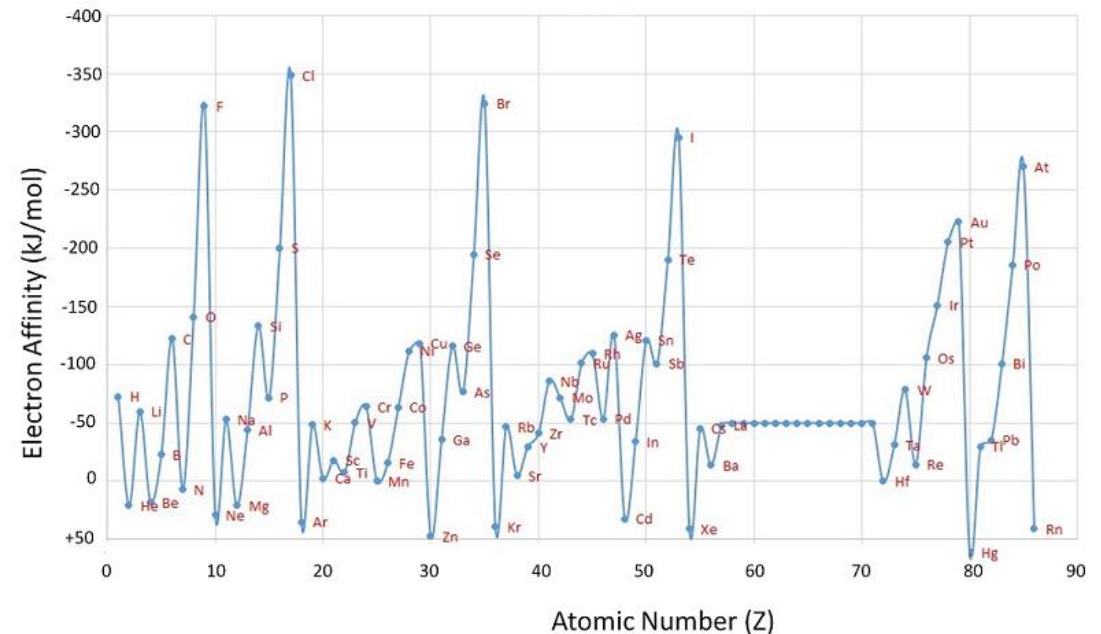


Спорідненість атома до електрона (СЕ)

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



Електронегативність (ЕН)

- **Електронегативність** - це здатність атома в молекулі або складному йоні притягувати до себе електрони, які беруть участь в утворенні хімічного зв'язку
- У **періоді ЕН зростає** зі збільшенням порядкового номера елемента (зліва направо), а в **групі зменшується** (зверху вниз)

