

Сьогодні
17.10.2024

Урок №13



Поняття про енергетичні підрівні. Радіус атома



Ви зможете:

- зрозуміти поняття «енергетичний підрівень», «радіус атома»;
- встановлювати кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці атома;
- зрозуміти, яка максимальна кількість електронів може бути на одному енергетичному підрівні та енергетичному рівні.

Що таке періодична система?

Які класифікації хімічних елементів вам відомі?

Чим вони відрізняються?

З чого складається атом?

Хто відкрив планетарну модель атома?

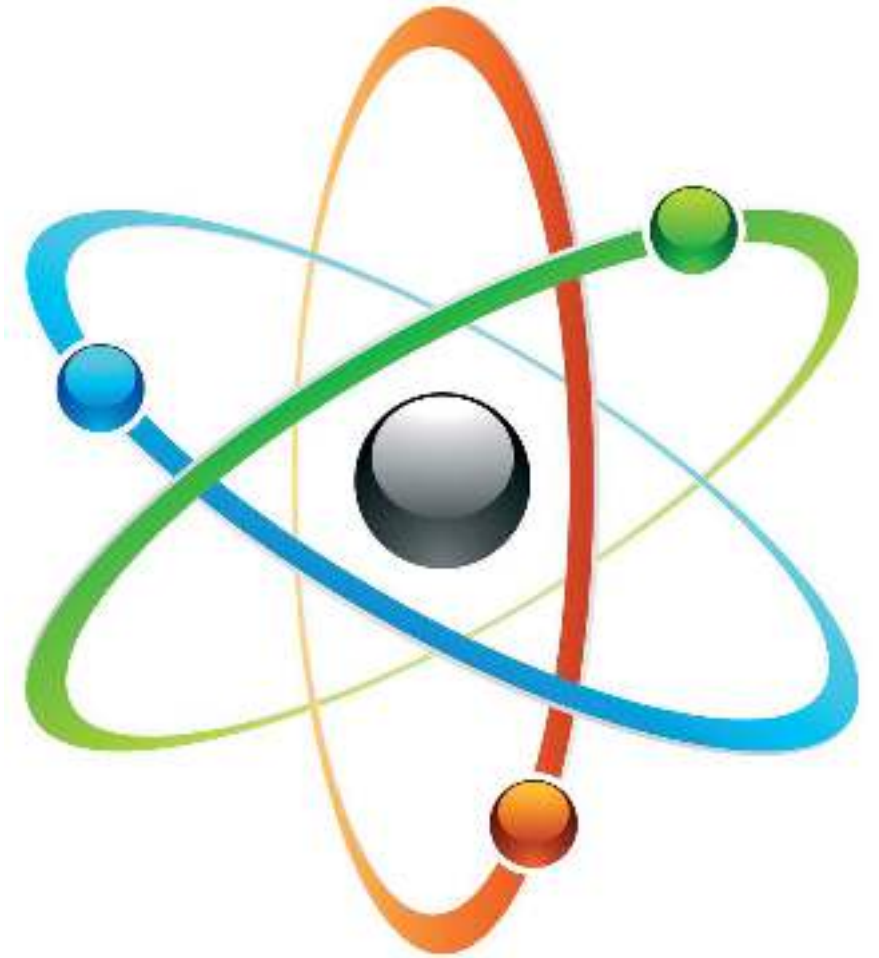
Про що вона говорить?

Про що говорить нейтронно-протонна теорія будови атома?



Під час хімічних реакцій ядро атома не змінюється, а змін зазнають оболонки атома, які називають електронними оболонками. Знаючи будову електронних оболонок можна пояснити властивості хімічних елементів. Тому під час вивчення хімії велика увага приділяється вивченню будови електронних оболонок атомів.

Сьогодні ми повторимо і поглибимо наші знання про будову електронних оболонок атомів елементів, навчимось складати електронні та електронно-графічні формули елементів.



Склад енергетичних рівнів



Розподіл електронів одного рівня на підрівні. На першому енергетичному рівні можуть перебувати від одного до двох електронів зі сферичною формою орбіталі. Це s-електрони, і вони утворюють s-підрівень. Отже, на першому енергетичному рівні є один підрівень, утворений s-елекtrонами.

На другому енергетичному рівні, крім s-електронів, можуть бути електрони з гантелеподібною формою орбіталей, тобто р-електрони. Відповідно до цього другий рівень включає 2 підрівні — s-підрівень (максимально 2 електрони) та р-підрівень (максимально 6 електронів).

Третій енергетичний рівень складається з трьох підрівнів. Про s- і р-підрівні ви вже дізналися. Третій має назву d-підрівень. Максимальна кількість d-електронів на цьому підрівні — 10.



Четвертий підрівень називається f-підрівнем, з'являється він на четвертому енергетичному рівні та вміщує максимально 14 електронів.

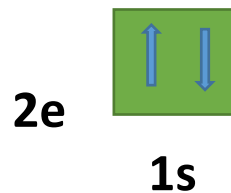
Назви підрівнів повторюють назви орбіталей. Це не випадково, оскільки поділ на підрівні здійснено за формою атомних орбіталей електронів, що утворюють електронну оболонку атома.

Особливості енергетичних підрівнів

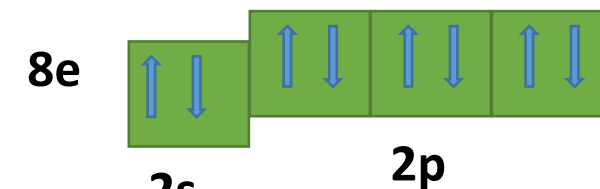
Кожен рівень поділяється на підрівні - s, p, d, f ,
на яких розташовуються атомні орбіталі – s, p, d, f .
За формулою n^2 визначте кількість орбіталей на 1,2,3
енергетичних рівнях (n - номер рівня).



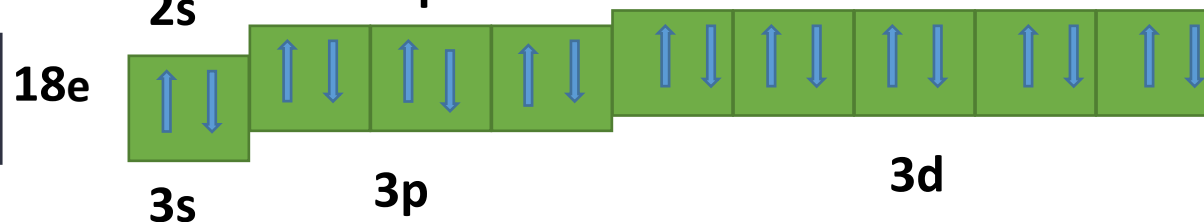
1 рівень
1 орбіталь



2 рівень
4 орбіталі



3 рівень
9 орбіталей



На першому рівні може
бути один s - підрівень, на
другому підрівні два: s, p .
На третьому - три підрівні
(s, p і d), на четвертому -
чотири (s, p, d, f).

Кількість електронів в атомі визначається за порядковим номером хімічного елементу в таблиці Д.І.Менделєєва.


Кількість електронних шарів визначається за номером періоду в таблиці Д.І.Менделєєва.



Ваш поту - це Ваш вільний час.

Періодична система хімічних елементів

- s-елементи
- p-елементи
- d-елементи
- f-елементи:
 - лантаноїди
 - актиноїди



Періоди	Групи елементів									
	I	II	III	IV	V	VI	VII		VIII	
1	H водород							He гелій	<div>Символ Протонне число</div> <div>O 8</div> <div>Значення</div> <div>Відносна атомна маса</div>	
2	Li літій	Be берилій	B бор	C вуглець	N азот	O кисень	F фтор	Ne неон		
3	Na натрій	Mg магній	Al алюміній	Si кремній	P фосфор	S сірка	Cl хлор	Ar аргон		
4	K калій	Ca кальцій								
5	Rb рубідій	Sr стронцій								
6	Cs цезій	Ba барій								
7	Fr францій	Ra радій								
Вищі оксиди		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄	
Легкі сполуки з водородом					RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR		

Ce церій	Pr практерій	Nd неодим	Pm прометій	Sm самарій	Eu европій	Gd гадоліній	Tb тербій	Dy дісмідій	Ho гольмій	Er ербий	Tm тійм	Yb йтербій	Lu лютецій
Th торій	Pa прометій	U уран	Np нептуній	Pu плутоній	Am амеріцій	Cm курій	Bk берклій	Cf каліфорній	Es ейзенауер	Fm фермій	Md мідлерій	No нобелій	Lr лоренсій

Правила заповнення орбіталей

Кожну орбіталь позначають коміркою – квадратиком.



За принципом Паулі, на кожній орбіталі може знаходитись максимально два електрони, з антипаралельними спінами.



На p , d , f – орбіталях спочатку позначається по одному електрону, потім заповнюємо повністю.



p - орбіталі



Правила заповнення орбіталей

На першому рівні знаходиться максимум 2 електрона:

два s - $1s^2 2p^6$

на другому - максимум 8 електронів $2s^2$

два s і шість p - $2s^2 2p^6$

на третьому - максимум 18 електронів

два s, шість p, і десять d - $3s^2 3p^6 3d^{10}$

$1s^2$

$2s^2 2p^6$

$3s^2 3p^6 3d^{10}$





Причиною повторюваності властивостей хімічних елементів та утворених ними сполук є поява елементів з однаковими формами орбіталей зовнішнього електронного шару (енергетичного рівня).

Для елементів головних підгруп та передостаннього енергетичного рівня (для елементів побічних підгруп).

+3Li

$1s^2 2s^1$

S-елементи

+11 Na

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

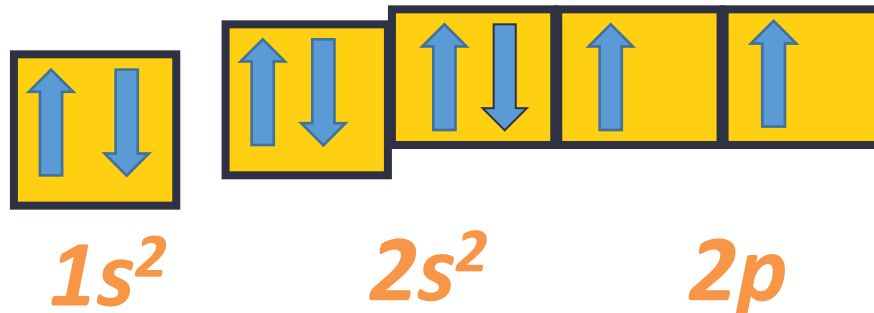
+19 K

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 4s^2$



Записати електронну і графічну електронну формулу для атома Оксигену.

1. Визначаємо число електронів у атомі Оксигену (порядковий номер Оксигену 8, отже в нього вісім електронів).
2. Визначаємо число енергетичних рівнів (знаходиться Оксиген у другому періоді, отже він має два енергетичних рівні, які позначаються 1, 2.)
3. Записуємо можливі підрівні на енергетичних рівнях.
На першому енергетичному рівні є s-підрівень. Записуємо 1s;
на другому енергетичному рівні є s- і p-підрівні. Записуємо 2s 2p.
4. Розподіляємо 8 електронів по підрівнях, дотримуючись правил.
5. Аналізуємо: другий рівень незавершений; Оксиген p-елемент; в атома два неспарених електрони – валентність Оксигену II- завжди (немає вільних орбіталей для збудженого стану).





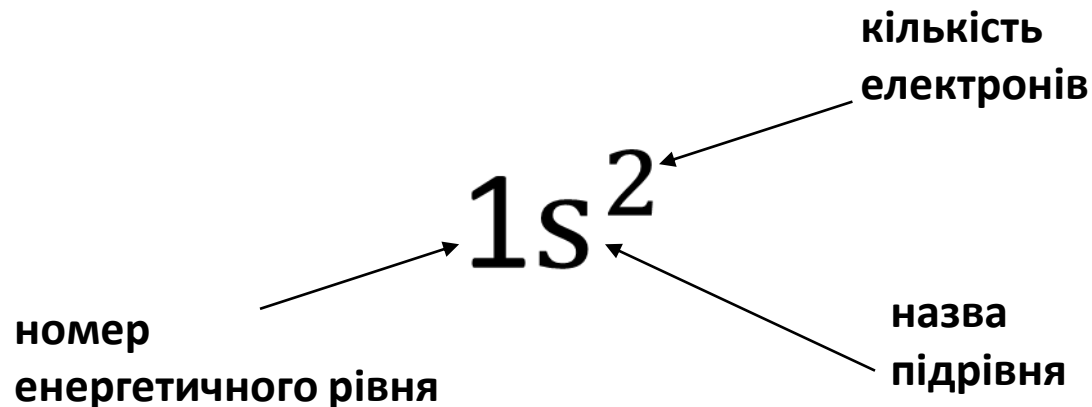
Умовне позначення підрівнів	s	p	d	f
Максимально можлива кількість електронів на підрівні	2	6	10	14

Номер періоду вказує на кількість електронних шарів (енергетичних рівнів) елемента.

Номер групи укажує на кількість електронів на останньому електронному шарі (енергетичному рівні)



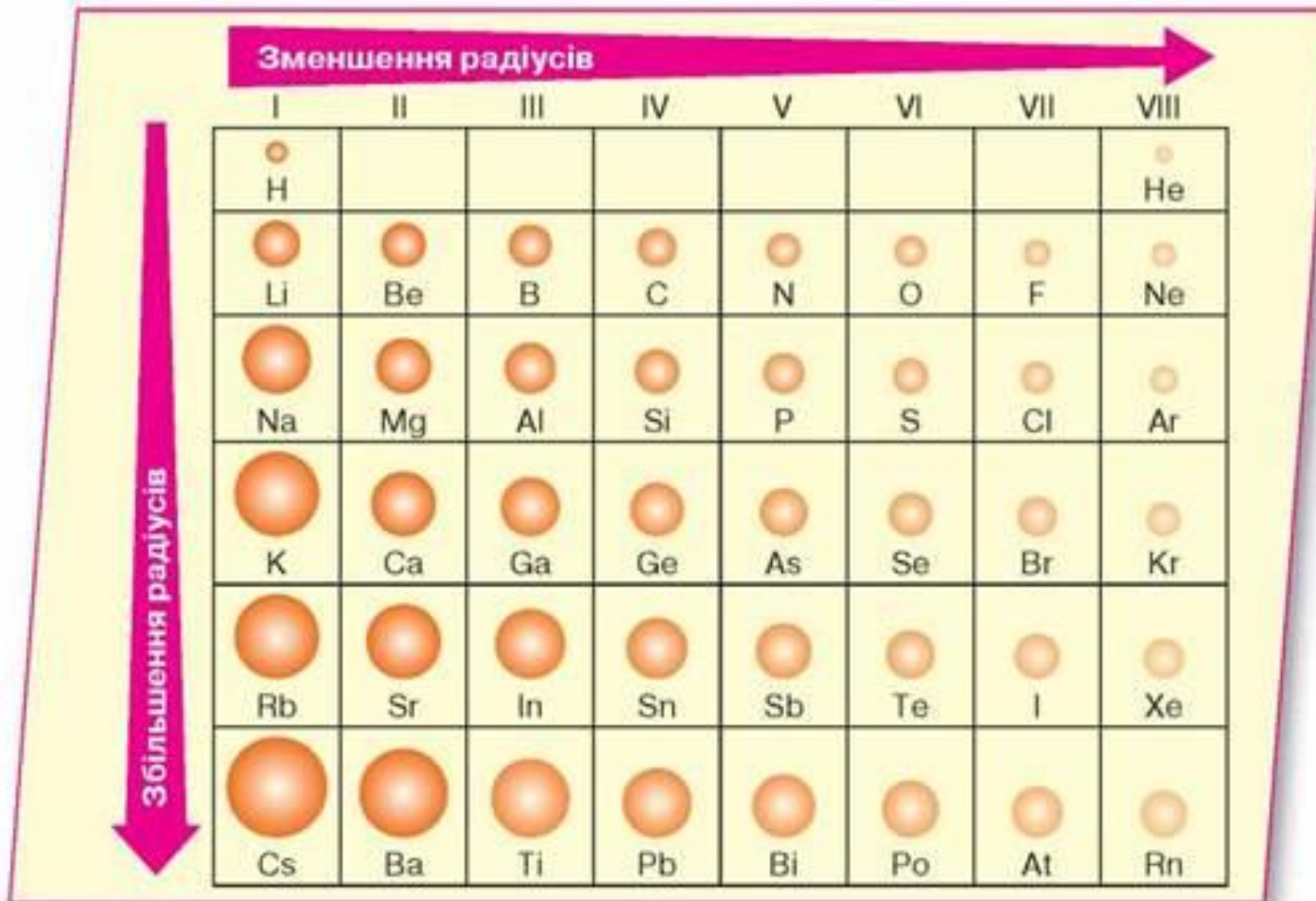
Електронна формула атома — це запис розподілу електронів в електронній оболонці атома, де коефіцієнтами позначають енергетичні рівні (1, 2, ... 7), символами — підрівні (s, p, d, f), верхніми індексами — кількість електронів на підрівнях. Наприклад, електронна формула атома Силіцію $_{14}\text{Si}$ така: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.





Унаслідок того, що електрон одночасно виявляє властивості і мікрочастинки, і хвилі, атом не має чітких меж. Тому виміряти абсолютні розміри атомів неможливо. А оскільки сучасна теорія будови атома трактує його форму у вигляді кулі, то радіуси атомів (R) різних хімічних елементів розраховано теоретично.

Радіусом атома називається відстань від центра ядра до сферичної поверхні електронної оболонки, ймовірність перебування на якій електронів зовнішнього рівня є найбільшою.



Зменшення радіусів →							
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

В межах підгрупи –
збільшується за
рахунок збільшення
енергетичних рівнів

В межах періода –
зменшується за
рахунок збільшення
заряду ядра атома.

Закріплення знань. Закінchte речення

Орбіталі характеризуються не тільки формою, але й енергією.

Кілька орбіталей, що мають однакову або приблизно однакову енергію, утворюють енергетичний рівень, або енергетичний шар ?

У головних підгрупах із збільшенням заряду ядра атому радіус.....збільшується ?

У періодах із збільшенням заряду ядра атому радіус зменшується ?

Дано числа: а) 3; б) 16; в) 4; г) 15;

Яке із цих чисел дорівнює нуклонному числу
Оксигену ?

б) 16

Яке з цих чисел дорівнює кількості електронів у
атомі Li ?

а) 3

Яке з цих чисел дорівнює загальній кількості
електронів у атомі Фосфору ?

г) 15

Яке з цих чисел вказує на кількість енергетичних рівнів
у атома Кальцію ?

в) 4



Відскануй QR-код або
натисни жовтий круг!



Запишемо електронну і графічну електронну формулу для атома Берилію.

Розв'язання:

1. Визначаємо число електронів у атомі (порядковий номер Берилію 4, отже в нього чотири електрони).
2. Визначаємо число енергетичних рівнів (знаходиться Берилій у другому періоді, отже він має два енергетичних рівні, які позначаються 1, 2.)
3. Записуємо можливі підрівні на енергетичних рівнях.
На першому енергетичному рівні є s-підрівень. Записуємо 1s;
на другому енергетичному рівні є s - підрівень. Записуємо 2s.
4. Розподіляємо 4 електрони по підрівнях, дотримуючись правил.



1s²

2s²



Чому дорівнює максимальна кількість енергетичних рівнів? Як визначити, скільки енергетичних рівнів має електронна оболонка конкретного атома?

Назвіть енергетичні підрівні з такою максимальною кількістю електронів на них: а) 2 е ; б) 14 е ; в) 6 е ; г) 10 е.

Яка максимальна кількість електронів може перебувати на s-, p-, d-, f-підрівнях?

Чи може бути на s-підрівні: а) 1 електрон; б) 2 електрони; в) 6 електронів? Відповідь обґрунтуйте.

Назвіть підрівні третього енергетичного рівня.



1. Написати електронні та графічні формули для елементів 3 періоду.