

навчальних видань до короткоперіодної форми періодичної системи. Які із цих чинників, на вашу думку, найважче подолати?



Навчальний проект 1

З історії відкриття періодичної системи хімічних елементів. Яка роль науковців різних країн у створенні періодичної системи й відкритті періодичного закону хімічних елементів?



Дізнайтеся більше про:

- Періодичний закон Д.І. Менделєєва (частина 1) (1975)

http://www.youtube.com/watch?v=TY3tfMLGo_M

<http://www.youtube.com/watch?v=EvUA6tBVuHc>

- Менделєєв Д.И. Закон химической гармонии.

<http://www.youtube.com/watch?v=6vcN4DNvIrw>

§ 7. Будова атома. Сучасне формулювання періодичного закону

Періодичному закону майбутнє не загрожує руйнуванням, а лише надбудови і розвитку обіцяє.

Д.І. Менделєєв

Після опрацювання параграфа ви зможете:

- розрізнати атомне ядро, електрони, протони, нейтрони;
- характеризувати склад атомних ядер (кількість протонів і нейтронів у нукліді);
- сформулювати сучасне означення періодичного закону.

Будова атома. З курсу хімії 7 класу ви, звісно, пам'ятаєте, що атом складається з позитивно зарядженого ядра, навколо якого перебувають негативно заряджені електрони, які утворюють електронну оболонку (рис. 7.1).

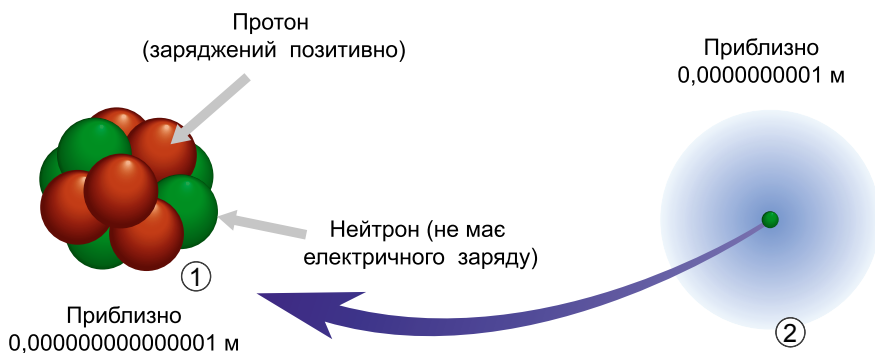


Рис. 7.1. Будова атома. 1. Склад ядра атома. Діаметр ядра атома становить близько 0,000000000000001 м. 2. Простір, у якому перебувають негативно заряджені електрони. Діаметр близько 0,0000000001 м

Протон-нейтронну модель ядра в 1932 р. запропонував уродженець Полтавщини Дмитро Дмитрович Іваненко (рис. 7.2). На сьогодні ця ідея видається дуже простою, однак тоді, коли тільки-но було відкрито нейтрон, цю проблему не міг розв'язати жоден інший фізик.

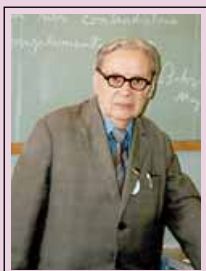


Рис. 7.2. Іваненко Дмитро Дмитрович (1904–1994). Видатний фізик-теоретик ХХ століття. Запропонував протон-нейтронну модель атомного ядра. Один з авторів першої моделі ядерних сил

Ернест Резерфорд (рис. 7.3), наприклад, висунув помилкову гіпотезу, що атомні ядра складаються з протонів і електронів. Він, як і чимало інших науковців того часу, був переконаний, що може існувати електро-нейтральне атомне ядро, яке складається з одного протона й одного електрона.

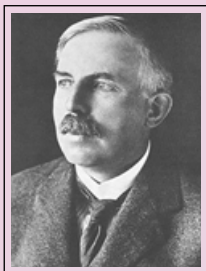


Рис. 7.3. Резерфорд Ернест (1871–1937). Англійський фізик, один із творців учення про радіоактивність і будову атома, засновник наукової школи. Відкрив (1899) альфа-і бета-промені та встановив їхню природу. Створив (1903, разом з Ф. Содді) теорію радіоактивності. Запропонував (1911) планетарну модель атома. Здійснив (1919) першу штучну ядерну реакцію. Спрогнозував (1921) існування нейтрона. Лауреат Нобелівської премії (1908)

Чимало науковців уважали саме таким нейтральним ядром нейтрон, відкритий у 1932 р. Джеймсом Чедвіком (рис. 7.4). Однак з'явилися експериментальні дані, які змусили сумніватись у гіпотезі Резерфорда.

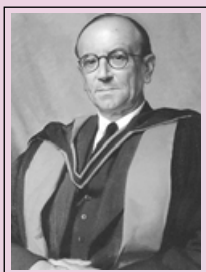


Рис. 7.4. Чедвік Джеймс (1891–1974). Англійський фізик, учень Е. Резерфорда. Закінчив Манчестерський і Кембриджський університети, з 1923 р. працював у Кавендишській лабораторії. Проводив дослідження з ядерної фізики, лауреат Нобелівської премії з фізики 1935 р. за відкриття нейтрона. У 1943–1945 роках керував групою англійських науковців, які працювали над створенням атомної бомби в США

Після відкриття нейтрона Дмитро Дмитрович Іваненко висунув гіпотезу: до складу атомних ядер входять важкі частинки – протони і нейтрони (рис. 7.5).

Разом з тим гіпотеза Дмитра Іваненка полягала не просто в тому, що ядра складаються з протонів і нейтронів, а, насамперед, в уявленні про нейтрон як елементарну частинку: «Нейтрон так само елементарний, як протон», – зазначав Іваненко.



Протони, нейтрони, електрони – субатомні частинки. Використовуючи дані таблиці 7.1, доведіть, що в ядрі зосереджена чи не вся маса атома.

Таблиця 7.1

Субатомні частинки

Частинка		Маса, г	Відносна маса	Електричний заряд (у одиницях елементарного заряду)
символ	назва			
p	протон	$1,673 \cdot 10^{-24}$	1,0073	+1
n	нейтрон	$1,675 \cdot 10^{-24}$	1,0087	0
e ⁻	електрон	$9,109 \cdot 10^{-28}$	$5,485 \cdot 10^{-4}$	-1

Отже, ядро атома містить частинки двох типів: *протони* і *нейтрони*. В ядрі зосереджена практично вся маса атома. Загальну кількість протонів і нейтронів у атомі називають *нуклонним числом*. Це число є відносною масою ядра атома. Кількість протонів в атомі хімічного елемента називають *протонним числом*. Кількість протонів у ядрі атома дорівнює порядковому номеру елемента:

$$N(p^+) = Z,$$

де Z – порядковий номер елемента в періодичній системі (пригадайте, про це вже йшлося на с. 5). Наприклад, порядковий номер Натрію в періодичній системі хімічних елементів – 11. Це означає, що в ядрі його атома 11 протонів, а навколо ядра – 11 електронів.

Число нейтронів у ядрі дорівнює різниці між нуклонним і протонним числами.

$$N(n^0) = A - N(p^+),$$

де $N(n^0) = A - Z$; A – нуклонне число, $N(p^+)$ – протонне число, $N(n^0)$ – число нейтронів. Приміром, нуклонне число Алюмінію становить 27. Його протонне число – 13. Щоб визначити кількість нейтронів в ядрі атома цього хімічного елемента, потрібно обчислити різницю між нуклонним і протонним числами. Вона дорівнює 14.

Ізотопи – різновиди атомів одного хімічного елемента з різною кількістю нейтронів. Різновид атомів з певною кількістю нейтронів у ядрі називають *нуклідом*.

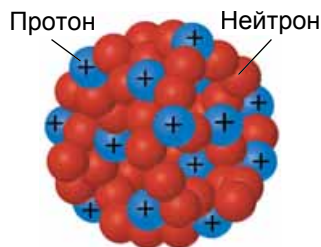


Рис. 7.5. Протон-нейтронна модель ядра атома



Ізотопи – це нукліди одного хімічного елемента.

Радіоактивний нуклід скорочено називають *радіонуклідом*. Термін «ізотопи» застосовують для позначення стабільних і радіоактивних нуклідів одного елемента. Наприклад, Протій, Дейтерій, Тритій – ізотопи Гідрогену. Чим вони подібні і чим відрізняються, легко зрозуміти, розглянувши рисунок 7.6.1.

Кожний нуклід позначають символом відповідного хімічного елемента. Склад нукліда характеризують дві величини: нуклонне число – лівий надрядковий індекс біля хімічного знака і протонне число – лівий підрядковий індекс біля хімічного знака (рис. 7.6.2).

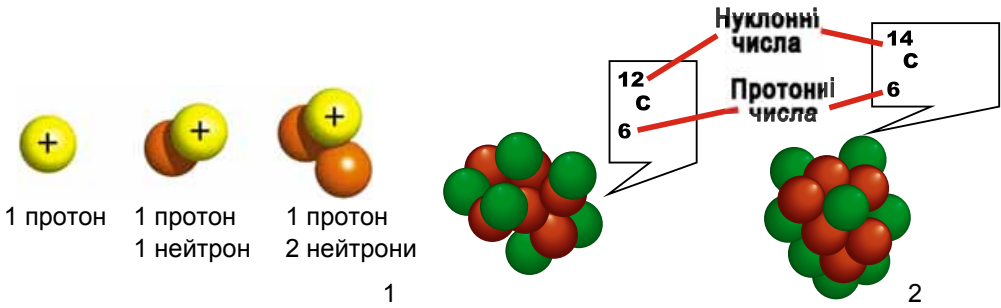


Рис. 7.6. Схематичні зображення атомних ядер ізоотопів: Гідрогену (1); Карбону (2).
Завдання. Порівняйте склад ядер ізоотопів Карбону

Атомна маса елемента дорівнює середньому значенню мас усіх його природних ізоотопів з урахуванням їхньої поширеності. Це одна з причин того, що значення відносних атомних мас у періодичній системі не є цілими числами. Наприклад, у природному Хлорі атомна частка нукліда Хлору-35 $^{35}_{17}\text{Cl}$ становить 75,4 %, а Хлору-37 $^{37}_{17}\text{Cl}$ – 24,6 %. Тож середня відносна атомна маса Хлору дорівнює 35,453:

$$A_r(\text{Cl}) = A_1(\text{Cl}) \chi_1(\text{Cl}) + A_2(\text{Cl}) \chi_2(\text{Cl}),$$

де A – нуклонне число, χ – атомна частка відповідного нукліда.

$$A_r(\text{Cl}) = (35 \cdot 0,754 + 37 \cdot 0,246) = 35,453.$$

Результатом численних досліджень Ернеста Резерфорда і його учня Генрі Мозлі (рис. 7.7) було встановлення величин зарядів ядер атомів хімічних елементів.



Рис. 7.7. Мозлі Генрі Гвін Джефріс (1887–1915). Англійський фізик. Закінчив Оксфордський університет (1910). У 1910–1914 рр. працював у Манчестерському, а потім – Оксфордському університетах. У лабораторії Е. Резерфорда (Манчестер) проводив дослідження з β - і γ -спектроскопії й спектроскопії рентгенівських променів. Установив (1913) зв'язок між частотою характеристичних ліній рентгенівських променів і атомним номером елемента. Загинув під час Першої світової війни

Завдяки дослідженню рентгенівських спектрів Г. Мозлі зумів визначити заряди ядер атомів хімічних елементів. Виявилось, що вони дорівнюють їхнім порядковим номерам у періодичній системі. Окрім того, він передбачив існування ще не відкритих на той час елементів із номерами 43, 61, 72, 75.

У результаті титанічної праці Генрі Мозлі довів, що *розташування елементів у періодичній системі строго закономірне, порядковий номер кожного елемента – це цілком визначена його характеристика (заряд ядра)*. Те, що здавалося прикрим винятком (ідеться про порушення послідовності розміщення в таблиці деяких елементів за зростанням атомної маси), завдяки роботам Мозлі було пояснено.

Отже, *і величина заряду ядра атома, і кількість електронів навколо ядра дорівнюють порядковому номеру елемента в періодичній системі*. Тож сучасне формулювання періодичного закону таке:



Властивості хімічних елементів та їхніх сполук перебувають у періодичній залежності від значень зарядів ядер атомів.



ПРО ГОЛОВНЕ

- Атом складається з позитивно зарядженого ядра, навколо якого перебувають негативно заряджені електрони, які утворюють електронну оболонку.
- Ядро атома містить частинки двох типів: протони і нейтрони.
- Загальну кількість протонів і нейтронів у атомі називають нуклонним числом. Це число є відносною масою ядра атома.
- Кількість протонів в атомі хімічного елемента називають протонним числом. Кількість протонів у ядрі атома дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі.
- Кількість нейтронів у ядрі дорівнює різниці між нуклонним і протонним числами.
- Різновид атомів з певною кількістю нейтронів називають нуклідом.
- Ізотопи – це нукліди одного хімічного елемента.
- Властивості хімічних елементів та їхніх сполук перебувають у періодичній залежності від значень зарядів ядер атомів.



Перевірте себе

1. Який склад атома? 2. З яких частинок складається атомне ядро? 3. Що таке протонне число? Нуклонне? 4. Як за положенням хімічного елемента в періодичній системі визначити число протонів у ядрі його атома? 5. Що таке нуклід? Ізотопи? 6. Як визначити число нейтронів у ядрі нукліда?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Які з наведених тверджень правильні?
 - 1) уся маса атома зосереджена в його ядрі;
 - 2) атом – заряджена частинка;
 - 3) атом є суцільним;
 - 4) атом складається з ядра й електронів;
 - 5) ядро атома заряджене позитивно;
 - 6) ядро атома трохи менше за атом.
 2. Поясніть фізичний зміст протонного і нуклонного чисел.
 3. Визначте кількість протонів в атомі Купруму.
 4. Порівняйте склад ізотопів: а) ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ і ${}_{17}^{37}\text{Cl}$; б) ${}_{30}^{64}\text{Zn}$, ${}_{30}^{66}\text{Zn}$, ${}_{30}^{67}\text{Zn}$, ${}_{30}^{68}\text{Zn}$ і ${}_{30}^{70}\text{Zn}$; в) ${}_{6}^{12}\text{C}$ і ${}_{6}^{13}\text{C}$.
 5. Скільки нейтронів у нукліді ${}_{30}^{68}\text{Zn}$?
- А 30 Б 68 В 98 Г 38**

6. Яка сумарна кількість нейтронів і електронів у нукліді $^{45}_{21}\text{Sc}$?

1) 21; 2) 45; 3) 66; 4) 24; 5) 33.

7. Відносна молекулярна маса леткої сполуки галогену з Гідрогеном – 20. Визначте кількість протонів у ядрі атома цього галогену.

8. Відносна маса структурної одиниці гідроксиду лужного елемента – 56. Визначте величину заряду ядра атома цього елемента.



Творча майстерня

Підготуйте для однокласників презентацію «Як було встановлено будову атома».



Дізнайтеся більше:

<https://www.youtube.com/watch?v=rKDzFO2KkeA>

https://www.youtube.com/watch?v=_SsDX37Vosw

<https://www.youtube.com/watch?v=ThsVV6IMu0Y&index=6&list=PLnbQh4j9gZklrDJaTe3ujWHi0W4KsEnrY>

https://www.youtube.com/watch?v=HG_YG86FkDA

§ 8. Стан електронів у атомі. Будова електронних оболонок атомів хімічних елементів. Енергетичні рівні та підрівні. Поняття про радіус атома

Електрон не такий простий, яким здається.

Брег Вільям Лоренс

Після опрацювання параграфу ви зможете:

- характеризувати стан електронів у атомах та будову електронних оболонок атомів хімічних елементів;
- розрізняти *s*- і *p*-електронні орбіталі за розміром і формою;
- складати електронні формули атомів та їхній графічний варіант;
- пояснювати суть поняття «радіус атома»;
- порівнювати радіуси атомів хімічних елементів.

Стан електронів у атомі описують, використовуючи певні математичні моделі¹. Частину простору в атомі, де перебування електрона є найбільш імовірним, називають **електронною орбіталлю**. Орбіталь, зайнята електроном, нагадує хмару. У ній розподілені маса і заряд електрона (*пригадайте, як заряджений електрон; якою є маса електрона порівняно з протоном і нейтроном*). Густина *електронної хмари* на різній відстані від ядра різна (рис. 8.1). Рух електрона навколо власної осі має назву **спін** (рис. 8.2).

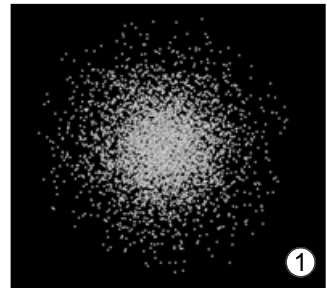


Рис. 8.1. 1. 1s-Орбіталь. 2. Кульбаба дещо нагадує модель 1s-орбіталі

¹ Математична модель – наближений опис об'єкта моделювання за допомогою математичної символіки.

На одній орбіталі одночасно може перебувати не більше двох електронів з протилежними спінами (рис. 8.2). Електронні орбіталі розрізняють за розміром і формою. Орбіталі кулястої форми позначають літерою *s*. Електрони, орбіталі яких мають кулясту форму, називають *s-електронами* (рис. 8.3). Орбіталі гантелеподібної форми позначають літерою *p*. Електрони, орбіталі яких мають гантелеподібну форму, називають *p-електронами*. *p*-Орбіталі розміщуються у просторі вздовж трьох взаємно перпендикулярних осей координат (рис. 8.4).

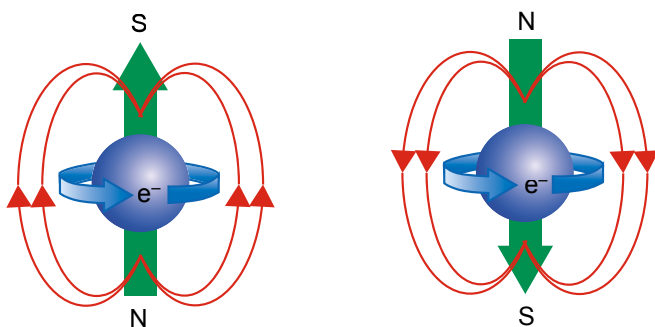


Рис. 8.2. Схематичне зображення двох електронів з протилежними спінами

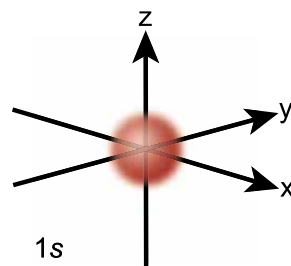


Рис. 8.3. Розміщення у просторі 1s-орбіталі

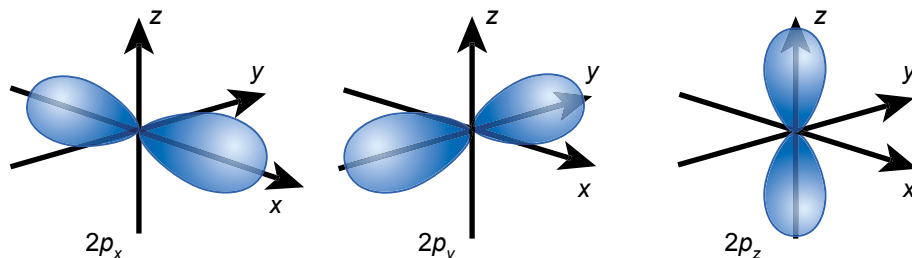


Рис. 8.4. Взаємне розташування *p*-орбіталей у просторі

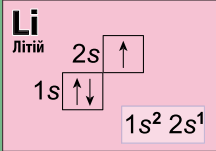
Енергетичні рівні та підрівні. Електронні хмари різних форм до того ж відрізняються силою притягання до ядра, а самі електрони розташовані навколо ядра шарами. Енергія електрона є його найважливішою характеристикою. Електрони, які розташовані в атомі в орбітальях однакової форми і розміру, мають однакову енергію.

З урахуванням енергій електронів їх розподіляють за певними *енергетичними рівнями*. Максимальну кількість електронів N_{\max} на енергетичному рівні обчислюють за формулою: $N_{\max}(\bar{e}) = 2n^2$, де n – номер енергетичного рівня.

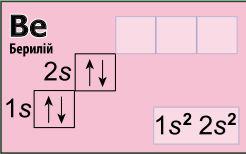
Умовний запис будови електронних оболонок атомів називають *електронною формулою*. Графічний варіант електронної формули дає уявлення про кількість спарених і неспарених електронів в атомі хімічного елемента.



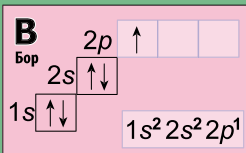
В атомі Гідрогену один неспарений електрон. А в атомі Гелію в *s*-орбіталі перебуває два спарених *s*-електрони з протилежними (це позначено напрямками стрілок) спінами. Енергетичний рівень в атомі Гелію завершений.



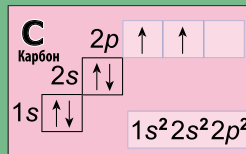
В атомі Літію три електрони. Оскільки перший рівень уміщує лише два електрони, третій електрон займе *s*-орбіталь другого енергетичного рівня.



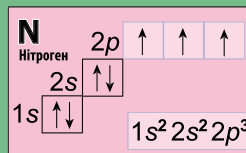
Четвертий електрон атома Берилію також розміститься в *s*-орбіталі другого енергетичного рівня.



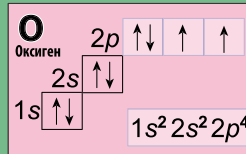
В атомі Бору п'ятий електрон займе *p*-орбіталь другого енергетичного рівня.



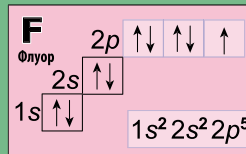
Електрони заповнюють орбіталі спочатку по одному. Тому шостий електрон в атомі Карбону займе наступну *2p*-орбіталь.



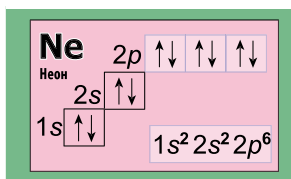
За тим самим правилом відбудеться розміщення сьомого електрона в атомі Нітрогену.



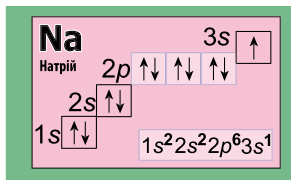
В атомі Оксигену на другому рівні немає вільних *p*-орбіталей. Тому восьмий електрон складе пару одному з *p*-електронів.



Аналогічно відбудеться розміщення дев'ятого електрона в атомі Флуору.



В атомі Неону завершується заповнення електронами другого енергетичного рівня.



З Натрію починається заповнення електронами третього енергетичного рівня.



Складіть електронні формули та їхні графічні варіанти для решти атомів хімічних елементів третього періоду. Порівняйте будову зовнішнього енергетичного рівня атомів елементів, які належать до однієї підгрупи.

Зверніть увагу! Електрони спочатку заповнюють орбіталі з нижчою енергією. Енергія 3-d підрівня вища за енергію 4-s підрівня (рис. 8.5). Тому в атомах Калію і Кальцію заповнюється 4-s підрівень, а 3-d підрівень залишається незаповненим. Тобто в атома Калію буде на один s-електрон більше, ніж в атома інертного елемента Аргону. Тому скорочено електронну формулу Калію записують так: $[\text{Ar}]4s^1$.

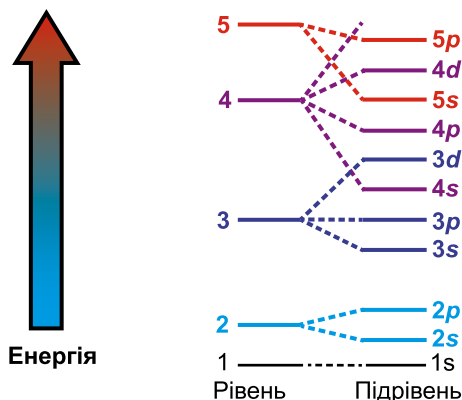


Рис. 8.5. Порівняння енергії електронів, розміщених на певних енергетичних підрівнях



Рис. 8.6. Електронна формула



Запишіть скорочено електронну формулу атома Кальцію.

Радіус атома характеризує його розміри. Хоча через особливу природу електрона атоми не мають чітко визначених меж, їхню форму прийнято вважати кулястою. *Радіус атома* – це відстань від центра його ядра до сферичної поверхні, на якій найчастіше трапляються електрони зовнішнього енергетичного рівня (рис. 8.7).

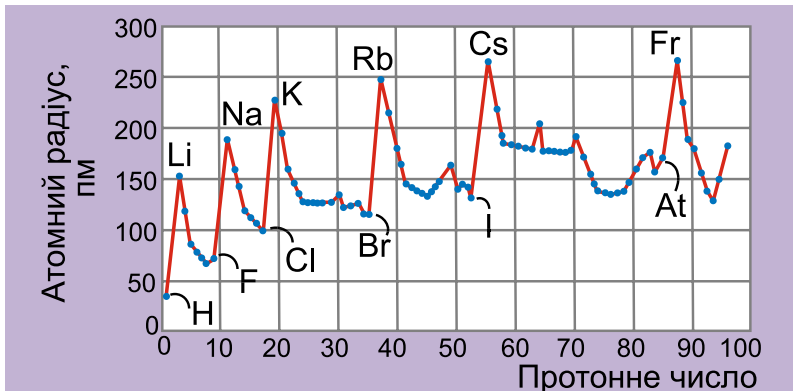


Рис. 8.7. Залежність радіуса атома від протонного числа хімічного елемента

Що більше електронних оболонок має атом, то, вочевидь, його радіус більший. У періодах зі зростанням протонного числа радіус атомів зменшується. Це зумовлено збільшенням величини заряду ядра та кількості електронів на зовнішньому енергетичному рівні – зростає сила притягання між ядром і електронами зовнішнього енергетичного рівня. У головних підгрупах зі зростанням протонного числа радіус атомів зростає.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Електронна орбіталь – частина простору в атомі, де перебування електрона є найбільш імовірним.
- Спін – рух електрона навколо власної осі. На одній орбіталі одночасно може перебувати не більше ніж два електрони із протилежними спінами.
- Електрони, орбіталі яких мають кулясту форму, називають *s*-електронами.
- Електрони, орбіталі яких мають гантелеподібну форму, називають *p*-електронами.
- *p*-Орбіталі розміщуються у просторі вздовж трьох взаємно перпендикулярних осей координат.
- Максимальну кількість електронів на енергетичному рівні обчислюють за формулою: $N_{\max}(\bar{e}) = 2n^2$, де n – номер енергетичного рівня.
- Умовний запис будови електронних оболонок атомів називають *електронною формулою*.
- Графічний варіант електронної формули дає уявлення про кількість спарених і неспарених електронів в атомі хімічного елемента.
- Радіус атома – це відстань від центра його ядра до сферичної поверхні, на якій найчастіше трапляються електрони зовнішнього енергетичного рівня.
- У періодах зі зростанням протонного числа радіус атомів зменшується. У головних підгрупах зі зростанням протонного числа радіус атомів зростає.



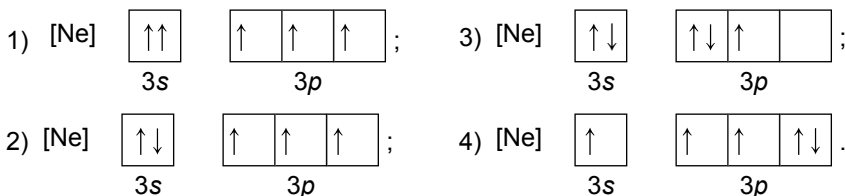
Перевірте себе

1. Що називають електронною орбітальною? Спіном електрона? 2. Скільки електронів одночасно може перебувати на одній орбіталі? Якими мають бути їхні спіни? 3. Як називають електрони, орбіталі яких мають кулясту форму? 4. Орбіталі яких електронів мають гантелеподібну форму й розміщуються у просторі вздовж трьох взаємно пер-

пендикулярних осей координат? **5.** За якою формулою обчислюють максимальну кількість електронів на енергетичному рівні? **6.** Що таке електронна формула атома хімічного елемента? **7.** Про що дає уявлення графічний варіант електронної формули атома хімічного елемента? **8.** Що називають радіусом атома? **9.** Як змінюються радіуси атомів у періодах і групах періодичної системи?

Застосуйте свої знання й уміння

- Обчисліть максимальну кількість електронів на третьому енергетичному рівні.
- Запишіть електронну формулу атома Алюмінію.
- Запишіть графічний варіант електронної формули атома Нітрогену й визначте число неспарених електронів у ньому.
- Визначте хімічний елемент, атому якого відповідає електронна формула $\dots 3s^2 3p^2$.
- Виберіть правильний запис електронної формули атома Фосфору:



6. Виберіть записи, у яких символи хімічних елементів розміщені за збільшенням радіусів їхніх атомів:

- Li, B, C, F
- B, N, C, F
- Cl, S, Se, Te
- H, Na, Cs, K
- H, Cl, Br, I

Теорча майстерня

Змодельуйте, використовуючи повітряні кульки, s- і p-електронні хмари та їхнє взаєморозташування у просторі.

Дізнайтеся більше про стан електронів у атомі:

- <https://www.youtube.com/watch?v=U6Oq4EBghIM>
<https://www.youtube.com/watch?v=PJ8k3nQRzgQ>
<https://www.youtube.com/watch?v=ZoJQSBXVAEE>
<http://www.ptable.com/?lang=ru#Orbital>

§ 9. Періодична система хімічних елементів з позиції теорії будови атома

Перші уявлення про будову атомів і природу хімічної валентності... ґрунтувалися на закономірностях властивостей елементів, установлених за допомогою періодичного закону.

В.І. Спіцин

Після опрацювання параграфу ви зможете:

- *аналізувати* інформацію, закладену в періодичній системі;
- *використовувати* її для характеристики хімічного елемента; класифікації елементів, визначення їхньої валентності, класифікації простих речовин, визначення хімічного характеру оксидів, гідратів оксидів, сполук елементів з Гідрогеном;
- *обґрунтовувати* фізичну сутність періодичного закону.