

Будова атомів хімічних елементів.

Завдання для домашньої підготовки

Експериментальні дані, що свідчать про складність будови атому. Електрон, його заряд та маса. Теорія Резерфорда. Теорія будови атому водню за Н. Бором. Хвильові властивості електрона. Корпускулярно-хвильовий дуалізм. Рівняння де Бройля. Хвильова функція. Поняття про електронну густину (електронну хмару).

Квантові числа. Їх можливі значення. Енергетичні рівні та підрівні. Електронна орбіталь. Форма електронних орбіталей для *s*-, *p*- та *d*-електронів.

Принцип найменшої енергії. Принцип Паулі. Правила Клечковського. Правило Гунда. Електронні формули та електронні схеми атомів хімічних елементів.

Запитання та задачі

- Сформулюйте 1 постулат Бора та наведіть його математичний вираз.
- Як пояснити, виходячи з теорії Бора, лінійчастий характер спектра атома водню?
- Наведіть рівняння де-Бройля та поясніть його суть.
- Використовуючи формулу, яка показує залежність енергії електрона від головного квантового числа для атома водню, поясніть:
 - на якому рівні – I чи II – електрон має більшу енергію?
 - у якому випадку виділяється квант з більшою енергією: при переході електрона з II рівня на I чи з III на II?
 - які рівні – II та III чи III та IV – більше відрізняються за енергією?Відповідь підтвердіть відповідними розрахунками.
- Поясніть, чи існують підрівні:
 - $1p, 2p, 2d, 3d$;
 - $1d, 2p, 3f, 4f$.Відповідь обґрунтуйте, вказавши значення *n* та *l* для відповідних підрівнів.
- Яке квантове число визначає форму орбіталей? Наведіть приклади.
- Яке значення має магнітне квантове число на *d*-підрівні? Скільки орбіталей знаходиться на цьому підрівні? Наведіть рисунки, що показують розташування цих орбіталей відносно осей координат.
- Покажіть за допомогою схем, як розташовані електрони:
 - на *d*-підрівні, якщо $\Sigma m_s = 0, 1$ та 2 ;
 - на *p*-підрівні, якщо $\Sigma m_s = 0$ та 1 .Який з цих станів енергетично вигідніший, чому?

9. Яким набором квантових чисел характеризується кожна орбіталь та кожний електрон таких підрівнів: а) $4p^4$; б) $3d^8$; в) $4f^9$; г) $5d^5$? Відповідь наведіть у вигляді таблиць:

Орбіталі			
№	n	l	m

Електронні				
№	n	l	m	m_s

10. Поясніть, використовуючи принцип Паулі та значення квантових чисел, яка максимальна кількість електронів може знаходитись: а) на p -підрівні; б) на d -підрівні; в) на f -підрівні.

11. Які підрівні відповідають сумі $n + l$: а) 5; б) 6; в) 7? В якій послідовності вони заповнюються?

12. Наведіть електронні формули та схеми для атомів елементів, що мають порядкові номери: а) 15, 22, 31; б) 13, 26, 33; в) 23, 34, 40. Для останнього елемента **поясніть** послідовність заповнення підрівнів

Періодичний закон. Закономірності зміни хімічних властивостей елементів та їх сполук.

Завдання для домашньої підготовки

Початкове формулювання періодичного закону (за Д. І. Менделєєвим). Періодична система як відображення періодичного закону. Структура періодичної системи: періоди, групи, підгрупи. Номер групи і валентність елемента. Зміна властивостей елементів у періоді, в групі. Місце елемента у періодичній системі – його найважливіша характеристика. Закон Мозлі. Сучасне формулювання періодичного закону. Періодична система і її зв'язок з будовою атома. Заповнення електронами підрівнів у кожному періоді. s -, p -, d -, f -елементи. Число елементів у періоді. Елементи головних і побічних підгруп. „Проскок” електрона у d -елементів. f -елементи, особливості їх електронної будови і положення в періодичній системі.

Енергія іонізації, енергія спорідненості до електрона, їх залежність від заряду ядра, радіуса і електронної будови атома. Закономірність зміни енергії іонізації та енергії спорідненості до електрона у елементів в періодах і групах. Електронегативність. Значення електронегативності для характеристики хімічних властивостей елементів. Періодичні та неперіодичні властивості елементів. Зв'язок між положенням елемента у періодичній системі та його електронною будовою. Номер групи та валентність елемента.

Запитання та задачі

1. Наведіть формулювання періодичного закону за Д. І. Менделєєвим. В чому воно не узгоджується зі структурою періодичної таблиці?

2. Що таке ізотопи? Поясніть, чи узгоджується початкове формулювання періодичного закону з існуванням ізотопів.

3. Як змінюються у елементів третього періоду металічні та неметалічні властивості, валентність, склад та властивості вищих оксидів?

4. Сформулюйте закон Мозлі, наведіть його математичний вираз, поясніть зміст величин, що до нього входять.

5. Як пояснити суть закону Мозлі з погляду теорії будови атома, чому відкриття закону Мозлі привело до зміни формулювання періодичного закону?

6. Наведіть сучасне формулювання періодичного закону, поясніть у чому його перевага у порівнянні з початковим.

7. Як пояснити, чому в заданих далі періодах міститься різне число елементів: а) у першому та другому, б) у третьому та четвертому, в) у п'ятому та шостому.

8. Які підрівні заповнюються у атомів елементів: а) четвертого, б) п'ятого, в) шостого періодів? Поясніть, у яких елементів цього періоду заповнюються *s*-, *p*-, *d*- чи *f*- підрівні, скільки та які елементи належать до головних та побічних підгруп.

9. Поясніть особливості розташування в періодичній таблиці *f*-елементів.

10. Наведені закінчення електронних формул атомів елементів:

а) $2p^63s^23p^3$, б) $3s^23p^63d^74s^2$, в) $4p^65s^2$, г) $4d^{10}5s^25p^1$, д) $4f^75s^25p^66s^2$, є) $5f^{11}6s^26p^67s^2$. Підкресліть валентні електрони атомів елементів, поясніть, в якій групі, підгрупі, періоді знаходяться ці елементи.

11. Наведіть електронні формули атомів елементів, що мають номер: а) 21, б) 32, в) 41. Знайдіть валентні електрони, **поясніть, виходячи з будови електронних оболонок атомів**, у якому періоді, групі, підгрупі знаходяться ці елементи.

12. Визначте, яку конфігурацію мають валентні підрівні атомів елементів, положення яких в періодичній таблиці подано нижче, відповідь обґрунтуйте:

Варіант	Період	Група	Підгрупа
А	VI	5	побічна
Б	VI	3	головна
В	V	4	побічна
Г	IV	8	побічна
Д	V	6	головна
Е	IV	2	головна

13. За наведеною нижче формулою іона визначити, якому елементу він відповідає, записати електронну формулу атома цього елемента, підкреслити валентні електрони і обґрунтувати його положення в періодичній системі:

а) $E^{3+} - 1s^22s^22p^6$, $E^{1-} - 1s^22s^22p^6$;

б) $E^{2-} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, $E^{1+} - 1s^2 2s^2 2p^6$;

в) $E^{2-} - 1s^2 2s^2 2p^6$, $E^{2+} - 1s^2 2s^2 2p^6$.

14. Поясніть, як і чому змінюється енергія іонізації у елементів другого періоду. Чи є її зміна монотонною? Чому?

15. Поясніть, як і чому змінюється енергія іонізації у елементів головної підгрупи 2-ої групи.

16. Що таке енергія спорідненості до електрона? У яких елементів другого періоду вона найбільша, у яких набуває від'ємних значень, чому?

17. Що таке електронегативність, як вона визначається, з якими властивостями елементів вона пов'язана?

18. Наведіть приклади елементів, у яких спостерігається "проскок" електрона. Чому він виникає?

Хімічний зв'язок. Властивості молекул. Міжмолекулярна взаємодія.

Завдання для домашньої підготовки.

Валентні електрони і валентність елементів в основному і збудженому станах. Теорія спінової валентності. Природа хімічного зв'язку. Ковалентний зв'язок, його характеристики: довжина і енергія. Основні положення методу валентних зв'язків (МВЗ). Насиченість і напрямленість ковалентного зв'язку. Механізми утворення ковалентного зв'язку. Валентні кути в ковалентних молекулах. Гібридизація атомних орбіталей, типи гібридизації. σ - і π -зв'язок. Делокалізований π -зв'язок.

Донорно-акцепторна взаємодія. Полярний і неполярний ковалентний зв'язок. Ступені окиснення. Ефективні заряди атомів. Іонний зв'язок, його властивості: ненасиченість і ненаправленість. Металічний зв'язок.

Полярні і неполярні молекули. Дипольний момент. Здатність молекул до поляризації. Міжмолекулярна взаємодія: орієнтаційна, індукційна, дисперсійна взаємодія молекул. Водневий зв'язок, його особливості. Міжмолекулярний та внутрішньомолекулярний водневий зв'язок, його вплив на фізичні властивості речовин.

Запитання та задачі

1. Використовуючи електронні схеми валентних підрівнів атомів:

а) фтору та хлору; б) кисню та сірки, в) азоту та фосфору - поясніть, чому вони мають різні валентності, хоч і розташовані в одній підгрупі періодичної системи.

2. Що таке довжина зв'язку, від чого вона залежить? Наведіть приклади.

3. Поясніть на прикладі H_2 , чому утворюється електронна пара, хоча електрони мають однакові заряди.

4. Що таке енергія зв'язку, від чого вона залежить? Наведіть приклади.

5. Визначте, які орбіталі атомів беруть участь в утворенні хімічних зв'язків у молекулах: а) H_2 ; б) HF ; в) HCl ; г) F_2 ; д) N_2 . Наведіть схеми перекривання атомних орбіталей.

6. Наведіть електронні схеми центральних атомів, визначте наявність та тип гібридизації, наведіть схеми перекривання орбіталей в молекулах:

- а) H_2S ; б) $BeCl_2$; в) BCl_3 ; г) CH_4 ; д) H_2O ; е) NH_3 ;
ж) PH_3 .

7. Поясніть, як утворюються хімічні зв'язки в молекулах: а) C_2H_4 ; б) C_2H_2 ; в) C_6H_6 ; г) іони CO_3^{2-} . Відповідь дайте відповідно до наведеного нижче плану:

- електронна схема валентних підрівнів центрального атома,
- розподіл електронів між σ - та π -зв'язками,
- тип гібридизації при утворенні σ -зв'язків,
- схема перекривання атомних орбіталей при утворенні σ - та π -зв'язків, зверніть увагу чи π -зв'язок є локалізованим, чи делокалізованим.

8. Використовуючи план відповіді попереднього питання, спробуйте передбачити тип гібридизації центрального атома та геометричну будову молекул і іонів:

- а) CF_4 ; б) H_2CO_3 ; в) CS_2 ; г) CH_2Cl_2 ; д) $POCl_3$ (з трьома зв'язками P-Cl); е) $SiCl_4$

9. Поясніть, як утворюється хімічний зв'язок при взаємодії:

- а) NH_3 та H^+ ; б) H_2O та H^+ ; в) NH_3 та BF_3 .

10. Знайдіть, використовуючи значення електронегативності, ступінь окиснення вказаного елемента в його сполуках:

- а) кисню в H_2O , H_2O_2 , BaO_2 , OF_2 , O_3 ;
б) вуглецю в CS_2 , CH_3OH , CH_4 , C_2H_2 , Al_4C_3 , C_3N_4 ;
в) азоту в NH_3 , NH_2OH , N_2H_4 , HNO_3 , $Al(NO_3)_3$, NCl_3 ;
г) фосфору в H_3PO_2 , H_3PO_3 , P_2O_5 , $H_4P_2O_7$, $Ca_3(PO_4)_2$, PI_3 .

11. Визначте ефективні заряди атомів у молекулах, якщо всі зв'язки в цих молекулах одинарні та на 20% іонні:

- а) AB ; б) AB_2 ; в) AB_3 ; г) AB_4 .

12. Поясніть, чи є полярними молекули, проаналізувавши їх будову та полярності окремих хімічних зв'язків: а) H_2O та CO_2 ; б) HCN та $NCCN$; в) NH_3 та BCl_3 ; г) CH_4 та CH_3Cl ; д) C_6H_6 та C_6H_5Cl ; е) CO_2 та SCO :

13. Для заданого ряду молекул поясніть, як і чому змінюється:

- полярність хімічних зв'язків, полярність молекул та значення дипольних моментів,
- здатність молекул до поляризації,
- енергія орієнтаційної взаємодії,
- енергія дисперсійної взаємодії.

Який з видів міжмолекулярної взаємодії переважає і чому, як змінюються в цих рядах температури кипіння

а) HCl, HBr, HI;

б) H₂S, H₂Se, H₂Te;

в) PH₃, AsH₃, SbH₃;

г) CH₄, SiH₄, GeH₄.

14. Поясніть, як виникає водневий зв'язок. Наведіть приклади речовин з водневим зв'язком.

15. Наведіть приклади утворення міжмолекулярного та внутрішньомолекулярного водневого зв'язку.

16. Як водневий зв'язок впливає на фізичні властивості та структуру речовин? Наведіть приклади.