

МІНІСТЕРСТВО НАУКИ І ОСВІТИ УКРАЇНИ  
ДОНБАСЬКА ДЕРЖАВНА МАШИНОБУДІВНА АКАДЕМІЯ

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
ДО ПРАКТИЧНИХ ЗАНЯТЬ  
З ДИСЦИПЛІНИ  
«НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ»**

(ДЛЯ СТУДЕНТІВ СПЕЦІАЛЬНОСТІ 7.090405)

РОБОТИ № 1 ... 4



МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ УКРАЇНИ

Донбаська державна машинобудівна академія

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
ДО ПРАКТИЧНИХ ЗАНЯТЬ

З ДИСЦИПЛІНИ "НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ"

(для студентів спеціальності 7.090405)

Роботи N 1...4

Затверджено  
на засіданні кафедри  
хімії та охорони праці  
Протокол N  
від

Краматорськ ДДМА 1998

Методичні вказівки до практичних занять з дисципліни "Неорганічна хімія" (для студентів спеціальності 7.090405) / Склад.: А.П.Авдеєнко, Н.І.Євграфова, Г.Л.Юсіна. - Краматорськ: ДДМА, 1998. - с.

Методичні вказівки містять короткі теоретичні відомості, закони і формулювання, основні поняття, терміни, формули, типові задачі з розв'язаннями та задачі для самостійного розв'язання по таких розділах курсу "Неорганічна хімія": основні поняття та закони хімії, будова атома, хімічний зв'язок. Методичні вказівки сприяють більш ефективній самостійній роботі студентів.

Укладачі: А.П.Авдеєнко, проф.,  
Н.І.Євграфова, доц.,  
Г.Л.Юсіна, асист.

Відп. за випуск: Н.І.Євграфова, доц.

<b>1. ТЕРМІНИ, ПОЗНАЧЕННЯ.....</b>	<b>5</b>
<b>2. РОБОТА 1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ .....</b>	<b>7</b>
2.1. ТЕОРЕТИЧНІ ЗАПИТАННЯ.....	7
2.2. КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ.....	7
2.2.1. Основні поняття та терміни.....	7
2.2.2. Основні закони, рівняння.....	9
2.3. ТИПОВІ ЗАДАЧІ З РОЗВ'ЯЗАННЯМИ.....	11
2.4. ЗАДАЧІ ДЛЯ САМОСТІЙНОГО РОЗВ'ЯЗАННЯ .....	24
<b>3. РОБОТА 2. ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ. ЗНАХОДЖЕННЯ ХІМІЧНИХ</b>	
<b>ФОРМУЛ.....</b>	<b>25</b>
3.1. ТЕОРЕТИЧНІ ЗАПИТАННЯ.....	25
3.2. КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ.....	25
3.3. ТИПОВІ ЗАДАЧІ З РОЗВ'ЯЗАННЯМИ.....	27
3.4. ЗАДАЧІ ДЛЯ САМОСТІЙНОГО РОЗВ'ЯЗАННЯ .....	29
<b>4. РОБОТА 3. БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН .....</b>	<b>28</b>
4.1. ТЕОРЕТИЧНІ ЗАПИТАННЯ.....	28
4.2. КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ.....	28
4.2.1. Будова атома.....	28
4.2.2. Періодичний закон і періодична система Д.І.Менделєєва (1869 р.) ....	24
4.3. ТИПОВІ ЗАДАЧІ З РОЗВ'ЯЗАННЯМ .....	23
4.4. ЗАДАЧІ ДЛЯ САМОСТІЙНОГО РОЗВ'ЯЗАННЯ .....	19
<b>5. РОБОТА 4. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК .....</b>	<b>18</b>
5.1. ТЕОРЕТИЧНІ ЗАПИТАННЯ.....	18
5.2. КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ.....	17
5.3. ТИПОВІ ЗАДАЧІ З РОЗВ'ЯЗАННЯМИ.....	15
5.4. ЗАДАЧІ ДЛЯ САМОСТІЙНОГО РОЗВ'ЯЗАННЯ .....	8
<b>ЛІТЕРАТУРА.....</b>	<b>6</b>

## 1. ТЕРМІНИ, ПОЗНАЧЕННЯ

Термін	Літерне позначення	Одиниця
1	2	3
Абсолютна маса атома, молекули речовини А	m	кг,г
Абсолютна температура	T	К
Атомна маса (відносна)	A	а.о.м.
Валентність елемента А	$V_A$	-
Тиск (парціальний тиск) компонента А	$P_A$	Па
Індекс	i, j, k	-
Маса речовини А	$m_A$	кг,г
Масова доля елемента А у сполуці	$\omega_A$	%
Молекулярна маса (відносна) речовини А	$M_{rA}$	а.о.м.
Молярна маса речовини А	$M_A$	г/моль
Молярний об'єм	$V_M$	л/моль
Об'єм	$V_A$	л, м <sup>3</sup>
Відносна густина газу А за газом В	$D_B$	-
Густина речовини А	$\rho_A$	г/мл, кг/м <sup>3</sup>
Температура за шкалою Цельсія	$t^\circ$	°C
Універсальна газова стала	R	Дж/(моль*К)
Число молів речовини А	$n_A$	моль
Число еквівалентів речовини А	$n_{E,A}$	моль(екв.)
Еквівалентна маса речовини А	$m_{E,A}$	г/моль
Еквівалентний об'єм речовини А	$V_{E,A}$	
Довжина хвилі електромагнітного випромінювання		м, см, нм
Заряд	q	Кл, е.е.з.
Заряд електрона	e	Кл, е.е.з.
Іонізаційний потенціал атома елемента X	I	В
Квантові числа: головне	n	-
орбітальне	l	-
магнітне	$m_l$	-
спінове	$m_s$	-

1	2	3
Ковалентний радіус атома X	$r_{a,X}$	м, нм
Константа Планка	$h$	Дж*с
Максимальне число електронів на енергетичному рівні (ємність рівня)	$\Sigma_{max,e}$	-
Маса покою електрона	$m_e$	кг, а.о.м.
Масове число	$A$	-
Порядковий номер елементів	$Z$	-
Типи атомних орбіталей	s, p, d, f	-
Фундаментальні елементарні частинки:		
нейтрон	n	-
протон	p	-
електрон	e	-
Частота електромагнітних коливань	$\nu$	с <sup>-1</sup>
Електронегативність атома елемента X	$\chi_{HX}$	-
Енергія іонізації атома елемента X	$E_{I,X}$	кДж/моль, еВ/атом
Енергія спорідненості з електроном атома елемента X	$E_{сп X}$	кДж/моль
Гібридна атома орбіталь	q	-
Дипольний момент	$\mu$	Кл*м
Довжина диполя	l	м, нм
Довжина зв'язку X-У	$l_{X-Y}$	м, нм
Кратність зв'язку	$K_{зв}$	-
Тип молекулярних орбіталей:		
зв'язуюча	$\sigma, \pi, \delta$	-
розпушуюча	$\sigma^*, \pi^*, \delta^*$	-
незв'язуюча	n	-
Енергія зв'язку X-У	$E_{X-Y}$	кДж/моль
Ефективний заряд атома	$\delta$	е.е.з.
Примітка: * 1 Дебай = $0,33 \cdot 10^{-29}$ Кл*м		

16. Хімічний елемент X має теж саме число енергетичних рівнів, що й кисень ( $Z = 8$ ). У незбудженому стані він виявляє валентність 3. а) Що це за елемент? Який склад його ядра та яка його електронна будова? б) Чи може хімічний елемент X утворювати молекули  $X_2$ ? Яка кратність зв'язку в цій молекулі? в) Яка геометрична формула молекули  $XN_3$ ? г) Знаючи, що температура кипіння  $XN_3$  теоретично повинна дорівнювати  $-100^\circ C$ , а реально вона дорівнює  $33,3^\circ C$ , поясніть це явище.

### Література

1. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 1985.
2. Лучинский Г.П. Курс химии. – М.: Высш.шк., 1985.
3. Новиков Г.Н. Основы общей химии. – М.: Высш.шк., 1988.
4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1987.

3. Скласти валентні схеми для молекул HF, H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>S, PH<sub>3</sub>, HCl.
4. Пояснити, як і чому змінюється кут зв'язку в ряду:
  - а) H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se; б) OF<sub>2</sub>, SeF<sub>2</sub>.
5. Який тип гібридизації атома вуглецю в молекулі метану CH<sub>4</sub>? Указати величину валентного кута.
6. Чому а) молекула AlCl<sub>3</sub> плоска, а молекула NH<sub>3</sub> тетраедрична;
  - б) молекула BeCl<sub>2</sub> лінійна, а молекула H<sub>2</sub>O кутова?
7. Пояснити, як змінюється тип хімічного зв'язку в ряду: Na<sub>2</sub>O, MgO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, SiO<sub>2</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>.
8. Визначити формули сполук, що утворюються при взаємодії:
  - а) фосфору і хлору; б) сірки і кисню; в) фосфору і кисню; г) сірки і фтору.
9. Визначити формули сполук, що утворюються при взаємодії:
  - а) кальцію і сірки; б) натрію і фосфору; в) літію та азоту; г) магнію і фтору.
10. Пояснити, чому можливо існування іонів [NH<sub>4</sub>]<sup>+</sup>, [BF<sub>4</sub>]<sup>-</sup> і неможливо існування іону [CH<sub>5</sub>]<sup>+</sup>?
11. Пояснити, чому молекула CCl<sub>4</sub> неполярна, тоді як молекула H<sub>2</sub>O полярна, незважаючи на те, що зв'язок C-Cl (μ=1,55 D) більш полярний, ніж зв'язок O-H (μ=1,50 D).
12. Довести існування молекул F<sub>2</sub> і B<sub>2</sub> методом молекулярних орбіталей.
13. Пояснити існування молекули BF з точки зору методу валентних зв'язків.
14. Запропонувати стан гібридизації атому бору, що пояснює утворення молекули BF<sub>3</sub>. Яка геометрична форма?
15. Чи існує молекула B<sub>2</sub>? Якщо так, яка кратність зв'язку бор-бор? (За допомогою метода валентних зв'язків). У збудженому стані бор виявляє валентність 3. Який тип гібридизації виявляє бор при утворенні молекули BCl<sub>3</sub>? Указати тип зв'язку B-Cl. Яка форма молекули BCl<sub>3</sub>?

## 2. Робота 1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ

### 2.1. Теоретичні запитання

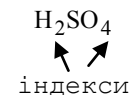
1. Поняття "атом", "молекула", "хімічний елемент".
2. Прості та складні речовини. Алотропія.
3. Абсолютна та відносна атома та молекулярна маса.
4. Моль. Молярна маса.
5. Валентність. Хімічна формула. Рівняння хімічних реакцій.
6. Основні закони хімії: закон збереження маси та його зв'язок з законом збереження енергії; закон сталості складу; закон кратних відношень; закон об'ємних відношень; закон Авогадро; рівняння Менделєєва-Клапейрона.

### 2.2. Короткі теоретичні відомості [1,с.17-30; 2,с.12-19]

#### 2.2.1. Основні поняття та терміни

Атом - найменша хімічна неподільна частина елемента, що зберігає його хімічні властивості. Атоми різняться масой, розміром, зарядом ядер. Сукупність атомів, маючих однаковий заряд ядра, називається хімічним елементом. Кожний хімічний елемент має свій хімічний символ.

Молекула - найменша частина речовини, що зберігає хімічні властивості. Кількісний та якісний склад молекули відображаються хімічною формулою за допомогою хімічних символів та індексів. Індеси в хімічній формулі указують на кількість атомів кожного елемента в молекулі:



Речовина, що складається з атомів одного хімічного елемента, називається простою: Fe, H<sub>2</sub>. Хоча в природі існує усього 89 хімічних елементів, простих речовин відомо завбільш 300. Причиною цьому є алотропія. Алотропія - це явище існування хімічного елемента у вигляді кількох простих речовин, різних за будовою та властивостями. Наприклад, O<sub>2</sub>-кисень та O<sub>3</sub>-озон побудовані

з атомів одного хімічного елемента, однак їх молекули різняться кількістю атомів. Хімічний елемент вуглець С має п'ять алотропних форм, які різняться будовою кристалічної решітки. Це алмаз, графіт, карбін, полікумулен та фулерен.

Речовини, до складу яких входять атоми кількох хімічних елементів, називаються складними:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ .

Абсолютна маса атомів (молекул)  $m$  - це дійсна маса одиничного атома (одиничної молекули), виражена в кілограмах або грамах. Ці маси дуже малі, наприклад:

$$m_{(\text{H})} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг}; m_{(\text{C})} = 19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг}; m_{(\text{H})} = 73,5 \cdot 10^{-27} \text{ кг}.$$

Відносна атомна маса  $A$  - це маса атома, виражена в атомних одиницях маси (а.о.м.).

За атомну одиницю маси прийнята 1/12 частка маси атома ізотопу вуглецю

$$1 \text{ а.о.м.} = \frac{m_{(12\text{C})}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

$$A_{\text{H}} = 1,0079 \text{ а.о.м.}; A_{\text{C}} = 12,0 \text{ а.о.м.}; A_{\text{N}} = 14,007 \text{ а.о.м.}$$

Відносна молекулярна маса  $M_r$  - це маса молекули, виражена в атомних одиницях маси

$$M_{r,\text{Cl}_2} = 2A_{\text{Cl}} = 2 \cdot 35,45 = 70,0 \text{ а.о.м.}$$

$$M_{r,\text{H}_2\text{O}} = 2A_{\text{H}} + A_{\text{O}} = 2 \cdot 1,008 + 16,00 = 18,016 \text{ а.о.м.}$$

Моль - це міра кількості речовини.

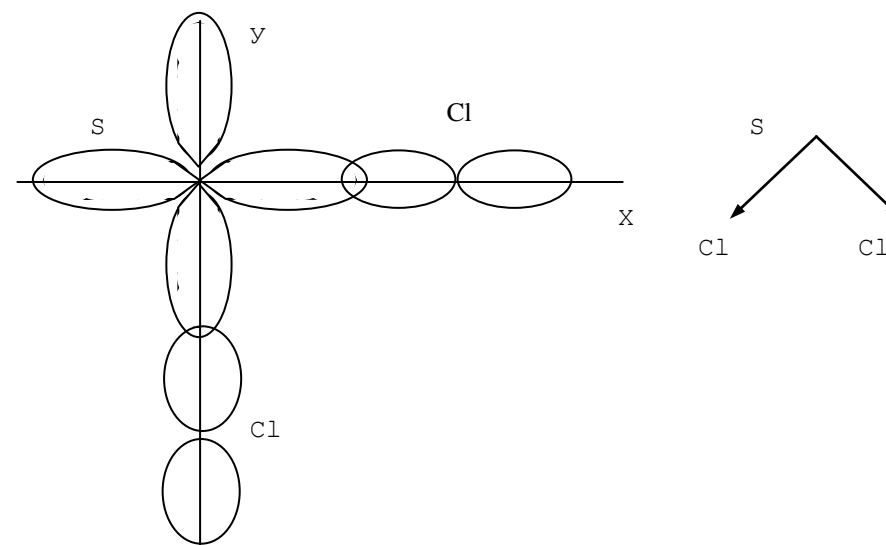
Один моль - це така кількість речовини, яка вміщує стільки структурних одиниць (молекул, атомів, іонів і т.п.), скільки атомів вміщується у 12 г ізотопу вуглецю з масовим числом 12. Це число Авогадро

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

Маса одного моля речовини, що виражена у грамах, називається молярною масою  $M$ , вона збігається з молекулярною масою

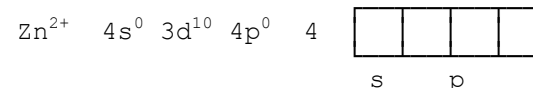
$$M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ г/моль}.$$

Обидва неспарені р-електрони сирки беруть участь в утворенні зв'язку з двома атомами хлору, що мають по одному неспареному електрону. Утворюється кутова молекула  $\text{SCl}_2$ :



Задача 11. Катіон цинку, притягаючи молекули аміаку  $\text{NH}_3$ , утворює комплекс  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ . Визначте  $n$ .

Розв'язання. Електронна будова іона цинку:



4 вакантні орбіталі можуть брати участь в утворенні донорноакцепторного зв'язку. Катіон цинку є акцептором.

Молекули  $\text{NH}_3$  виступають в ролі донорів:

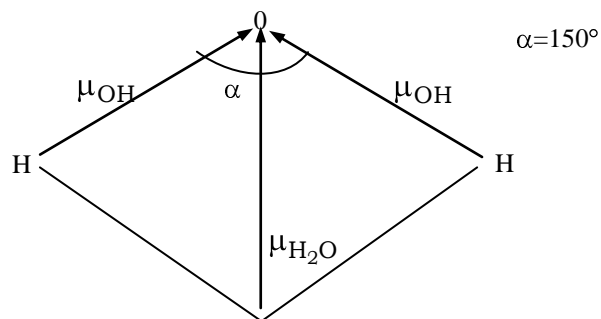


Таким чином, число груп  $\text{NH}_3$  повинно дорівнювати 4.

#### 5.4. Задачі для самостійного розв'язання

1. Визначити тип хімічного зв'язку в сполуках:  $\text{CaO}$ ,  $\text{NF}_3$ ,  $\text{NaF}$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
2. Пояснити аномально високі температури кипіння та плавлення води в порівнянні з  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ .



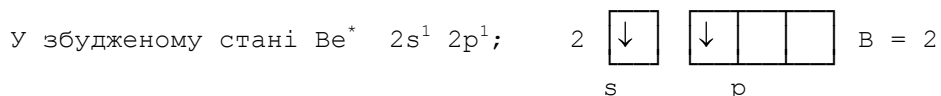


$$\bar{\mu}_{\text{H}_2\text{O}} = 2\bar{\mu}_{\text{OH}} \cdot \cos \frac{\alpha}{2} = 2 \cdot 1,5 \cdot \cos 52^\circ 30' = 1,83 \text{ D.}$$

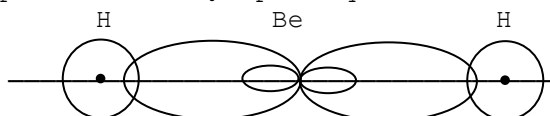
Задача 9. Укажіть молекули, в яких має місце гібридизація:  $\text{BeH}_2$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{BBr}_3$ ,  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{CCl}_4$ . Який тип гібридизації?

Приклад. Який тип гібридизації у молекулі  $\text{BeH}_2$ ?

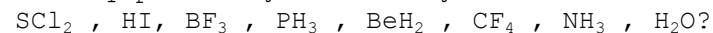
Розв'язання. У незбудженому стані електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня атома Be наступна:



Утворення двох рівноцінних зв'язків з 2 атомами водню потребує гібридизації типу  $sp^1 \rightarrow q^2$

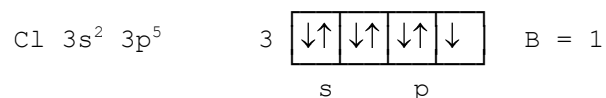
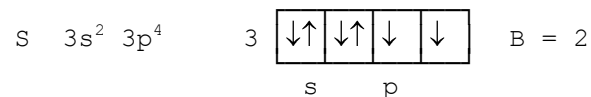


Задача 10. Яка форма наступних молекул:



Приклад. Яка форма молекули  $\text{SCl}_2$ ?

Розв'язання. Електронні конфігурації зовнішніх енергетичних рівней S і Cl такі:



Молярна маса може бути виражена в кілограмах

$$M_{\text{CO}_2} = 0,044 \text{ г/моль.}$$

Валентність називається здатність атомів утворювати визначене число зв'язків з іншими атомами.

Існують елементи, які мають постійну валентність, наприклад Li, Na - одновалентні; Ca, O - двохвалентні, а також елементи, які мають перемінну валентність, наприклад Mn (2, 3, 4, 6, 7), P(3, 5), Cl (1, 3, 5, 7). Хімічні формули сполук утворюються відносно валентності елементів, які входять до складу цих сполук.

Щоб скласти хімічну формулу бінарної молекули треба користуватись правилом валентностей: добуток валентності одного елемента на його індекс дорівнює добутку валентності другого елемента сполуки на його індекс. Наприклад, для сполук  $A_i C_j$  це правило має вигляд:  $V_{A_i} = V_{C_j}$ , де  $V_A$  та  $V_C$  - валентність елементів A та C відповідно; i та j - індекси елементів A та C відповідно.

Процес хімічної взаємодії, у результаті якої молекули зникають, а інші утворюються, називається хімічною реакцією.

Умове відображення хімічної реакції за допомогою хімічних формул називається хімічним рівнянням. Кожне хімічне рівняння складається з двох частин, з'єднаних знаком рівняння. Ліва частина рівняння - це вихідні речовини, права частина - утворюючися речовини. Число атомів всіх елементів в хімічному рівнянні має бути однаковим. Тому їх зрівнюють за допомогою коефіцієнтів.

### 2.2.2. Основні закони, рівняння

1. Закон збереження маси: маса речовин, які вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, утворених в результаті реакції.

Цей закон діє в хімічних перетвореннях, тому що значення енергій, поглинутих чи виділених, при цьому досить малі та практично не впливають на масу речовин, приймаючих участь в реакції.

Взаємозв'язок маси та енергії відображується формулою Ейнштейна:

$$E = m c^2$$

де E - енергія; m - маса; c - швидкість світла.

2. Закон збереження маси та енергії: сумарні маса та енергія об'єктів в ході перетворень не змінюються.

3. Закон сталості складу: якісний і кількісний склад речовини постійний і не залежить від способу його отримання.

4. Закон кратних відношень: якщо два елементи утворюють один з одним кілька хімічних сполук, то маси одного з елементів, що приходяться у цих сполуках на одну й ту саму масу іншого, співвідносяться між собою як невеликі цілі числа.

5. Закон об'ємних відношень: об'єми газів, що вступили в реакцію, відносяться один до одного і до об'ємів утворених газоподібних продуктів реакції як невеликі цілі числа (якщо всі об'єми виміряні за одного й того самого тиску і за однієї й тієї самої температури).

6. Закон Авогадро: у рівних об'ємах будь-яких газів, узятих за однієї й тієї самої температури і за однакового тиску, вміщується одне й те саме число молекул.

Слідства:

1) Маси рівних об'ємів різних газів при однакових умовах (T, P) відносяться між собою як їх молярні маси:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

де  $M_1$  та  $M_2$  - маси рівних об'ємів газів 1 та 2 при однакових T и P.

2) 1 Моль будь-якого газу при однакових умовах займає один і той же об'єм, який називається молярним.

Молярний об'єм  $V_M$  при нормальних умовах ( T=273,15 K; P = 1013 Па) має значення 22,414 л/моль.

Задача 6. Укажіть напрям дипольних моментів зв'язків у наступних молекулах:  $H_2O$ ,  $CO$ ,  $HCl$ ,  $F_2O$ ,  $BCl_3$ ,  $FCl$ ,  $BrCl$ ,  $LiH$ ,  $CH_4$ ,  $CH_3$ ,  $CHON$

Приклад. Укажіть напрям дипольних моментів зв'язків в  $H_2O$

Розв'язання. В молекулі  $H_2O$  напрям дипольних моментів зв'язку  $O - H$  у бік кисню  $O \leftarrow P$ , тому що атом кисню більш електронегативний, ніж атом водню:

$$E_{H_O} = 3,5; E_{H_H} = 2,1.$$

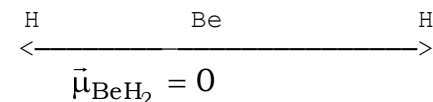
Задача 7. Довжина диполя молекули  $HBr$  дорівнює  $0,165 \text{ \AA}$ . Розрахуй те дипольний момент цієї молекули.

Розв'язання. 
$$\mu = l_\mu \cdot q_e$$
 де  $\mu$  - дипольний момент, D;  $l_\mu$  - довжина диполя, см;  $q_e$  - заряд електрону для одинарного зв'язку;  $q_e = 4,8 \cdot 10^{-10}$  одиниць заряду;  $l_\mu = 0,165 \cdot 10^{-8}$  см.

$$\mu_{HBr} = 4,8 \cdot 10^{-10} \cdot 0,165 \cdot 10^{-8} \cdot 0,79 \cdot 10^{18} \text{ одиниць} = 0,79 D$$

Задача 8. Поясніть, чому молекула  $BeH_2$  неполярна, тоді як молекула  $H_2O$  полярна, незважаючи на те, що зв'язки  $Be-H$  та  $O-H$  полярні. Розрахуйте дипольний момент молекули  $H_2O$ , якщо дипольний момент зв'язку  $O-H$  дорівнює  $1,5 D$ .

Розв'язання. Дипольним моментом молекули є векторна сума дипольних моментів всіх зв'язків. Молекула  $BeH_2$  має нульовий дипольний момент, тому що вектори дипольних моментів зв'язків спрямовані під кутом  $180^\circ$ .



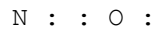
Для молекули  $H_2O$ , в якій вектори дипольних моментів зв'язків спрямовані під кутом  $105^\circ$ , дипольний момент такий:

в) чому хімічні елементи другої групи періодичної системи не утворюють двоатомних молекул ?

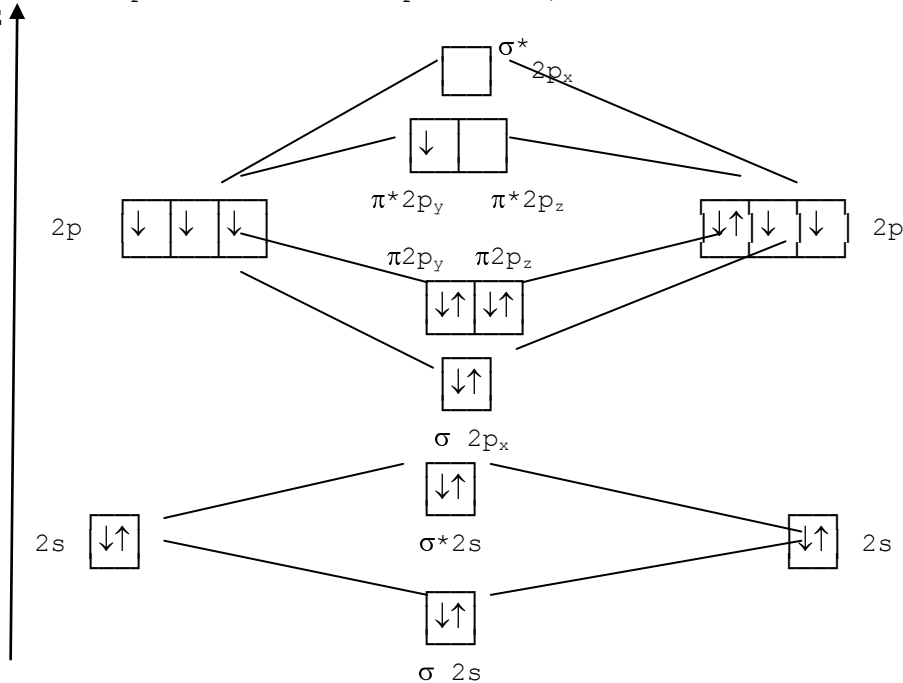
г) існування катіонів  $\text{H}_2^+$ ,  $\text{F}_2^+$ ,  $\text{O}_2^+$ .

Приклад. Застосовуючи метод молекулярних орбіталей, пояснити, чому молекула NO не димеризується.

Розв'язання. Звичайно димеризація молекул виявляється у тому випадку, якщо вони містять в собі атоми з неспареними електронами. Згідно МВЗ молекула  $^{46}\text{NO}$  містить в собі один неспарений електрон:



Проте димеризація не спостерігається, що пояснюється ММО:



Неспарений електрон у молекулі NO знаходиться на розпушуючій орбіталі MO, в цьому випадку він нездібний брати участь в утворенні зв'язків, що є необхідною умовою для димеризації.

7.Рівняння стану ідеальних газів Менделєєва-Клапейрона:

$$PV = n R T, \text{ або } PV = \frac{m}{M} RT,$$

де V - об'єм,  $\text{м}^3$ ; P - тиск, Па; n - кількість речовини, моль; m - маса, г; M - молярна маса, г/моль; T - температура, К; R - універсальна газова стала,  $R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль}\cdot\text{К})$ .

Якщо V вимірюється у літрах, рівняння має вигляд:

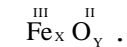
$$PV = 1000 \frac{m}{M} R T.$$

### 2.3. Типові задачі з розв'язаннями.

Задача 1. Визначити формули хімічних сполук елементів із використанням правила валентностей.

Приклад. Знайти емпіричну формулу оксиду заліза, знаючи, що кисень двовалентний, а залізо тривалентне.

Розв'язання. Записуємо символи хімічних елементів і позначаємо римськими цифрами валентності елементів:



Щоб визначити індекси, скористаємося правилом валентностей:

$$V_{\text{Fe}} i_{\text{Fe}} = V_{\text{O}} i_{\text{O}},$$

де V - валентність; i - індекс.

Знаходимо найпростіше відношення між індексами заліза й кисню:

$$i_{\text{Fe}} * 3 = i_{\text{O}} * 2: \frac{i_{\text{Fe}}}{i_{\text{O}}} = \frac{2}{3}.$$

Емпірична формула шуканого оксиду заліза  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

Задача 2. Визначити валентності хімічних елементів у сполуках.

Приклад. Знайти валентність азоту в оксиді азоту  $\text{N}_2\text{O}_5$ .

Відомо, що валентність кисню стала і дорівнює 2.

Розв'язання. Застосуємо правило валентностей:

$$V_{\text{N}} i_{\text{N}} = V_{\text{O}} i_{\text{O}},$$

$$\text{звідки } V = \frac{V_o i_o}{i_N} = \frac{2 \cdot 5}{2} = 5.$$

Валентність азоту в  $N_2O_5$  дорівнює 5.

Задача 3. Визначення молекулярної маси хімічних сполук.

Нехай  $B_i C_j D_k$  - хімічна сполука, де B, C, D - хімічні елементи; i, j, k - їх індекси.

Тоді  $M_{B_i C_j D_k} = iA_B + jA_C + kA_D$ , де A - атомна маса.

Приклад. Визначити молекулярну масу сульфату натрію  $Na_2SO_4$ .  
Розв'язання.

$$M_{Na_2SO_4} = 2A_{Na} + 1A_S + 4A_O = 2 \cdot 23 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 143 \text{ а.о.м.}$$

Задача 4. Визначити числа молів n, що вміщуються у певній масі простих і складних речовин:

$$n = \frac{m}{M},$$

де n - число молів; m - маса речовини, г; M - молярна маса, г/моль.

Приклад 1. Визначити число молів атомів у 60 г вуглецю.

Розв'язання.  $M_C = 12$  г/моль.

$$n = \frac{m_c}{M_c} = \frac{60 \text{ г}}{12 \text{ г/моль}} = 5 \text{ молів атомів вуглецю.}$$

Приклад 2. Визначити число молів молекул у 300 г вуглекислого кальцію  $CaCO_3$ .

Розв'язання.  $M_{CaCO_3} = 100$  г/моль.

$$n_{CaCO_3} = \frac{m}{M_{CaCO_3}} = \frac{300 \text{ г}}{100 \text{ г/моль}} = 3 \text{ моля молекул } CaCO_3.$$

Задача 5. Визначення абсолютної маси атомів і молекул:

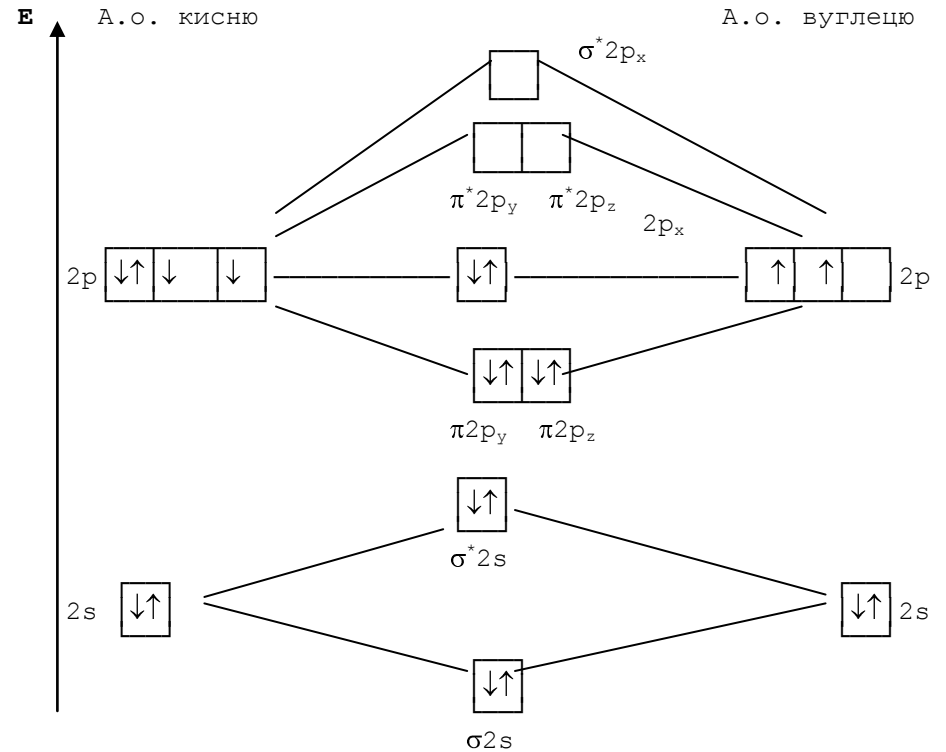
$$m_{\text{атома/молекули}} = \frac{M_A}{N_A},$$

де  $m_{\text{атома, молекули}}$  виражена у грамах;  $N_A$  - число Авогадро.

Розв'язання. Згідно з методом валентних зв'язків:

C : : O : - кратність зв'язку дорівнює 2.

Згідно з методом молекулярних орбіталей:



$$\text{Кратність зв'язку} = \frac{\sum \text{зв'язуючих електронів} - \sum \text{розпушуючих електронів}}{2}$$

$$\text{Кратність зв'язку} = \frac{8-2}{2} = 3.$$

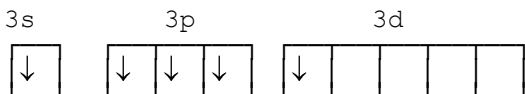
Метод молекулярних орбіталей більш докладно відображує реальну кратність зв'язку, тому що відповідно слабкій хімічній активності CO повинен як і молекула азоту мати потрібний зв'язок.

Задача 5. Застосовуючи метод молекулярних орбіталей, пояснити:

- чому молекула NO не димеризується;
- чому молекулярний кисень перамангнітний;

Для фосфору картина інша, його останній електронний рівень має три електронних підрівня. У незбудженому стані фосфор виявляє валентність 3, а у збудженому - 5. Отже, фосфор може утворювати сполуку  $PCl_5$ . Електронна будова атома фосфору:

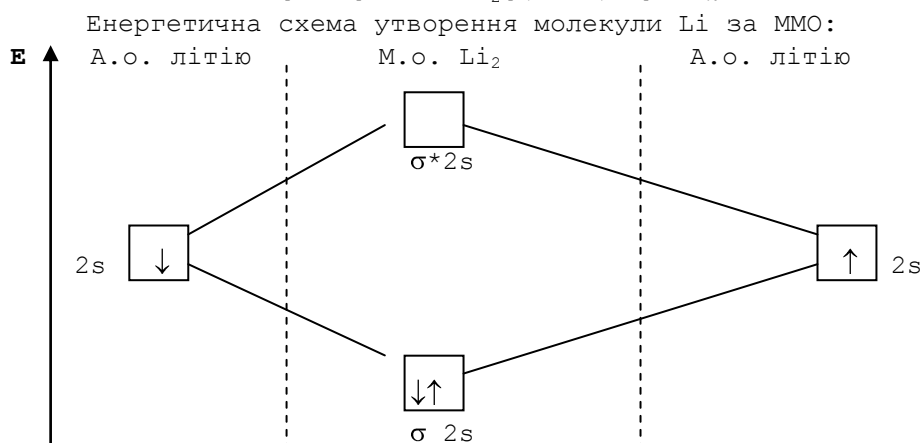
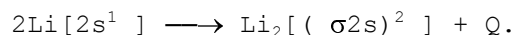
незбуджений стан P  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$   $V = 3$ ;  
збуджений стан P  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^1$   $V = 5$



Задача 3. Подати схеми утворення хімічних зв'язків у молекулах:  $Li_2$ ,  $Na_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$  за методом валентних зв'язків; за методом молекулярних орбіталей.

Приклад. Подати схему утворення хімічного зв'язку в  $Li_2$  за МВЗ і за ММО.

Розв'язання. Згідно з методом валентних зв'язків (МВЗ) схема молекули  $Li_2$  наступна:  $Li : Li$ . Згідно з методом молекулярних орбіталей схема утворення молекули  $Li_2$  :



Задача 4. Визначити кратність зв'язку в молекулі  $CO$  згідно за методом валентних зв'язків і за методом молекулярних орбіталей. Який з методів більш докладно відображає реальну кратність зв'язку в молекулі ?

Приклад. Визначити масу молекули  $NO$ .

Розв'язання

$$m = \frac{M_{NO}}{N_A} = \frac{30 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 5 \cdot 10^{-23} \text{ г}.$$

Задача 6. Визначення числа атомів та молекул, що вміщуються у певній масі речовини:

$$n_{\text{ат}} = n \cdot N_A = \frac{m}{M} \cdot N_A,$$

де  $n$  - кількість речовини, моль;  $n_{\text{ат}}$  - число атомів чи молекул в речовині;  $N_A$  - число Авогадро;  $m$  - маса речовини, г;  $M$  - молярна маса речовини, г/моль.

Приклад 1. Визначити число атомів, що вміщуються в 3,2 г сірки.

Розв'язання.

$$n_{\text{ат}} = \frac{m_s}{M_s} N_A = \frac{3,2 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 6,02 \cdot 10^{22} \text{ атомів}.$$

Приклад 2. Визначити число молекул в 11 г вуглекислого газу.

Розв'язання.

$$n_{\text{мол}} = \frac{m}{M_{CO_2}} N_A = \frac{11 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ молекул}.$$

Задача 7. Визначення маси хімічного елемента, який міститься у певній масі хімічної сполуки.

Нехай  $V_i C_i D_k$  - спільна формула хімічної сполуки, тоді  $M_{V_i C_i D_k}$  містить  $i M_V$ ,  $m_{V_i C_i D_k}$  містить  $X$  г  $V$ .

$$X = m_V = \frac{m_{V_i C_i D_k} i M_V}{M_{V_i C_i D_k}},$$

де  $m_{V_i C_i D_k}$  - маса хімічної сполуки;  $m_V$  - маса хімічного елемента  $V$ , який міститься у масі  $m_{V_i C_i D_k}$  хімічної сполуки

Приклад. Визначити масу кисню, який міститься у 148 г гідроксиду кальцію  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

Розв'язання.  $M_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 74$  г/моль;  $M_{\text{O}} = 16$  г/моль;  $1=2$ .

$$m = \frac{m_{\text{Ca}(\text{OH})_2} \cdot iM_{\text{O}}}{M_{\text{Ca}(\text{OH})_2}} = \frac{148 \cdot 2 \cdot 16}{74} = 64 \text{ г.}$$

Задача 8. Визначити масу хімічної сполуки, яка містить певну масу хімічного елемента.

Для сполук із спільною формулою  $\text{ViCjDk}$  маємо:

$iM_{\text{B}}$  міститься в  $M_{\text{ViCjDk}}$ ;  $m_{\text{B}}$  г міститься в  $X$  г  $\text{ViCjDk}$ .

$$X = m_{\text{ViCjDk}} = \frac{m_{\text{B}} M_{\text{ViCjDk}}}{iM_{\text{B}}}$$

Приклад. Визначити масу оксиду магнію  $\text{MgO}$ , який містить 6 г магнію.

Розв'язання.  $M_{\text{MgO}} = 40$  г/моль;  $M_{\text{Mg}} = 24$  г/моль;  $1M_{\text{Mg}} = 1$ .

$$M_{\text{MgO}} = \frac{m_{\text{Mg}} M_{\text{MgO}}}{i_{\text{Mg}} M_{\text{Mg}}} = \frac{6 \cdot 40}{1 \cdot 24} = 10 \text{ г.}$$

Задача 9. Визначення масової долі компонента у суміші або хімічного елемента у сполуці.

Масовою долею компонента у суміші чи сполуці називається відношення маси цього компонента до загальної маси суміші чи сполуки:

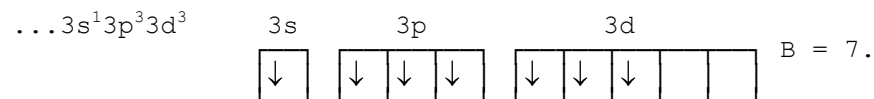
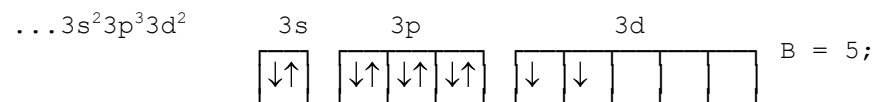
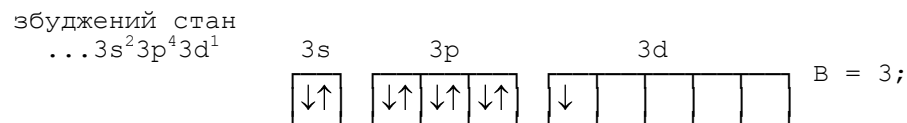
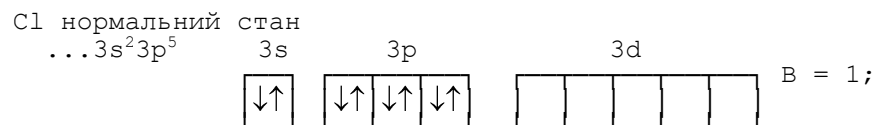
$$W_k = \frac{m_k}{m},$$

де  $W_k$  - масова доля компонента;  $m_k$  - маса компонента;  $m$  - загальна маса суміші чи сполуки.

Масова доля може виражатися у долях одиниці чи у відсотках. Наприклад, масова доля вуглецю у сполуці дорівнює 0,18 або 18%. Це визначає, що  $W_c = 0,18$  або  $W_c = 18\%$ .

Визначим масову долю елемента  $\text{B}$  у хімічній сполуці  $\text{ViCjDk}$ :

Розв'язання. Будова зовнішнього електронного рівня цього елемента така:

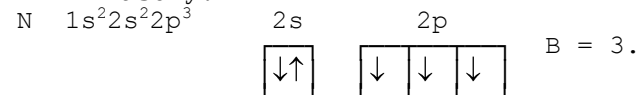


Для хлору, як і для будь-якого іншого хімічного елемента, який міститься у непарній групі, число валентних електронів непарне, а послідовне їх збудження завжди дає непарне число неспарених електронів. Отже, їх валентності будуть непарними.

Задача 2. Поясніть, чому молекула  $\text{PCl}_5$  існує, тоді як молекула  $\text{NCl}_5$  не існує, а також поясніть причину наступного: молекула  $\text{SF}_6$  існує, а молекула  $\text{OF}_6$  не існує; молекула  $\text{Cl}_2\text{O}_5$  існує, а молекула  $\text{F}_2\text{O}_5$  не існує.

Приклад. Поясніть, чому молекула  $\text{PCl}_5$  існує, а молекула  $\text{NCl}_5$  не існує.

Розв'язання. Молекула  $\text{NCl}_5$  не може існувати, тому що азот має тільки три неспарених електрони, які дають три хімічних зв'язки. Електронна будова атома азоту:

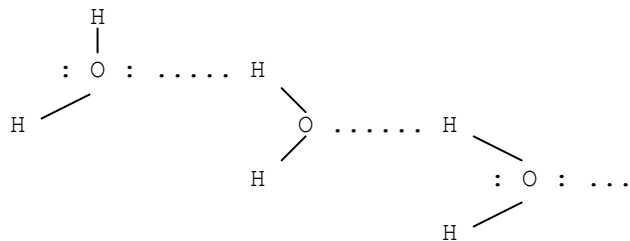


На останньому електронному рівні в азоті може міститися два електронних підрівні. Отже, немає можливості збудження атома азоту в межах існуючих енергетичних рівнів.

та ненасичений. Ненапрявленість та ненасиченість іонного зв'язку зумовлені кульовою симетрією силових ліній електростатичних полів іонів.

Металевий зв'язок здійснюється, головним чином, у кристалах металів. У цьому випадку електрони металів утрачають зв'язок з окремими атомами і легко узагальнюються, делокалізуються, набувають рухливості. У вузлах кристалічної решітки метала знаходяться щільно спаквані позитивні іони, з'єднані один з одним узагальненими електронами ("електронним газом").

Водневий зв'язок, на відміну від вищезгаданих внутрішньомолекулярних зв'язків, є майже завжди зв'язком міжмолекулярним. Цей зв'язок виникає поміж молекулами, до складу яких входить атом водню, пов'язаний з дуже електронегативним атомом (O, F, Cl). Водневий зв'язок має електростатичний характер. Він утворюється за рахунок притягнення ядром атома водню однієї молекули та електронегативним атомом іншої молекули:



Внутрішньомолекулярний водневий зв'язок має місце тільки у складних органічних молекулах.

Характер хімічного зв'язку зумовлює хімічні та фізичні властивості молекул.

### 5.3. Типові задачі з розв'язаннями

Задача 1. Вкажіть усі можливі значення валентності для наступних хімічних елементів: Br, S, Cl, Se, I, P, C, N, Si. Поясніть, чому хімічні елементи, що містяться у непарних групах періодичної системи, виявляють переважно непарні валентності, а у парних – парні валентності.

Приклад. Укажіть усі можливі валентності для Cl.

$$W_B = \frac{i_B M_B}{M_{\text{BiCjDk}}}$$

де  $i_B$  – індекс елемента B;  $M_B$  – молярна маса елемента B;  $M_{\text{BiCjDk}}$  – молярна маса сполук  $\text{BiCjDk}$ .

Приклад 1. Визначити масову долю заліза у сполуці  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .

Розв'язання.  $M_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = 232$  г/моль;  $M_{\text{Fe}} = 56$  г/моль;  $i_{\text{Fe}} = 3$ .

$$W_{\text{Fe}} = \frac{i_{\text{Fe}} M_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}_3\text{O}_4}} = \frac{3 \cdot 56}{232} = 0,72 \text{ або } 72\%$$

Так саме можна визначити масову долю інших елементів у сполуці.

Треба пам'ятати, що для сполуки  $\text{BiCjDk}$   $W_B + W_C + W_D = 1$ , якщо W вимірюється у долях одиниці, або  $W_B + W_C + W_D = 100\%$ , якщо W вимірюється у відсотках.

Приклад 2. Визначити математичну формулу для розрахунку масової доли силіцію у зразку сталі масою  $m_{\text{ст}}$ , коли відомо, що при хімічному ваговому аналізі силіцій перетворюється до діоксиду силіцію масою  $m_{\text{SiO}_2}$ .

Розв'язання. Визначим масову долю силіцію, використовуючи відому масу зразку сталі:

$$W_{\text{Si}} = \frac{m_{\text{Si}}}{m_{\text{ст}}}, \quad (1)$$

де  $m$  – маса силіцію, яка міститься у зразку сталі масою  $m_{\text{ст}}$ .

Визначим масу силіцію, яка міститься у введомій масі його діоксиду:

$$m_{\text{Si}} = \frac{m_{\text{SiO}_2} i_{\text{Si}} M_{\text{Si}}}{M_{\text{SiO}_2}}$$

де  $i_{\text{Si}} = 1$ ;  $M_{\text{Si}} = 28$  г/моль;  $M_{\text{SiO}_2} = 60$  г/моль.

$$m_{Si} = \frac{m_{SiO_2} \cdot 1 \cdot 28}{60} = 0,467 m_{SiO_2}.$$

Підставимо значення  $m_{Si}$  до формули (1):

$$W_{Si} = \frac{0,467 m_{SiO_2}}{m_{ст}}.$$

Задача 10. Визначити масу із вмістом домішок хімічної сполуки, яка містить певну масу хімічного елемента.

Приклад. Мінерал містить 75 % PbS. Яку кількість цього мінералу містить 200 г свинцю ?

Розв'язання. Спочатку визначається маса чисто хімічної сполуки, що містить 200 г свинцю:

$$m_{PbS} = \frac{m_{Pb} M_{PbS}}{i_{Pb} M_{Pb}} = \frac{200 \cdot 239}{1 \cdot 207} = 231 \text{ г PbS}.$$

Далі визначається маса речовини з домішкою, тобто маса мінералу:

$$m_{\text{чистої речовини}} = \frac{m_{\text{чистої речовини}} \cdot 100\%}{W_{\text{чистої речовини}}};$$

$$m_{\text{мінералу}} = \frac{m_{Pb} \cdot 100\%}{75\%} = \frac{231 \cdot 100}{75} = 308 \text{ г}$$

Задача 11. Визначення маси хімічного елемента, який міститься у певній масі хімічної сполуки з домішкою.

Приклад. Мінерал германію містить 80 % діоксиду германію  $GeO_2$ .

Знайти масу германію, що міститься у 250 г цього мінералу.

Розв'язання. Спочатку визначається маса діоксиду германію, що міститься у 250 г мінералу:

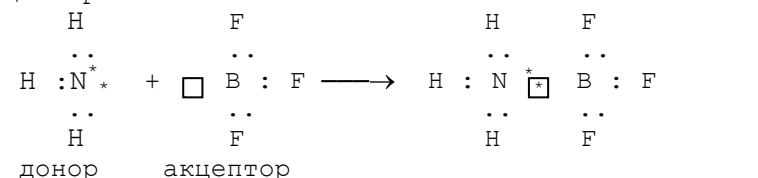
$$m_{\text{чистої речовини}} = \frac{m_{\text{речовини з домішкою}} \cdot W_{\text{чистої речовини}}}{100\%};$$

неспарених електронів у атомі, напрямленість пояснюється формою та взаємною орієнтацією електронних орбіталей. Під поляризованістю розуміють властивість зв'язку збільшувати полярність чи набувати її під дією зовнішніх полів.

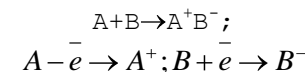
Якщо в утворенні хімічного зв'язку беруть участь орбіталі різних підрівней, що розрізняються за формою та енергією, то відбувається їх гібридизація - перетворення нерівноцінних орбіталей у рівноцінні. Наприклад, гібридна орбіталь, утворена із s- і p-орбіталей (sp-орбіталь), витугнута в бік від ядра до партнера по хімічному зв'язку:

Ковалентний зв'язок може утворюватися і по іншому механізму - донорно-акцепторному - за рахунок перекривання двохелектронної орбіталі одного атома із вільною орбіталою іншого атома.

Такий хімічний зв'язок називається донорно-акцепторним:



Умовою утворення 100%-ного іонного зв'язку є повне зміщення електронних пар до більш електронегативного атома. Повне зміщення однієї спільної електронної пари відповідає переходу одного електрона та виникненню на атомах, що утворюють зв'язок, зарядів +1 і -1:



(при переході більшої кількості електронів відповідно збільшуються заряди атомів). Проте, 100 %-ного іонного зв'язку не існує. Умовно вважають, що при різниці електронегативностей атомів більшій, ніж 1,9, зв'язок стає переважно іонним (більш, ніж на 50 %). Цей зв'язок виникає, в основному, між активними металами і активними неметалами.

Одержані іони об'єднуються в сполуки з іонним зв'язком. Іонний зв'язок здійснюється за рахунок електростатичних сил, тому він полярний, ненаправлений



3. Основні характеристики хімічного зв'язку. Енергія. Довжина. Кратність.
4. Ковалентний зв'язок. Його різновиди, властивості. Донорно-акцепторний механізм утворення.
5. Іонний, металевий, водневий зв'язки.

## 5.2. Короткі теоретичні відомості [1,с.115-156; 2,с.42-52]

Атоми здатні об'єднуватися в молекули, тому що енергія молекули менша, ніж сума енергій окремих атомів. В цьому міститься причина утворення хімічного зв'язку. Мірою міцності хімічного зв'язку є кількість енергії, що витрачається на її розрив, або виділяється при її утворенні – енергія зв'язку. Так, наприклад, середня енергія зв'язку С-Н в молекулі  $\text{CH}_4$  дорівнює  $E_{\text{С-Н}}=412$  кДж/моль.

Довжиною зв'язку називається відстань між ядрами атомів, що утворюють в молекулі хімічний зв'язок. Розрізняють наступні хімічні зв'язки: ковалентний, іонний, металевий, водневий.

Хімічний зв'язок, здійснений узагальненими електронними парами, називається ковалентним. Для утворення такого зв'язку необхідно: а) електронегативність атомів, що беруть участь у зв'язку, повинна бути однакою або близькою ( $E_{\text{Н}} < 1,9$ ); б) кожен атом повинен мати один чи кілька неспарених електронів; в) спіни електронів, що взаємодіють, повинні бути протилежними. Якщо електронегативності двох атомів однакою, утворюється неполярний ковалентний зв'язок:  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Br}_2$  та ін. У випадку існування різниці у значеннях електронегативностей атомів, електронна хмара спільної пари електронів зміщена в бік більш електронегативного атома, між ними виникає ковалентний полярний зв'язок:  $\text{HCl}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  та ін.

Ковалентний зв'язок характеризується такими властивостями: насиченість, напрямленість і полярізованість. Насиченість пояснюється обмеженням запасом

$$m_{\text{GeO}_2} = \frac{m_{\text{мінералу}} \cdot 80\%}{100\%} = \frac{250 \cdot 80}{100} = 200 \text{ г}$$

Далі визначається маса хімічного елемента:

$$m_{\text{Ge}} = \frac{m_{\text{GeO}_2} M_{\text{Ge}}}{M_{\text{GeO}_2}} = \frac{200 \cdot 72,5}{104,5} = 135 \text{ г}$$

Задача 12. Розрахунки за газовими законами (нормальні умови).

Щоб здійснити будь-який розрахунок за газовими законами для нормальних умов, використовують такі формули:

$$M = \rho V_M = \frac{m}{V} M; n = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_M} = \frac{n_{\text{молекул}}}{N_A};$$

$$D_2^1 = \frac{M_1}{M_2}; D_{\text{H}_2} = \frac{M}{2}; D_{\text{нов}} = \frac{M}{29},$$

де  $M$  – молярна маса;  $\rho$  – густина газу, г/л;  $D_2^1$  – відносна густина одного газу за другим;  $D_{\text{повітря}}$ ,  $D_{\text{H}_2}$  – відносні густини за повітрям і за воднем;  $n$  – число молів газів;  $m$  – маса газу, г;  $V$  – об'єм газу, л;  $V_M$  – молярний об'єм,  $V_M = 22,414$  л/моль;  $n_{\text{молекул}}$  – число молекул газу;  $N_A$  – число Авогадро,  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup>.

Використовуючи ці формули, можна обчислити, наприклад: число молекул, що містяться у визначеному об'ємі газу; число молів, які містяться у визначеному об'ємі газу; об'єм, що займає визначена маса газу; масу визначеного об'єму газу; густину й відносну густину газу за молярною масою газу; молярну масу невідомого газу на основі густини або відносно густини.

Приклад 1. Знайти число молекул  $\text{CO}_2$ , що міститься в 11,2 л вуглекислого газу (н.у.).

Розв'язання.

$$\frac{V}{V_M} = \frac{n_{\text{молекул}}}{N_A};$$

$$n_{\text{молекул}} = \frac{VN_A}{V_M} = \frac{11,2\text{л} * 6,02 * 10^{23} \text{моль}^{-1}}{22,4\text{л/моль}} = 3,01 * 10^{23} \text{молекул.}$$

Приклад 2. Визначити число молей  $\text{SO}_2$ , що міститься у 3 л сірчаного газу (н.у.).

Розв'язання.

$$n = \frac{V}{V_M} = \frac{3 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,134 \text{ моль.}$$

Приклад 3. Знайти об'єм, що займають 32 г метану  $\text{CH}_4$  (н.у.).

Розв'язання.

$$\frac{m}{V} = \frac{V}{V_M} ; V = \frac{m V_M}{M} = \frac{32 \text{ г} * 22,4 \text{ л/моль}}{16 \text{ г/моль}} = 44,8 \text{ л.}$$

Приклад 4. Визначити масу 1 л кисню (н.у.).

$$\text{Розв'язання. } \frac{m}{M} = \frac{V}{V_M} \text{ або } M = \rho V_M,$$

тому, що маса одного літра, за визначенням, - це густина,

$$\rho = \frac{M}{V_M} = \frac{32 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,43 \text{ г/л,}$$

тобто маса одного літра газу  $m = 1,43 \text{ г.}$

Приклад 5. Знайти відносну густину хлору за повітрям.

Розв'язання.

$$D_{\text{повітря}}^{\text{Cl}_2} = \frac{M_{\text{Cl}_2}}{29} = \frac{71}{29} = 2,45.$$

Приклад 6. Знайти молярну масу невідомого газу, якщо відносна густина його за воднем дорівнює 22.

Розв'язання.

$$M_x = D_{\text{H}_2}^x * 2 = 22 * 2 \text{ г/моль} = 44 \text{ г/моль.}$$

Приклад 7. Визначити об'єм, що займають 2 моль вуглекислого газу (н.у.).

$$\text{Розв'язання. } n = \frac{V}{V_M} ; V = V_M n = 22,4 \text{ л/моль} * 2 \text{ моль} = 44,8 \text{ л.}$$

Приклад 8. Визначити об'єм, що займають  $5,4 * 10^{22}$  молекул кисню (н.у.).

13. Написати електронну та електронно-графічну формулу зовнішнього енергетичного рівня елементів IV групи головної підгрупи.

14. Що спільного у елементів Rb та Ag, чим вони відрізняються з точки зору будови їх атомів?

15. Визначити можливі валентності елементів з порядковими номерами: а) 16; б) 7; в) 33; г) 14; д) 41.

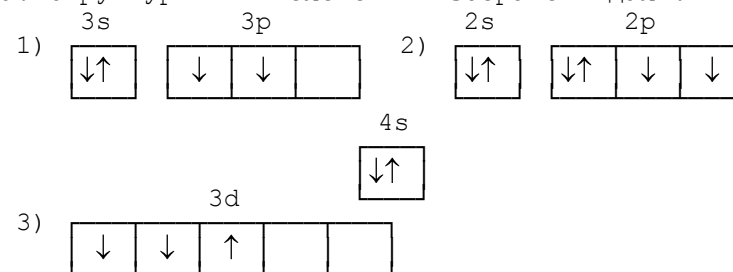
16. Пояснити, чому фтор може виявляти тільки постійну валентність, а хлор - змінну.

17. Пояснити, чому гелій є дійсним благородним інертним газом, а неон має можливість вступати в хімічні взаємодії.

18. Структури зовнішнього енергетичного рівня яких елементів зображені далі:

а)  $2s^2 2p^3$ ; б)  $3s^2 3p^1$ ; в)  $3d^5 4s^2$ ; г)  $5s^2$ ?

19. Структури яких елементів зображені далі:



20. Скласти електронні та електронно-графічні формули зовнішніх енергетичних рівнів елементів з порядковими номерами:

а) 12; б) 20; в) 39; г) 48.

21. Яка форма електронної орбіталі характеризується наступним набором квантових чисел: а)  $n = 2, l = 0$ ; б)  $n = 3, l = 1$ ?

## 5. Робота 4. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

### 5.1. Теоретичні запитання

1. Поняття валентності. Ефективні заряди.
2. Сучасні теорії хімічного зв'язку. Метод валентних зв'язків. Метод молекулярних орбіталей. Причини утворення хімічного зв'язку.

б) його сусіди по періоду - кремній більш електронегативний, ніж алюміній, але менш електронегативний, ніж фосфор.

#### 4.4. Задачі для самостійного розв'язання

- Із скількох підрівнів складаються енергетичні рівні з наступними значеннями головного квантового числа: а)  $n=1$ ; б)  $n=3$ ; в)  $n=4$ ; г)  $n=2$  ? Навести літерні позначення підрівнів.
- Визначити число орбіталей для підрівней, що мають такі значення орбітального квантового числа: а)  $l=2$ ; б)  $l=1$ ; в)  $l=0$ . Навести літерні позначення цих підрівнів.
- Яке максимальне число електронів може міститися на підрівнях: а)  $s$ ; б)  $p$ ; в)  $d$ ; г)  $f$  ? Сформулювати правила, якими визначається число електронів даного енергетичного підрівня.
- Яка максимальна ємність рівнів при: а)  $n=1$ ; б)  $n=6$ ; в)  $n=4$ ; г)  $n=3$ ; д)  $n=5$  ?
- Описати орбіталь, стан якої характеризується квантовими числами: а)  $n=3, l=0, m=0$ ; б)  $n=3, l=1, m_1=+1$ ; в)  $n=3, l=2, m_1=0$ .
- Якими правилами визначається порядок заповнення електронних оболонок атомів; число електронів в атомі ? Навести електронні формули незбуджених атомів Br, Mn, Cl, Ti.
- Скільки в атомі Mg: а) електронів; б) енергетичних рівнів і підрівнів ? Навести електронну формулу незбудженого атома елемента.
- Написати електронну формулу зовнішнього енергетичного рівня інертних газів (крім He).
- Які елементи зараховуються до  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -родини ? Навести приклади.
- Написати електронну формулу зовнішнього енергетичного рівня галогенів.
- Скласти електронно-графічну формулу атома елемента азоту.
- Скласти електронно-графічну формулу зовнішнього енергетичного рівня атома елемента: а) хлору; б) сірки; в) хрому; г) титану.

Розв'язання.

$$\frac{V}{V_M} = \frac{n_{\text{молекул}}}{N_A}; \quad V = \frac{V_M n_{\text{молекул}}}{N_A} = \frac{22,4 \cdot 5,4 \cdot 10^{22}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 2 \text{ л.}$$

Задача 13. Розрахунки за рівнянням стану ідеальних газів.

Приклад 1. Маса 227 мл газу, взятого за температурою  $37^\circ\text{C}$  та тиском 97325 Па, дорівнює 0,313 г. Визначити молярну масу цього газу.

Розв'язання.

$$M = \frac{mRT \cdot 100}{P V}; \quad P = 97325 \text{ Па}, \quad V = 0,227 \text{ л}; \quad T = 310 \text{ К.}$$

$$M = \frac{0,313 \cdot 8,314 \cdot 10^3 \cdot 310}{97325 \cdot 0,227} = 36,5 \text{ г/моль.}$$

Приклад 2. Визначена кількість газу займає об'єм 152 мл при тиску 745 мм рт.ст. і температурі  $25^\circ\text{C}$ . Знайти об'єм тієї самої кількості газу за нормальних умов ( $T = 273 \text{ К}, P_1 = 101325 \text{ Па}$ ).

Розв'язання.

$$PV = nRT; \quad n = \frac{PV}{RT} \text{ або } n = \frac{P_1 V_1}{RT_1}; \quad \frac{PV}{RT} = \frac{P_1 V_1}{RT_1},$$

де  $P, V, T$  - початкові умови;  $P_1, V_1, T_1$  - кінцеві умови;

$$V_1 = \frac{PVT_1}{TP_1}; \quad P = 99325 \text{ Па}; \quad T = 298 \text{ К}; \quad V = 0,152 \text{ л.}$$

$$V = \frac{99325 \cdot 0,152 \cdot 273}{298 \cdot 101325} = 0,1365 \text{ л.}$$

Приклад 3. У закритому металевому посуді міститься газ за температурою  $20^\circ\text{C}$ . До якої температури треба нагріти цей газ, щоб збільшити його тиск у 3 рази ?

Розв'язання.

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_1 V_1}{T_1}; \quad P_1 = 3P; \quad T = 293 \text{ К}; \quad V = \text{const};$$

$$\frac{PV}{T} = \frac{3*PV}{T_1} ; \quad \frac{1}{T} = \frac{3}{T_1} ;$$

$$T_1 = 3T = 3*293 = 879 \text{ K або } t_1 = 606^\circ\text{C}.$$

Задача 14. Розрахунки за рівняннями хімічних реакцій.

Нехай спільна схема хімічної реакції -



де A, B - вихідні речовини; C, D - продукти реакції;

a, b, c, d - коефіцієнти.

Тоді можна записати рівняння

$$\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} = \frac{n_C}{c} = \frac{n_D}{d},$$

де n - число молів кожної речовини, що бере участь у реакції.

Припустимо, що кількість даних речовин виражена так:

а) для A - у молях;

б) для B - в об'ємі (тобто B - газоподібна речовина);

в) для C - у грамах;

г) для D - кількістю молекул.

Відомо, що

$$n = \frac{V}{V_M} = \frac{m}{M} = \frac{n_{\text{молекул}}}{N_A},$$

тоді формула для розрахунків за рівнянням хімічної реакції буде мати вигляд:

$$\frac{n_A}{a} = \frac{V_B}{V_M * b} = \frac{m_C}{M_C * c} = \frac{n_{\text{молекул, D}}}{N_A * d}.$$

Приклад 1. Визначити число молів вуглекислого газу CO<sub>2</sub>, отриманого при стгорянні 24 г вуглецю.

Розв'язання. Рівняння реакції горіння вуглецю C + O<sub>2</sub> → CO<sub>2</sub>.

$$\frac{m_C}{1 * M_C} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{1}; n_{\text{CO}_2} = \frac{m_C}{M_C} = \frac{24}{12} = 2 \text{ моля.}$$

Приклад. Дати повну характеристику кремнію.

Порядковий номер - 14.

Число протонів в ядрі - 14.

Заряд ядра +14.

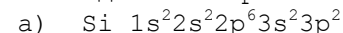
Відносна атомна маса - 28,08.

Число нейтронів у найпоширеному ізотопі (<sup>28</sup><sub>14</sub>Si) - 14.

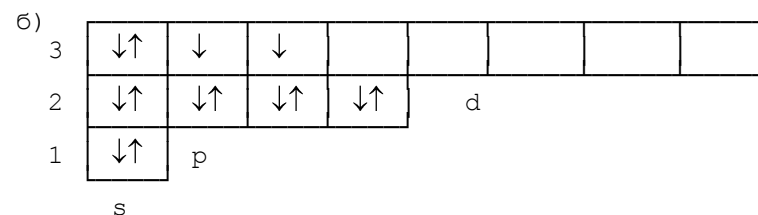
Число електронів в електронній оболонці - 14.

Число енергетичних рівнів - 3.

Розподіл електронів в електронній оболонці:



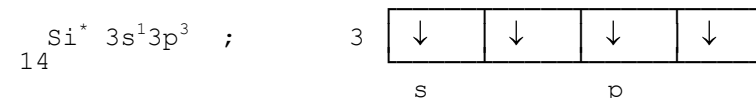
14



Число валентних електронів - 2 (поодинокі електрони, що містяться на останньому енергетичному рівні).

Валентність атома:

а) у незбудженому стані - 2; б) у збудженому стані - 4



Місце розташування кремнію в періодичній системі: кремній стоїть у третьому періоді, в головній підгрупі четвертої групи. До якої сім'ї належить кремній - р-елемент.

Метал чи неметал згідно зі шкалою електронегативності:

- значення електронегативності кремнію 1,8, тобто це хімічний елемент, що займає проміжне положення між металами й неметалами.

Більш або менш електронегативний, ніж:

а) його сусіди по групі - кремній більш електронегативний ніж германій, але менш електронегативний, ніж вуглець;

дорівнює 7. Кожна орбіталь може містити максимально два електрони. Максимальне число електронів f-підрівня дорівнює 14.

Задача 4. Описати орбіталь, стан якої характеризується наступним набором трьох квантових чисел: а)  $n = 3; l = 0; m_l = 0$ ; б)  $n = 2; l = 1; m_l = 0$ ; в)  $n = 4; l = 2; m_l = 0$ .

Приклад. Описати орбіталь, що характеризується наступними квантовими числами:  $n = 3, l = 0, m_l = 0$ .

Розв'язання.  $l = 0$  - це s-орбіталь, що має сферичну форму. Вона знаходиться на третьому енергетичному рівні (3s) та має єдину можливу орієнтацію в просторі (магнітне число набуває одне значення  $m_l = 0$ ).

Задача 5. Скласти електронну та електронно-графічну формули: Ca, Fe, Ta, Rb у незбудженому стані.

Приклад. Скласти електронну та електронно-графічну формули Ca.

Розв'язання. Ca  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$   
20

4	↓↑								
3	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑					
2	↓↑	↓↑	↓↑	↓↑					d
1	↓↑	p							

s

Задача 6. Скласти електронні формули іонів:  $Na^+, Cl^-, S^{2-}, Fe^{3+}, Sn^{4+}, P^{3-}, H^+, H^-$ .

Приклад. Скласти електронні формули  $Na^+$  та  $Cl^-$ .

Розв'язання.  $Na^+ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$   
11

$Cl^- 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .  
17

Задача 7. Дати повну характеристику хімічного елемента на підставі його місця розташування в періодичній системі хімічних елементів.

Приклад 2. Визначити об'єм кисню, потрібного для сторяння 17 г аміаку.

Розв'язання. Рівняння реакції горіння аміаку  $4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 2N_2 + 6H_2O$ .

$$\frac{m_{NH_3}}{4M_{NH_3}} = \frac{V_{O_2}}{3V_M}; V_{O_2} = \frac{m_{NH_3} 3V_M}{4M_{NH_3}} = \frac{17 * 3 * 22,4}{4 * 17} = 16,8 \text{ л.}$$

Приклад 3. Визначити число молекул води, що утворюється при сторянні 10 л метану (н.у.).

Розв'язання. Рівняння реакції горіння метану  $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$ .

$$\frac{V_{CH_4}}{1 * V_M} = \frac{n}{2 * N_A};$$

$$n_{\text{молекул, H}_2\text{O}} = \frac{V_{CH_4} 2N_A}{V_M} = \frac{10 * 2 * 6,02 * 10^{23}}{22,4} = 5,4 * 10^{23} \text{ молекул.}$$

Задача 14. Розрахунки за рівнянням хімічної реакції з реактивом, із вмістом домішки

Перед звичайним розрахунком за рівнянням хімічної реакції визначається кількість чистого реагенту.

Приклад. Яку масу оксиду кальцію та який об'єм вуглекислого газу (н.у.) можна отримати при термічному розкладі 20 г вапняку, що містить 80% карбонату кальцію?

Розв'язання.

$$a) m_{\text{чистої речовини}} = \frac{m_{\text{речовини з домішкою}} W_{\text{чистої речовини}}}{100 \%};$$

$$m_{CaCO_3} = \frac{m_{\text{вапняку}} W_{CaCO_3}}{100\%} = \frac{20 * 80}{100} = 16 \text{ г.}$$

б)  $CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2 \uparrow$

$$\frac{m_{CaCO_3}}{1 * M_{CaCO_3}} = \frac{m_{CaO}}{1 * M_{CaO}} = \frac{V_{CO_2}}{1 * V_M};$$

$$m_{CaO} = \frac{m_{CaCO_3} M_{CaO}}{M_{CaCO_3}} = \frac{16 \cdot 56}{100} = 8,96 \text{ г};$$

$$m_{CaO} = \frac{m_{CaCO_3} V_M}{M_{CaCO_3}} = \frac{16 \cdot 22,4}{100} = 3,56 \text{ г};$$

Задача 15. Розрахунки за рівнянням хімічної реакції з надлишком одного з реагентів.

Припустимо, що реагент В узят з надлишком, тоді формула для розрахунків за рівнянням хімічних реакцій набирає вигляду

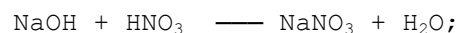
$$\frac{n_A}{a} < \frac{V_B}{bV_M} > \frac{m_C}{cM_C} = \frac{n_{\text{молекулD}}}{dN_A}$$

Член рівняння, який містить реагент із надлишком, виключається з розрахунків. Обчислення проводять по реагенту, взятому з недостачею. Можливий також розрахунок надлишку реагенту:

Надлишок = кількість дана — кількість, що прорегувала  
реагенту

Приклад. Визначити масу нітрату натрію, що утворюється при взаємодії 130 г азотної кислоти з двома молями гідроксиду натрію. Який реагент узят з надлишком та яка маса надлишку цього реагенту?

Розв'язання. Визначаємо речовину в надлишку:



$$\frac{n_{NaOH}}{1} = 2 \text{ моля}; \quad \frac{m_{HNO_3}}{1 \cdot M_{HNO_3}} = \frac{130}{1 \cdot 63} = 2,06 \text{ моль}.$$

Отже, азотну кислоту взято з надлишком:

$$\frac{n_{NaOH}}{1} < \frac{m_{HNO_3}}{1 \cdot M_{HNO_3}}.$$

Розраховуємо по реагенту, взятому з недостачею, тобто по гідроксиду натрію:

Розв'язання. а) Визначимо відносну атому масу кожного ізотопу:

$$A_{35Cl} = 17m_p + 18m_n + 17m_e = 17,12376 + 18,15606 + 0,00933 = 35,28915 \text{ а.о.м}$$

$$A_{37Cl} = 17m_p + 20m_n + 17m_e = 17,12376 + 20,17340 + 0,00933 = 37,3065 \text{ а.о.м}.$$

б) Визначаємо відносну атомну масу природно суміші ізотопів хлору:

$$A_{Cl} = \frac{A_{35Cl} \cdot \%35Cl + A_{37Cl} \cdot \%37Cl}{100\%} = \frac{35,28915 \cdot 74,5 + 37,3065 \cdot 24,6}{100} = 35,785 \text{ а.о.м}.$$

Відміна здобутої величини од відносної атомної маси, наведеної у періодичній системі хімічних елементів, пояснюється виділенням більших енергій при ядерному синтезі.

в) Визначимо енергію ядерного синтезу 1 моль природної суміші ізотопів хлору з фундаментальних частинок:

$$E = m c^2;$$

$$m = A_{Cl, \text{розр}} - A_{Cl, \text{табл}} = 35,785 - 35,453 = 3,33 \cdot 10^{-4} \text{ г/моль}.$$

$$c = 3 \cdot 10^8 \text{ м/с};$$

$$E = 3,33 \cdot 10^{-4} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 = 3 \cdot 10^{13} \frac{\text{кг} \cdot \text{м}^2}{\text{с}^2 \cdot \text{моль}} = 3 \cdot 10^{13} \frac{\text{Дж}}{\text{моль}} = 3 \cdot 10^{10} \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}.$$

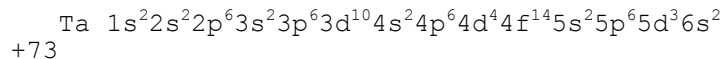
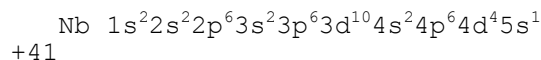
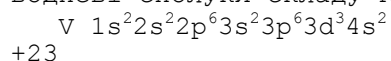
Зауваження. Здобута енергія еквівалентна енергії, яку дістали при спорянні порядку 750 млн м природного газу.

Задача 3. Знайти число орбіталей, що відповідають наступним підрівням: f, s, d, p. Визначити максимальне число електронів на цих підрівнях.

Приклад. Знайти число орбіталей підрівня f.

Розв'язання. f-Підрівень характеризується значенням орбітального квантового числа 3. Коли l = 3, магнітне квантове число набуває значень: -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3. Отож, число орбіталей

- утворюють одну підгрупу р-елементів, що виявляють переважно неметалеві властивості (згори донизу збільшується металевість), оксиди складу  $P_2O_5$  мають кислотний характер, водневі сполуки складу  $RH_3$  - основний характер:



Ці елементи d-сімейства утворюють побічну підгрупу V групи аналогічних за властивостями елементів - металів, що проявляють, проте, вищу валентність, яка дорівнює номеру групи, нижчі оксиди складу  $RO$  і  $R_2O_3$  мають основний характер, а вищі оксиди складу  $R_2O_5$  - кислотний. Сполук з воднем не утворюють.

#### 4.3. Типові задачі з розв'язанням

Задача 1. Який склад мають атоми ізотопу  $^{52}_{24}Cr$ ?

Розв'язання. Число протонів, що містяться в ядрі,  $N = 24$ . Оскільки сума протонів і нейтронів, які містяться в ядрі, дорівнює 52, то число нейтронів дорівнює 28. Електронна оболонка складається з числа електронів, що дорівнює числу протонів, тобто 24, тому що атом електронейтральний.

Задача 2. Визначити відносну атомну масу природно суміші ізотопів хлору, знаючи, що ця суміш складається із 75,4%  $^{35}Cl$  і 24,6%  $^{37}Cl$ . Пояснити причину розходження добутої величини з відсноною атомною масою хлору, наведеною в періодичній системі. Розрахувати енергію ядерного синтезу 1 моль природної суміші ізотопів хлору з фундаментальних частинок:  $m_p = 1,00728$  а.о.м.;  $m_n = 1,00867$  а.о.м.;  $m_e = 0,000549$  а.о.м.

$$\frac{n_{NaOH}}{1} = \frac{m_{NaNO}}{1 * M_{NaNO}} ;$$

$$m_{NaNO} = n_{NaOH} * M_{NaNO} = 2 * 85 = 170 \text{ г.}$$

Маса кислоти, потрібно для реакції з двома молями гідроксиду натрію, складає:

$$\frac{n_{NaOH}}{1} = \frac{m_{HNO3}}{1 * M_{HNO3}} ; \quad m_{HNO3} = n_{NaOH} * M_{HNO3} = 2 * 63 = 126 \text{ г.}$$

$$m_{надлишку} = m_{узята \ для \ реакції} - m_{що \ вступила \ у \ реакцію} = 170 - 126 = 4 \text{ г.}$$

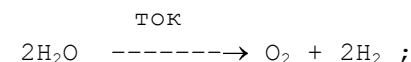
Задача 17. Розрахунки стосовно практичного виходу реакції.

Практичний вихід реакції  $\eta$  - це відношення дійсно кількості отриманої речовини до її теоретичної можливої кількості:

$$\eta = \frac{m_{дійсна}}{m_{теор.}} 100 \% , \text{ або } \eta = \frac{V_{дійсна}}{V_{теор.}} 100 \% .$$

Приклад 1. Отримано 620 г кисню електролізом 40 моль води. Визначити практичний вихід реакції.

Розв'язання. Визначаємо теоретичну масу кисню за рівнянням реакції:



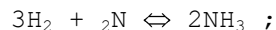
$$\frac{n_{H_2O}}{2} = \frac{m_{H_2}}{1 * M_{O_2}} ; \quad m_{теор.} = m_{O_2} = \frac{n_{H_2O} * M_{O_2}}{2} = \frac{40 * 32}{2} = 640 \text{ г.}$$

Практичний вихід реакції складає:

$$\eta = \frac{620}{640} 100 \% = 96,88 \%$$

Приклад 2. Практичний вихід реакції синтезу аміаку складає 30 %. Визначити масу аміаку, отриманого з 90 л водню (н.у.)?

Розв'язання. Визначаємо теоретичну масу аміаку:



$$\frac{m_{\text{NH}_3}}{2 \cdot M_{\text{NH}_3}} = \frac{V_{\text{H}_2}}{3 \cdot V_M}; \quad m = \frac{2M_{\text{NH}_3} V_{\text{H}_2}}{3 \cdot V_M}; \quad m_{\text{NH}_3} = \frac{2 \cdot 17 \cdot 90}{3 \cdot 22,4} = 45,54 \text{ г.}$$

$$m_{\text{дійсна}} = \frac{m_{\text{теор}}}{100 \%} = \frac{30 \cdot 45,54}{100} = 13,66 \text{ г.}$$

#### 2.4. Задачі для самостійного розв'язання

1. Визначити число молів і число молекул магнію в 0,486 г його.
2. Чи однакове число молекул в 1 г водню і в 1 г кисню ?
3. Виразити у молях і грамах  $2,00 \cdot 10^4$  молекул ацетилену  $\text{C}_2\text{H}_2$ .
4. Визначити масу марганцю в 1 т піролюзиту, що містить 60 %  $\text{MnO}_2$ .
5. Скільки хлороводню можна добути із 20 кг водню, якщо втрати виробництва становлять 12 % ?
6. Визначити масову долю свинцю у сполуках  $\text{PbO}$  та  $\text{PbO}_2$  ?
7. Визначити молярну масу газу, якщо 0,29 л його при температурі  $29^\circ \text{C}$  і тиску  $1,064 \cdot 10^5 \text{ Па}$  ( $800 \text{ мм рт.ст.}$ ) мають масу 0,32 г.
8. Скільки треба взяти карбонату кальцію, щоб добути при його розкладі діоксидом вуглецю наповнити балон ємкістю 40 л при температурі  $15^\circ \text{C}$  і тиску  $1,013 \cdot 10^6 \text{ Па}$  ?
9. Який об'єм кисню, взятого при  $300^\circ \text{C}$  і тиску  $5,06 \cdot 10^5 \text{ Па}$ , витравився на стгорання 10 кг кам'яного вугілля до утворення  $\text{CO}_2$ , якщо у вугіллі вміщувалось 94 % C ?
10. В електричній печі з 20 кг оксиду кальцію отримано 16 кг карбіду кальцію. Реакція протікає за рівнянням  $\text{CaO} + 3\text{C} = \text{CaC}_2 + \text{CO}$ . Визначити вихід карбіду кальцію й об'єм оксиду вуглецю при температурі  $546^\circ \text{C}$  і тиску  $1,013 \cdot 10^6 \text{ Па}$ .
11. При пропусканні над каталізатором суміші, що складається із 10 молів  $\text{SO}_2$  і 15 молів  $\text{O}_2$ , утворилося 8 молів  $\text{SO}_3$ . Скільки молів  $\text{SO}_2$  і  $\text{O}_2$  не вступило у реакцію ?

#### 4.2.2. Періодичний закон і періодична система

Д.І.Менделєєва (1869 р.)

Властивості елементів та їх сполук перебувають у періодичній залежності від величин атомних мас елементів.

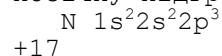
Сучасні формулювання періодичного закону:

- властивості елементів та їх сполук перебувають у періодичній залежності від величин зарядів ядер їх атомів;

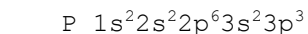
- властивості елементів періодично повторюються, тому що періодично повторюється будова їх зовнішніх енергетичних рівнів.

Періодичний закон і закономірності, які відбиваються періодичною системою елементів, пояснюються будовою атома. Саме будова атома пояснює фізичний смисл порядкового номера елемента (заряд ядра атома), номер групи (кількість валентних електронів), періода (кількість енергетичних рівнів - квантових шарів), атомної маси (сума мас протонів і нейтронів).

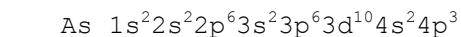
Послідовне заповнення електронами зовнішнього енергетичного рівня пояснює зменшення металевих і збільшення неметалевих властивостей елементів у границях періода, повторюваність властивостей елементів при переході від одного періода до іншого. Перший ряд великого періода займаний металами, що пояснюється заповненням d-підрівня попереднього рівня таким чином, що на зовнішньому шарі залишається 1-2 електрона. В заповненні різних підрівней в атомах елементів тієї ж самої групи - причина розподілу групи на головну і побічну підгрупи. Наприклад, елементи V групи:



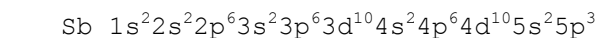
+17



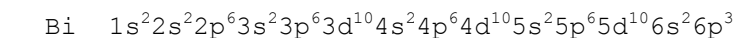
+15



+33



+51



+83



енергетичні підрівні по черзі збільшення їх енергії. Установлено, що за своєю енергією підрівні розташовуються в такий ряд:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \approx 3d < 4p < 5s \approx 4d < 5p \dots$$

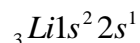
2. Принцип Паулі. В атомі не може бути двох електронів з однаковим набором значень усіх чотирьох квантових чисел.

3. Правило Хунда. Електрони заповнюють орбіталі підрівня таким чином, щоб їх сумарний спін був максимальним.

Стан атома з мінімальною можливою енергією електронів у ньому має назву незбудженого стану. Атоми, енергія яких більша, ніж в основному стані, називаються збудженими.

У збудженому стані спарені електрони менш енергоємних орбіталей розпарюються, при цьому один з електронів переходить на вакантну орбіталь з більшою енергією.

Електронні та електронно-графічні формули елементів відображують розподіл електронів в атомі по енергетичним рівням, підрівням та орбіталям. Наприклад, електронна формула атома літія має вигляд:



Це означає, що три електрона цього елемента розподілені наступним чином: два електрона знаходяться на 1s підрівні та один електрон - на 2s підрівні.

В електронно-графічних формулах прийнято кожен орбіталь зображати схематично у вигляді енергетично-квантової ячейки, а електрон - у вигляді стрілки. Наприклад, електронна формула елемента марганцю ( ${}_{25}\text{Mn} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^6 3d^5 4s^2$ ) відповідає електронно-графічна формула:

4	↑↓									
3	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↓	↓	↓	↓	↓	
2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	d					
1	↑↓	p								
	s									

- При взаємодії 2,8 л (н.у.) сірководню із надлишком розчину сульфату міді (II) отримали осадок масою 11,4 г. Визначити вихід продукту реакції.
- Визначити об'єм оксиду сірки (IV), потрібний для отримання 20 г оксиду сірки (VI), у реакції окислення киснем, коли відомо, що вихід продукту реакції складає 80%.
- Яка маса вугілля з масовою долею вуглецю 92 % потрібна, щоб одержати 354 г нікелю за рівнянням:  $\text{NiO} + \text{C} = \text{Ni} + \text{CO}$  ?
- Яку масу хлориду заліза (III) було отримано при взаємодії 22,4 г заліза та 15,68 л (н.у.) хлора ?

### 3. Робота 2. ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ. ЗНАХОДЖЕННЯ ХІМІЧНИХ ФОРМУЛ

#### 3.1. Теоретичні запитання

- Еквівалент хімічного елемента та сполуки. Еквівалентна маса.
- Закон еквівалентів.
- Хімічна формула найпростіша та дійсна, її знаходження.

#### 3.2. Короткі теоретичні відомості [1,с.31-33; 2,с.14-15]

Еквівалентом елемента називається така його кількість, котра взаємодіє без залишка з одним молем атомів водню або заміщує його в хімічних реакціях.

Наприклад, еквівалент хлору у сполуці HCl складає 1 моль його атомів, тому що з 1 молем атомів водню взаємодіє без залишка 1 моль атомів хлору. Еквівалент кисню в сполуці H<sub>2</sub>O складає 1/2 моля його атомів, тому що така його кількість взаємодіє без залишка з 1 молем атомів водню.

Еквівалентом сполуки називається така його кількість, яка взаємодіє без залишка з 1 еквівалентом водню або з 1 еквівалентом будь якої речовини.

Еквівалентна маса  $m_E$  вимірюється в грамах на моль.

Наприклад, еквівалентні маси хлору та кисню відповідно становлять:

$$m_{E,Cl} = 35,5 \text{ г/моль}; m_{E,O} = 8 \text{ г/моль}.$$

Еквівалентна маса хімічного елемента А у його сполуці:

$$m_{EA} = \frac{M_A}{V_A}$$

Еквівалентна маса оксиду елемента А:

$$m_{Eокс} = m_{EA} + 8, \text{ або } m_E = \frac{M_{окс}}{i_A V_A}$$

Еквівалентна маса кислоти:

$$m_E = \frac{M_{кисл}}{\text{число заміщуваних атомів водню}}.$$

Еквівалентна маса основи:

$$m_E = \frac{M_{осн}}{\text{число заміщуваних гідроксильних груп}}$$

$$m_{Eсоли} = \frac{M_{соли}}{i_{Me} V_{Me}},$$

де  $m_{EA}$ ,  $m_{Eокс}$ ,  $m_{Eкисл}$ ,  $m_{Eосн}$ ,  $m_{Eсоли}$  - еквівалентна маса елементу А, оксиду, кислоти, основи та солі відповідно, г/моль;

$M_A$ ,  $M_{окс}$ ,  $M_{кисл}$ ,  $M_{осн}$ ,  $M_{соли}$  - молярна маса елементу А, оксиду, кислоти, основи та солі відповідно, г/моль;

$i_A$ ,  $i_{Me}$  - індекс елементу А у оксиді та металу у солі відповідно;

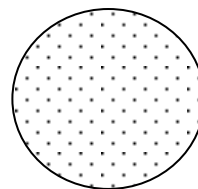
$V_A$ ,  $V_{Me}$  - валентність елементу А та металу у солі відповідно.

Треба також пам'ятати, що еквівалентну масу будь-якої сполуки можна розрахувати як суму еквівалентних мас її складових частин.

Закон еквівалентів (два рівнозначних формулювання)

Одна з можливих форм електронно-хмари показана на мал.1.

Електронна хмара, у принципі, безмежна, проте можливо виділити таку її частину, усередині якої перебування електрона більш імовірно.



Мал 1.  
Електронна хмара

Орбіталь можливо однозначно описати за допомогою набору цілих чисел, які називаються квантовими:

- головне квантове число ( $n = 1, 2, 3, \dots, \infty$ ) - характеризує в цілому енергію квантової системи та визначає розміри електронно-хмари;

- орбітальне квантове число  $l = 0, 1, 2, \dots, (n-1)$  - визначає форму електронної хмари;

- магнітне квантове число  $m_l = -1, \dots, 0, \dots, +1$  - характеризує просторову орієнтацію електронно-хмари;

- спінове квантове число  $m_s = +1/2$  - характеризує власне обертання електрона навколо своєї осі.

Значення квантових чисел безпосередньо входять до хвильового рівняння Шредінгера як цілочисленні параметри, що визначають його прийнятне рішення.

Перелічимо принципи, за якими будується електронна оболонка атомів. Електрони з однаковими значеннями енергії (отож і головного квантового числа  $n$ ) утворюють в атомі квантовий шар (енергетичний рівень) близьких за розмірами хмар. По мірі віддалення від ядра кількість електронів у шарі збільшується відповідно з формулою  $2n^2$ . Квантові шари, в свою чергу, побудовані з підшарів (енергетичних підрівней), які об'єднують електрони з однаковими значеннями орбітального квантового числа  $l$ . Підрівні  $l = 0, 1, 2, 3, \dots$  позначаються відповідно літерами:  $s, p, d, f, \dots$ . Максимальне число орбіталей підрівня дорівнює кількості значень магнітного квантового числа при даному значенні  $l$ .

1. Принцип найменшої енергії. Електрони заповнюють

Частинка	Символ	Маса спокою		Заряд		Розмір (діаметр) *10 <sup>-15</sup>
		кг	а.о.м.	Кл	е.е.з.	
Протон	p	1.673*10 <sup>-27</sup>	1.0072785	1.602*10 <sup>-19</sup>	+1	3
Нейтрон	n	1.675*10 <sup>-27</sup>	1.0086654	0	0	3
Електрон	e	9.108*10 <sup>-31</sup>	0.0005486	1.602*10 <sup>-19</sup>	-1	10

Атом складається з позитивно зарядженого ядра та електронів, що знаходяться біля нього. Це найпростіша електрично нейтральна система, що складається з елементарних часток і сполучних ім полів. До складу ядра входять протони та нейтрони. Ядро складає фундаментальну основу атому та визначає індивідуальність елементів. Заряд ядра атому визначає положення елемента в Періодичній системі Д.І.Менделєєва: порядковий номер елемента в періодичній системі дорівнює заряду ядра атому елемента (у виразі в одиницях е.е.з.) та, в свою чергу, кількість електронів у нейтральному атомі дорівнює позитивному заряду ядра.

Сучасні уявлення про будову та властивості атому базуються на законах мікросвіту, що описуються квантовою (волновою) механікою. Е.Шредингер і ряд інших вчених розробили основні положення квантової механіки, яка ураховує як корпускулярні, так і хвильові властивості мікрочасток.

Згідно квантовій механіці неможливо одночасно і досить точно установити просторове місцезнаходження окремих мікрочасток, утворюючих дану систему; можливо лише дати математичний вираз, що буде описувати імовірність місцезнаходження частки в різних областях простору. В основу хвильової механіки покладено хвильове рівняння, у процесі розв'язання якого знаходять значення хвильової функції  $\psi$  у різних точках координатного простору  $\psi(x, y, z)$ . Квадрат волнової функції  $|\psi|^2$  пропорційний імовірності знаходження електрона в даному об'ємі простору з координатами  $x, y, z$ . Тобто, як модель стану електрона в атомі в квантовій механіці прийнято уявлення про електронну хмару, щільність відповідних ділянок якої пропорційна імовірності знаходження там електрона.

а) Речовини взаємодіють одна з одною у кількостях, пропорційних їх еквівалентам.

б) Маса (об'єми) реагуючих одна з одною речовин пропорційні їх еквівалентним масам (об'ємам).

Аналітичний вираз закону еквівалентів:

$$n_{E,A} = n_{E,B}; \frac{m_A}{m_B} = \frac{m_{E,A}}{m_{E,B}}; \frac{m_A}{V_B} = \frac{m_{E,A}}{V_{E,B}} \text{ (якщо B-газ)}$$

де  $n_E$  - число еквівалентів речовини;

$$n_E = \frac{m}{m_E};$$

$M_A, M_B$  - маса речовин А і В, г;

$m_{E,A}, m_{E,B}$  - їх еквівалентні маси, г/моль;

$V_B$  - об'єм газу В, л;

$V_{E,B}$  - еквівалентний об'єм газу В, л/моль.

Закон еквівалентів використовується для розрахунків по хімічним реакціям без запису рівнянь хімічних реакцій, а також для знаходження хімічних формул.

### 3.3. Типові задачі з розв'язаннями

Задача 1. Визначити еквівалентні маси металів у таких сполуках:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{AlCl}_3$ .

Приклад. Визначити еквівалентну масу марганцю у сполуці  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ .

Розв'язання. За хімічною формулою визначаємо валентність марганцю:  $V_{Mn}=7$ . Далі за формулою для визначення еквівалентних мас хімічних елементів знаходимо еквівалентну масу марганцю:

$$m_{EMn} = \frac{M_{Mn}}{V_{Mn}} = \frac{55}{7} = 7,9 \text{ г/моль.}$$

Задача 2. Визначити еквівалентні маси таких хімічних сполук:  $PbO_2$ ,  $Mn_2O_7$ ,  $Ni(OH)_2$ ,  $Fe(OH)_3$ ,  $HNO_2$ ,  $H_3PO_4$ ,  $CaCl_2$ ,  $Al_2(SO_4)_3$ .

Приклад. Визначити еквівалентну масу  $H_3PO_4$ .

Розв'язання. Для кислот еквівалентна маса визначається за формулою

$$m_{E, \text{кислоти}} = \frac{M_{\text{кислоти}}}{n_H} .$$

Оскільки число атомів водню кислоти  $n_H$ , які беруть участь у реакції, не вказується, у розрахунковій формулі береться максимальне число атомів водню в кислоті, здатних брати участь у реакції:  $n_H = 3$ .

$$m_{E, H_3PO_4} = \frac{M_{H_3PO_4}}{3} = \frac{98}{3} = 32,7 \text{ г/моль} .$$

Задача 3. Обчислити еквівалентну масу металу, знаючи, що його хлорид містить 65,57 % хлору. Еквівалентна маса хлору дорівнює 35,45 г/моль.

Розв'язання.

$$\text{Оскільки } \frac{m_{Cl}}{m_{Me}} = \frac{W_{Cl}}{W_{Me}}, \text{ запишемо } \frac{W_{Cl}}{W_{Me}} = \frac{m_{Cl}}{m_{Me}} ;$$

$$W = 100 \% - W_{Cl} = 100 - 65,57 = 34,43 \% ;$$

Задача 4. 5,2 г металу взаємодіють із 3,5 г азоту, утворюючи нітрид. Який це метал, якщо його валентність дорівнює 1, а валентність азоту 3?

8. Масова доля вуглецю у вуглеводні дорівнює 83,33%. Відносна густина парів вуглеводню за воднем дорівнює 36. Знайти дійсну формулу.

## 4. Робота 3. БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН

### 4.1. Теоретичні запитання

1. Будова атома та ядра атома.
2. Ізотопи хімічних елементів.
3. Характеристика поведінки електрона в атомі. Основні положення хвильової механіки. Принцип невизначеності Гейзберга.
4. Квантові числа: головне, орбітальне, магнітне, спінове.
5. Будова багатоелектронн атомів. Розподіл електронів у атомі: принцип Паулі; принцип найменшої енергії; правило Хунда; електронні формули.
6. Періодичний закон.
7. Будова періодичної системи.
8. Причина періодичної повторюваності властивостей хімічних елементів.
9. Зміна властивостей хімічних елементів у групах і періодах: атомні радіуси; енергія іонізації; енергія спорідненості з електроном; електронегативність.

### 4.2. Короткі теоретичні відомості [1,с.47-106; 2,с.19-42]

#### 4.2.1. Будова атома

Найменшою відомою у цей час межою розподілу речовини є елементарні частки (відомо близько 200). Протон, нейтрон та електрон – основні структурні одиниці більш складних утворень – атомів.

Протон та електрон – стійкі носії одиничного позитивного і негативного зарядів відповідно. Нейтрон – частка, що не має заряду. Основні характеристики протону, нейтрону та електрону приведені у таблиці.

$$i = \frac{W_C M_{C,H_j}}{M_C * 100\%} = \frac{84,21 * 114}{12 * 100} = 8 ;$$

$$j = \frac{W_C M_{C,H_j}}{M_H * 100\%} = \frac{15,79 * 114}{1 * 100} = 18 .$$

Дійсна формула вуглецю -  $C_8H_{18}$  .

### 3.4. Задачі для самостійного розв'язання

- Обчислити еквівалентну масу олова, якщо при нагріванні 0,92 г його у течії кисню утворюється 1,17 г оксиду олова.
- 1 г калію сполучається із 0,9 г хлору, а також із 2,0 г бромю. Знайти еквівалентні маси калію та бромю, якщо еквівалент на маса хлору дорівнює 35,5 г/моль.
- Визначити еквівалентні маси кислот і основ у таких реакціях:  $HNO_3 + Bi(OH)_3 = Bi(OH)_2NO_3 + H_2O$ ;  
 $H_2S + NaOH = NaHS + H_2O$ ;  
 $3Ca(OH)_2 + 2H_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$ ;  
 $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 = CaHPO_4 + 2H_2O$ .
- Визначити еквівалентну масу металу, якщо наважка 0,0350г. цього технічного металу із вмістом 20% домішок (що не взаємодіють із кислотю) виділити з кислоти 11,9 мл водню, зібраного над водою при температурі 17°C і тиску  $1.03 * 10^5$  Па. Тиск водяної пари при 17°C дорівнює  $0,0193 * 10^5$  Па.
- Знайти найпростішу та дійсну формулу газу, який складається з 82,76% С та 17,24% Н. Відносна густина за повітрям дорівнює 2,01.
- Під час прогартування 2,94 г кристалогідрату хлориду кальцію виділилось 1,45 г води. Яку формулу має кристалогідрат ?
- При спалюванні 6,2 г кремневодню добуто 12 г діоксиду  $SiO_2$ . Відносна густина кремневодню за повітрям дорівнює 2,14. Знайти дійсну формулу кремневодню.

Розв'язання. За законом еквівалентів

$$\frac{m_{Me}}{m_N} = \frac{m_{E,Me}}{m_{E,N}} ; m_{E,N} = 4,67 \text{ г/моль};$$

$$m_{E,Me} = \frac{m_{Me} m_{E,N}}{m_N} = \frac{5,2 * 4,67}{3,5} = 6,9 \text{ г/моль};$$

$$m_{E,Me} = \frac{M_{Me}}{V} ; M_{Me} = m_{E,Me} V ; M_{Me} = 6,9 * 1 = 6,9 \text{ г/моль}.$$

Невідомий метал - літій з молярною масою 6,9 г/моль.

Задача 5. 5 г алюмінію, взаємодіючи з киснем, утворюють 9,44 г оксиду алюмінію. Знайти еквівалентну масу алюмінію та його валентність. Визначити хімічну формулу оксиду алюмінію.

Розв'язання.

$$\frac{m_{Al}}{m_O} = \frac{m_{E,Al}}{m_{E,O}} ,$$

де  $m_{E,O} = 8 \text{ г/моль}$ ;  $m_O = m_{\text{оксиду}} - m_{Al} = 9,44 - 5 = 4,44 \text{ г}$ .

$$m_{E,Al} = \frac{m_{Al} m_{E,O}}{m_O} = \frac{5 * 8}{4,44} = 9 \text{ г/моль}.$$

$$m_E = \frac{M_{Al}}{V_{Al}} ; V_{Al} = \frac{M_{Al}}{m_{E,Al}} = \frac{27}{9} = 3.$$

Хімічна формула оксиду алюмінію -  $Al_2O_3$  .

Задача 6. Визначена кількість металу взаємодіє із 1,78 г сірки або з 8,89 г бромю. Визначити еквівалентну масу бромю, якщо еквівалентна маса сірки дорівнює 16 г/моль.

Розв'язання. Оскільки кількості еквівалентних мас речовин, що реагують між собою, рівні:

$$n_{E,Me} = n_{E,Br} \text{ і } n_{E,Me} = n_{E,S} , \text{ дістаємо}$$

$$n_{E,Br} = n_{E,Me} = n_{E,S} , \text{ або } \frac{m_{Br}}{m_{E,Br}} = n_{E,Me} = \frac{m_S}{m_{E,S}} ,$$

$$\text{звідки } m_{E,Br} = \frac{m_{Br} m_{E,S}}{m_S} = \frac{8,89 * 16}{1,78} = 79,9 \text{ г/моль.}$$

Задача 7. Яку валентність виявляє залізо, якщо для розчинення 5,58 г його знадобилось 7,3 г соляною кислоти? Яка формула утворюваного хлориду заліза?

$$\frac{m_{Fe}}{m_{E,Fe}} = \frac{m_{HCl}}{m_{E,HCl}} ; m_{E,Fe} = \frac{m_{Fe} m_{E,HCl}}{m_{HCl}} , \text{ де } m_{E,HCl} = 36,5 \text{ г/моль.}$$

$$m_{E,Fe} = \frac{5,58 * 36,5}{7,3} = 27,9 \text{ г/моль;}$$

$$m_{E,Fe} = \frac{M_{Fe}}{V_{Fe}} ; V_{Fe} = \frac{M_{Fe}}{m_{E,Fe}} = \frac{55,8}{27,9} = 2.$$

Формула утворюваного хлориду -  $FeCl_2$  .

Задача 8. Знаходження хімічної формули сполуки (найпростішої та дійсної) за звісним масовим складом.

Приклад 1. Масові долі сірки та кисню у оксиді складають відповідно 40 та 60%. Знайти найпростішу хімічну формулу оксиду сірки.

Розв'язання. Для розрахунків припустимо, що маса оксиду дорівнює 100 г. Тоді маси сірки та кисню складають:

$$m_S = \frac{m_{окс} W_S}{100 \%} ; m_S = \frac{100 * 40 \%}{100 \%} = 40 \text{ г;}$$

$$m_O = \frac{m_{окс} W_O}{100 \%} ; m_O = \frac{100 * 60 \%}{100 \%} = 60 \text{ г.}$$

Визначимо кількість речовин сірки та кисню:

$$n_S = \frac{m_S}{S M_S} ; n_S = \frac{40}{30} = 1,25 \text{ моль;}$$

$$n_O = \frac{m_O}{M_O} ; n_O = \frac{60}{16} = 3,75 \text{ моль.}$$

Визначимо співвідношення індексів сірки та кисню у оксиді сірки  $S_iO_j$  :

$$i/j = n_S/n_O = 1,25/3,75 = 1/3.$$

Найпростіша формула оксиду сірки  $SO_3$ .

Приклад 2. Згідно з результатами кількісного аналізу невідома сполука містить  $W_H = 11,1\%$ ;  $W_C = 88,9$ . Її молярна маса дорівнює 54 г/моль. Визначити молекулярну формулу сполуки.

Розв'язання. Невідома сполука має формулу  $C_iH_j$  .

$$i = \frac{W_C M_{C_iH_j}}{M_C * 100} = \frac{88,9 * 54}{12 * 100} = 4 ; j = \frac{W_H M_{C_iH_j}}{M_H * 100} = \frac{11,1 * 54}{1 * 100} = 6 .$$

Отже, дійсна молекулярна формула сполуки -  $C_4H_6$  .

Приклад 3. Вуглеводень складається з 84,21% вуглецю та 15,79% водню. Відносна густина парів цієї речовини за повітрям складає 3,93. Знайти дійсну формулу вуглеводня.

Розв'язання. Невідома сполука має формулу  $C_iH_j$  . Визначимо молярну масу вуглеводня:

$$D_{нов} = \frac{M_{C_iH_j}}{29} ; M_{C_iH_j} = 29 D_{нов} ; M_{C_iH_j} = 29 * 3,93 = 114 \text{ г/моль.}$$

Індекси  $i$  та  $j$  можна розрахувати за формулами: