

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
НАЦІОНАЛЬНА МЕТАЛУРГІЙНА АКАДЕМІЯ УКРАЇНИ

---

Л.М. КЛІМАШЕВСЬКИЙ Т.О. ГРИБАНОВА  
Л.Г. ГЕРАСИМЕНКО

# ХІМІЯ

## ЗАДАЧІ, ВПРАВИ

ЧАСТИНА І

Затверджено на засіданні Вченої ради академії  
як навчальний посібник

Дніпропетровськ НМетАУ

2006

УДК 54.01

Клімашевський Л.М., Грибанова Т.О., Герасименко Л.Г. Хімія. Задачі, вправи. Частина I: Навч. посібник. – Дніпропетровськ: НМетАУ, 2006. – 52 с.

Містить загальні теоретичні положення, задачі та вправи з важливіших розділів дисципліни „Хімія”. Може бути корисним тим, хто готується до вступу у вищий навчальний заклад технічного профілю, а також студентам-першокурсникам НМетАУ.

Друкується за авторською реакцією

Відповідальний за випуск Г.Ю. Самойленко, канд. техн. наук., доц.

Рецензенти: Н.Ф. Товмаш, канд. хім. наук, старший наук. співроб.  
(ДДТУЗТ)  
Т.А. Патлаха, ас. каф неорг. хімії та харч. технологій  
(ДНУ)

© Національна металургійна академія України, 2006

## Вступ

Значення хімії як фундаментальної науки важко переоцінити. Вивчення дисципліни „Хімія” потребує також вміння вирішення задач, що є одним з основних критеріїв творчого засвоєння курсу.

Посібник складеться з двох частин і охоплює усі основні розділи хімії. Кожний розділ починається з короткого теоретичного матеріала, знання якого потрібне для розв’язання вправ і задач.

Для типових задач запропоновані раціональні методики, їх розв’язання, які, як правило, не є єдиними.

Посібник містить довідково-інформаційний матеріал.

Він може бути корисним для учнів шкіл, технікумів, студентів вищих навчальних закладів, а також осіб, які самостійно вивчають основи хімії.

## Розділ 1. Атомно-молекулярна теорія

*Атом* – це найменша електронейтральна частинка хімічного елемента, що складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів і є носієм хімічних властивостей елемента.

*Хімічний елемент* – вид атомів, що характеризується однаковими значеннями протонного числа (заряду ядра). Під елементом розуміють також складові частини хімічних сполук, які зумовлюють їхні властивості.

*Молекула* – найменша частинка речовини, яка складається з атомів, має сталий склад і зберігає властивості цієї речовини. Хоча деякі властивості речовини (температуру плавлення та кипіння, густину тощо) виявляють тільки макрокількості речовини. За одиницю маси атомів і молекул прийнята 1/12 частина маси атома ізотопу Карбону  $^{12}\text{C}$ . Цю одиницю називають *атомною одиницею маси* (а.о.м.). 1 а.о.м. відповідає масі у  $1,66 \cdot 10^{-24}$  г.

*Відносна атомна*  $A_r$  (або молекулярна  $M_r$ ) маса – це середня алгебрична маса ізотопів атома (або молекули)  $m_o$ , виражена в а.о.м., ці величини є безрозмірними

$$M_r = \frac{m_o(z)}{1,66 \cdot 10^{-24}(z)}$$

*Кількість речовини* – це число структурних елементів речовини, що утворюють систему. За одиницю кількості речовини прийнято моль.

*Моль* – це кількість речовини, яка містить стільки структурних елементів (атомів, молекул, йонів, еквівалентів, формульних одиниць тощо), скільки атомів містить 0,012 кг ізотопу Карбону  $^{12}\text{C}$ , а саме  $6,022 \cdot 10^{23}$  атомів (*число Авогадро*,  $N_A$ ). У кожному конкретному випадку потрібно зазначати, про які саме структурні елементи йдеться.

*Молярна маса* – маса речовини, взятої в кількості одного моля; вимірюється в г/моль.

$$M = m_o(z) \cdot N_A (\text{моль}^{-1}); M = \frac{m(z)}{n(\text{моль})}.$$

Відповідно до закону Авогадро в однакових об'ємах різних газів за однакових умов (температура, тиск) міститься однакова кількість молекул:  $N_1 = N_2$ .

Оскільки моль будь-якої речовини містить однакову кількість ( $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup>) структурних частинок (молекул), то їхні об'єми в газуватому стані за однакових умов будуть однакові. За нормальних умов 1 моль будь-якого газу займає об'єм

$$V_M = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль} = 22,4 \text{ л/моль}.$$

Цю величину називають *молярним об'ємом газу*. Нормальними умовами (н.у.) вважаються такі, за яких стан газу характеризують параметри  $P = 101325 \text{ Па}$ ,  $T = 273,15 \text{ К}$ .

Маси однакових об'ємів різних газів за однакових умов співвідносяться між собою як їхні молярні маси:

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

Це відношення називають *відносною густиною газу D* (першого за другим). Найчастіше відносну густину газу виражають за воднем ( $M_{H_2} = 2 \text{ г/моль}$ ) або повітрям ( $M_{\text{пов.}} = 29 \text{ г/моль}$ )

$$D_{H_2} = M / 2; \quad D_{\text{пов.}} = M / 29.$$

Кількість речовини прийнято позначати як  $v$ , або  $n$ . Цю величину можна визначити з таких відношень:

$$v = m / M; \quad v = V_{\text{н.у.}} / 22,4 \text{ л/моль},$$

де  $m$  – маса речовини,  $V_{\text{н.у.}}$  – об'єм газуватої речовини, який виміряний за нормальних умов.

**Приклад:** Визначити кількість газуватої речовини, яка міститься у  $1 \text{ м}^3$  за н.у.

**Р і ш е н н я.** Визначаємо кількість речовини за відношенням:

$$v = V_{\text{н.у.}} / 22,4 \text{ л/моль}; \quad v_{\text{г}} = 1000 \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} = 44,64 \text{ моль}.$$

**Приклад:** Визначити масу та об'єм (н.у.) 0,4 моль карбон диоксиду,  $\text{CO}_2$ .

**Р і ш е н н я.** За відповідними відношеннями знаходимо масу та об'єм речовини:

$$v = m / M \rightarrow m_{\text{CO}_2} = M_{\text{CO}_2} \cdot v_{\text{CO}_2} = 44 \text{ г/моль} \cdot 0,4 \text{ л моль} = 17,6 \text{ г}$$

$$v = V_{\text{н.у.}} / 22,4 \text{ л/моль} \rightarrow V_{\text{CO}_2} = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,4 \text{ моль} = 8,96 \text{ л.}$$

Під час розв'язання завдань з визначення формули речовини за його масовою часткою або завдань з знаходження масової частки за формулою речовини необхідно пам'ятати, що справжня молекулярна формула речовини та його простіша формула можуть не співпадати.

*Простіша формула* показує якісний склад речовини, а також співвідношення атомів різних елементів у молекулі, тобто кількісний склад. Для знаходження простішої формули сполуки треба визначити кількість речовини для кожної її складової частки. Для цього масова частка кожного компонента приймається за його масу і поділяється на мольну масу.

**Приклад.** Речовина містить Калій, Хром, Оксиген. Масова частка елементів дорівнює відповідно: 26,53%; 35,37%; 38,10%. Визначити простішу формулу речовини.

**Р і ш е н н я.** Визначаємо  $v$  для кожного елемента:

$$v_{\text{K}} = 26,53 \text{ г} / 39 \text{ г/моль} = 0,68 \text{ моль}; v_{\text{Cr}} = 35,37 \text{ г} / 52 \text{ г/моль} = 0,69 \text{ моль}; v_{\text{O}} = 38,10 \text{ г} / 16 \text{ г/моль} = 2,38 \text{ моль.}$$

Оскільки найменша кількість структурної складової речовини не може бути меншою за одиницю, то визначаємо відношення атомів діленням кількості кожної складової на найменшу кількість речовини:

$$\text{K:Cr:O} = 0,68 \text{ моль} / 0,68 \text{ моль} : 0,68 \text{ моль} / 0,68 \text{ моль} : 2,38 \text{ моль} / 0,68 \text{ моль} = 1:1:3,5. \text{ До складу речовини не може входити дробове число структурних складових, тому знаходимо відповідне відношення цілих величин: K:Cr:O} = 2:2:7. \text{ Формула речовини – } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7.$$

Справжня формула речовини може бути встановлена, якщо відома її молярна маса.

**Приклад.** Встановити справжню формулу газуватої сполуки Бору з Гідрогеном, яка містить 21,82% Гідрогену. Густина цієї речовини за повітрям дорівнює 0,96.

**Р і ш е н н я** Визначаємо простішу формулу речовини:

$$v_H : v_B = 21,82 \text{ г/1 г/моль} : 78,18 \text{ г/11 г/моль} = 21,82 \text{ моль} : 7,10 \text{ моль} = 3 : 1.$$

H:B = 3:1. Простіша формула – BH<sub>3</sub>. Молярна маса речовини за простішою формулою складає 14 г/моль. У той час як справжня молярна маса дорівнює 28 г/моль:

$$M_{\text{реч.}} = D \cdot M_{\text{пов.}} = 0,96 \cdot 29 \text{ г/моль} = 28 \text{ г/моль}.$$

Очевидно, що кратність простішої формули даної сполуки дорівнює двом:

$$n = \frac{M_{\text{спр}}}{M_{\text{пр}}} = \frac{28 \text{ г/моль}}{14 \text{ г/моль}} = 2.$$

Тому справжня формула речовини – B<sub>2</sub>H<sub>6</sub>.

Під час розв'язання завдань, де наводяться данні про газуваті речовини, що знаходяться в умовах, які відрізняються від нормальних, потрібно використовувати загальне рівняння стану ідеального газу для довільної його кількості:

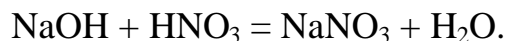
$$PV = \frac{m}{M} RT.$$

Величину R = 8,314 Дж/моль·К називають універсальною газовою сталою.

Розв'язання значної частини завдань проводиться на підставі рівняння хімічної реакції (*стехіометричний розрахунок*). При його виконанні треба пам'ятати, що коефіцієнти, які стоять перед формулами речовин у рівнянні, відповідають кількостям цих речовин. Якщо перед формулою речовини коефіцієнту немає, то кількість речовини складає 1 моль.

**Приклад.** Визначити, яка маса натрій нітрату утворюється при змішуванні водних розчинів, які містять по 10 г нітратної кислоти та натрій гідроксиду.

**Р і ш е н н я.** Складаємо рівняння реакції:



З рівняння реакції виходить, що  $v_{\text{HNO}_3} = v_{\text{NaOH}} = v_{\text{NaNO}_3}$ .

Визначаємо кількість речовини для кислоти та гідроксиду:

$$v = m / M \quad v_{\text{HNO}_3} = 10 \text{ г} / 63 \text{ г/моль} = 0,16 \text{ моль}$$

$$v_{\text{NaOH}} = 10 \text{ г} / 40 \text{ г/моль} = 0,25 \text{ моль}$$

тому, що  $v_{\text{NaOH}} > v_{\text{HNO}_3}$ , виходить, що натрій гідроксид взятий у надлишку, а тому кислота прореагує повністю, без залишку, утворюючи при цьому таку ж кількість солі.

$$\text{Звідси: } m_{\text{NaNO}_3} = M_{\text{NaNO}_3} \cdot v_{\text{NaNO}_3} = 85 \text{ г/моль} \cdot 0,16 \text{ моль} = 13,6 \text{ г.}$$

1. Визначити кількість речовини, яку складають 10,8 г алюмінію.  
(Відповідь: 0,4 моль)
2. Визначити, яку кількість речовини становлять 12 г сульфур (VI) оксиду.  
(Відповідь: 0,15 моль)
3. Визначити масу натрій карбонату,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , яка відповідає 0,25 моль цієї речовини.  
(Відповідь: 26,5 г)
4. Яку кількість речовини атомарного Сульфур містять 22 г ферум (II) сульфід?  
(Відповідь: 0,25 моль)
5. Скільки структурних одиниць міститься у 50,8 г простої речовини йод?  
(Відповідь:  $1,2 \cdot 10^{23}$ )
6. Маса однієї молекули деякої речовини дорівнює  $1,66 \cdot 10^{-22}$  г. Визначити мольну масу цієї речовини.  
(Відповідь: 99,93 г/моль)
7. Який об'єм (н.у.) займають 3 г фосгену,  $\text{COCl}_2$ ?  
(Відповідь: 0,68 л)
8. Яку кількість речовини складає  $1 \text{ м}^3$  газу за н.у.?  
(Відповідь: 44,6 моль)
9. Маса 0,2 л ацетилену за н.у. дорівнює 0,232 г. Визначити мольну масу цієї речовини.  
(Відповідь: 26 г/моль)
10. Розрахувати масову частку Карбону у кальцій карбіді,  $\text{CaC}_2$ .  
(Відповідь: 37,5%)



11. Визначити масову частку кристалізаційної води у складі барій хлорид дигідрату.  
(Відповідь: 14,75%)
12. Знайти масу сульфатної кислоти, яка необхідна для взаємодії з 20 г натрій гідроксиду з утворенням середньої солі.  
(Відповідь: 24,5 г)
13. Масові частки Сульфуру та Оксигену в сульфур оксиді складають 40 та 60 % відповідно. Визначити простішу формулу цієї сполуки та мольну масу речовини за цією формулою.  
(Відповідь:  $\text{SO}_3$ ; 80 г/моль)
14. Молекулярна маса речовини дорівнює 34 а.о.м. Склад речовини: 5,9% Н, 94,1% О. Встановити справжню формулу речовини.  
(Відповідь:  $\text{H}_2\text{O}_2$ )
15. Знайти мольну масу газу, якщо маса його 0,6 л дорівнює 1,714 г.  
(Відповідь: 64 г/моль)
16. Серед наведених газуватих речовин вказати речовину важчу за кисень: азот, хлор, гелій, карбон (II) оксид. Вказати її мольну масу.  
(Відповідь: хлор; 71 г/моль)
17. Визначити, який об'єм за н.у. займуть 20 г пари бромю.  
(Відповідь: 2,8 л)
18. Яка кількість речовини міститься у 4,48 л кисню за н.у.?  
(Відповідь: 0,2 моль)
19. Розрахувати масу 1 л карбон (II) оксиду за н.у.  
(Відповідь: 1,25 г)
20. Визначити відносну густину хлору за воднем.  
(Відповідь: 35,5)
21. Відносна густина деякого газу за повітрям дорівнює 2,2. Визначити його мольну масу.  
(Відповідь: 63,8 г/моль)
22. Густина газу за н.у. складає 1,52 г/л. Визначити його мольну масу.  
(Відповідь: 34 г/моль)

23. Визначити, який об'єм займають  $9,4 \cdot 10^{21}$  молекул газу за н.у.  
(Відповідь: 0,35 л)
24. Визначити кількість молекул, яка міститься у 0,001 л газу за н.у.  
(Відповідь:  $2,7 \cdot 10^{19}$ )
25. Розрахувати масу однієї молекули карбон (IV) оксиду.  
(Відповідь:  $7,3 \cdot 10^{-23}$  г)
26. Яка маса сірки може без залишку прореагувати з 2 моль заліза, якщо утворюється ферум (II) сульфід?  
(Відповідь: 2 моль)
27. Визначити, з якої маси води можна добути 4,48 л водню, виміряного за н.у.  
(Відповідь: 3,6 г)
28. Який об'єм водню (н.у.) потрібен для відновлення вольфрам (IV) оксиду, щоб отримати 36,8 кг вольфраму.  
(Відповідь: 13,44 м<sup>3</sup>)
29. Під час відновлення вуглецем 32 г ферум (III) оксиду утворилось 20,81 г заліза. Визначити вихід продукту.  
(Відповідь: 93%)
30. Розрахувати, яка маса хлоридної кислоти може прореагувати з 4,8 г магнію. Який об'єм водню (н.у.) при цьому утворюється?  
(Відповідь: 14,6 г; 4,48 л)
31. В якій кількості сульфур (IV) оксиду міститься така ж кількість атомів Сульфуру, як і в піриті, FeS<sub>2</sub>, масою 24 г?  
(Відповідь: 0,4 моль)
32. Вивести формулу кристалогідрату ферум (II) сульфату, якщо вміст води в його складі становить 45% мас.  
(Відповідь: FeSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O)
33. При деякій температурі густина пари сірки за азотом дорівнює 9,14. Визначити кількість атомів у молекулі сірки за цієї температури.  
(Відповідь: 8)
34. Визначити об'єм, який займає за н.у. газова суміш, яка складається з 1,4 г водню та 5,6 г азоту.  
(Відповідь: 20,16 л)

35. Газова суміш містить кисень об'ємом 2,24 л та сульфур (IV) оксид об'ємом 3,36 л (н.у.). Визначити масу суміші.  
(Відповідь: 12,8 г)
36. Визначити густину за воднем газової суміші, яка складається з аргону об'ємом 56 л й азоту об'ємом 28 л (н.у.).  
(Відповідь: 18)
37. Яка маса алюмінію прореагувала з водним розчином лугу, якщо утворилось 0,84 л водню (н.у.)?  
(Відповідь: 0,67 г)
38. Змішують 7,3 г HCl й 0,4 г NH<sub>3</sub>. Визначити, яка маса амоній хлориду утворюється.  
(Відповідь: 10,7 г)
39. Визначити, яка маса вапняку (т) потрібна для отримання 7,0 т негашеного вапна, якщо вапняк містить 90% мас. кальцій карбонату.  
(Відповідь: 13,9 т)
40. Знайти масу осаду, який утворюється при взаємодії 6,8 г AlCl<sub>3</sub> з 5,0 г KOH.  
(Відповідь: 2,34 г)
41. Ангідрид карбонатної кислоти, який утворився при повному розкладанні 4,2 г магній карбонату, поглинутий розчином, що містить 2,0 г натрій гідроксиду. Визначити масу та склад солі, яка утворюється при цьому.  
(Відповідь: 4,2 г NaHCO<sub>3</sub>)
42. Яка маса мангану може бути добута з шихти, яка складається з манган (III) оксиду та манган (IV) оксиду масою 500 г ? Масова частка першого оксиду в шихті дорівнює 80%.  
(Відповідь: 342 г)
43. Яку масу заліза можна добути з 2 т залізної руди, яка містить 94% мас. Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>?  
(Відповідь: 1,316 т)
44. Зі зразку чавуну масою 3,4260 г після обробки його реагентами утворилося 0,0998 г силіцій диоксиду. Визначити вміст Силіцію у чавуні, %.  
(Відповідь: 1,36%)

## Розділ 2. Будова атома. Періодична система елементів. Хімічний зв'язок

Запорукою успішного засвоєння матеріалу цього розділу є розуміння глибокого взаємозв'язку між будовою атома та його положенням у періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва. Перш за все цей взаємозв'язок полягає в тому, що порядковий номер (число) елемента в періодичній системі відповідає величині заряду ядра атома – фундаментальній кількісній характеристиці, яка й визначає сутність хімічного елемента.

Під *хімічним елементом* розуміють сукупність атомів з однаковим зарядом ядра. Тому заряд ядра визначає загальну кількість електронів у електронейтральному атомі.

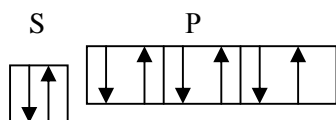
Номер періоду, в якому розташований елемент, відповідає кількості електронних шарів атома, а для електронів зовнішнього шару він співпадає із значенням *головного квантового числа* ( $n$ ).

Номер групи, в якій знаходиться елемент, теоретично відповідає значенню максимальної кількості валентних електронів, тому максимальна (очікувана) валентність елемента теоретично, а у більшості випадків і практично дорівнює номеру групи.

У атомів елементів головних підгруп, які є аналогами елементів другого періоду, що має назву *типового*, валентні електрони у зовнішньому шарі розташовані на двох енергетичних підрівнях ( $s$ - і  $p$ -). Їхня максимальна кількість дорівнює восьми. Така структура з восьми електронів типу  $ns^2np^6$  притаманна інертним (шляхетним) газам, які закінчують кожний період.

Атомним орбіталям в енергетичній діаграмі відповідають комірочки з певною кількістю стрілок, які позначають знаходження на даній орбіталі спарованих або неспарованих електронів.

Так для зовнішнього шару інертного газу енергетична діаграма (графічна формула) має такий вигляд:



У побічних підгрупах знаходяться хімічні елементи, які на зовнішньому електронному шарі мають, як правило, два електрони ( $ns^2$ ), а на  $d$ -підрівні передостаннього шару може знаходитися від одного до десяти електронів. Разом з електронами зовнішнього шару валентними є також й  $d$ -електрони, тому для елементів побічних підгруп валентність відповідає номеру групи, в якій знаходиться елемент.

Схожість, повторюваність у періодах структури валентного електронного шару, обумовлює схожість хімічних властивостей елементів, які знаходяться в одній підгрупі. Такі елементи мають назву *електронних аналогів*.

Хімічні властивості елементів залежать як від типу електронної структури атома, так і від його розмірів. У головних підгрупах зверху донизу радіус атома збільшується, в періоді зліва направо розміри атомів дещо зменшуються, оскільки впливають зростаючі сили тяжіння між ядром та електронами атома.

Елементи з малою кількістю електронів у зовнішньому шарі мають металеві властивості. Ці властивості посилюються із збільшенням радіусу атома. Для металевих елементів характерна тенденція до віддачі електронів валентного шару.

Неметалеві елементи, окрім Флуору та Оксигену (за винятком сполуки  $OF_2$ ), взагалі можуть і приймати, і віддавати електрони, але характерною їх властивістю є прагнення приймати електрони для формування завершеної електронної структури типу інертного газу ( $ns^2np^6$ ).

Оскільки для гідроксидів металів характерні основні властивості, а для гідроксидів неметалів – кислотні, то відповідно основні властивості гідроксидів зростають у головних підгрупах зверху донизу та зменшуються в періодах зліва направо. Кислотні властивості гідроксидів змінюються у зворотньому напрямку.

**Приклад.** Навести формули оксиду та гідроксиду елемента з номером 38. Який характер мають ці сполуки?

**Р і ш е н н я.** Під номером 38 в періодичній системі знаходиться елемент Стронцій. Цей елемент п'ятого періоду, другої групи головної

підгрупи. Оскільки цей елемент знаходиться на початку періоду, то він володіє металічними властивостями. Валентність елемента у сполуках дорівнює двом. Тому формули його оксиду та гідроксиду відповідно  $\text{SrO}$  і  $\text{Sr(OH)}_2$ . Ці сполуки мають основні властивості.

**Приклад.** Визначити, який з гідроксидів,  $\text{Sn(OH)}_2$  чи  $\text{Pb(OH)}_2$ , більшою мірою володіє основними властивостями.

**Р і ш е н н я.** Станум та Плюмбум розташовані в одній підгрупі періодичної системи. Оскільки зверху донизу основні властивості гідроксидів зростають, то  $\text{Pb(OH)}_2$  більшою мірою володіє основними властивостями.

Кількісною характеристикою здатності елемента віддавати чи приймати електрони є величина *відносної електронегативності*. Чим більшою вона є, тим більшою мірою елемент володіє неметалічними властивостями. Чим електронегативність є меншою, тим сильніше у елемента виявляються властивості металу. Умовно для металів величина відносної електронегативності менша двох (див. Додаток 2).

Нагадаємо, що стан електрону в атомі описується чотирма квантовими числами: головним ( $n$ ), побічним ( $l$ ), магнітним ( $m_l$ ), спіновим ( $m_s$  або  $s$ ). Електронні формули атомів записують, використовуючи тільки головне та побічне числа.

Головне квантове число може приймати значення позитивних цілих чисел, мінімальне з яких 1. При  $n = 1$  електрон знаходиться на найближчій до ядра електронній орбіталі.

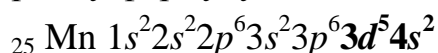
*Побічне квантове число* є підлеглим головному квантовому числу і при кожному даному  $n$  приймає значення від 0 до  $n-1$ . Для побічного квантового числа прийняті такі буквені позначення:  $l = 0 \equiv s$ ;  $l = 1 \equiv p$ ;  $l = 2 \equiv d$ ;  $l = 3 \equiv f$ .

Можлива кількість елементів у періодах, які закінчилися, співпадає з місткістю електронного шару з даним значенням  $n$ . Однак формування електронних шарів відбувається із “запізненням”, що можна представити у вигляді “електронного образу” періодичної системи:

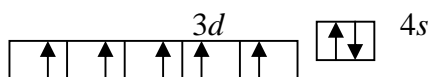
1 період $1s^{1-2}$ 2 елементи	4 період $4s^{1-2}3d^{1-10}4p^6$ 18 елементів
2 період $2s^{1-2}2p^{1-6}$ 8 елементів	5 період $5s^{1-2}4d^{1-10}5p^{1-6}$ 18 елементів
3 період $3s^{1-2}3p^{1-6}$ 8 елементів	6 період $6s^{1-2}5d^14f^{1-14}5d^{2-10}6p^{1-6}$ елементів
	7 період $7s^{1-2}6d^15f^{1-14}5d^{2-10}6d^{10}$ незакінчений

**Приклад.** Скласти електронну формулу атома, який знаходиться у четвертому періоді та має на зовнішньому шарі два електрони, а на передостанньому шарі ще п'ять валентних електронів. Валентні електрони розподілити за енергетичними комірками.

**Р і ш е н н я.** Оскільки у атома валентні електрони знаходяться на двох енергетичних рівнях, то цей елемент належить до *d*-електронної родини й розташований у побічній підгрупі періодичної системи. Загальна кількість валентних електронів (2+5) говорить про те, що даним елементом є Манган, який має таку електронну формулу:



Розподіл валентних електронів за енергетичними комірками такий:

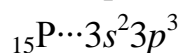


Відповідно до квантової теорії заповнення енергетичних комірок спочатку відбувається поодинокими (неспарованими) електронами. Тому електрони *d*-підрівня розташовані по одному у кожній комірці.

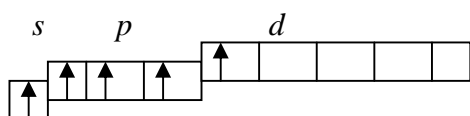
Електронна структура визначає здатність атомів приєднувати або заміщувати у сполуках певну кількість інших атомів. Ця властивість хімічних елементів має назву *валентності*. Валентність атома визначається кількістю неспарованих електронів у стаціонарному чи збудженому стані. Оскільки при збудженні атома відбувається розпаровування електронів зовнішнього або передзовнішнього шару, то валентність атомів може змінюватись. Для елементів головних підгруп у парних групах вона має парні значення, а у непарних групах – непарні.

**Приклад.** Визначити, яку максимальну валентність у збудженому стані може виявляти Фосфор.

**Р і ш е н н я.** Валентний електронний шар атома має таку будову:



При збудженні відбувається розпаровування валентних електронів за рахунок вільних електронних орбіталей *3d*-підрівня атома



При цьому у атома з'являється п'ять неспарованих електронів, отже максимальна валентність Фосфору дорівнює п'яти.

Наявність неспарованих електронів у валентному шарі є необхідною умовою утворення хімічного зв'язку, який здійснюється за рахунок створення загальних електронних пар. Такий механізм утворення зв'язку має назву обмінного, а тип зв'язку – *ковалентного*.

В утворенні зв'язків вторинної взаємодії можуть брати участь і ті пари електронів, які в атомах, молекулах чи йонах не були зайняті в утворенні первинних зв'язків. При цьому електронна пара однієї частки (донора) розташовується на вільній електронній орбіталі іншої частки (акцептора). Такий зв'язок має назву *донорно-акцепторного*. Різновидом такого типу зв'язку є *водневий* зв'язок, який реалізується при міжмолекулярній взаємодії гідрогеновмісних речовин, які мають ковалентний полярний тип зв'язку в молекулі.

Хімічний зв'язок ковалентного типу, а також йонний зв'язок можуть бути описані на основі розподілення електронної густини в молекулі. При рівній електронегативності атомів, які з'єднуються, утворюється однорідна за густиною електронна хмара, що відповідає утворенню ковалентного неполярного зв'язку.

При з'єднанні атомів із різною електронегативністю електронна хмара зсувається у бік атома, який має більшу електронегативність. На цьому атомі створюється підвищена електронна густина. Молекула при цьому стає полярною частинкою. Хімічний зв'язок в такій сполучі належить до *ковалентного полярного*.

При дуже великій різниці електронегативностей атомів, що сполучаються, відбувається максимальний зсув електронної хмари зв'язку в бік атома з більшою електронегативністю. При цьому можна вважати, що даний атом перетворюється на негативно заряджений йон. Відповідно атом, від якого зсувається електронна хмара, перетворюється на позитивно заряджений йон. Виникає притягання між протилежно зарядженими частинками, що обумовлює існування зв'язку, який має назву *йонного*.

**Приклад.** Пояснити, хлорид якого лужного металу має найбільш виражений йонний зв'язок.



**Р і ш е н н я.** Серед лужних металів найменшу електронегативність має Францій ( $E = 0,7$ ), тому у сполуці  $\text{FrCl}$  хімічний зв'язок у найбільшому ступені має йонний характер, оскільки різниця у електронегативностях в цьому випадку буде максимальною серед усіх можливих хлоридів лужних металів.

**Приклад.** Визначити, скільки зв'язків утворює атом Сульфуру в молекулі сульфатної кислоти. Скільки зв'язків з атомами Оксигену має атом Сульфуру?

**Р і ш е н н я.** У сульфатній кислоті,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , валентність Сульфуру дорівнює шости, отже атом елемента утворює шість загальних електронних пар з атомами Оксигену. Оскільки електронегативності цих елементів різні, то зв'язок носить полярний характер.

45. Поясніть, які з наведених нижче позначень атомних орбіталей не мають сенсу.

а)  $1p$                       б)  $2d$                       в)  $2s$                       г)  $3f$                       д)  $3d$

(Відповідь: а, б, г)

46. Написати електронну формулу атома Нітрогену. Скільки електронів не вистачає в цьому атомі для завершення зовнішнього шару?

(Відповідь: 3)

47. Написати електронну формулу атома, який має три енергетичні рівні, на останньому з яких знаходиться один електрон. Вказати порядковий номер цього елемента.

(Відповідь: 1)

48. Написати електронну формулу атома, в ядрі якого міститься 13 протонів. Вказати номер групи періодичної системи, до якої належить цей елемент.

(Відповідь: III група)

49. Написати електронну формулу атома елемента з порядковим номером 16. Яка найвища валентність можлива для цього елемента?  
(Відповідь: 6)
50. Написати електронну формулу атома елемента з порядковим номером 15. В якому періоді знаходиться цей елемент? Яка молекулярна маса сполуки цього елемента з Гідрогеном?  
(Відповідь: III період; 34)
51. Символ ізоотопу Хрому  ${}_{24}^{52}\text{Cr}$ . Визначити, скільки протонів й нейтронів в ядрі, скільки електронів в оболонці атома. Написати електронну формулу атома.  
(Відповідь: 24; 28; 24, відповідно)
52. Визначити, в атомі якого з наведених елементів відбувається заповнення електронами р-підшкілки?  
а) Mg            б) Zn            в) Al            г) Fe  
(Відповідь: в)
53. Написати електронну формулу атома Мангану. Вказати кількість електронів, яка міститься на передостанньому електронному шарі атома.  
(Відповідь: 13)
54. Скласти електронну формулу для атома елемента з порядковим номером 7. Розподілити електрони за енергетичними комірками. Чи можливий для цього атома стан збудження?  
(Відповідь: ні)
55. Визначити, у якого з наведених атомів найбільша кількість неспарованих електронів у незбудженому стані:  
а) Na            б) Si            в) P            г) S            д) Cl  
(Відповідь: в)
56. Визначити загальну кількість електронів, яка міститься в йоні  $\text{P}^{3-}$ .  
(Відповідь: 18)
57. Валентний шар атома має структуру  $\dots 5s^2 5p^4$ . Вказати порядковий номер елемента.  
(Відповідь: 52)

58. Визначити, які негативно заряджені йони мають електронну конфігурацію  $1s^2 2s^2 2p^6$ . Вказати порядкові номери цих елементів у періодичній системі.  
(Відповідь: 6; 7; 8; 9)
59. Електронна формула елемента має закінчення  $\dots 3d^5 4s^2$ . Вказати порядковий номер цього елемента в періодичній системі.  
(Відповідь: 25)
60. Визначити, скільки електронів віддають атоми елементів при перетвореннях  
а)  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$       б)  $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+$       в)  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$       г)  $\text{Ba} \rightarrow \text{Ba}^{2+}$   
(Відповідь: а) 2 ел.; б) 1 ел.; в) 3 ел.; г) 2 ел.)
61. Скільки електронів приєднують атоми у таких процесах:  
а)  $\text{F} \rightarrow \text{F}^-$ ;      б)  $\text{O} \rightarrow \text{O}^{2-}$       в)  $\text{S} \rightarrow \text{S}^{2-}$       г)  $\text{N} \rightarrow \text{N}^{3-}$   
(Відповідь: а) 1 ел; б), в) 2 ел; г) 3 ел.)
62. Вказати, в якому з наведених рядів спостерігається зростання електронегативності.  
а)  $\text{Li} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{Rb}$       в)  $\text{S} \rightarrow \text{Sc} \rightarrow \text{Te} \rightarrow \text{Po}$   
б)  $\text{F} \rightarrow \text{Cl} \rightarrow \text{Br} \rightarrow \text{I}$       г)  $\text{Si} \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{Cl}$   
(Відповідь: г)
63. Як змінюються неметалічні властивості елементів в періодичній системі? Вказати порядковий номер найактивнішого неметалу.  
(Відповідь 9)
64. Визначити, в якій групі періодичної системи рівноімовірні за своєю сталістю як гідрогеновмісні, так і оксигеновмісні сполуки, причому валентність елементів в обох типах сполук однакова.  
(Відповідь: IV група)
65. Скласти формулу оксиду елемента, в ядрі атома якого міститься 14 протонів. Який це елемент? Вказати, скільки атомів Оксигену міститься в молекулі цього оксиду?  
(Відповідь: 2)
66. На підставі положення Кальцію в періодичній системі елементів написати електронну формулу атома, скласти формули кальцій

оксиду, кальцій гідроксиду, кальцій хлориду. Вказати молекулярну масу кальцій хлориду.

(Відповідь: 111)

67. Відповідно до положення елемента у періодичній системі скласти формулу вищого оксиду Рутенію й вказати його молекулярну масу.

(Відповідь: 165)

68. Визначити, скільки електронів бере участь в утворенні зв'язків в молекулі метану,  $\text{CH}_4$ .

(Відповідь: 8)

69. Дати визначення кратного зв'язку. Визначити, в якій з наведених молекул існує подвійний зв'язок. Вказати молекулярну масу цієї речовини.

а) метан            б) етан            в) етилен            г) ацетилен

(Відповідь: в; 28)

70. Скласти електронні схеми молекул. Вказати, яка з наведених речовин містить ковалентний полярний зв'язок:

а)  $\text{Cl}_2$             б)  $\text{H}_2$             в)  $\text{HCl}$             г)  $\text{NaCl}$

(Відповідь: в)

71. Нітроген, Фосфор, Арсен утворюють гідрогеновмісні сполуки. Визначити, в якій з цих сполук хімічний зв'язок є найбільш полярним. Навести її молекулярну масу.

(Відповідь: 17)

72. Визначити, як змінюється міцність зв'язку в ряді:  $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$ . Вказати причини цих змін.

73. Співставити способи утворення ковалентних зв'язків в молекулах  $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$  та йоні  $\text{NH}_4^+$ .

74. Дати визначення йонного зв'язку. Вказати, в якій з наведених сполук існує йонний зв'язок. Навести молекулярну масу речовини.

а) хлор (III) оксид;

в) калій хлорид;

б) хлороводень;

г) карбон (IV) хлорид

(Відповідь: в; 74,5)

75. Як змінюються властивості гідроксидів елементів другого періоду? Який з них володіє амфотерними властивостями? Вказати молекулярну масу цієї сполуки.  
(Відповідь: 43)
76. Написати формулу молібденової кислоти, користуючись аналогією у властивостях сполук елементів, які знаходяться в одній групі. Навести молекулярну масу цієї речовини.  
(Відповідь: 162)
77. Визначити, в якій парі речовин хімічний зв'язок утворюється за допомогою тільки однієї пари електронів.  
а)  $N_2, H_2$ ;      б)  $Cl_2, HCl$ ;      в)  $O_2, N_2H_2$       г)  $H_2O_2, CO$   
(Відповідь: 2)
78. Визначити, в якому напрямку зсувається електронна густина зв'язку. Який з наведених зв'язків є найбільш полярним? Навести атомну масу того елемента, в бік якого зсувається електронна густина у найбільш полярному зв'язку.  
 $H-Cl, \quad H-Br \quad H-I \quad H-S \quad H-P \quad H-C$   
(Відповідь: 35,5)
79. Користуючись таблицею відносних електронегативностей, розрахувати їх різницю для зв'язків  $K-Cl, Ca-Cl, Fe-Cl, Ge-Cl$ . Який з цих зв'язків характеризується найбільшим ступенем йонності?  
(Відповідь:  $K-Cl$ )
80. Визначити, який характер мають зв'язки в молекулах  $NCl_3, CS_2, ICl_5, NF_5, OF_2, ClF, CO_2$ . Вказати для кожної з них напрямок зсуву загальної електронної пари.  
(Відповідь:  $N \rightarrow Cl; C \rightarrow S; I \rightarrow Cl; N \rightarrow F; O \rightarrow F; Cl \rightarrow F; C \rightarrow O$ )
81. Скласти валентну схему молекули  $CHCl_3$  й вказати: а) який зв'язок є найбільш полярним; б) в якому напрямку зсувається електронна хмара цього зв'язку.  
(Відповідь:  $C \rightarrow Cl$ )
82. Пояснити характер зміни енергії дисоціації (кДж/моль) молекул в ряді  $F_2 (155) - O_2 (493) - N_2 (945)$ .  
(Відповідь: збільшення кратності зв'язку призводить до його зміцнення)

### Розділ 3. Класи неорганічних сполук

Неорганічні сполуки класифікують за різними ознаками. За кількістю елементів, що входять до їх складу, неорганічні сполуки поділяють на прості речовини, бінарні та складні (багатоелементні) гетеросполуки.

*Прості речовини* складаються з атомів одного й того ж елемента. Їх склад завжди сталий, проте явище алотропії робить властивості простих речовин (металів або неметалів) залежними від їхньої будови.

*Бінарні сполуки* – це найпростіші гетеросполуки, що складаються з атомів двох елементів. Вони можуть мати як сталий, так і змінний склад. Сталий склад мають сполуки з молекулярною структурою. Серед бінарних сполук розрізняють: *гідриди, оксиди, галогеніди (флуориди, хлориди, броміди, іодиди), сульфід, нітриди, фосфіди, карбіди, силіциди, бориди* тощо.

Особливе місце серед бінарних сполук належить сполукам з Оксигеном. За складом їх поділяють на *субоксиди, оксиди, пероксиди, супероксиди* та *озоніди*. *Оксидами* називають бінарні сполуки, в яких усі атоми Оксигену безпосередньо зв'язані з атомами менш електронегативних елементів. У цих сполуках Оксиген має ступінь окиснення  $-2$  (див. розділ 4). У *пероксидах* ступінь окиснення Оксигену дорівнює  $-1$  (наприклад,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{K}_2\text{O}_2$ ), у *супероксидах* (наприклад,  $\text{KO}_2$ ) та *озонідах* (наприклад,  $\text{KO}_3$ ) вона має дробове значення ( $1/2$  та  $1/3$  відповідно). Для субоксидів поняття ступеню окиснення не має сенсу. У сполуках Оксигену з Флуором аніоноутворювачем є більш електронегативний Флуор, тому сполуку  $\text{OF}_2$  відносять не до оксидів, а до флуоридів, у якій ступінь окиснення Оксигену дорівнює  $+2$ .

За хімічним характером оксиди поділяють на *солетворні* ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CaO}$  тощо) і *несолетворні* ( $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{NO}$ ). Солетворні оксиди, в свою чергу, належать до *основних* ( $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{CaO}$ ), *кислотних (ангидридів кислот)* ( $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{CrO}_3$ ) або *амфотерних* ( $\text{ZnO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{BeO}$ ).

Перші є оксидами металів, другі походять від неметалів, або d-металів, коли вони знаходяться у високому ступені окиснення.

Амфотерність оксидів, тобто здатність виявляти кислотно-основну подвійність, визначається не лише місцем елемента в періодичній системі, а й залежить від його ступеня окиснення, наприклад,  $MnO$ ,  $CrO$  – основні оксиди,  $Mn_2O_3$  і  $Cr_2O_3$  - амфотерні.

Як видно, при підвищенні ступеня окиснення металу в оксиді спостерігається закономірна зміна властивостей – основні послаблюються, кислотні – посилюються.

**Приклад.** З наведених нижче сполук вказати оксиди основного характеру:  $Li_2O$ ,  $MgO$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $PbO_2$ ,  $Ag_2O$ ,  $TiO_2$ ,  $FeO$ .

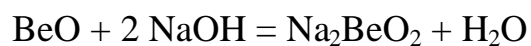
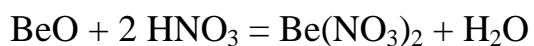
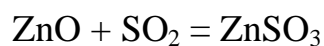
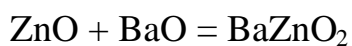
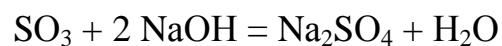
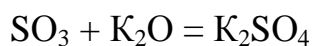
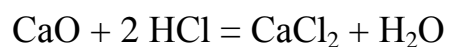
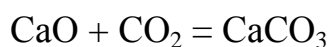
**Р і ш е н н я.** Основними є оксиди s-та d-металів, коли останні знаходяться у ступені окиснення +1 або +2. Тому серед наведених оксидів до основних належать  $Li_2O$ ,  $MgO$ ,  $Ag_2O$ ,  $FeO$ .

**Приклад.** Визначити, які з наведених оксидів є кислотними:  $Cr_2O_3$ ,  $CrO_3$ ,  $P_2O_3$ ,  $Mn_2O_7$ ,  $SO_2$ ,  $CoO$ .

**Р і ш е н н я.** До кислотних, перш за все, належать оксиди, які утворені неметалами, ( $P_2O_3$ ,  $SO_2$ ), а також оксиди, що утворені d-металами при високому ступені окиснення ( $CrO_3$ ,  $Mn_2O_7$ ).

**Приклад.** Скласти рівняння, що доводять основний характер  $CaO$ , кислотний –  $SO_3$  та амфотерний –  $ZnO$ .

**Р і ш е н н я.** Основні оксиди здатні утворювати солі при взаємодії з кислотними оксидами та кислотами, кислотні – при взаємодії з основними оксидами та основами. Амфотерні оксиди взаємодіють як з основними, так і з кислотними оксидами, а також з кислотами та основами:



*Складні гетеросполуки* містять три і більше компонентів. Якщо бінарні сполуки є продуктами взаємодії простих речовин, то складні можна розглядати як продукти взаємодії бінарних сполук.

Важливу групу серед складних (тернарних) сполук становлять *гідроксиди* – продукти прямої або посередньої взаємодії оксидів з водою. Наприклад, основні оксиди утворюють з водою *основні гідроксиди*

(основи), кислотні оксиди – *кислотні гідроксиди (кислоти)*, а амфотерні оксиди – *амфотерні гідроксиди (амфоліти)*. Склад гідроксидів виражають загальною формулою  $EO_m(OH)_n$ , де  $m = 0...4$ , а  $n = 1...6$  у реально існуючих гідроксидів. Якщо  $m = 0$ , то гідроксиди  $E(OH)_n$  можуть мати як основний, так і кислотний характер, причому зі збільшенням ступеня окиснення елемента  $E$  основні властивості послаблюються, а кислотні посилюються.

Кількість гідроксидних груп в молекулі основи визначає її кислотність. Так,  $NH_4OH$ ,  $NaOH$  – *однокислотні основи*,  $Mg(OH)_2$  – *двохкислотна основа*,  $Fe(OH)_3$  – *трьохкислотна*.

Якщо  $m \neq 0$ , то гідроксиди  $EO_m(OH)_n$  мають винятково кислотні властивості, і зі зростанням  $m$  сила кислот зростає.

Кількість атомів Гідрогену, що входить до складу кислоти, визначають її *основність*. Розрізняють кислоти *одноосновні* ( $HCl$ ,  $HNO_3$ ,  $HClO_4$ ), *двохосновні* ( $H_2CO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_2CrO_4$ ), *трьохосновні* ( $H_3BO_3$ ,  $H_3PO_4$ ) та ін.

*Солі* можна розглядати як продукт повного або часткового заміщення атомів Гідрогену у кислотах на атоми металу, або гідроксидних груп в основах на кислотні залишки.

За властивостями та складом солі поділяють на *середні* ( $K_2SO_4$ ), *кислі* ( $KHSO_4$ ), *основні* ( $Bi(OH)_2Cl$ ), *подвійні* ( $KNaSO_4$ ), *мішані* ( $Ca(OCl)Cl$ ) та *комплексні* ( $K_2[HgI_4]$ ).

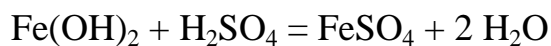
Назви неорганічних сполук утворюють згідно з правилами Міжнародної спілки теоретичної та прикладної хімії (IUPAC). Першою називають електропозитивну частину сполуки (катіон), другою – електронегативну частину (аніон), обидві у називному відмінку. Назви катіонів не мають спеціальних закінчень. Назви простих аніонів мають закінчення *ид (-id)*, назви складних аніонів – *-ат (-im)*.

Якщо потрібно, кількість атомів елемента й окремих груп, що входять до складу сполуки, позначають за допомогою префіксів, запозичених з грецької мови: *моно-*, *ди-*, *три-*, *тетра-* тощо. З цією ж метою у назві сполуки валентність елемента можна позначити цифрою у круглих дужках.

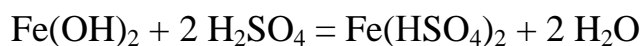


**Приклад.** Написати рівняння реакцій між ферум (II) гідроксидом та сульфатною кислотою, які призводять до утворення всіх можливих типів солей.

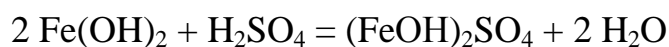
**Р і ш е н н я.** Ферум (II) гідроксид є багатоосновною основою, а сульфатна кислота – багатоосновною кислотою. Тому можливо утворення середньої, кислої та основної солей:



середня сіль



кисла сіль



основна сіль

83. Дані такі оксиди: CaO, SiO<sub>2</sub>, CuO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, CO, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>O, SO<sub>3</sub>, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Визначити, скільки з них буде взаємодіяти з водою при звичайних умовах.

(Відповідь: 4)

84. Написати рівняння нейтралізації натрій гідроксидом нітратної кислоти. Навести молекулярну масу солі, яка утворюється.

(Відповідь: 85)

85. Дані такі речовини: Al(OH)<sub>3</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>, Be(OH)<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>. Визначити, скільки з них буде розчинятися і у кислоті, і у лузі.

(Відповідь: 2)

86. Серед наведених речовин позначити ті, які будуть реагувати з лугом. Скласти відповідні реакції. NaCl, CuCl, HCl, CaO, CO<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>, Zn(OH)<sub>2</sub>, NaHSO<sub>4</sub>.

(Відповідь: 5)

87. Серед наведених речовин визначити подвійну сіль. Вказати її мольну масу.

а)  $\text{KHS}$       б)  $\text{ZnSO}_4$       в)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$       д)  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$

(Відповідь: д; 258 г/моль)

88. Написати рівняння реакції утворення хром (III) сульфату. Навести мольну масу цієї речовини.

(Відповідь: 392 г/моль)

89. Написати рівняння реакції ферум (II) оксиду з хлоридною кислотою. Вказати суму всіх коефіцієнтів у рівнянні реакції.

(Відповідь: 5)

90. Написати рівняння нейтралізації сульфатної кислоти натрій гідроксидом, яке призводить до утворення кислої солі. Вказати суму всіх коефіцієнтів у рівнянні реакції.

(Відповідь: 4)

91. Навести формулу натрій силікату. Вказати загальну кількість атомів у складі молекули цієї речовини.

(Відповідь: 6)

92. Навести формулу магній гідрогенсульфату. Вказати загальну кількість атомів у складі молекули цієї речовини.

(Відповідь: 13)

93. Написати рівняння взаємодії вуглекислого газу з натрій гідроксидом, яке призводить до утворення середньої солі. Вказати суму всіх коефіцієнтів у рівнянні реакції.

(Відповідь: 5)

94. Написати рівняння взаємодії сульфур (IV) оксиду з калій гідроксидом, якщо при цьому утворюється середня сіль. Вказати її молекулярну масу.

(Відповідь: 158)

95. Визначити, який з наведених елементів утворює кислотний оксид. Навести порядковий номер цього елемента в періодичній системі.

а) Al                      б) P                      в) K                      г) He                      д) Cs

(Відповідь: 15)

96. Деякі оксиди використовуються в лабораторній практиці як поглиначі водяної пари. Вкажіть, який з наведених оксидів може використовуватись для цього. Наведіть його молекулярну масу.

а) CuO                      б) Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>                      в) BaO                      г) SiO<sub>2</sub>

(Відповідь: 153)

97. Написати рівняння розчинення цинку у хлоридній кислоті. Вказати суму всіх коефіцієнтів у рівнянні реакції.

(Відповідь: 5)

98. Визначити, який з наведених гідроксидів може бути отриманий прямим способом. Вказати його молекулярну масу.

а) Cu(OH)<sub>2</sub>                      б) Ca(OH)<sub>2</sub>                      в) Cd(OH)<sub>2</sub>                      г) Fe(OH)<sub>2</sub>

(Відповідь: 74)

99. Написати рівняння реакції розкладання силікатної кислоти. Вказати кількість продуктів (моль), яка утворюється при цьому.

(Відповідь: 2)

100. Дані речовини:  $\text{CuO}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{MnO}$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ . На кожну з них подіяли розчином сульфатної кислоти. Написати рівняння можливих реакцій. Скільки речовин прореагувало?

(Відповідь: 4)

101. Дані речовини:  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ . На кожну з них подіяли розчином лугу  $\text{NaOH}$ . Визначити, в якому випадку реакція проходить. Написати її рівняння, вказати молекулярну масу середньої солі, яка утворилась.

(Відповідь: 126)

102. Написати рівняння реакції повної нейтралізації фосфатної кислоти кальцій гідроксидом. Вказати суму всіх коефіцієнтів в рівнянні реакції.

(Відповідь: 12)

103. Скласти рівняння реакції взаємодії між кислотою та лугом, за допомогою якої можна отримати калій гідрогенсульфід. Вказати суму коефіцієнтів у рівнянні реакції.

(Відповідь: 4)

104. Написати рівняння реакції, за допомогою якої можна отримати кальцій гідрогенкарбонат. Вказати кількість атомів, які входять до складу молекули цієї сполуки.

(Відповідь: 11)

105. Написати рівняння реакції між кислотою та лугом, за допомогою якої можна отримати сіль калій дигідрогенфосфат. Вказати кількість атомів у молекулі цієї сполуки.

(Відповідь: 8)

106. Написати реакції, за допомогою яких можна здійснити перетворення:

Станум  $\rightarrow$  станум (II) хлорид  $\rightarrow$  гідроксостанум (II) хлорид.  
Вказати кількість зв'язків Станум – Оксиген в останній сполуці.

(Відповідь: 1)

107. При термічному розкладанні однієї з наведених нижче солей утворюється основний та кислотний оксиди. Написати рівняння реакції розкладання. Вказати молекулярну масу цієї солі.

а)  $\text{CuCl}_2$       б)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$     в)  $\text{CuCO}_3$     г)  $\text{KClO}_3$     д)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .

(Відповідь : 123,5)

108. У всіх наведених нижче схемах хімічних реакцій відсутньою є одна й та ж речовина. Вказати її молекулярну масу.

а)  $\text{HCl} + \text{X} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;      б)  $\text{X} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;

в)  $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{X} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ ;    г)  $\text{FeSO}_4 + \text{X} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$ .

(Відповідь: 40)

109. Написати рівняння реакцій, які необхідно провести для виконання таких перетворень:  $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow$  сульфатна кислота. Вказати молекулярну масу сполуки, яку треба додати до сульфатного ангидриду, щоб отримати кінцевий продукт.

(Відповідь: 18)

110. Написати рівняння реакцій, які треба здійснити для проведення таких перетворень:  $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \xrightarrow{\text{NaOH}} \text{X} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$ .  
Вказати молекулярну масу речовини X.

(Відповідь: 97,5)

111. Покажіть, як, маючи прості речовини кальцій, фосфор, кисень можна отримати кальцій фосфат. Написати рівняння відповідних реакцій. Вказати молекулярну масу цієї солі.

(Відповідь: 310)

112. Визначити, яка сіль утворюється при взаємодії 2 моль натрій гідроксиду та 1 моль фосфатної кислоти. Написати рівняння відповідної реакції. Вказати молекулярну масу утвореної солі.

(Відповідь: 142)

113. Який луг буде витрачений у меншій кількості для нейтралізації розчину, який містить 73 г HCl? Вказати молекулярну масу цієї речовини.

а) NaOH;                      б) KOH;      в) Ca(OH)<sub>2</sub>;              г) CsOH.

(Відповідь: 74)

114. Вказати мольну масу речовини, яка реагує і з кислотами, і з лугами.

а) NaOH;              б) Ba(OH)<sub>2</sub>;              в) Al(OH)<sub>3</sub>;              г) Ni(OH)<sub>2</sub>.

(Відповідь: 78 г/моль)

115. Написати реакцію взаємодії барій гідроксонітрату з нітратною кислотою. Вказати молекулярну масу утвореної солі.

(Відповідь: 261)

116. Визначити, яка сіль утворюється при взаємодії ферум (III) гідроксиду з нітратною кислотою, якщо на 1 моль гідроксиду припадає 2 моль кислоти. Навести молекулярну масу утвореної солі.

(Відповідь: 197)

## Розділ 4. Властивості розчинів електролітів

Розчинами називають гомогенні стійкі рівноважні системи змінного складу з двох або більше компонентів. Той компонент, що кількісно переважає і зберігає свій агрегатний стан під час утворення розчину, прийнято вважати *розчинником*, інші компоненти – *розчиненими речовинами*. Кількісний склад розчину визначає *концентрація*.

*Коефіцієнт розчинності* – кількість одиниць маси безводної речовини, що розчиняється в 100 одиницях маси розчинника.

*Мольна частка* – відношення кількості розчиненої речовини до загальної кількості речовини у розчині. Для двокомпонентних розчинів:

$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}; x_1 + x_2 = 1$$

*Масова (об'ємна) частка* – відношення маси (об'єму) розчиненої речовини ( $m_1$  чи  $V_1$ ) до загальної маси (об'єму) розчину ( $m_1 + m_2$  чи  $V_1 + V_2$ ):

$$w = \frac{m_1}{m_1 + m_2}; j = \frac{V_1}{V_1 + V_2}$$

Частки виражають у частинах від одиниці або у відсотках.

*Молярна концентрація* – відношення кількості розчиненої речовини ( $n_1$ ) до об'єму розчину (л):

$$C_M = \frac{n_1}{V} = \frac{m_1}{MV} \text{ (моль / л, або М)}$$

**Приклад.** У 250 г води розчинено 50 г кристалогідрату  $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ . Обчислити масову частку кристалогідрату та безводного ферум (II) сульфату.

**Р і ш е н н я.** Маса отриманого розчину складає 300 г. Масову частку кристалогідрату знаходимо з пропорції:

300 г розчину	-	100%
50 г кристалогідрату	-	$\omega$ %

$$w = \frac{50 \cdot 100}{300} = 16,7\%$$

Тепер обчислимо вміст безводної солі у 50 г кристалогідрату. Молярна маса  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  дорівнює 278 г/моль, а молярна маса  $\text{FeSO}_4$  складає 152 г/моль. Вміст  $\text{FeSO}_4$  у 50 г  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  знаходимо з пропорції:

$$278:152 = 50:x;$$

$$x = \frac{50 \cdot 152}{278} = 27,4\text{г}$$

Звідси масова частка безводної солі у 300 г розчину дорівнює:

$$w = \frac{27,4 \cdot 100}{300} = 9,1\%$$

Електролітами називають речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм. Молекули або кристали електролітів, розчиняючись у розчиннику, дисоціюють (розпадаються) на позитивно заряджені *катіони* та негативно заряджені *аніони*. Характер дисоціації речовини залежить від того, до якого класу речовин вона належить.

Кількісною характеристикою повноти перебігу електролітичної дисоціації є *ступінь дисоціації*  $\alpha$  – відношення числа частинок, що розпалися на йони  $C_{\text{дис}}$ , до вихідного числа частинок у розчині  $C_{\text{заг}}$ , тобто частка продисоційованих частинок

$$\alpha = \frac{C_{\text{дис}}}{C_{\text{заг}}}, 0 \leq \alpha \leq 1$$

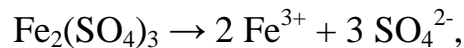
Залежно від значення  $\alpha$  електроліти, умовно поділяють на сильні ( $\alpha > 0,3$ ), слабкі ( $\alpha < 0,03$ ) та середньої сили ( $0,03 < \alpha < 0,3$ ), для електролітів з концентрацією  $C_e = 0,1$  моль/л.

До сильних електролітів, наприклад, належать - кислоти: хлоридна ( $\text{HCl}$ ), сульфатна ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), нітратна ( $\text{HNO}_3$ ); гідроксиди лужних та лужноземельних металів, майже всі розчинні солі. Слабкими електролітами є кислоти: сульфідна ( $\text{H}_2\text{S}$ ), карбонатна ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ), оцтова ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ); амоніак ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ). Електролітами середньої сили вважаються кислоти: сульфитна ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ), ортофосфатна ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ); кальцій гідроксид  $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ , деякі солі.

**Приклад.** Враховуючи, що ступінь дисоціації ферум (III) сульфату дорівнює 1, обчислити концентрації йонів, що містяться у його 0,5 М розчині.



**Р і ш е н н я.** Дисоціація на йони зазначеного електроліту відбувається за рівнянням



тобто з 1 моль солі утворюється 2 моль йонів  $\text{Fe}^{3+}$  та 3 моль йонів  $\text{SO}_4^{2-}$ .

Тому  $C_{\text{Fe}} = 0,5 \cdot 2 = 1$  моль/л;  $C_{\text{SO}} = 0,5 \cdot 3 = 1,5$  моль/л.

Процес дисоціації молекул води у спрощеній формі можна записати так:



При  $25^\circ\text{C}$  концентрації йонів гідрогену та гідроксиду однакові і дорівнюють  $1 \cdot 10^{-7}$  моль/л, а їх добуток ( $K_{\text{H}_2\text{O}} = C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-}$ ) становить  $10^{-14}$  моль/л (*йонний добуток води*). Характеризуючи концентрацію йонів гідрогену в розчині, звичайно користуються *водневим показником рН*:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+],$$

де  $[\text{H}^+]$  – концентрація йонів гідрогену в розчині.

У нейтральному розчині  $\text{pH} = 7$ , в кислому –  $\text{pH} < 7$ , в лужному –  $\text{pH} > 7$ .

Додавання до води речовин, які містять йони  $\text{H}^+$  чи  $\text{OH}^-$ , зсуває йонну рівновагу води. Концентрація обох йонів змінюється і стає нерівною одна одній. Однак добуток концентрацій йонів  $\text{H}^+$  та  $\text{OH}^-$  не змінюється й становить  $10^{-14}$  моль/л. Це дає можливість за концентрацією одного з типів йонів обчислювати концентрацію іншого.

**Приклад.** До чистої води додали кислоту, внаслідок чого концентрація йонів  $\text{H}^+$  у розчині дорівнює  $1 \cdot 10^{-5}$  моль/л. Знайти концентрацію йонів  $\text{OH}^-$ .

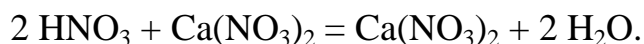
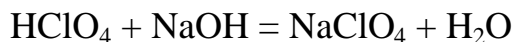
**Р і ш е н н я.** Виходячи з йонного добутку води, знаходимо  $C_{\text{OH}^-}$ :

$$C_{\text{OH}^-} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{C_{\text{H}^+}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1 \cdot 10^{-5}} = 1 \cdot 10^{-9} \text{ моль / л}$$

В обмінних реакціях, що протікають у розчинах електролітів, поруч з недисоційованими молекулами слабких електролітів, твердими й газуватими речовинами, беруть участь йони, які також знаходяться у розчині. Тому сутність процесів, що відбуваються, найповніше виважається при записі їх у формі йонно-молекулярних рівнянь. У таких рівняннях слабкі електроліти, малорозчинні сполуки й газуваті речовини

записуються в молекулярній формі, сильні електроліти – у вигляді йонів, що їх складають.

Наприклад, рівняння реакцій нейтралізації сильних кислот сильними основами

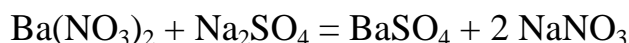
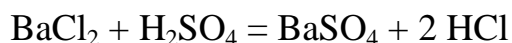


висловлюються однаковим йонно-молекулярним рівнянням

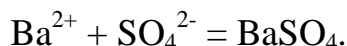


з якого виходить, що сутність цих процесів полягає в утворенні з йонів гідрогену та гідроксиду малодисоційованого електроліту – води.

Аналогічно рівняння реакцій



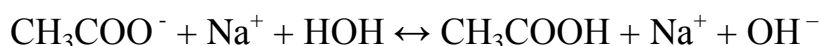
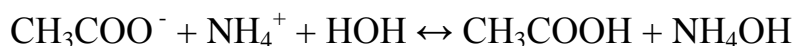
відбивають той самий процес утворення з йонів  $\text{Ba}^{2+}$  та  $\text{SO}_4^{2-}$  осаду малорозчинного електроліту – барій сульфату:



Приклади, які розглянуті, показують, що обмінні реакції у розчинах електролітів протікають у напрямі зв'язування йонів, який призводить до утворення малорозчинних речовин або слабких електролітів.

У тих випадках, коли малорозчинні речовини (або слабкі електроліти) знаходяться як серед похідних речовин, так й серед продуктів реакції, рівновага зсувається у бік утворення найменш розчинних чи найменш дисоційованих речовин.

*Гідроліз солей* – реакції обмінної взаємодії йонів солі з молекулами води. Гідролізують солі слабких кислот і слабких основ ( $\text{pH}_{\text{розчину}} \approx 7$ ), слабких кислот і сильних основ ( $\text{pH}_{\text{розчину}} > 7$ ), сильних кислот і слабких основ ( $\text{pH}_{\text{розчину}} < 7$ ):



Гідроліз солей, що утворені слабкими багатоосновними кислотами, протікає ступенево, причому продуктами перших стадій гідролізу є кислі солі.

Ступінь гідролізу  $h$  – це відношення кількості прогідролізованої солі  $C_{\text{гiдр}}$  до її загальної кількості  $C_{\text{заг}}$ :

$$h = \frac{C_{\text{гiдр}}}{C_{\text{заг}}}, 0 \leq h \leq 1.$$

Оскільки реакції гідролізу є ендотермічними, то з підвищенням температури ступінь гідролізу збільшується.

117. Визначити, скільки грамів натрій гідроксиду міститься в 200 г його 10%-го розчину.

(Відповідь: 20 г)

118. Визначити масу 10%-го розчину хлоридної кислоти, в якій міститься 25 г гідроген хлориду.

(Відповідь: 250 г)

119. Визначити, яка масова частка глюкози в розчині, що містить 40 г  $C_6H_{12}O_6$  та 280 г води.

(Відповідь: 12,5%)

120. У  $500 \text{ см}^3$  води розчинили 0,2 моль КОН. Визначити молярну концентрацію калій гідроксиду.

(Відповідь: 0,4 М)

121. Визначити, яка молярна концентрація NaOH в розчині,  $250 \text{ см}^3$  якого містять 4 г натрій гідроксиду.

(Відповідь: 0,4 М)

122. Для виготовлення 5%-го розчину магній сульфату взято 400 г  $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ . Обчислити масу одержаного розчину.

(Відповідь: 3902 г)

123. Визначити, у якій масі води треба розчинити 67,2 л гідроген хлориду (н.у.), щоб одержати 9%-й розчин хлоридної кислоти.

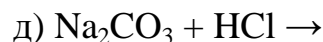
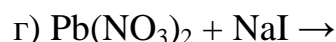
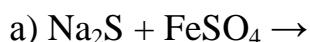
(Відповідь: 1107,5 г)

124. У 0,6 л розчину калій гідроксиду міститься 16,8 г КОН. Чому дорівнює молярна концентрація КОН у розчині?

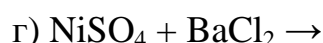
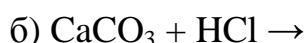
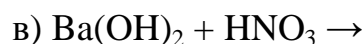
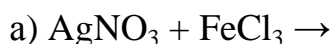
(Відповідь: 0,5 М)

125. У 45 г води розчинено 6,84 г  $C_{12}H_{22}O_{11}$ . Обчисліть мольні частки цукру та води у розчині.  
(Відповідь: 0,008 і 0,992)
126. У 1 л водного розчину ( $\rho = 1,335 \text{ г/см}^3$ ) міститься 577 г  $H_2SO_4$ . Визначте масову частку сульфатної кислоти в розчині.  
(Відповідь: 43,22%)
127. Визначити, яка маса гідроген хлориду міститься в 0,25 л 10,52%-го розчину хлоридної кислоти ( $\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$ ).  
(Відповідь: 27,6 г)
128. Визначте масову частку  $KCl$  у розчині, у 0,5 л якого ( $\rho = 1,063 \text{ г/см}^3$ ) міститься 53 г солі.  
(Відповідь: 10%)
129. У якій масі води треба розчинити 25 г мідного купоросу, щоб одержати 8%-й розчин купрум (II) сульфату?  
(Відповідь: 175 г)
130. Обчисліть молярність 36%-го ( $\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$ ) розчину  $HCl$ .  
(Відповідь: 11,6 М)
131. Знайдіть молярність 49%-го розчину фосфатної кислоти, якщо питома густина розчину дорівнює  $1,33 \text{ г/см}^3$ .  
(Відповідь: 6,65 М)
132. Розчин луку у воді містить йони гідроксиду у концентрації  $2,5 \cdot 10^{-5}$  моль/л. Знайти концентрацію йонів гідрогену у розчині.  
(Відповідь:  $4 \cdot 10^{-10}$  моль/л)
133. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації таких електролітів:  $HCl$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_4$ ,  $H_3AsO_4$ ,  $KOH$ ,  $NaOH$ ,  $Ba(OH)_2$ ,  $KCl$ ,  $CaCl_2$ ,  $AlCl_3$ ,  $AgNO_3$ ,  $Al_2(SO_4)_3$ ,  $KAl(SO_4)_2$ .
134. Визначить, які йони містяться у розчинах таких речовин:  $H_2SO_4$ ,  $NaHCO_3$ ,  $Ca(HCO_3)_2$ ,  $H_2S$ ,  $NaHS$ ,  $NaH_2PO_4$ ,  $Na_2HPO_4$ . Написати рівняння дисоціації цих речовин.
135. Складіть молекулярні та йонні рівняння реакції взаємодії між:  
а) барій нітратом та натрій сульфатом;  
б) натрій карбонатом та сульфатною кислотою;  
в) купрум (II) сульфатом та калій гідроксидом.

136. Напишіть у молекулярній та молекулярно-йонній формах рівняння реакцій взаємодій таких пар речовин:



137. Напишіть у молекулярній та молекулярно-йонній формах реакції між такими речовинами:



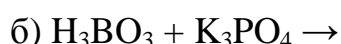
138. Змішують попарно речовини: а)  $\text{NaOH}$  і  $\text{KCl}$ ; б)  $\text{K}_2\text{SO}_3$  і  $\text{HCl}$ ; в)  $\text{CuCl}_2$  і  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ; г)  $\text{HCOOH}$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; р)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і  $\text{HCl}$ ; д)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і  $\text{KOH}$ . У яких випадках реакції практично відбуваються до кінця? Складіть для цих реакцій молекулярні та молекулярно-йонні рівняння.

(Відповідь: б, в, д)

139. Чи можна приготувати розчин, який водночас містив би такі пари речовин: а)  $\text{KOH}$  і  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ; б)  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  і  $\text{KOH}$ ; в)  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  і  $\text{HNO}_3$ ? Запишіть можливі реакції в молекулярно-йонній формі.

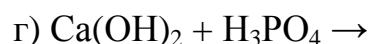
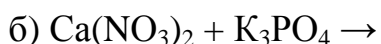
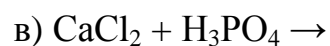
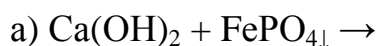
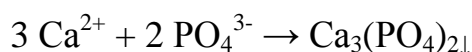
(Відповідь: а)

140. На підставі йонно-молекулярних рівнянь визначити, в якій з наведених реакцій процес протікає необоротньо.



(Відповідь: г)

141. Вказати систему, в якій практично необоротньо здійснюється реакція



(Відповідь: б)

142. Вказати, які йони виводяться з розчину під час змішування розчинів кальцій хлориду та аргентум нітрату.

а) йони аргентуму й хлору

в) йони кальцію й аргентуму

б) йони хлору й кальцію

г) йони аргентуму й нітрат-йони

143. Визначити, у насиченому розчині якого електроліту концентрація утворюваних ним йонів дуже мала (звертатися до таблиці розчинності). Написати рівняння дисоціації цього електроліту.  
 а) NaOH      б) Zn(OH)<sub>2</sub>      в) Al(OH)<sub>3</sub>      г) NiSO<sub>4</sub>  
 (Відповідь: в)
144. Визначити, яка з наведених речовин належить до слабких електролітів. Скласти рівняння її електролітичної дисоціації.  
 а) HNO<sub>3</sub>      б) HNO<sub>2</sub>      в) NH<sub>4</sub>Cl      г) NaNO<sub>2</sub>  
 (Відповідь: б)
145. Визначити, яка з наведених кристалічних речовин внаслідок особливостей своєї структури належить до сильних електролітів. Скласти рівняння її електролітичної дисоціації.  
 а) CH<sub>3</sub>AsI<sub>2</sub>      б) B<sub>4</sub>C<sub>3</sub>      в) CsHSO<sub>4</sub>      г) SbBr<sub>3</sub>  
 (Відповідь: в)
146. Визначити, який із зазначених йонів піддається електролітичній дисоціації подібно до кислоти. Скласти рівняння його дисоціації.  
 а) NH<sub>4</sub><sup>+</sup>      б) C<sub>2</sub>O<sub>4</sub><sup>2-</sup>      в) SrOH<sup>+</sup>      г) HSeO<sub>4</sub><sup>-</sup>  
 (Відповідь: г)
147. У скільки стадій (ступенів) відбувається дисоціація електроліту H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub>? Скласти відповідні рівняння.  
 (Відповідь: 3)
148. Визначити, які з зазначених солей піддаються гідролізу: MgCl<sub>2</sub>, CaCl<sub>2</sub>, Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, KNO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. Написати молекулярні та йонно-молекулярні рівняння відповідних реакцій.
149. Визначити характер середовища водних розчинів солей: KCN, KCl, K<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, KI, NaBr, ZnCl<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>S, KClO<sub>3</sub>, Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.
150. Скласти молекулярні та йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей: KCN, K<sub>2</sub>S, CaS, Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, CuSO<sub>4</sub>, ZnSO<sub>4</sub>, CrCl<sub>3</sub>, Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>.
151. Скласти молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій, які протікають під час змішування розчинів: Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> і K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, FeCl<sub>3</sub> і NaCN. Мати на увазі, що в кожній реакції гідроліз обох солей відбувається до кінця.

152. Вказати значення водневого показника середовища на підставі йонно-молекулярного рівняння реакції гідролізу солі  $\text{FeCl}_3$ .

- а)  $\text{pH} = 7$       б)  $\text{pH} < 7$       в)  $\text{pH} > 7$       г)  $\text{pH} \approx 7$

(Відповідь б)

153. Вказати характер процесу у водному розчині солі  $\text{CuSO}_4$ , навести рівняння реакції, яка відбувається.

- а) гідроліз за аніоном      г) гідроліз за катіоном та аніоном  
б) гідроліз за катіоном      в) гідроліз не відбувається

(Відповідь: б)

## Розділ 5. Окислювально-відновні реакції

*Окислювально-відновними* називають реакції, які супроводжуються зміною ступенів окиснення елементів. *Ступінь окиснення* – формальне число, яке виражає умовний заряд елемента в сполуці, обчислений на підставі припущення, що сполука складається лише з йонів. Більш електронегативним елементам приписують знак мінус, менш електронегативним – плюс.

*Окислення* – це процес, що супроводжується підвищенням ступеня окиснення елемента (віддавання електронів). *Відновлення* – процес зниження ступеня окиснення (приєднання електронів).

Ступінь окиснення елемента в хімічній сполуці визначають за такими правилами:

1. Ступінь окиснення елементів у простих речовинах дорівнює нулю.
2. Гідроген у нейонних сполуках з неметалами має ступінь окиснення +1, а в йонних гідридах ( $\text{NaH}$ ,  $\text{CaH}_2$ ,  $\text{MgH}_2$ ) виявляє ступінь окиснення – 1.
3. Ступінь окиснення Оксигену у сполуках приймають таким, що дорівнює – 2, за винятком пероксидів (- 1) та оксигенфлуориду  $\text{F}_2\text{O}$  (+ 2).
4. Найвищий ступінь окиснення в більшості випадків відповідає номеру групи, до якої належить елемент. У сполуках неметалів між собою ступінь окиснення визначають відповідно до електронегативності елементів  $\text{Cl}_2^{+1}\text{O}^{-2}$ ,  $\text{N}^{+3}\text{Cl}_3^{-1}$ .
5. Алгебрична сума ступенів окиснення елементів у хімічній сполуці дорівнює нулю. Невідомий ступінь окиснення одного з елементів у молекулі чи формульній одиниці складних речовин можна визначити, користуючись складеним рівнянням.

**Приклад.** Виходячи з формули гідразину  $\text{N}_2\text{H}_4$ , знайти ступінь окиснення Нітрогену.

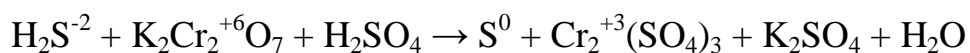
**Р і ш е н н я.** Складаємо рівняння  $2x + 4(+1) = 0$  і знаходимо, що  $x$  (ступінь окиснення Нітрогену) дорівнює –2.



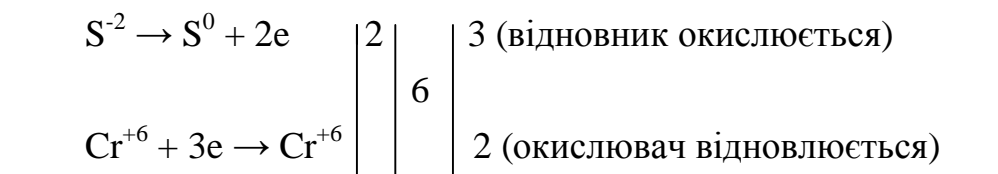
Під час складання рівнянь окислювально-відновних реакцій потрібно насамперед визначити, яка речовина є окислювачем, а яка – відновником. Далі виконується умова, що загальне число електронів, які віддає відновник, має дорівнювати загальному числу електронів, які приймає окислювач.

Складаючи рівняння окислювально-відновних реакцій *методом електронного балансу*, дотримуються певної послідовності дій. Записують схему реакції і позначають ступені окиснення, які змінюються під час взаємодії.

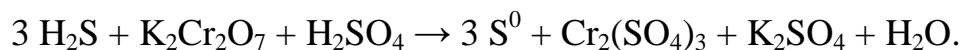
Наприклад, реакція окислення дигідроген сульфїду калій дихроматом:



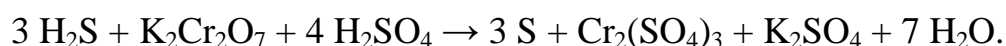
Для визначення коефіцієнтів, що стоять перед відновником ( $\text{H}_2\text{S}$ ) і окислювачем ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ), складають рівняння електронного балансу, в яких число електронів, що віддаються (приєднуються), визначають за різницею між ступенями окиснення відновника (окислювача) до реакції та після неї:



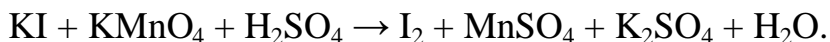
Кількість електронів, які віддає  $\text{S}^{-2}$ , має дорівнювати кількості електронів, які приймає  $\text{Cr}^{+6}$ . Визначають найменше спільне кратне (6) та обчислюють коефіцієнти, ділячи найменше спільне кратне на кількість електронів у рівнянні окиснення чи відновлення. Враховуючи, що два атоми Хрому вже зазначені в індексах калій дихромату та хром (III) сульфату, проставляють основні коефіцієнти:



І врешті визначають коефіцієнти, що повинні стояти біля формул сполук елементів, які не змінюють свої ступені окиснення. Причому спочатку зрівнюють кількості атомів металів, далі кислотних залишків, потім Гідрогену, а баланс Оксигену використовують для перевірки знайдених коефіцієнтів. Отже, рівняння матиме такий вигляд:



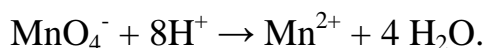
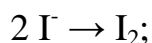
Реакції, що відбуваються в розчинах, доволі повно можна охарактеризувати, складаючи рівняння цього процесу *методом напівреакцій*. Наприклад, розглянемо реакцію окислення калій йодиду калій перманганатом у кислому середовищі. Записуємо схему цієї реакції:



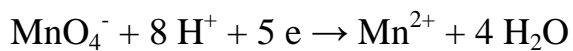
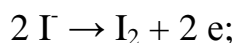
Складаємо йонні схеми процесів окислення та відновлення:



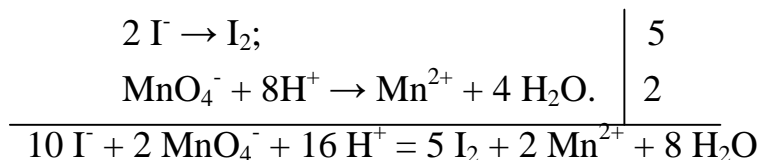
Прирівнюємо схеми реакцій за елементами. Для цього у лівій частині схеми можна використовувати йони гідрогену та молекули води, якщо реакція перебігає в кислому середовищі; або ж йони гідроксиду та молекули води, - в лужному середовищі:



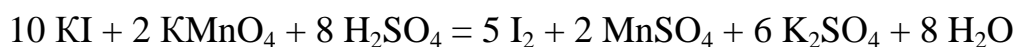
Наступний крок – прирівнювання зарядів у лівій та правій частинах схеми. Для цього додаємо (або віднімаємо) необхідну кількість електронів



Щоб прирівняти кількість електронів в обох півреакціях, першу з них домножуємо на 5, а другу – на 2.



У молекулярній формі рівняння реакції матиме такий вигляд:



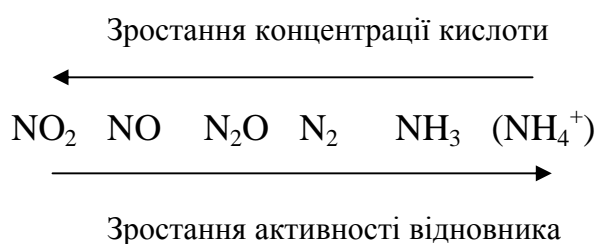
У багатьох випадках як окислювач використовують сульфатну або нітратну кислоту, специфіка поведінки яких визначається низкою факторів. Такими факторами є, перш за все, концентрація кислоти та активність, природа відновника, який застосовується.

У розведеній сульфатній кислоті окислювачем є йон гідрогену, який здатний окислювати метали, що стоять у ряді напруг до Гідрогену (див. Додаток 4). При цьому виділяється водень, а атоми металу входять до складу відповідної солі сульфатної кислоти.

У концентрованій сульфатній кислоті окислювачем є атом Сульфуру, який знаходиться у вищому ступені окиснення (+6). Вона окислює метали й неметали, відновлюючись до  $\text{SO}_2$ , якщо мова йде про малоактивні метали; до  $\text{H}_2\text{S}$  при реакціях з активними металами. У деяких випадках може утворюватись вільна сірка.

Нітратна кислота окислювальні властивості виявляє за рахунок атома Нітрогену, який має найвищу позитивну ступінь окиснення (+5). Концентрована кислота окислює більшість металів й неметалів до їхнього вищого ступеню окиснення, при цьому неметал здатний утворювати відповідну кислоту, а метал входить до складу солі. У деяких випадках утворюються вищі оксиди елементів.

Продукт відновлення Нітрогену значною мірою визначається концентрацією кислоти. Чим активнішим є відновник та чим більш розведеною є кислота, тим більша глибина відновлення Нітрогену:

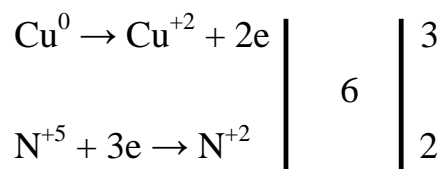


**Приклад.** Визначити масу міді, що містить 1,5% нерозчинних домішок, яку можна розчинити у  $200 \text{ см}^3$  нітратної кислоти з концентрацією 30% ( $\rho_{\text{HNO}_3} = 1,184 \text{ г/см}^3$ ).

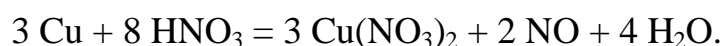
**Р і ш е н н я.** Мідь є металом малої активності, тому при реакції з розведеною нітратною кислотою продуктом відновлення може бути утворення оксиду  $\text{NO}$ . Схема даної реакції:



Знаходимо коефіцієнти методом електронного балансу:



Подальше рівняння проводимо з урахуванням витрат кислоти і як окисника (2 моль), і як солеутворювача (6 моль):



Визначаємо масу нітратної кислоти, яка міститься у заданому об'ємі розчину:

$$m_{HNO_3} = \frac{v_{роз} \cdot r \cdot w}{100} = \frac{200 \cdot 1,184 \cdot 30}{100} = 71(z)$$

Виходячи з мольного співвідношення речовин у реакції (3:8), знаходимо масу міді, яка може розчинитися у відомій кількості нітратної кислоти:

$$3 \cdot 64 \text{ ----- } 8 \cdot 63$$

$$m_{Cu} \text{ ----- } 71;$$

$$m_{Cu} = \frac{71 \cdot 192}{504} = 25(z)$$

Знаходимо масу міді з домішками:

$$m_{Cu} = \frac{25 \cdot 100}{98,5} = 25,4(z)$$

154. Визначити ступінь окиснення атома Нітрогену у таких частинках:

а)  $N_2O_4$ ;      б)  $(NH_4)_2CO_3$ ;      в)  $NO_2^-$ .

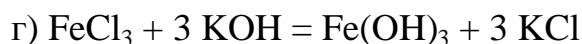
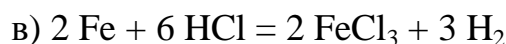
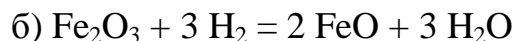
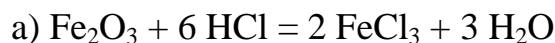
(Відповідь: а (+4); б (-3); в (+3))

155. Визначити ступінь окиснення атома Феруму у таких частинках:

а)  $Fe_3(PO_4)_2$ ;      б)  $K_2FeO_4$ ;      в)  $Fe(OH)SO_4$ .

(Відповідь: а (+2); б (+6); в (+3))

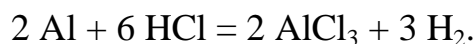
156. Які з наведених нижче реакцій є окислювально-відновними?



(Відповідь: б, в, д)

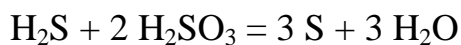
157. Які речовини є окислювачем та відновником у наведеній реакції?

Вказати ступінь окиснення атома-окислювача та атома-відновника.



(Відповідь: +1; 0)

158. Визначити, які речовини є окислювачем та відновником у наведеній реакції. Вказати ступінь окиснення атома-окислювача та атома-відновника.



(Відповідь: +4; -2)

159. Яка з наведених речовин здатна виконувати тільки роль відновника? Вказати молярну масу цієї речовини.

а)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ; б)  $\text{CrO}_3$ ; в)  $\text{Cr}$ ; г)  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ .

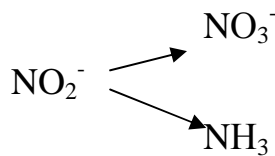
(Відповідь: 52 г/моль)

160. Яка з наведених речовин здатна виконувати тільки роль окислювача? Вказати молярну масу цієї речовини.

а)  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ; б)  $\text{KMnO}_4$ ; в)  $\text{MnO}_2$ ; г)  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ .

(Відповідь: 158 г/моль)

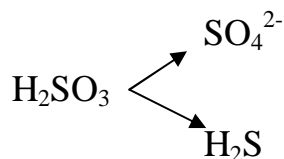
161. Визначити, як змінюється ступінь окиснення Нітрогену у таких перетвореннях:



Вказати кількість електронів, які беруть участь в процесі відновлення.

(Відповідь: 6)

162. Визначити, як змінюється ступінь окиснення Сульфуру у таких перетвореннях:



Вказати кількість електронів, яка бере участь в процесі окислення.

(Відповідь: 2)

163. Визначити можливість проходження окислювально-відновної реакції між наведеними речовинами та скласти відповідне рівняння реакції.

а)  $\text{KNO}_3$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; б)  $\text{K}_2\text{NO}_2$  і  $\text{HClO}_4$ ; в)  $\text{K}_2\text{S}$  і  $\text{AgNO}_3$ .

(Відповідь: б)

164. Визначити можливість проходження окислювально-відновної реакції між наведеними речовинами та скласти відповідне рівняння реакції.

а)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  і  $\text{H}_2\text{S}$ ;    б)  $\text{SO}_2$  і  $\text{NaOH}$ ;    в)  $\text{P}$  і  $\text{HNO}_3$ .

(Відповідь: в)

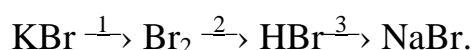
165. Написати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Вказати номери тих перетворень, які належать до окислювально-відновних.

(Відповідь: 1)

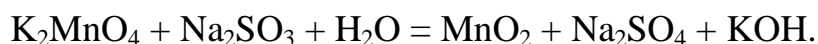
166. Написати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Вказати номери тих перетворень, які належать до окислювально-відновних.

(Відповідь: 1, 2)

167. Методом електронного балансу підібрати коефіцієнти до рівняння окислювально-відновної реакції



Вказати кількість речовини-окислювача (моль).

(Відповідь: 1)

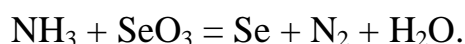
168. Методом електронного балансу підібрати коефіцієнти до рівняння окислювально-відновної реакції



Вказати кількість речовини-окислювача (моль).

(Відповідь: 8)

169. Методом електронного балансу підібрати коефіцієнти до рівняння окислювально-відновної реакції



Вказати суму усіх коефіцієнтів у рівнянні реакції.

(Відповідь: 8)

170. Методом електронного балансу підібрати коефіцієнти до рівняння окислювально-відновної реакції



Вказати суму усіх коефіцієнтів у рівнянні реакції.

(Відповідь: 9)

171. Методом електронного балансу підібрати коефіцієнти до рівняння окислювально-відновної реакції



Вказати суму усіх коефіцієнтів у рівнянні реакції.

(Відповідь: 17)

172. Визначити, скільки дигідроген сульфур (моль) окислюється у реакції з нітратною кислотою, якщо при цьому утворюється сульфатна кислота та нітроген (IV) оксид.

(Відповідь: 5)

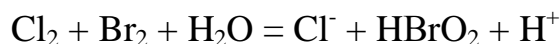
173. Визначити, скільки розведеної нітратної кислоти (моль) потрібно для окислення міді, якщо при цьому утворюється купрум (II) нітрат, нітроген (II) оксид та вода.

(Відповідь: 8)

174. Визначити, скільки розведеної нітратної кислоти (моль) потрібно для окислення цинку, якщо при цьому утворюється цинк нітрат, амоніак та вода.

(Відповідь: 9)

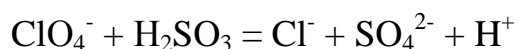
175. Підібрати коефіцієнти до окислювально-відновної реакції, яка має таку йонну форму



Записати рівняння у молекулярній формі, вказати коефіцієнт при речовині-окислювачі.

(Відповідь: 3)

176. Підібрати коефіцієнти до окислювально-відновної реакції, яка має таку йонну форму



Записати рівняння у молекулярній формі, вказати суму коефіцієнтів в лівій частині рівняння.

(Відповідь: 5)

## АТОМНІ МАСИ ДЕЯКИХ ЕЛЕМЕНТІВ

Елемент	Символ	Атомна маса	Елемент	Символ	Атомна маса
Алюміній	Al	27	Меркурій	Hg	201
Аргентум	Ag	108	Молібден	Mo	96
Аргон	Ar	40	Натрій	Na	23
Арсен	As	75	Неон	Ne	20
Аурум	Au	197	Нікол	Ni	59
Барій	Ba	137	Нітроген	N	14
Берилій	Be	9	Оксиген	O	16
Бор	B	11	Платина	Pt	195
Ванадій	V	51	Плюмбум	Pb	207
Вольфрам	W	184	Силіцій	Si	28
Гелій	He	4	Станум	Sn	119
Гідроген	H	1	Сульфур	S	32
Іод	I	127	Стронцій	Sr	88
Кадмій	Cd	112	Титан	Ti	48
Кальцій	Ca	40	Флуор	F	19
Калій	K	39	Ферум	Fe	56
Карбон	C	12	Фосфор	P	31
Кобальт	Co	59	Хлор	Cl	35,5
Купрум	Cu	63,5	Хром	Cr	52
Магній	Mg	24	Церій	Ce	140
Манган	Mn	55	Цинк	Zn	65

## ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНІСТЬ ДЕЯКИХ ЕЛЕМЕНТІВ

Елемент	Електронегативність	Елемент	Електронегативність
Калій	0,8	Гідроген	2,2
Натрій	0,9	Фосфор	2,2
Барій	0,9	Селен	2,5
Літій	1,0	Іод	2,6
Кальцій	1,0	Карбон	2,6
Магній	1,2	Сульфур	2,6
Алюміній	1,6	Бром	2,9
Цинк	1,6	Хлор	3,1
Ферум	1,8	Нітроген	3,0
Силіцій	1,9	Оксиген	3,5
Арсен	2,1	Флюор	4,0



## РОЗЧИННІСТЬ СОЛЕЙ ТА ГІДРОКСИДІВ У ВОДІ

Аніон	Катіон														
	Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	
OH <sup>-</sup>	P	P	-	-	BP	BP	P	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP
Cl <sup>-</sup>	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	-
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
S <sup>2-</sup>	P	P	-	BP	P	P	P	BP	BP	BP	BP	-	-	BP	BP
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	BP	P	BP	BP	P	P	P	BP	P	P	P	P
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	-	-	-	-
PO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	-	-	-	-

P – речовина розчинюється

BP – речовина важко розчинюється

- - речовина у присутності води не існує

## РЯД НАПРУЖЕНЬ МЕТАЛІВ

№ п/п	Окиснена форма	Відновлена форма	Електродний процес	$E^0$ , В
1	$\text{Li}^+$	$\text{Li}^0$	$\text{Li}^+ + e = \text{Li}^0$	- 3,02
2	$\text{K}^+$	$\text{K}^0$	$\text{K}^+ + e = \text{K}^0$	- 2,92
3	$\text{Ba}^{2+}$	$\text{Ba}^0$	$\text{Ba}^{2+} + 2e = \text{Ba}^0$	- 2,90
4	$\text{Sr}^{2+}$	$\text{Sr}^0$	$\text{Sr}^{2+} + 2e = \text{Sr}^0$	- 2,89
5	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Ca}^0$	$\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}^0$	- 2,87
6	$\text{Na}^+$	$\text{Na}^0$	$\text{Na}^+ + e = \text{Na}^0$	- 2,71
7	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Mg}^0$	$\text{Mg}^{2+} + 2e = \text{Mg}^0$	- 2,34
8	$\text{Al}^{3+}$	$\text{Al}^0$	$\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}^0$	- 1,67
9	$\text{Ti}^{2+}$	$\text{Ti}^0$	$\text{Ti}^{2+} + 2e = \text{Ti}^0$	- 1,63
10	$\text{V}^{2+}$	$\text{V}^0$	$\text{V}^{2+} + 2e = \text{V}^0$	- 1,50
11	$\text{Mn}^{2+}$	$\text{Mn}^0$	$\text{Mn}^{2+} + 2e = \text{Mn}^0$	- 1,05
12	$\text{Zn}^{2+}$	$\text{Zn}^0$	$\text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}^0$	- 0,76
13	$\text{Cr}^{3+}$	$\text{Cr}^0$	$\text{Cr}^{3+} + 3e = \text{Cr}^0$	- 0,71
14	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^0$	$\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}^0$	-0,44
15	$\text{Cd}^{2+}$	$\text{Cd}^0$	$\text{Cd}^{2+} + 2e = \text{Cd}^0$	-0,40
16	$\text{Co}^{2+}$	$\text{Co}^0$	$\text{Co}^{2+} + 2e = \text{Co}^0$	- 0,28
17	$\text{Ni}^{2+}$	$\text{Ni}^0$	$\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}^0$	- 0,25
18	$\text{Sn}^{2+}$	$\text{Sn}^0$	$\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}^0$	- 0,14
19	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Pb}^0$	$\text{Pb}^{2+} + 2e = \text{Pb}^0$	- 0,13
20	$2\text{H}^+$	$\text{H}_2$	$2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$	<b>0,00</b>
21	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Cu}^0$	$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}^0$	+ 0,34
22	$\text{Ag}^+$	$\text{Ag}^0$	$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}^0$	+ 0,80
23	$\text{Hg}^{2+}$	$\text{Hg}^0$	$\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}^0$	+ 0,86
24	$\text{Pt}^{2+}$	$\text{Pt}^0$	$\text{Pt}^{2+} + 2e = \text{Pt}^0$	+ 1,19
25	$\text{Au}^{3+}$	$\text{Au}^0$	$\text{Au}^{3+} + 3e = \text{Au}^0$	+ 1,42

## ЗМІСТ

Вступ .....	3
Розділ 1. Атомно-молекулярна теорія .....	4
Розділ 2. Будова атома. Періодична система елементів. Хімічний зв'язок .....	12
Розділ 3. Класи неорганічних сполук .....	22
Розділ 4. Властивості розчинів електролітів .....	31
Розділ 5. Окислювально-відновні реакції .....	40
Додаток .....	48

Навчальне видання

Клімашевський Леонід Михайлович

Грибанова Таїсія Олексіївна

Герасименко Людмила Григорівна

## Хімія

Задачі, вправи

Частина I

Навчальний посібник

Тем. план 2006, поз.

Підписано до друку . .06. Формат 60×80<sub>1/16</sub> Папір друк. Друк плоский.

Облік.-вид. арк. 3,0. Умов. друк. арк. 2,95. Тираж 100 пр. Замовлення №

Національна металургійна академія України  
49600, м. Дніпропетровськ-5, пр. Гагаріна, 4

---

Редакційно-видавничий відділ НМетАУ