

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ**  
**Державний заклад**  
**«ЛУГАНСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**  
**ІМЕНІ ТАРАСА ШЕВЧЕНКА»**

Факультет природничих наук

Кафедра хімії, географії та наук про Землю

Потапенко Е.В., Ісаєнко І.П.

**ЗАГАЛЬНА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ.**  
**ЗБІРНИК ЗАДАЧ ТА ВПРАВ**

Навчальний посібник

2022

УДК 54(075.8)

П 64

**Рецензенти:**

**Галстян А. Г.** – доктор хімічних наук, професор, професор кафедри промислової фармації Київського національного університету технологій та дизайну;

**Корчуганова О. М.** – кандидат технічних наук, доцент, доцент кафедри фармації, виробництва та технологій Східноукраїнського національного університету імені Володимира Даля.

**Потапенко Е.В., Ісаєнко І.П. Загальна неорганічна хімія. Збірник задач і вправ:** навчальний посібник для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня, які вивчають освітні компоненти «Хімія», «Загальна та неорганічна хімія». Полтава: Вид-во ДЗ «ЛНУ імені Тараса Шевченка», 2023. 120 с.

Навчальний посібник містить задачі до ключових програмних розділів освітнього компоненту «Загальна та неорганічна хімія»; до розділів додано теоретичний матеріал необхідний для розв'язання задач та виконання вправ; приклади розв'язування задач; окремі довідкові матеріали, які стануть корисними під час розв'язання задач та виконання вправ. Навчальний посібник може бути корисним при підготовці здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня спеціальностей «Середня освіта. Хімія», «Хімія», «Екологія», «Середня освіта. Біологія», «Біологія», «Агрономія».

УДК 54(075.8)

*Рекомендовано до друку вченою радою Державного закладу  
«Луганський національний університет імені Тараса Шевченка»  
(протокол № 6 від «23» грудня 2022 р.)*

© Потапенко Е. В., Ісаєнко І. П., 2022  
© ДЗ „ЛНУ імені Тараса Шевченка”, 2022

## ЗМІСТ

<b>ВСТУП</b>	4
<b>СТЕХІОМЕТРИЧНІ ЗАКОНИ</b>	4
<b>РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ ТА РІВНЯННЯМИ</b>	9
<b>ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН И ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЄЛЄЄВА. БУДОВА АТОМУ</b>	11
<b>ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ</b>	20
<b>МЕТОДИ УТВОРЕННЯ ХІМІЧНОГО ЗВ'ЯЗКУ</b>	22
<b>ЕНЕРГЕТИКА І НАПРЯМОК ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ. ТЕРМОДИНАМІЧНІ ПАРАМЕТРИ (ФУНКЦІЇ) СТАНУ СИСТЕМИ</b>	31
<b>Термохімічні рівняння</b>	33
<b>ЕНТРОПІЯ. ЕНЕРГІЯ ГІББСА. ЕНТАЛЬПІЙНИЙ І ЕНТРОПІЙНИЙ ФАКТОРИ ХІМІЧНОГО ПРОЦЕСУ</b>	34
<b>Ентальпійний і ентропійний фактори</b>	36
<b>ОСНОВНІ ФАКТОРИ, ЩО ВПЛИВАЮТЬ НА ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ</b>	37
<b>Вплив температури на швидкість реакції</b>	39
<b>Енергія активації</b>	40
<b>Оборотність хімічних реакцій. Константа хімічної рівноваги</b>	40
<b>КІЛЬКІСНИЙ СКЛАД РОЗЧИНІВ</b>	48
<b>ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ</b>	57
<b>РОЗТАШУВАННЯ КОЕФІЦІЄНТІВ У РІВНЯННЯХ ОВР МЕТОДОМ ЕЛЕКТРОННОГО БАЛАНСУ</b>	59
<b>ЕЛЕКТРОДНІ І ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПОТЕНЦІАЛИ ТА ЇХ ВИКОРИСТАННЯ</b>	62
<b>ВПЛИВ РІЗНИХ ФАКТОРІВ НА НАПРЯМ ПЕРЕБІГУ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ</b>	65
<b>Вплив величини рН розчину на напрям перебігу ОВР</b>	66
<b>Вплив температури на напрям перебігу ОВР</b>	67
<b>Вплив величини ДР (доданок розчинності) малорозчинного продукту на напрям перебігу ОВР</b>	68
<b>Вплив комплексоутворення на напрям ОВР</b>	69
<b>КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ</b>	70
<b>Номенклатура комплексних сполук</b>	71
<b>Комплексні сполуки у водних розчинах</b>	72
<b>ЗАДАЧІ</b>	75
<b>ДОДАТКИ</b>	110

## ВСТУП

Кожен окремий вид матерії, що володіє за даних умов певними фізичними властивостями, називають речовиною. Властивості речовини називають ознаки, за якими речовини відрізняються одна від одної або подібні між собою. Найважливішими фізичними властивостями речовин є: агрегатний стан (твердий, рідкий, газоподібний); колір; щільність; температури кипіння та плавлення; тепло- та електропровідність; розчинність у воді та інших рідинах; смак; запах, тощо.

Хімія вивчає склад, будову, властивості та перетворення речовин. Зміни з речовинами можна віднести до фізичних чи хімічних явищ. Фізичні явища, які відбуваються навколо нас, мають велике значення. У промисловому виробництві металів, пластмас та інших матеріалів надають певну форму (при штампуванні, прокаті) і в результаті отримують різноманітні предмети.

При хімічних реакціях вихідні речовини перетворюються на інші речовини, що володіють іншими властивостями. Про це можна судити за зовнішніми ознаками хімічних реакцій: 1) виділення теплоти (іноді світла); 2) зміна забарвлення; 3) поява запаху; 4) утворення осаду; 5) виділення газу. У багатьох випадках хімічні реакції є джерелом отримання енергії різних видів. При згорянні палива виділяється теплота, яку використовують у побуті та в промисловості. Складні біохімічні процеси, які у організмах рослин, тварин і людини, пов'язані з різними хімічними перетвореннями.

## СТЕХІОМЕТРИЧНІ ЗАКОНИ

1. Закон збереження маси речовин: загальна маса речовин, що вступають у хімічну реакцію, дорівнює загальній масі речовин, що утворюються в результаті реакції.

2. Закон сталості складу: будь-яка чиста речовина має постійний склад, який не залежить від способу одержання цієї речовини.

3. Закон Авогадро: в рівних обсягах різних газів при однакових умовах міститься однакове число молекул.  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул будь-якого газу за нормальних умов ( $t = 0 \text{ }^\circ\text{C}$  і  $P = 101\,325 \text{ Па}$ ), приблизно дорівнює 22,4 л. Цей обсяг називається молярним об'ємом газу  $V_m$ .

Друге слідство із закону Авогадро: відношення щільностей двох газів за однакових умов називається відносною щільністю одного газу по іншому (D).

4. Закон об'ємних відносин газів: обсяги газів, які за однакових умов вступають у реакцію і які виходять в результаті реакції, відносяться один до одного як невеликі цілі числа.

5. Закон еквівалентів: маси (об'єми) речовин, що реагують одна з одною, пропорційні їх еквівалентним масам (об'ємам). Маса одного еквівалента елемента називається його еквівалентною масою.

До важливіших понять хімії відносяться хімічний елемент, атом, молекула, іон, речовина, кількість речовини, моль.

Атом – найменша частинка елемента, що зберігає його хімічні властивості; електрично нейтральна частинка, що складається з позитивно зарядженого ядра, яке практично визначає його масу (більше за 99,9 %), та електронів, що оточують ядро й визначають розміри атома. Атоми з'єднуються друг з другом хімічним зв'язком, утворюючи при цьому молекули або кристали речовини. Розміри та маси атомів надзвичайно малі. Наприклад, маси атомів Карбону і Оксигену дорівнюють відповідно  $1,993 \cdot 10^{-26}$  кг та  $2,658 \cdot 10^{-26}$  кг. В хімії наряду з абсолютними значеннями мас широко використовують і значення відносних атомних мас.

**Відносна атомна маса** – відношення середньої маси атома даного елемента, знайденої для натуральної суміші його нуклідів, до  $1/12$  маси атома нукліда  $^{12}\text{C}$ .

Якщо маса  $^{12}\text{C}$  дорівнює  $1,995 \cdot 10^{-26}$  кг, тоді  
 $m_a(^{12}\text{C})/12 = 1/12 \cdot 1,995 \text{ кг} = 1,663 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$ .

Цю величину називають атомною одиницею маси і позначають символом «u» (від англійського «unit», що означає «одиниця»). Таким чином,  
 $1u = 1,663 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$ .

Наприклад, відносна атомна маса Оксигену дорівнює  
 $A_r(\text{O}) = m_a(\text{O}) / 1u = 2,658 \cdot 10^{-26} \text{ кг} / 1,663 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 16$

**Молекула** – Найменша частинка простої речовини або сполуки, яка може існувати окремо, зберігаючи хімічні властивості простої речовини або сполуки. Вона є електрично нейтральною системою хімічно зв'язаних між собою в певній послідовності атомів. Молекулі відповідає мінімум на поверхні потенціальної енергії, глибина якого є достатньою принаймні для одного коливального стану. Іонні сполуки не складаються з молекул.

Відносна молекулярна маса  $M_r$  – відношення середньої маси формульної одиниці речовини при збереженні природної суміші ізотопів кожного з елементів у ній, до  $1/12$  маси ізотопу  $^{12}\text{C}$ .

Наприклад, відносна молекулярна маса води дорівнює:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) \frac{m_{\text{молекули}} \text{H}_2\text{O}}{1u} = \frac{2,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{1,663 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 18$$

Значення  $M_r$  речовини завжди дорівнює суми значень  $A_r$  елементів, що його утворює з урахуванням числа їх атомів в молекулі.

Іон – позитивно (катіон) або негативно (аніон) електрично заряджена частинка, заряд якої кратний зарядові електрона. Може існувати у різних агрегатних станах речовини. В електричному полі може бути носієм електричного струму (катіони рухаються до негативного електрода – катода, аніони – до позитивного, анода). У розчинах, зокрема, утворюється в результаті електролітичної дисоціації.

Речовина – матеріальна субстанція природного або синтетичного походження, яка є об'єктом хімічного дослідження, характеризується однорідністю, має певні сталі властивості і елементний склад. Це може бути проста речовина, низькомолекулярна сполука, полімер, пр., залізо, цукор, полістирол.

Моль – у системі СІ основна одиниця кількості речовини. Кількість речовини, виражена в грамах, що чисельно дорівнює її молекулярній масі і відзначається тим, що 1 моль всякої речовини відповідає однакова кількість молекул. Розраховується як формульна вага, виражена в грамах.

У ширшому розумінні — кількість хімічної сполуки (або хімічних частинок), яка містить число частинок (формульних одиниць), рівне числу атомів у 0,012 кг чистого нукліду  $^{12}\text{C}$ , при чому вид частинок повинен бути вказаним, пр., моль атомів, частинок, іонів, вільних радикалів, електронів, елементарних частинок або груп атомів хімічної сполуки.

Число  $6,02 \cdot 10^{23}$  називається постійна Авогадро і позначається символом  $N_A$ :

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Маса речовини, взятої в кількості 1 моль, називається молярною масою даної речовини. Вона позначається символом  $M$  і виражається в кг/моль або г/моль.

Маса речовини чисельно дорівнює добутку кількості речовини і молярної маси:

$$m(X) = n(X) \cdot M(X)$$

Об'єм газоподібної речовини, взятої в кількості 1 моль, називається молярним об'ємом речовини. Він позначається символом  $V_M$  і виражається в  $\text{м}^3/\text{моль}$  і  $\text{дл}^3/\text{моль}$ .

**Приклад 1.** Розрахуйте відносну молекулярну масу хлорної кислоти  $\text{HClO}_4$ .

**Рішення.** 1. Використовуючи періодичну систему Д.І. Менделєєва, знаходимо значення  $A_r$  елементів, що входять до складу хлорної кислоти:

$$A_r(\text{H}) = 1; A_r(\text{Cl}) = 35,5; A_r(\text{O}) = 16.$$

2. Розраховуємо відносну молекулярну масу хлорної кислоти:

$$M_r(\text{HClO}_4) = A_r(\text{H}) + A_r(\text{Cl}) + 4A_r(\text{O});$$

$$M_r(\text{HClO}_4) = 1 + 35,5 + 4 \cdot 16 = 100,5.$$

$$\text{Відповідь: } M_r(\text{HClO}_4) = 100,5.$$

**Приклад 2.** Визначте середню масу атома фтору (в кг), якщо відомо, що маса атома вуглецю-12 дорівнює  $1,995 \cdot 10^{-26}$  кг.

**Рішення.** 1. Розраховуємо масу (в кг) атомної одиниці маси:

$$m_a = 1/12 m(^{12}\text{C});$$

$$m_a = (1/12) \cdot 1,995 \cdot 10^{-26} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

2. Знаючи, що  $A_r(\text{F}) = 19$ , обчислюємо масу атома фтору:

$$m(\text{F}) = m(\text{a.o.m.}) \cdot A_r(\text{F});$$

$$m(\text{F}) = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг} \cdot 19 = 3,15 \cdot 10^{-26} \text{ кг}.$$

$$\text{Відповідь: } m(\text{F}) = 3,15 \cdot 10^{-26} \text{ кг}.$$

**Приклад 3.** Обчисліть кількість речовини цинку у зразку масою 2,6 г.

**Рішення.** 1. Відносна атомна маса цинку дорівнює 65, отже молярна маса цинку дорівнює 65 г/моль, тобто.  $M(\text{Zn}) = 65$  г/моль.

2. Обчислюємо кількість речовини цинку у зразку за формулою:

$$n(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{2,6 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 0,04 \text{ моль}$$

**Приклад 4.** Обчисліть масу йодиду натрію NaI, якщо кількість речовини його дорівнює 0,02 моль.

**Рішення.** 1. Розраховуємо відносну молекулярну масу йодиду натрію:

$$M(\text{NaI}) = 23 + 127 = 150.$$

Молярна маса йодиду натрію  $M(\text{NaI}) = 150$  г/моль.

2. Визначаємо масу йодиду натрію за формулою:

$$m(\text{NaI}) = n(\text{NaI}) \cdot M(\text{NaI});$$

$$m(\text{NaI}) = 0,02 \text{ моль} \cdot 150 \text{ г/моль} = 3 \text{ г}.$$

Відповідь:  $m(\text{NaI}) = 3$  г.

**Приклад 5.** Розрахуйте число молекул  $\text{Br}_2$  у бромі масою 6,4 г.

**Рішення.** 1. Враховуючи, що молярна маса брому

$M(\text{Br}_2) = 160$  г/моль, обчислюємо кількість речовини  $\text{Br}_2$  за формулою:

$$n(\text{Br}_2) = \frac{m(\text{Br}_2)}{M(\text{Br}_2)} = \frac{6,4 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 0,04 \text{ моль}$$

2. Розраховуємо число молекул (структурних одиниць) в речовині:

$$N(\text{Br}_2) = n(\text{Br}_2) \cdot N_A;$$

$$N(\text{Br}_2) = 0,04 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 2,41 \cdot 10^{22}.$$

Відповідь:  $2,41 \cdot 10^{22}$  молекул.

**Приклад 6.** Обчисліть об'єм, який займе за нормальних умов бромідна кислота масою 48,6 г.

**Рішення.** 1. Обчислюємо молярну масу бромідної кислоти:

$$M(\text{HBr}) = M(\text{H}) + M(\text{Br});$$

$$M(\text{HBr}) = (1 + 80) \text{ г/моль} = 81 \text{ г/моль}.$$

2. Кількість речовини бромідної кислоти дорівнює:

$$n(\text{HBr}) = \frac{m(\text{HBr})}{M(\text{HBr})} = \frac{48,6 \text{ г}}{81 \text{ г/моль}} = 0,6 \text{ моль}$$

3. Розраховуємо об'єм, який займе бромідна кислота за нормальних умов:

$$V(\text{HBr}) = n(\text{HBr}) \cdot V_m;$$

$$V(\text{HBr}) = 0,6 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 13,44 \text{ л}.$$

Відповідь: 13,44 л.

**Приклад 7.** При взаємодії 0,91 г деякого металу з соляною кислотою виділилося 0,314 л (н. у.) водню. Визначте цей метал.

**Рішення.** Відповідно до закону еквівалентів можна записати:

$$\frac{m_{Me}}{m_H} = \frac{E_{Me}}{E_H},$$

Звідки

$$\frac{0,91}{0,314 \cdot \frac{2}{22,4}} = \frac{E_{Me}}{E_H}; E_{Me} = 32,5.$$

Еквівалент елемента  $E$ , валентність елемента і його атомна маса  $A$  пов'язані між собою співвідношенням:  $E = A/V$ .

Припустимо, що валентність шуканого металу дорівнює одиниці, тоді його атомна маса  $A = 32,5$ . Металу з такою атомною масою немає. Припускаючи послідовно, що валентність металу дорівнює 2, 3 і так далі, знаходимо, що шуканим металом є цинк з атомною масою  $A = 65$ , який є двовалентним.

Відповідь: Цинк.

**Приклад 8.** Чому дорівнює об'єм (н.у.) еквіваленту Оксигену? На згоряння 0,5 г металу потрібно 0,23 л кисню (н.у.). Розрахуйте молярну масу еквівалента цього металу. Що це за метал, якщо його валентність ( $V$ ) дорівнює 2?

**Рішення.** Фактор еквівалентності для Оксигену дорівнює  $\frac{1}{2}$ , відповідно об'єм еквівалента:  $22,4 \cdot \frac{1}{2} = 11,2$  літра.

$$E(O) = 0,23 / 11,2 = 0,02 \text{ моль-екв.}$$

Таким чином, кількість еквіваленту металу повинно дорівнювати 0,02.

Звідси

$$0,5 \text{ г (Me)} \text{ ----- } 0,02 \text{ моль-екв}$$

$$m_e \text{ (Me)} \text{ ----- } 1 \text{ моль-екв}$$

$$m_e = 0,5 / 0,02 = 25,0 \text{ г / моль.}$$

$$M = m_e \cdot V = 25,0 \cdot 2 = 50 \text{ г / моль.}$$

**Приклад 9.** Невідомий елемент утворює гідрогену сполуку, що містить 8,9% Гідрогену. Розрахуйте відносну атомну масу елемента, якщо в цій сполуці він трьохвалентний. Складіть формулу цього гідриду.

**Рішення.**

$$8,9 \text{ од. м. H} \text{ ----- } 91,1 \text{ од. м. X}$$

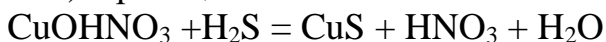
$$1 \text{ од. м. H} \text{ ----- } m_x$$

$$M_x = 91,1 \cdot 1 / 8,9 = 10,2 \text{ г / моль.}$$

$$M = m_x \cdot V = 10,2 \cdot 3 = 30,6 \text{ г / моль.}$$

Формула гідрида  $RH_3$ .

**Приклад 10.** Розрахуйте кількість речовини еквіваленту і молярну масу еквівалента нітрату гідроксосупруму ( $CuOHNO_3$ ) та гідрофосфату натрію ( $Na_2HPO_4$ ) в реакціях:





**Рішення.** Фактор еквівалентності для  $\text{CuOHNO}_3$  рaven  $\frac{1}{2}$ , відповідно  
 $m_e = \frac{1}{2} \cdot M(\text{CuOHNO}_3) = \frac{1}{2} \cdot 143 = 71,5 \text{ г / моль}$ .  
Фактор еквівалентності для  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  рaven  $\frac{1}{3}$ , відповідно  
 $m_e = \frac{1}{3} \cdot M(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = \frac{1}{3} \cdot 142 = 47,33 \text{ г / моль}$ .

## РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ ТА РІВНЯННЯМИ

Формули сполук показують, які елементи і в якій кількості входять до складу речовин. Розрізняють формули прості та молекулярні. Проста формула зазначає найбільш простий можливий атомний склад молекул речовини, який відповідає відношенню мас між елементами, що утворюють дану речовину. Молекулярна формула показує реальне число атомів кожного елемента в молекулі (для речовин молекулярної будови).

**Приклад 1.** Знайти просту формулу оксиду хрому, що містить 68,4% (мас.) хрому.

**Рішення.** Позначимо число атомів хрому і Оксигену в простій формулі оксиду через  $x$  та  $y$ .

$A_r(\text{Cr}) = 52$ ,  $A_r(\text{O}) = 16$ . Таким чином, маси хрому та Оксигену в складі оксиду відносяться як  $52x : 16y$ . Відповідно до умов завдання це співвідношення дорівнює  $68,4 : (100 - 68,4)$ . Відповідно,  $52x : 16y = 68,4 : 31,6$ , звідки  $x : y = 1,32 : 1,98$ .

Для того щоб, виразити отримане співвідношення цілими числами розділимо обидва його члена на найменший з них:  $x : y = 1 : 1,5$ , а далі помножимо на два і отримаємо цілі числа  $x : y = 2 : 3$ . Таким чином проста формула оксиду це  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ .

**Приклад 2.** Розрахуйте масу Оксигену, що міститься в 15 г сульфатної кислоти.

**Рішення. I спосіб.**  $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 15 \text{ г} / 98 \text{ г/моль} = 0,153 \text{ моль}$ . Відповідно до хімічної формули  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , в 1 молі сульфатної кислоти міститься 4 моля Оксигену, тому  $n(\text{O}_2) = 4 \cdot n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,612 \text{ моль}$ .

$m(\text{O}) = n(\text{O}) \cdot M(\text{O}) = 0,612 \text{ моль} \cdot 16 \text{ г/моль} = 9,79 \text{ г}$ .

**II спосіб.** В 98 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$  міститься  $4 \cdot 16 = 64 \text{ г}$  Оксигену

В 15 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$  міститься  $x \text{ г}$  Оксигену

$x = (15 \cdot 64) / 98 = 9,79 \text{ г}$ .

**Приклад 3.** В сполуці Нітрогену з Карбоном масова доля Карбону складає 46,15%. Щільність його парів по повітрю – 1,79. Виведіть істинну формулу речовини.

**Рішення.** Розрахуємо маси елементів, що містяться в 100 г речовини:

$m(\text{C}) = 46,15 \text{ г}$ ;  $m(\text{N}) = 100 - 46,15 = 53,85$ .

Позначимо число атому Карбону в молекулі речовини через  $x$ , а Нітрогену – через  $y$ . Тоді проста формула речовини матиме вигляд –  $C_xN_y$ , а істинна  $C_{nx}N_{ny}$  або  $n \cdot (C_xN_y)$ . (Необхідно визначити число  $n$ ). Число атомів елементів в простій формулі сполуки визначається співвідношенням кількості речовини елементів, що містяться у визначеній порції речовини, наприклад в 100 г.

$$x : y = n(C) : n(N) = \frac{m(C)}{M(C)} : \frac{m(N)}{M(N)} = \frac{46,15 \text{ г}}{12 \text{ г/моль}} : \frac{53,85 \text{ г}}{14 \text{ г/моль}} = 3,8 : 3,8 = 1 : 1.$$

Таке співвідношення відповідає простій формулі CN,  $M(CN) = 26 \text{ г/моль}$ .

Для знаходження істинної формули на початку визначимо молярну масу сполуки:  $M(C_{nx}N_{ny}) = D_{\text{пов}}(C_{nx}N_{ny}) M_{\text{пов}} = 1,79 \cdot 29 = 51,9 \text{ г/моль}$ , звідки  $n = (51,9 \text{ г моль}) / (26 \text{ г/моль})$ .

Істинна формула  $C_2N_2$ .

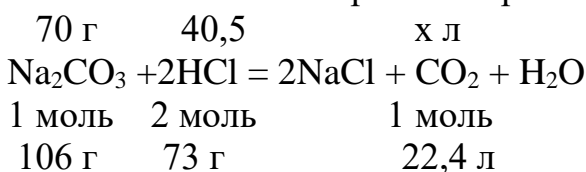
**Приклад 4.** Розрахуйте масу Нітрогену в 1 кг нітрату амонію.

**Рішення.** Стехіометричне співвідношення Нітрогену в нітраті амонію  $NH_4NO_3 \rightarrow 2N$  показує, що 1 моль  $NH_4NO_3$  містить 2 моля N. Тому

$$\begin{aligned} m(N) : m(NH_4NO_3) &= 2M(N) : M(NH_4NO_3); \\ m(N) &= (2M(N) \cdot m(NH_4NO_3)) : M(NH_4NO_3) = \\ &= (2 \cdot 1000 \text{ г} \cdot 14 \text{ г/моль}) : 80 \text{ г/моль} = 350 \text{ г}. \end{aligned}$$

**Приклад 5.** Який об'єм вуглекислого газу (н.у.) виділиться, якщо до карбонату натрію масою 70 г додати розчин, що містить 40,5 г HCl? (Розчинність  $CO_2$  нехтувати).

**Рішення.** Напишемо рівняння реакції:



Спочатку треба визначити яка речовина знаходиться в надлишку. Можна використовувати різні способи. Розглянемо один з них.

Відповідно до рівняння  $n(Na_2CO_3) = 1 \text{ моль}$ ;  $n(HCl) = 2 \text{ моль}$ .

На 1 моль HCl необхідно 0,5 моль  $Na_2CO_3$ . Відповідно до умов задачі

$$n(Na_2CO_3) = m(Na_2CO_3) / M(Na_2CO_3) = 70 \text{ г} : 106 \text{ г/моль} = 0,66 \text{ моль}.$$

$$n(HCl) = m(HCl) / M(HCl) = 40,5 \text{ г} : 36,5 \text{ г/моль} = 1,11 \text{ моль}.$$

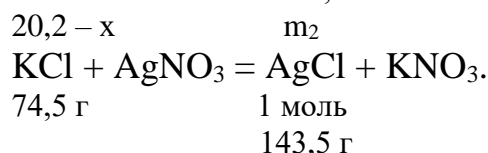
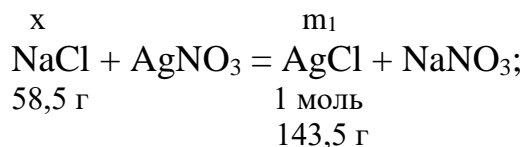
На 1,11 моль HCl необхідно  $1,11 : 2 = 0,555 \text{ моль } Na_2CO_3$ . Надлишок  $n(Na_2CO_3) = 0,66 - 0,555 = 0,105 \text{ моль}$ .

Розрахунок кількості продукту, що утворився проводять по тій речовині, яка прореагувала повністю (HCl). Так, згідно з рівнянням реакції з 2 моль HCl утворюється 1 моль  $CO_2$ . Тоді з 1,11 моль HCl утворюється 0,555 моль  $CO_2$ :

$$V(CO_2) = n(CO_2) \cdot V_m = 0,555 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ моль/л} = 12,4 \text{ л}.$$

**Приклад 6.** Із суміші хлоридів натрію і калію масою 20,2 г осадили надлишком нітриту аргентуму хлорид аргентуму масою 34,5 г. Які маси хлоридів натрію і калію в суміші?

**Рішення.** Позначимо  $m(\text{NaCl}) = x$ . Тоді  $m(\text{KCl}) = 20,2 - x$ . Складемо рівняння реакцій



$$m(\text{AgCl}) = m_1(\text{AgCl}) + m_2(\text{AgCl})$$

$$m_1 = 143,5x/58,5$$

$$m_2 = 143,5 \cdot (20,2 - x) : 74,5$$

Звідси

$$34,5 = x \cdot 143,5 : 58,5 + (20,2 - x) \cdot 143,5 : 74,5;$$

$$x = 8,65;$$

$$m(\text{NaCl}) = 8,65;$$

$$m(\text{KCl}) = 20,2 - 8,65 = 11,55 \text{ г.}$$

## ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН И ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА. БУДОВА АТОМУ

Періодичний закон Д.І. Менделєєва: властивості простих речовин, а також форми та властивості сполук елементів знаходяться у періодичній залежності від величини атомних мас елементів. Розмір позитивного заряду ядра атома дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва. Атом електронейтральний, отже, число електронів в електронній оболонці атома дорівнює заряду ядра або порядковому номеру елемента в періодичній системі  $Z$ . Протон ( $p$ ) – це частка масою, що дорівнює 1 а. о. м., і зарядом  $+1$ . Нейтрон ( $n$ ) – це електронейтральна частка масою, близькою до маси протона. Заряд ядра атома визначається числом протонів, що входять до його складу. Отже, число протонів в ядрі атома також дорівнює порядковому номеру елемента у періодичній системі Д.І. Менделєєва. Маса атома  $A$  дорівнює сумі мас усіх частинок, що входять до атома:

$$A = \text{маса протонів} + \text{нейтронів} + \text{маса електронів.}$$

Маса електронів настільки мала, що нею можна знехтувати, і маса атома визначається сумою мас його протонів і нейтронів. Загальна кількість протонів та нейтронів називається масовим числом ( $A$ ). Воно дорівнює округленому до цілого числа значення відносної атомної маси.

$$A_r = Z + N,$$

де  $A_r$  – відносна атомна маса елемента;  $Z$  – число протонів (або порядковий номер елемента в періодичній системі);  $N$  – Число нейтронів.

Таким чином, число нейтронів в ядрі атома дорівнює різниці між відносною атомною масою елемента та його порядковим номером:

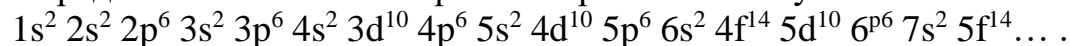
$$N = A_r - Z.$$

Різновиди атомів одного елемента, що мають однакові заряди ядер, але різними масовими числами, називаються ізотопами.

Реакції, у яких змінюється стан атомного ядра чи ядро перетворюється на ядра нових елементів, називаються ядерними.

Електрони в атомі характеризуються різною енергією, знаходяться на різній відстані від ядра і утворюють різні енергетичні рівні. Електрони, що знаходяться на однаковій відстані від ядра, утворюють один енергетичний рівень. Простір навколо ядра, в якому найімовірніше знаходження електрона, називається орбіталю.

Порядок заповнення електронних орбіталей наступний:

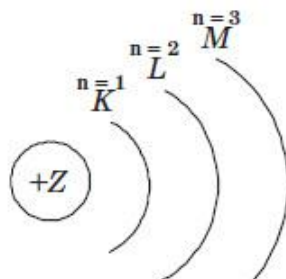


**Типи орбіталей.** Кожна орбіталь має певну форму. Орбіталі різної форми позначають різними літерами: s, p, d та f.

s-Орбіталі мають форму кулі, інакше кажучи, електрон, що перебуває на такій орбіталі (його називають s-електроном), більшу частину часу проводить усередині сфери. p-Орбіталі мають форму об'ємної вісімки. Форми d- і f-орбіталей більш складні.

**Структура орбіталей в атомі.** Орбіталі характеризуються не тільки формою, але й енергією. Кілька орбіталей, що мають однакову або приблизно однакову енергію, утворюють енергетичний рівень, або енергетичний шар.

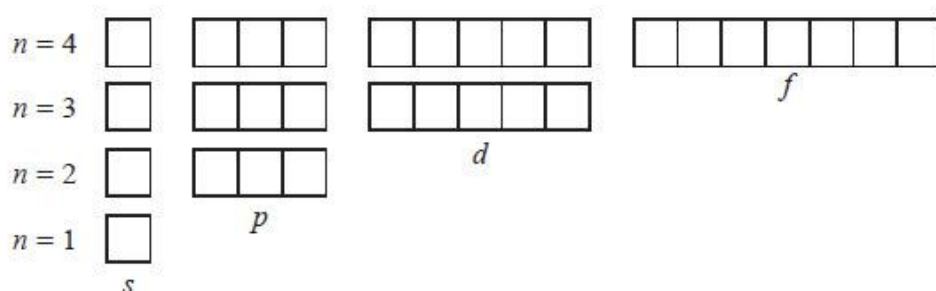
Кожний енергетичний рівень позначають числом  $n$  ( $n = 1, 2, 3, \dots$ ) або великою латинською літерою (K, L, M і далі за абеткою). Для першого (найближчого до ядра) рівня  $n = 1$ , його позначають літерою K, для другого  $n = 2$  (рівень L), для третього  $n = 3$  (рівень M) тощо. Шарувату будову електронної оболонки атомів можна показати так: окружністю позначене ядро, що має певний заряд, а дугами — енергетичні рівні:



Рівень із номером  $n$  включає  $n^2$  орбіталей. Таким чином, перший енергетичний рівень включає одну орбіталь, другий — чотири, третій — дев'ять і так далі.

Енергетичний підрівень може містити тільки певне число орбіталей. Кожен s-підрівень представлений однією s-орбітальною, p-підрівень - трьома p-орбітальями, d -підрівень – п'ятьма d-орбітальями, f-підрівень - сімома f-орбітальями. В атомі ці орбіталі розташовуються таким чином, що ядро атома збігається із центром орбіталі.

Графічно орбіталі заведено позначати квадратом. Отже, орбіталі перших чотирьох енергетичних рівнів будуть мати такий вигляд:



На кожній орбіталі максимально можуть розміститися два електрони, які мають однакову енергію, але відрізняються особливою властивістю - спіном. Спін електрона - це його внутрішня властивість, що характеризує відношення електрона до магнітного поля.

Одна орбіталь може містити такі два електрони, в яких спіни антипаралельні. Це правило називають принципом заборони Паулі: на одній орбіталі можуть перебувати не більше двох електронів, причому їхні спіни мають бути антипаралельними.

Графічно електрони зображають у вигляді стрілок, спрямованих угору або вниз, що наочно позначають напрямок спіну електрона. Стрілки, спрямовані в протилежні боки, позначають електрони з протилежними спінами:

- - вільна ( вакантна або незаповнена) орбіталь
- ↑ - орбіталь, що містить один електрон; такий електрон називають неспареним
- ↑↓ - заповнена орбіталь, що містить два електрони з протилежними спінами; такі електрони називають неспареним спареними, або електронною парою

Усі хімічні властивості речовин визначаються будовою електронних оболонок атомів. Для того щоб описати електронну будову атомів, необхідно знати, як саме розподілені електрони по орбітальях.

**Періодичний закон Д.І.Менделєєва.** Періодичний закон не можна звести до короткої формули. Зміст його слід виражати положеннями, наведеними нижче.

1. Всі види речовин складаються з хімічних елементів – різних типів атомів.

2. Хімічні елементи можна розмістити в ряд, у якому кожний елемент характеризується тільки йому властивим протонним числом, і в якому всі елементи перебувають у тісному взаємозв'язку і взаємозалежності.

3. Знаючи місце хімічного елемента у природному ряду, можна описати його властивості, визначити валентність, атомну масу, передбачити синтез нових сполук, до складу яких входять ті чи інші елементи.

4. Із збільшенням протонних чисел хімічних елементів їхні властивості змінюються періодично. Через певне число номерів (не завжди одне й те саме) повторюються валентності елементів, загальні формули їхніх хімічних сполук тощо.

5. Подібні елементи, крім періодично віддалених, можуть розміщуватись поряд. Знаючи послідовність розподілу елементів і характер подібності між ними, можна передбачати існування нових елементів, прогнозувати їхні властивості.

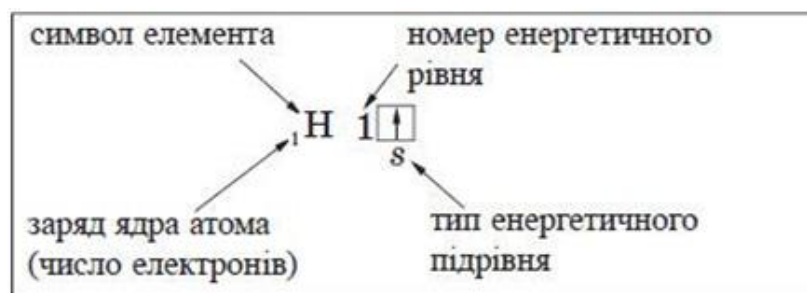
Періодичний закон конкретизовано виражений у вигляді періодичної системи елементів (періодичної таблиці). Кожне з цих положень є важливим для правильного розуміння значення відкриття, зробленого Д. І. Менделєєвим. Воно визначило його властивості, оскільки місце елемента в таблиці визначається його властивостями.

**Будова періодичної системи.** Періодична система хімічних елементів – це конкретизований (табличний) вираз періодичного закону. Існує дві основні структурні одиниці періодичної системи: період і група. Період – це ряд хімічних елементів, розміщених за зростанням їхніх протонних чисел і який розпочинається з лужного металу (перший період – з Гідрогену) і закінчується інертним газом.

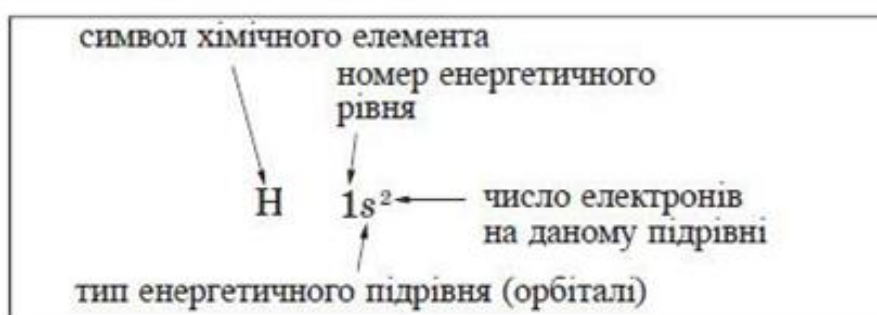
Є сім періодів: один найменший (він складається з двох елементів – Гідрогену і Гелію), два малих (по вісім елементів); два великих (по вісімнадцять елементів); шостий період найбільший (32 елементи); а останній період – незакінчений. У періодах простежується поступове послаблення металічних властивостей елементів і наростання неметалічних з переходом до інертних газів, що наочно можна показати на прикладі елементів другого періоду.

**Періодична система елементів Д.І. Менделєєва і електронна будова атома.** Число енергетичних рівнів, які заповнюються в певному атомі, визначають за номером періоду Періодичної системи, в якому розташований певний хімічний елемент. Так, в атомах хімічних елементів першого періоду заповнюється тільки перший енергетичний рівень, в атомах другого періоду – перші два енергетичні рівні, третього – три, тощо.

Гідроген розташований у першому періоді під номером 1. Із цього випливає, що в електронній оболонці атомів Гідрогену є тільки один електрон, який розташований на першому енергетичному рівні на єдиній s-орбіталі:

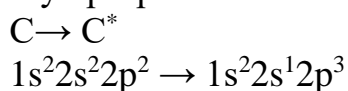


Окрім графічного зображення будови електронної оболонки, використовують також її запис у вигляді формули – електронної конфігурації, в якій наводять усі зайняті енергетичні підрівні із зазначенням числа електронів на кожному з них. Електронна конфігурація Гідрогену  $1s^1$ .

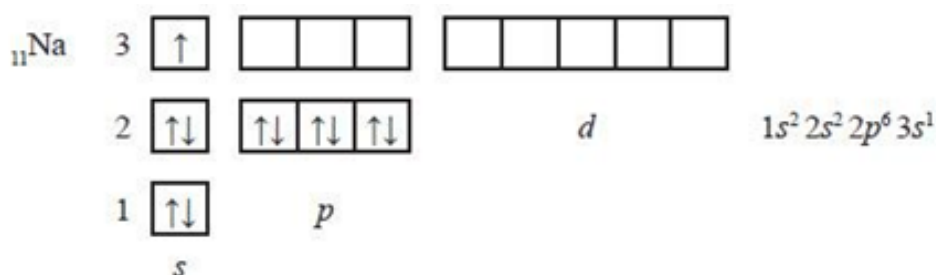


Розподіл електронів по орбіталах відбувається за *правилом Хунда*: У межах одного енергетичного підрівня електрони розташовуються таким чином, щоб число неспарених електронів було максимальне.

Атом Карбону чотиривалентний. Для того щоб виявляти таку валентність, він повинен мати чотири неспарених електрони. Це досягається в результаті збудження атома і переходу одного електрона із  $2s$ -орбіталі у вакантну  $2p$ -орбіталь:



Електронні оболонки атомів інших періодів заповнюються за такими самими правилами. Так, в атомів першого елемента третього періоду – Натрію – починає заповнюватися третій енергетичний рівень:



Структура Періодичної системи повністю обумовлюється принципами будови електронної оболонки атомів. Число хімічних елементів, що містяться

кожному періоді, визначається місткістю відповідних енергетичних шарів. Число орбіталей на кожному енергетичному рівні визначається за формулою  $n^2$ , де  $n$  – номер енергетичного рівня. Оскільки кожна орбіталь містить щонайбільше два електрони, то максимальне число електронів на кожному енергетичному рівні буде  $2n^2$ .

Атомні орбіталі поділяють за типами на  $s$ ,  $p$ ,  $d$  та  $f$ . За цим же принципом можна класифікувати й хімічні елементи. Якщо в атомах хімічного елемента останнім заповнюється  $s$ -підрівень, то такі елементи відносять до  $s$ -елементів. У Періодичній системі клітинки з такими елементами зазвичай зафарбовують у червоний колір. Якщо останнім заповнюється  $p$ -підрівень, то такий елемент називають  $p$ -елементом, і його клітинку в Періодичній системі зафарбовують, як правило, у жовтий колір.  $d$ -Підрівень заповнюється в  $d$ -елементів (синій колір у Періодичній системі) і  $f$ -підрівень у  $f$ -елементів (зелений колір).

Хімічні елементи, в атомах яких відбувається заповнення електронами перед зовнішнього енергетичного рівня, називають перехідними.

Розподіл елементів по головних та побічних підгрупах також обумовлюється будовою електронних оболонок. До головних підгруп входять тільки  $s$ -та  $p$ -елементи, в яких заповнюється зовнішній енергетичний рівень, а до побічних груп входять  $d$ -елементи, в яких заповнюється передзовнішній електронний шар.

Хімічні властивості елементів обумовлюються не всіма електронами, а тільки тими, які мають найбільшу енергію. Ці електрони називають валентними.

Саме від числа валентних електронів залежить те, є елемент металом чи неметалом, властивості його сполук та значення валентності в цих сполуках.

Якщо в атомах елементів на зовнішньому рівні є невелике число електронів (переважно від одного до чотирьох), то елемент проявляє металічні властивості, а якщо на зовнішньому рівні є більше чотирьох електронів, то елемент проявляє переважно неметалічні властивості. Чим більшим число електронів на зовнішньому рівні, тим більше виражені неметалічні властивості й менше – металічні.

Атоми, які містять на зовнішньому рівні число електронів, проміжне між металічними й неметалічними (зазвичай це три-чотири), утворюють амфотерні сполуки.

***Залежність металічних і неметалічних властивостей від будови зовнішнього електронного шару.*** Заряджений атом або групу атомів називають іоном. Розрізняють катіони – іони з позитивним зарядом, та аніони – негативно заряджені іони.

Металічні властивості обумовлюються здатністю віддавати електрони, а неметалічні – здатністю їх приєднувати. У періоді зі збільшенням порядкового номера металічні властивості зменшуються, а неметалічні – зростають. Кожний період починається найбільш активним (серед елементів певного періоду) металічним елементом, а наприкінці періоду розташований най-



більш активний неметалічний елемент (у групі VII) та інертний газ (у групі VIII).

Електронні конфігурації іонів можна вивести з електронних конфігурацій атомів, додавши до них або віднявши від них потрібне число електронів. Наприклад, електронна конфігурація атома Літію -  $1s^2 2s^1$ , а йона Літію  $Li^+ - 1s^2$ , що збігається з конфігурацією атома інертного газу гелію.

При утворенні аніонів додаткові електрони займають вільні орбіталі. Наприклад, конфігурація атома Хлору  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ , а йона  $Cl^- - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ , що збігається з електронною конфігурацією атома інертного газу аргону.

*Радіус атома* – відстань від центра ядра до сферичної поверхні, якої торкаються орбіта лі з електронами останнього енергетичного рівня.

В атомів хімічних елементів одного періоду число електронних шарів, що заповнюється, однакове, адже й радіус їхніх атомів має бути однаковим. Проте в періоді зі збільшенням порядкового номера хімічного елемента заряд ядра послідовно зростає. Електрони зі збільшенням заряду ядра притягуються до нього сильніше, і тому в періоді радіус атомів поступово зменшується.

У головних підгрупах зі збільшенням порядкового номера елемента (згори вниз) зростає число зайнятих енергетичних рівнів. Саме тому радіус атомів хімічних елементів однієї групи збільшується.

Зміна радіусів атомів у групах пояснює зміну металічних властивостей елементів однієї групи. Чим далі від ядра розташовані валентні електрони (електрони зовнішнього енергетичного рівня), тим менше вони притягуються до ядра, адже зовнішні електрони зі збільшенням радіуса легше віддавати, і це призводить до того, що металічні властивості, які обумовлені здатністю елементів віддавати електрони, у групах зростають.

Водночас неметалічні властивості елементів у групах зі збільшенням радіуса атомів (порядкового номера) зменшуються. Металічні властивості, таким чином, найбільш яскраво виражені в нижнього елемента підгрупи, а неметалічні – у верхнього.

З огляду на зміни металічних властивостей у періодах, можна стверджувати, що серед усіх хімічних елементів найбільш активним металічним елементом є Францій (оскільки Францій у природі не виявлений, а добутий штучно ядерним синтезом, то серед існуючих елементів найбільш активний елемент – Цезій). А найбільш активний неметалічний елемент – Флуор.

**Приклад 1.** Опишіть хімічні властивості елемента з порядковим номером 23 по його розташуванню в періодичній системі.

**Рішення.** За періодичною системою визначаємо, що елемент із порядковим номером 23 знаходиться у четвертому періоді та в побічній підгрупі V групи. Цей елемент – ванадій V. Електронна формула V:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$ .

Отже, V – d-елемент. Елемент може легко віддавати 2 електрони з 4-го рівня, виявляючи ступінь окислення +2. При цьому він утворює оксид VO і

гідроксид  $V(OH)_2$ , що виявляють основні властивості. Газоподібних водневих сполук ванадій не утворює, оскільки розташований у побічній підгрупі. Атом ванадію може також віддавати електрони з d-підрівня передостаннього енергетичного рівня (3 електрона) і, таким чином, виявляти вищий ступінь окислення +5 (чисельно рівну номеру групи, в якій розташований елемент). Оксид, відповідний вищого ступеня окиснення,  $V_2O_5$ . Цей оксид має кислотні властивостями. Як гідроксид йому відповідає нестійка метаванадієва кислота  $HVO_3$  (солі її – ванадати – стійкі з'єднання).

**Приклад 2.** Елемент літій складається з двох природних ізотопів  ${}^6Li$  (масова частка 7,52%) та  ${}^7Li$  (92,48%). Чому дорівнює відносна атомна маса елемента літію?

**Рішення.** 1. Виберемо для розрахунків зразок літію масою 100 г, тобто.  $m(Li) = 100$  г. Розраховуємо масу ізотопу  ${}^6Li$ :

$$m({}^6Li) = \frac{m(Li)\omega({}^6Li)}{100} = \frac{100 \text{ г} \cdot 7,52}{100} = 7,52 \text{ г.}$$

2. Кількість речовини літію у цій масі складе:

$$n({}^6Li) = \frac{m({}^6Li)}{M({}^6Li)} = \frac{7,52 \text{ г}}{6 \text{ г/моль}} = 1,25 \text{ моль.}$$

3. Аналогічно обчислюємо масу та кількість речовини  ${}^7Li$ :

$$m({}^7Li) = \frac{m(Li)\omega({}^7Li)}{100} = \frac{100 \text{ г} \cdot 92,48}{100} = 92,48 \text{ г.}$$

$$n({}^7Li) = \frac{m({}^7Li)}{M({}^7Li)} = \frac{92,48 \text{ г}}{7 \text{ г/моль}} = 13,21 \text{ моль.}$$

4. Загальна кількість речовини літію у вибраному зразку становитиме:

$$n(Li) = n({}^6Li) + n({}^7Li) = 1,25 \text{ моль} + 13,21 \text{ моль} = 14,46 \text{ моль.}$$

5. Розраховуємо молярну масу літію:

$$M(Li) = \frac{m(Li)}{n(Li)} = \frac{100}{14,46 \text{ моль}} = 6,9 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

6. Відносна атомна маса чисельно дорівнює молярній масі,  $A_r(Li) = 6,9$ .

**Приклад 3.** Відносна атомна маса бору елемента становить 10,811. Відомо, що бір має два природні ізотопи  ${}^{10}B$  і  ${}^{11}B$ . Визначте масову частку кожного з ізотопів у природному борі.

**Рішення.** 1. Виберемо для розрахунків зразок бору масою 100 г, тобто.  $m(B) = 100$  г. Позначимо масову частку  ${}^{10}B$  природному борі через  $x$ , тобто:  $\omega({}^{10}B) = x$  %. Тоді,  $\omega({}^{11}B) = 100 - \omega({}^{10}B) = (100 - x)$  %.

2. Визначаємо масу та кількість речовини  ${}^{10}B$  у вибраному зразку:

$$m({}^{10}B) = \frac{m(B)\omega({}^{10}B)}{100} = \frac{100 \text{ г} \cdot x}{100} = x \text{ г;}$$

$$n({}^{10}B) = \frac{m({}^{10}B)}{M({}^{10}B)} = \frac{x \text{ г}}{10 \text{ г/моль}} = \frac{x}{10} \text{ моль.}$$

3. Аналогічно обчислюємо масу та кількість речовини  ${}^{11}B$ :

$$m(^{11}\text{B}) = \frac{m(\text{B})\omega(^{11}\text{B})}{100} = \frac{100 \text{ г} \cdot (100-x)}{100} = (100-x) \text{ г}.$$

$$n(^{11}\text{B}) = \frac{m(^{11}\text{B})}{M(^{11}\text{B})} = \frac{(100-x) \text{ г}}{11 \text{ г/моль}} = \frac{100-x}{11} \text{ моль}$$

4. Загальна кількість речовини бору становитиме:

$$n(\text{B}) = n(^{10}\text{B}) + n(^{11}\text{B}) = \left( \frac{x}{10} + \frac{100-x}{11} \right) \text{ моль} = \frac{x+1000}{110} \text{ моль}.$$

5. Молярна маса бору чисельно дорівнює відносній атомній масі:  $M(\text{B}) = 10,811 \text{ г/моль}$ . З іншого боку:

$$M(\text{B}) = \frac{m(\text{B})}{n(\text{B})}; \frac{100 \text{ г}}{\frac{x+1000}{110}} \text{ моль}.$$

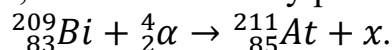
6. Вирішуючи отримане рівняння, отримуємо  $x \approx 17,5$ , тобто.  $\omega(^{10}\text{B}) = 17,5\%$ .

7. Розраховуємо масову частку ізоотопу  $^{11}\text{B}$ :

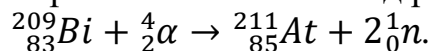
$$\omega(^{11}\text{B}) = (100 - 17,5) \% = 82,5 \%$$

**Приклад 4.** Елемент астат (ізоотоп  $^{211}_{85}\text{At}1$ ) був отриманий опроміненням ізоотопу вісмуту  $^{209}_{83}\text{Bi}$ -частинами (ядрами атомів гелію). Напишіть рівняння ядерної реакції.

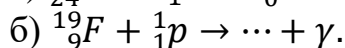
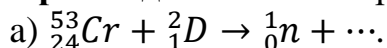
**Рішення.** При складанні рівнянь ядерних реакцій необхідно враховувати закон збереження маси речовин (Маса електронів при цьому не враховується). Крім того, заряди всіх частинок у лівій та правій частинах рівняння повинні бути рівними. У лівій частині записуємо взаємодіючі ядра, у правій – продукти реакції. Враховуючи порядкові номери та відносні маси атомів, напишемо схему реакції:



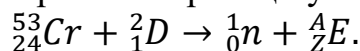
Очевидно, частка  $x$  повинна мати заряд 0 (оскільки  $83 + 2 = 85$ ) і атомну масу  $209 + 4 - 211 = 2$ . Частка з зарядом 0 - це нейтрон  ${}^1_0n$ , отже, має утворитися два нейтрони. Остаточний вид рівняння



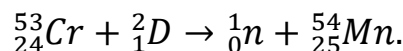
**Приклад 5.** Закінчити рівняння ядерних реакцій:



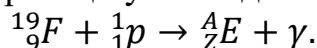
**Рішення.** а) Запишемо рівняння реакції у вигляді:



Для верхніх індексів:  $53 + 2 = 1 + A$ , тоді  $A = 54$ . Для нижніх індексів:  $24 + 1 = 0 + Z$ , звідси  $Z = 25$ . Ядро, що утворилося  ${}^{54}_{25}\text{E}$  – це ізоотоп Мангану. Повний запис рівняння:



б) Запишемо рівняння реакції у вигляді:

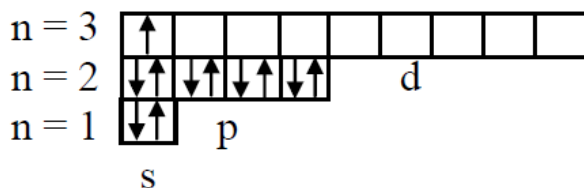


Для верхніх індексів:  $19+1=A+0$ ;  $A = 20$ . Для нижніх індексів:  $9 + 1 = Z + 0$ ;  $Z=10$ . Ядро, що утворилося  ${}_{10}^{20}\text{Ne}$  – це ізоотоп Неону. Повний запис рівняння:  

$${}_{9}^{19}\text{F} + {}_1^1\text{p} \rightarrow {}_{10}^{20}\text{Ne} + \gamma.$$

**Приклад 6.** Складіть електронну формулу елемента з порядковим номером 11. Покажіть розподіл електронів за орбіталями.

**Рішення.** За порядковим номером укладаємо: в атомі 11 електронів. Цей елемент – натрій. Електронна формула Na:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Електронної формули натрію відповідає наступний розподіл електронів по орбіталям:



## ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ

Залежно від характеру хімічного зв'язку розпізнають *ковалентний, іонний* та *металічний* зв'язки. Крім того, в хімії часто зустрічаються *водневий* та *донорно-акцепторний* зв'язки.

**Іонний зв'язок.** При взаємодії двох атомів з різними електронегативностями один з них віддає, а другий приймає електрони; при цьому перший атом перетворюється в позитивний іон, а другий – в негативний. Взаємна електростатична взаємодія цих іонів приводить до утворення стійкої сполуки.

*Хімічний зв'язок між іонами, спричинений електростатичним притяганням, називається електровалентним, або іонним, зв'язком.*

Він реалізується в сполуках типових металів (Na, Ca, Mg, Ba) з типовими неметалами (O, S, галогени). Проте, слід розуміти, що навіть в оксидах, сульфідах металів іонний зв'язок повністю, не реалізується.

**Ковалентний зв'язок.** *Хімічний зв'язок, що здійснюється електронними парами, називають ковалентним. Це двоелектронний і двоцентровий (утримує двоє ядер) зв'язок.*

Розрізняють два види ковалентного зв'язку.

*Неполярний ковалентний зв'язок* – виникає між атомами з однаковою електронегативністю ( $\text{H}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ ).

*Полярний ковалентний зв'язок* – виникає між атомами з різною електронегативністю; спільна електронна пара зміщується до більш електро-негативного атома ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$ ). Це найбільш поширений тип хімічного зв'язку.

Для оцінки здатності атома даного елемента відтягувати себе електрони, здійснюючи зв'язок, користуються значенням відносної електронегативності ( $\chi$ ). Чим більша електронегативність атома, тим сильніша приваблює він

узагальнені електрони. Іншими словами, при утворенні ковалентного зв'язку між двома атомами різних елементів загальна електронна хмара зміщується до більш електронегативного атома і тим більше, ніж більше різниця електронегативностей ( $\Delta\chi$ ) взаємодіючих атомів. Тому зі зростанням  $\Delta\chi$  ступінь іонності зв'язку зростає. Значення електронегативності атомів деяких елементів по відношенню до електронегативності фтору, прийнятої рівної 4,0, наведені у табл. 1.

**Металічний зв'язок.** *Зв'язок, який утворюється внаслідок взаємодії відносно вільних електронів з йонами металів, що розміщуються в вузлах кристалічної решітки, називають металічним зв'язком.*

Цей тип зв'язку характерний для простих речовин – металів (K, Na, Cu, Fe, Au тощо).

Металічний зв'язок характерний для металів у твердому і рідкому станах. Це властивість агрегатів атомів, розміщених в безпосередній близькості один від одного. Однак у пароподібному стані атоми металів сполучені між собою ковалентними зв'язками. Пара металів складається з окремих молекул. Міцність зв'язку в кристалі більша, ніж у молекулі металу, а тому процес утворення металічного кристалу відбувається з виділенням енергії.

**Таблиця 1**  
Відносна електронегативність атомів

H 2,1						
Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,07	O 3,5	F 4,0
Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,5	Sn 1,7	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6

Металічний зв'язок дещо подібний до ковалентного, оскільки і в його основі лежить узагальнення валентних електронів. Однак електрони, які здійснюють ковалентний зв'язок, належать лише двом сусіднім атомам і міцно з ними зв'язані. Електрони ж, які здійснюють металічний зв'язок, вільно переміщуються по всьому кристалу і належать усім його атомам. Металічний зв'язок відрізняється від ковалентного і за міцністю. Його енергія в 3 – 4 рази менша за енергію ковалентного зв'язку.

**Водневий зв'язок.** *Зв'язок, що утворюється між атомами Гідрогену однієї молекули і атомом електронегативного елемента (F, Cl, N) іншої молекули, називають водневим.*

Він реалізується в таких речовинах, як  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{NH}_3$ , спиртах  $\text{R} - \text{OH}$ , кислотах ( $\text{R} - \text{COOH}$ ) і так далі.

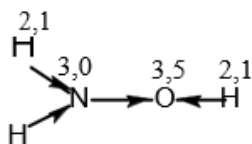
Цей зв'язок значно слабкіший за інші типи зв'язку. Наявність водневого зв'язку приводить до асоціації (агрегування) молекул, що в свою чергу проявляється в аномальних властивостях (висока температура кипіння, велика в'яз-кість) таких речовин як, вода, аміак, спирти, кислоти тощо.

Водневі зв'язки відіграють надзвичайно важливу роль у процесах, що відбуваються у живих організмах. Завдяки цим зв'язкам молекули нуклеїнових кислот (ДНК, РНК) і білків утворюють просторові спіралі, за допомогою яких передається генетична інформація.

## МЕТОДИ УТВОРЕННЯ ХІМІЧНОГО ЗВ'ЯЗКУ

Утворення хімічної сполуки (молекули, складного іону та ін.) відбувається тому, що вони більш енергетично стійкі. Молекулярний стан сполуки за звичайних умов більш стійкий, ніж атомний. Атоми об'єднуються в молекули за рахунок виникнення хімічного зв'язку між ними. Число таких зв'язків визначається валентністю даного атома. Утворення молекул зумовлено кулонівським притяганням між електронами і атомними ядрами. Так як основні особливості атома визначаються властивостями електронів та їх розміщенням поблизу ядра, то характеристика зв'язків в молекулі полягає в тому, щоб знайти розподіл електронної густини в даній молекулі. Ця задача досить трудомістка, тому для характеристики хімічних зв'язків в будь-яких молекулах на даний час найбільше розповсюдження знайшли спрощені полуемпіричні методи – метод валентних зв'язків (ВЗ) і метод молекулярних орбіталей (МО). В основі цих методів лежать уяви квантової механіки.

**Метод валентних зв'язків.** З точки зору метода валентних зв'язків механізм утворення зв'язку полягає в утворенні електронних пар, при цьому проходить часткове об'єднання одноелектронних хмар двох атомів, що приводить до скупчення електронної густини між ядрами цих атомів або до розпуснення електронної хмари і зменшенню електронної густини. В першому випадку виникають сили притягання між атомами (електронні пари мають протилежно направлені спіни), в другому випадку – сили відштовхування (спіни одного і того ж напрямку). Такий двухцентровий, двоелектронний зв'язок називається *ковалентним*. Ковалентний зв'язок, утворений за рахунок об'єднання двох електронів однакових атомів або атомів, що мають не-значну різницю в електронегативності – *неполярний*. У випадку утворення ковалентного зв'язку між атомами з різною електронегативності утворений зв'язок буде полярний, а спільна електронна пара буде зміщена ближче до більш електронегативного атома, наприклад в молекулі гідроксил-амін:

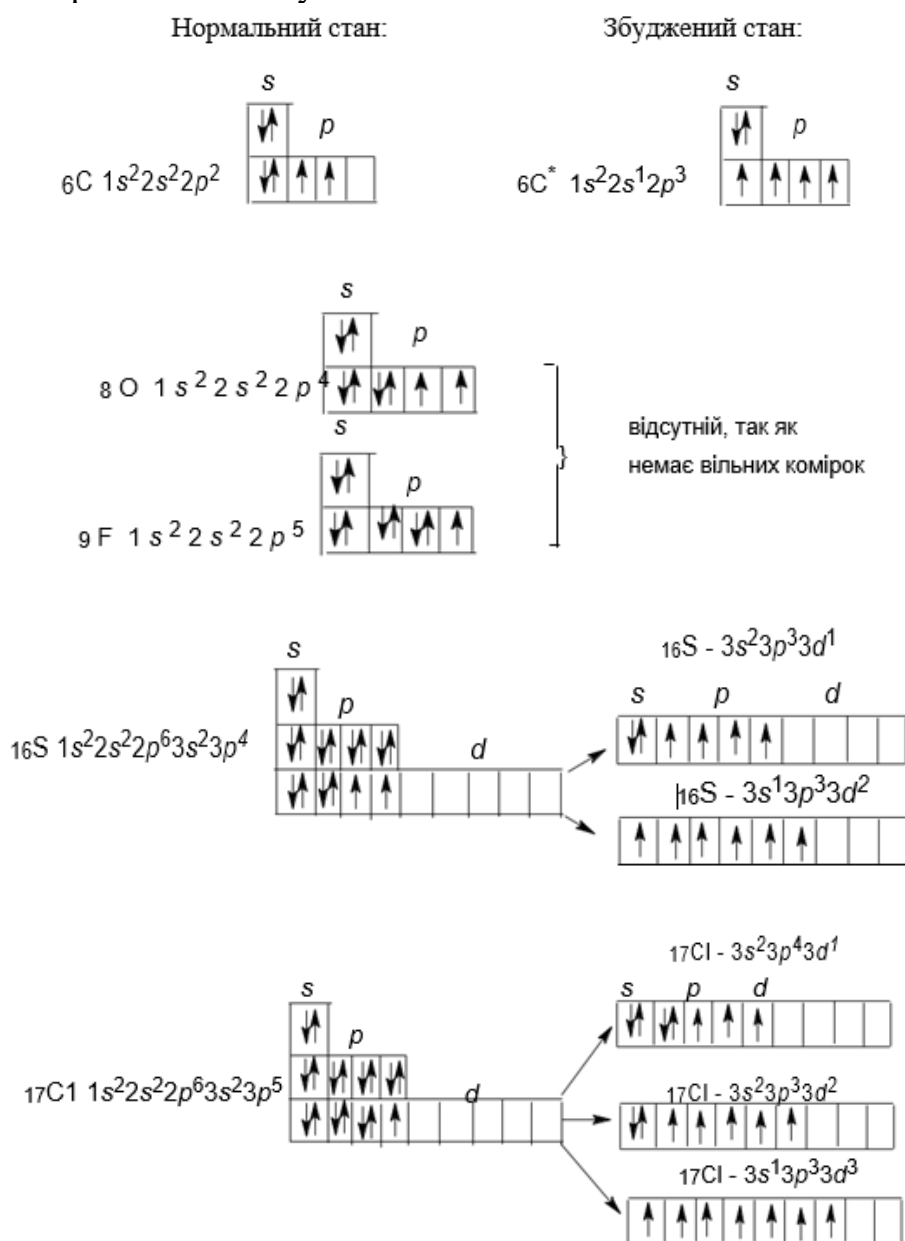


Основні властивості ковалентного зв'язку: насиченість, направленість та поляризуємість.

Насиченість ковалентного зв'язку пояснюється наявністю в атомі того чи іншого елемента певної кількості неспарених електронів. Число неспарених електронів і визначає валентність атома.

Валентність, що визначається загальним числом неспарених електронів або тих, що утворюються при послідовному збудженні атома, часто називають *спінвалентністю*.

Число неспарених електронів в атомі визначається **правилом Хунда** і наявністю вільних комірок (АО) в тому ж квантовому шарі. При збудженні атома електрони можуть переходити в ці вільні комірки, а атоми – проявляти більшу валентність. Це можливо лише тоді, коли затрата енергії, яка необхідна для збудження атома і переходу електрона з одної орбіталі на іншу, невелика компенсується енергією, що виділяється при утворенні відповідної сполуки, в якій елемент проявляє більшу валентність:



З приведеної схеми видно, скільки неспарених електронів є у кожного атома і яку спінвалентність вони можуть проявляти в нормальному і збудженому стані, а також, чому сірка переважно проявляє парну валентність, а хлор – непарну.

Направленість ковалентного зв'язку обумовлено тим, що електронні хмари атома мають певну конфігурацію і розташування в просторі. Часто в утворенні зв'язку приймають участь електрони різних енергетичних станів і, отже, орбіталі різних конфігурацій. В цьому випадку може проходити так звана гібридизація (змішування) електронних хмар (орбіталей). Утворюються нові гібридні хмари, але вже однакової форми.

Наприклад, при змішуванні одної  $s$ - і одної  $p$ -орбіталей проходить  $sp$ -гібридизація, за рахунок якої утворюється дві так звані  $q$ -орбіталі, розташовані одна відносно другої під кутом  $180^\circ$ . При змішуванні одної  $s$ - і двох  $p$ -орбіталей проходить  $sp^2$ -гібридизація, за рахунок якої утворюється три гібридні  $q$ -орбіталі, розташовані в одній площині і під кутом  $120^\circ$ . При  $sp^3$ -гібридизації — чотири  $q$ -орбіталі розміщені в просторі під кутом  $109^\circ 28'$  (тетраedr), а при  $sp^3d^2$ -гібридизації утворюється шість  $q$ -орбіталей, які розміщені під кутом  $90^\circ$  (октаedr).

Поляризуємість ковалентного зв'язку пояснюється різною електрнегативністю атомів, що утворюють молекулу. Електронна хмара зв'язку (електрон-на пара) зміщена до більш електровід'ємного атома, і в молекулі утворюється електричний момент диполя.

Чим більше різниця в електрнегативності двох елементів, тим більше хімічний зв'язок між їх атомами відрізняється від ковалентного зв'язку і наближується до *іонного*, різниця між відносними електрнегативностями натрію і фтору рівна  $4,0 - 0,9 = 3,1$ , тому в NaF зв'язок іонний; в молекулі  $Cl_2$ , де ця різниця рівна нулю (одинакові атоми) зв'язок ковалентний неполярний; в молекулах HF (різниця електрнегативностей 1,9) і IC1 (різниця 0,5) зв'язки полярні, причому у молекули HF момент диполя більше в порівнянні з молекулою IC1. Полярність зв'язків не означає ще наявності електричного моменту диполя в молекулі. Момент диполя складних молекул рівний векторній сумі окремих зв'язків і неподільних пар цієї молекули. Наприклад, момент диполя симетрично побудованих молекул  $CO_2$  і  $SO_3$  рівний нулю, хоча зв'язок C=O і S=O поляризовані. У несиметрично побудованих молекул CO і  $SO_2$  момент диполя відповідно рівний  $3,663 \cdot 10^{-31}$  і  $5,361 \cdot 10^{-30}$  Кл·м.

За рахунок зсуву зв'язуючої електронної хмари в бік більш електрнегативного атома атоми отримують заряд ( $\delta$ ), як правило, не цілий, тобто, він менше заряду електрона, і називається ефективним зарядом. Наприклад, в HCl  $\delta_H = +0,2e^-$ ;  $\delta_{Cl} = -0,2e^-$ ; в NaCl  $\delta_{Na} = +0,8e^-$ ,  $\delta_{Cl} = -0,8e^-$ .

Чим більше значення ефективного заряду, тим в більшій мірі зв'язок носить іонний характер. Звичайно, в сполуках атому приписують цілочисельні значення заряду, яке називають його *електричною валентністю* або *ступенем окислення*.



*Ступінь окислення – це електричний заряд (в одиницях заряду електрона), який отримав би даний атом, якщо б кожна загальна пара електронів, що зв'язує його з іншими атомами, повністю перемістилася б до більш електронегативного атома.*

Іншими словами: під ступенем окислення ( $n$ ) розуміють умовний заряд атома, який вираховують виходячи з припущення, що молекула складається тільки із іонів. Інколи замість ступеня окислення використовують терміни *стан окислення, окислювальне число, зарядність*. Ступінь окислення одноатомного іону завжди рівний його заряду.

На відміну від валентності (спін валентності), яку визначає число неспарених електронів, що ідуть на утворення спільних електронних пар,  $i$ , значить, не має знаку, ступінь окислення має знак.

Метод ВЗ передбачає і інший спосіб утворення ковалентного зв'язку. Зв'язок, який утворюється за рахунок неподіленої електронної пари однієї із частинок (*донора*) і вільної квантової квартирки (орбіталі) другої (*акцептора*), називається *донорно-акцепторним зв'язком*.

Таким чином, число зв'язків атома обумовлено не тільки наявністю одноелектронних хмар (спінвалентність), але і двохелектронних хмар (донор) і вільних орбіталей (акцептор). Таким чином, *валентність (ковалентність) елемента в загальному випадку визначається числом орбіталей, які можуть бути використані для утворення хімічних зв'язків*.

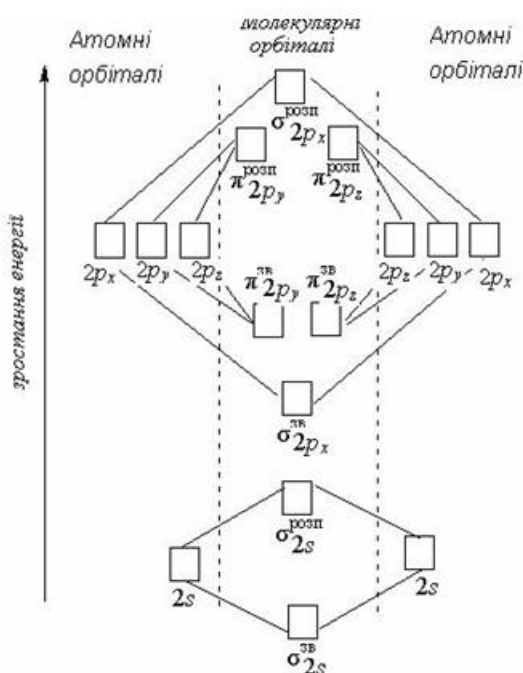
**Метод молекулярних орбіталей.** Для пояснення хімічного зв'язку і будови молекул виникла нова теорія – метод молекулярних орбіталей (МО). Стан електрона в атомі квантовою механікою описується за допомогою сукупності атомних орбіталей, кожна з яких характеризується певним набором атомних квантових чисел. В методі МО стан молекули описується як сукупність електронних молекулярних орбіталей, кожній з яких також відповідає певний набір молекулярних квантових чисел, що характеризують її енергію і розміщення в просторі. Якщо теорія ВЗ за атомами, що входять до складу молекули, зберігає їх індивідуальність, то теорія МО розглядає молекулу як одну частинку. На відміну від атомних одноцентрових (одно ядро) молекулярні орбіталі є багатоцентровими. Заповнення молекулярних орбіталей проходить так само як і атомних, з дотриманням принципу Паулі і правила Хунда.

По аналогії з атомними  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ -орбіталями молекулярні орбіталі позначаються грецькими буквами  $\sigma$ ,  $\pi$ ,  $\delta$ ,  $\phi$ . Для побудови молекулярних орбіталей використовують спосіб *лінійної комбінації атомних орбіталей* (метод ЛКАО) При цьому число молекулярних орбіталей рівно сумі атомних орбіталей. Молекулярній орбіталі (МО), що утворюється від об'єднання атомних орбіталей (АО), відповідає більш низька енергія, ніж початковим орбіталям. Така МО має підвищену електронну густину в просторі між ядрами, сприяє утворенню хімічного зв'язку і називається *зв'язуючою*. Молекулярній орбіталі, що утворилася в наслідок віднімання атомних, відповідає більш висока енергія, ніж атомним орбіталям. Електронна густина в цьому випадку

сконцентрована за ядрами атомів, а між ними рівна нулю. Подібні МО менш енергетично стійкі ніж початкові АО, вони приводять до послаблення хімічного зв'язку і називаються розпушуючими. Електрони, що займають зв'язуючі і розпушуючі орбіталі, називаються відповідно *зв'язуючими* (*зв*) і *розпушуючими* (*розп*) електронами. Заповнення молекулярних орбіталей проходить по мірі зростання їх енергії в такій послідовності:

$$\begin{aligned} \sigma^{зв}1s < \sigma^{розп}1s < \sigma^{зв}2s < \sigma^{розп}2s < \sigma^{зв}2p_x < \pi^{зв}2p_y = \\ &= \pi^{зв}2p_z < \pi^{розп}2p_y = \pi^{розп}2p_z < \sigma^{розп}2p_x \end{aligned}$$

Утворення молекулярних орбіталей із атомних зображають схематично у вигляді енергетичних діаграм, в яких кожна із атомних і молекулярних орбіталей позначається прямокутником (або кружком). Орбіталі з меншою енергією поміщають нижче орбіталей, що мають значно більшу енергію (рис. 1). Число зв'язуючих і розпушуючих електронів залежить від їх числа в атомах вихідних електронів.



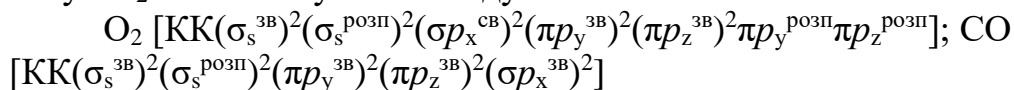
**Рис. 1. Енергетична схема утворення молекулярних орбіталей із атомних для гомоядерних молекул 2-го періоду.**

При утворенні молекул  $B_2$ ,  $C_2$  і  $N_2$  енергія зв'язуючої  $\sigma 2p_x$ -орбіталі більше енергії зв'язуючих  $\pi 2p_y$ - і  $\pi 2p_z$ - орбіталей більше енергії зв'язуючої  $\sigma 2p_x$ -орбіталі. Це необхідно враховувати при зображенні енергетичних схем відповідних молекул.

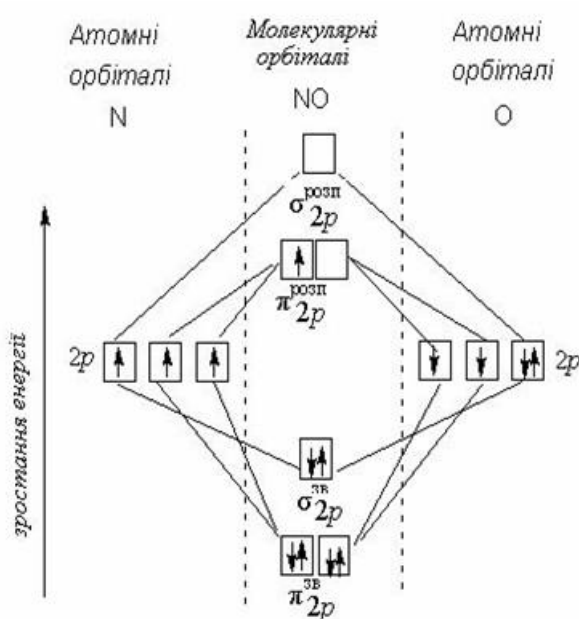
В двохатомній гетероядерній молекулі NO (рис. 2) один  $\pi^{розп}2p$ -електрон, тоді як в молекулі  $O_2$  їх два, а в молекулі  $N_2$  розпушуючих електронів немає. Цим можна легко пояснити проміжне значення енергії дисоціації молекули NO (628 кДж/моль) в порівнянні з молекулами  $O_2$  (498 кДж/моль) і

$N_2$  (946 кДж/моль). Із схеми видно, що енергія  $2p$ -електронів атомів азоту і кисню різні; так як ядро атома кисню має більш високий заряд, ніж ядро атома азоту, то електрони атома Оксигену сильніше притягують ядро і мають більш низьку енергію.

Подібно електронним формулам, які показують розподіл електронів в атомі по атомним орбіталям, в методі МО складаються формули молекул, що відображають їх електронну конфігурацію. Так, електронна конфігурація молекул  $O_2$  і  $CO$  описуються слідуючим чином:



Буквами  $KK$  показано, що чотири  $1s$ -електрони (два зв'язуючих і два розп'ячуючих) практично не впливають на хімічний зв'язок.



**Рис. 2. Енергетична схема заповнення електронами молекулярних орбіталей в молекулі  $NO$  (показані тільки  $2p$ -електрони атомів)**

*Іонний зв'язок* слід розглядати як крайній випадок полярного ковалентного зв'язку. Іонний зв'язок на відміну від ковалентного характеризується *ненаправленістю* і *ненасиченістю*.

Міжмолекулярна взаємодія може здійснюватися не лише за рахунок донорно-акцепторних зв'язків, але і за рахунок сил Ван-дер-Ваальса (дисперсійної, орієнтаційної і індукційної взаємодії) і водневих зв'язків. *Водневий зв'язок* обумовлений властивостями протону ( $H^+$ ): його діаметр приблизно в  $10^5$  раз менше діаметрів інших атомів, і в наслідок відсутності електронів він не відчуває відштовхування від електронної оболонки іншого атома або негативно зарядженого іона, а, навпаки, притягується ним. Водневий зв'язок може перш за все утворюватися в тих сполуках, де водень, віддаючи свій електрон, знаходиться в стані, близькому до стану позитивного іона, тобто тоді, коли він пов'язаний з атомами найбільш електронегативних

елементів (на-приклад з фтором, киснем). Поруч з електронегативною взаємодією у виникненні водневого зв'язку суттєву роль відіграє і донорно-акцепторна взаємодія.

**Приклад 1.** Обчислити різницю відносних електронегативностей атомів для зв'язків Н – О та О – Е у сполуках  $E(OH)_2$ , де Е – Mg, Ca або Sr, і визначити: а) який із зв'язків Н - О або О - Е характеризується в кожній молекулі більшою ступенем іонності; б) який характер дисоціації цих молекул у водному розчині?

**Рішення.** За даними табл. 1 обчислюємо різницю електронегативностей для зв'язків О – Е:  $\Delta\chi \text{ Mg} - \text{O} = 3,5 - 1,2 = 2,3$ ;  $\Delta\chi \text{ Ca} - \text{O} = 3,5 - 1,04 = 2,46$ ;  $\Delta\chi \text{ Sr} - \text{O} = 3,5 - 0,99 = 2,51$ . Різниця електронегативності для зв'язку О – Н становить 1,4.

Отже: а) у всіх розглянутих молекулах зв'язок Е – О більш полярна і характеризується більшим ступенем іонності; б) дисоціація на іони у водних розчинах здійснюватиметься за найбільш іонним зв'язком відповідно до схемою:  $E(OH)_2 = E^{2+} + 2OH^-$ ; отже, всі аналізовані сполуки дисоціюватимуть за типом основ.

**Приклад 2.** Визначте, у якого з'єднання (KF або KI) температура плавління нижче.

**Рішення.** Радіус  $\Gamma^-$  і, отже, його поляризуємість істотно більша, ніж у  $F^-$ . Тому електронна щільність у кристалі KI частково зміститься від аніону до катіону, що зменшить їх ефективні заряди та міцність зв'язку.

Температура плавлення у KI буде нижчою, ніж у KF.

**Приклад 3.** Яка із солей (RbCl або AgCl) починає плавитися при нижчій температурі?

**Рішення.** За розмірами катіони приблизно однакові, але  $Ag^+$ , що має 18-електронну зовнішню конфігурацію, має більшу поляризуючу дію, ніж  $Rb^+$ , що має 8-електронну зовнішню оболонку. Це призведе до більшої поляризації  $Cl^-$  у AgCl, зменшенню ефективних зарядів на іонах, ослабленню зв'язку у кристалі. AgCl виявляється менш стійким і плавиться за більш низької температури.

**Приклад 4.** При нормальному тиску ( $1,01 \cdot 10^5$  Па) температура кипіння  $H_2O - 373$ ;  $H_2S - 212,8$ ;  $H_2Se - 231,7$ ;  $H_2Te - 271$  К. Поясніть можливе «порушення» у характері зміни температури кипіння серед  $H_2O - H_2S - H_2Se - H_2Te$ .

**Рішення.** Для переведення «важких» молекул з рідкого стану в газоподібний потрібні великі витрати енергії та температури кипіння таких речовин вищі. Цій вимозі відповідає послідовність  $H_2S - H_2Se - H_2Te$ . "Аномалія" для води пояснюється агрегацією її молекул у більші крупні утворення за рахунок водневого зв'язку, що проявляється насамперед у

водневих сполуках сильно електронегативних елементів другого періоду періодичної системи.

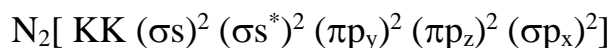
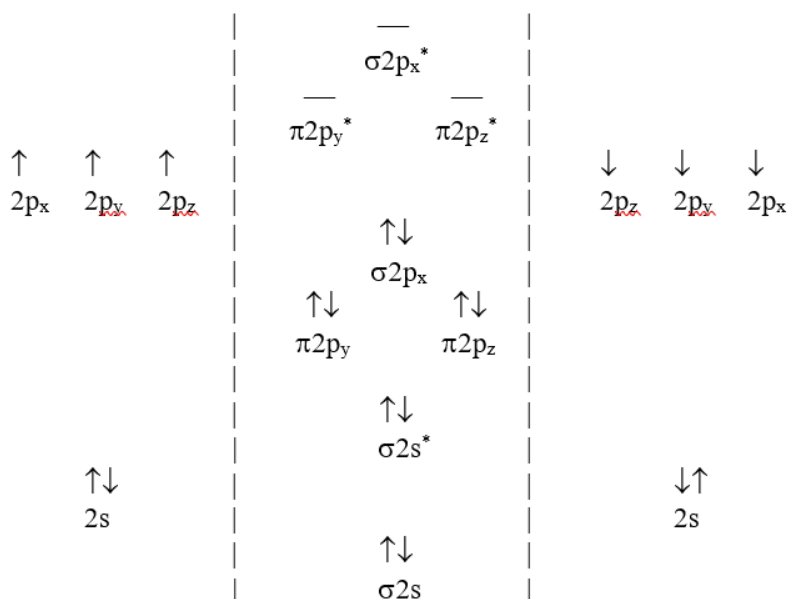
Переведення молекул води у газоподібний стан потребує додаткових енергетичних витрат на розрив водневих зв'язків у рідині.

**Приклад 5.** У якій із сполук ( $C_2H_5OH$  або  $C_2H_5SH$ ) температура кипіння вища?

**Рішення.** Водневий зв'язок утворюється між молекулами полярних сполук (або всередині них) за рахунок взаємодії атомів водню з атомами сильно електронегативних елементів другого періоду (F, O, N). Тому виникнення водневої зв'язку та утворення асоціатів з молекул більш ймовірно у  $C_2H_5OH$ , що призведе до підвищення його температури кипіння у порівнянні з  $C_2H_5SH$ .

**Приклад 6.** Яка форма запису показує будову гомоядерної молекули азоту в методі МО? Нарисуйте енергетичну схему будови цієї молекули. Як метод МО пояснює більшу енергію дисоціації азоту.

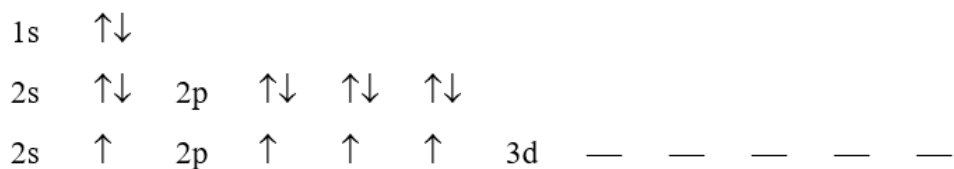
Рішення. Зірочкою позначені молекулярні орбіталі, що розпушують.



Велика енергія дисоціації пояснюється відсутністю електронів на верхніх молекулярних орбіталях, що розпушують.

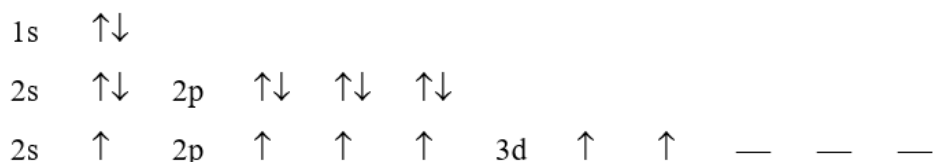
**Приклад 7.** Який тип гібридизації атомних орбіталей фосфору існує в іонах  $[PCl_4]^+$  та  $[PCl_6]^-$ , з яких складаються кристали  $P_2Cl_{10}$ . Яка просторова конфігурація цих іонів.

**Рішення:** Електронна конфігурація атома фосфору  $[PCl_4]^+$ :



Звідси видно, що відбувається  $sp^3$ -гібридизація. Очевидно, катіон тетрахлориду фосфору має тетраедричний вигляд.

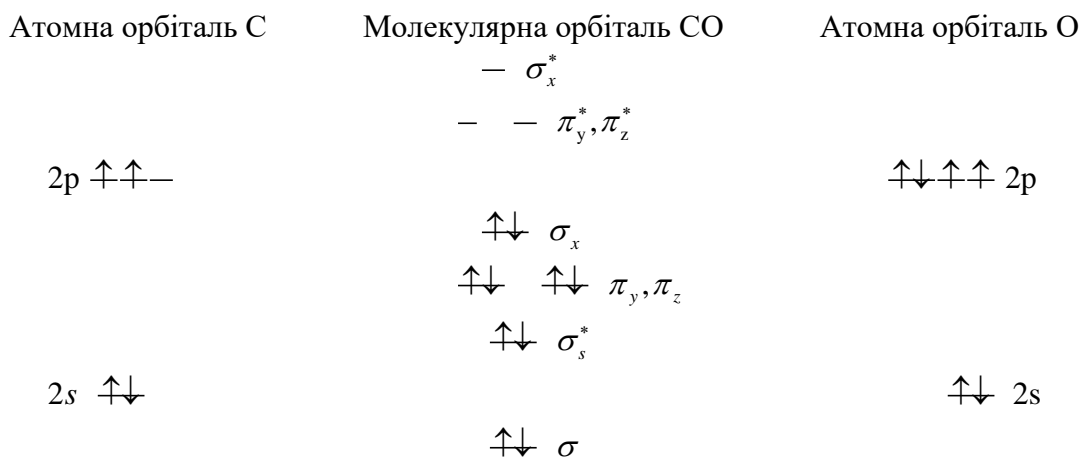
Електронна конфігурація атома фосфору в  $[PCl_6]^-$ :



Звідси видно, що відбувається  $sp^3d^2$ -гібридизація. Очевидно, аніон гексахлориду фосфору має октаедричний вигляд.

**Приклад 8.** Яка форма запису відображає будову гетероядерної молекули CO у методі МО? Наведіть енергетичну схему будови цієї молекули. Чому дорівнює порядок зв'язку у цій молекулі?

**Рішення.** Енергетична схема будови CO:

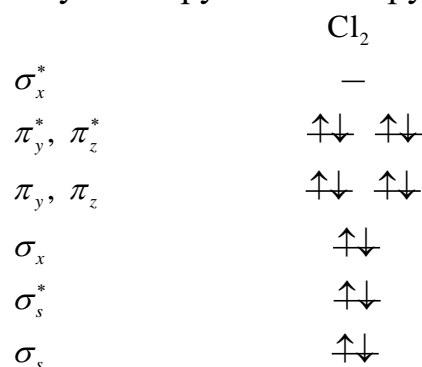


10 валентних електронів у молекулі CO розташовуються наступним чином:  $CO [KK(\sigma_s)^2(\sigma_s^*)^2(\pi_y)^2(\pi_z)^2(\sigma_x)^2]$

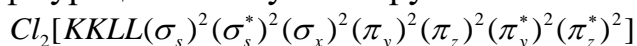
Порядок зв'язку в молекулі CO =  $\frac{1}{2}$  (кількість електронів на зв'язуючих орбіталях – кількість електронів на орбіталях, що розпушують) =  $(8 - 2) : 2 = 3$ .

**Приклад 9.** Яка формула запису у методі МО відбиває будову молекулярних частинок  $Cl_2$  і  $Cl_2^+$ ? Чому дорівнює порядок (кратність) зв'язку у цих частках? Яка частка має велику енергію зв'язку та яка є парамагнітною?

Рішення. Будова молекули хлору с точки зору МО:

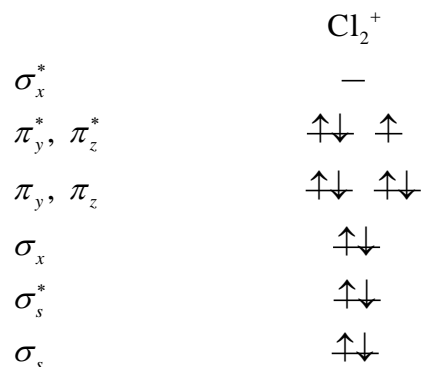


Електронну конфігурацію молекули хлору можна записати так:



У молекулі хлору немає неспарених електронів, тому молекула хлору є парамагнітною. Порядок зв'язку становить:  $(8 - 6) : 2 = 1$ .

Будова  $Cl_2^+$  з точки зору МО:



Електронну конфігурацію частинки  $Cl_2^+$  можна записати так:  
 $Cl_2[KKLL(\sigma_s)^2(\sigma_s^*)^2(\sigma_x)^2(\pi_y)^2(\pi_z)^2(\pi_y^*)^2(\pi_z^*)^1]$ .

В частці  $Cl_2^+$  один неспарений електрон, тому частинка є парамагнітною. Порядок зв'язку становить:  $(8 - 5) : 2 = 1,5$ .

Молекула хлору має меншу енергію дисоціації, в частинці  $Cl_2^+$  енергія дисоціації вище за рахунок видалення електрона з орбіталі, що розпушує.

## ЕНЕРГЕТИКА І НАПРЯМОК ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ. ТЕРМОДИНАМІЧНІ ПАРАМЕТРИ (ФУНКЦІЇ) СТАНУ СИСТЕМИ

Термодинаміка – це наука, яка вивчає взаємні перетворення різних видів енергії, можливість і напрямки хімічних процесів.

**Системою** називають будь-яку частину Всесвіту, ізольовану від навколишнього середовища.

**Термодинамічна система** – це газ, рідина, розчин, тверде тіло, тобто будь-яка сукупність дуже великого числа частинок. Наприклад, газ, поміщений в циліндр – проста термодинамічна система, вода–лід–пара, які знаходяться у рівновазі – складна система.

**Макроскопічна система** – це система, фізичні властивості якої (маса, об'єм, тиск, температура) можна визначити експериментально. Система називається рівноважною, якщо макроскопічні властивості її постійні за часом.

**Фаза** – частина системи, однорідна в усіх точках за хімічним складом та фізичними властивостями і відокремлена від інших частин системи поверхнею розділу. Перехід з одного стану в інший називається фазовим. Наприклад: лід-вода-водяна пара.

Розрізняють наступні види систем:

– ізольовані – не обмінюються із навколишнім середовищем ні масою ні енергією;

– закриті – здійснюють обмін з навколишнім середовищем енергією, але не масою, наприклад розчини в нагрівачах, холодильниках;

– відкриті – обмінюються з навколишнім середовищем і масою і енергією, наприклад, жива клітина, організм.

Стан системи визначається її термодинамічними параметрами або функціями. Основні термодинамічні функції:

$U$  – **внутрішня енергія** (сукупність всіх видів енергій частинок в системі, це є частина її повної енергії);

$H$  – **теплоємність (ентальпія)**,  $H = U + PV$ ;

$S$  – **ентропія**:  $\Delta S = Q_r/T = \Delta H/T$ ;

$G$  – **ізобарно-ізотермічний потенціал або енергія Гіббса** (вільна енергія):  $G = H - TS$ ;

$A$  – **енергія Гемгольца**:  $A = U - TS$ .

Хімічна термодинаміка вивчає рівновагу хімічних реакцій, фазові переходи і фазовий стан, вивчає наскільки повно відбувається реакція, передбачає можливість здійснення тієї чи іншої реакції.

**Перший закон термодинаміки:** енергія замкненої системи є величиною сталою. Це означає, що підведена до системи теплота  $Q$  витрачається на зміну її внутрішньої енергії  $\Delta U$  і на виконання роботи  $A$ . У математичному вираженні:

$$Q = \Delta U + W;$$

$$\Delta U = U_2 - U_1.$$

де  $Q$  – кількість теплоти, що поглинає система;  $\Delta U$  – приріст внутрішньої енергії;  $W$  – сумарна робота, яку виконала система.

Суму  $(U + PV)$  називають ентальпією –  $H$ , тобто  $H = U + PV$ .

Важливо знати зміну ентальпії –  $\Delta H$ :  $\Delta H = H_2 - H_1$ . Тоді

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V, \text{ або } \Delta U = \Delta H - P\Delta V.$$

Під час **ізобарних процесів** ( $P = const$ ), крім зміни внутрішньої енергії  $\Delta U$  в системі за рахунок зміни об'єму виконується певна робота, яка дорівнює добутку тиску  $P$  на зміну об'єму системи  $\Delta V$ :  $W = P\Delta V$ . Отже, тепловий ефект реакції дорівнює:  $Q = \Delta U + P\Delta V$ ; прийнявши, що  $U + PV = H$ , матимемо, що для ізобарного процесу тепловий ефект реакції дорівнює зміні ентальпії системи:



$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H.$$

$\Delta H$  можна визначити за молярною теплоємністю (Дж/(моль·К)) речовини при  $P = \text{const}$   $C_p$ :  $\Delta H = Q_p = \int_{T_1}^{T_2} C_p dT$  або

$$\int_{T_1}^{T_2} C_v dT = C_v(T_2 - T_1)$$

Під час **ізохорних процесів** ( $V = \text{const}$ ,  $\Delta V = 0$ ):  $Q_v = \Delta U$ , вся теплота, підведена до системи витрачається на збільшення  $U$ .

Під час **ізотермічних процесів** ( $T = \text{const}$ ,  $U = \text{const}$ , тобто  $\Delta U = 0$ ):

$$Q_T = W = P \cdot \Delta V; dQ_T = PdV.$$

Для одного моля ідеального газу  $P = RT/V$ , тоді:

$$W = RT \ln(V_2/V_1) = RT \ln(P_1/P_2).$$

В адіабатичних процесах ( $\Delta Q = 0$ ):  $W = -\Delta H$ , тобто робота виконується за рахунок зменшення внутрішньої енергії.

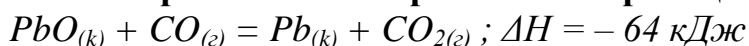
**Тепловий ефект реакції** – це кількість виділеної ( $-\Delta H$ ) або поглинутої ( $+\Delta H$ ) теплоти.

В хімічній термодинаміці тепловий ефект екзотермічних реакцій позначають зі знаком “–” (система віддає теплоту) або зі знаком “+” (система поглинає теплоту).

Знання теплового ефекту реакції необхідно для розрахунку теплового балансу в хімічному реакторі з метою безпечного проведення реакції для конструювання двигунів, в біохімії, медицині, техніці.

### Термохімічні рівняння

Хімічні рівняння, в яких зазначений тепловий ефект реакції, називаються **термохімічними рівняннями реакцій**, наприклад :



Це означає, що при відновленні 1 молю  $PbO$  оксидом Карбон (II) виділяється 64 кДж теплоти. Скорочення “к”, “г”, “р” вказують на агрегатний стан речовини. Теплові ефекти реакції вивчає термохімія.

Закони термохімії.

В основі термохімічних розрахунків лежать два основні закони.

Закон Лавуаз’є-Лапласа: “*Тепловий ефект прямої реакції дорівнює тепловому ефекту зворотної реакції з протилежним знаком*”.

Другий закон термохімії (закон Гесса, 1840 р., російський вчений): “*Сумарний тепловий ефект ряду послідовних хімічних реакцій дорівнює сумарному тепловому ефекту будь-якого іншого ряду реакцій з тими самими початковими і кінцевими продуктами реакції*”.

**Висновок із закону Гесса:** тепловий ефект хімічної реакції дорівнює суммі теплот утворення продуктів реакції за вирахуванням суми теплот утворення вихідних речовин з урахуванням коефіцієнтів ( $\nu$ ) в рівнянні реакції.

Для реакції

$$v_1A_1 + v_2A_2 = v_3A_3 + v_4A_4.$$

$$\Delta H_p = (v_3 \Delta_f H_{298}^0 A_3 + v_4 \Delta_f H_{298}^0 A_4) - (v_2 \Delta_f H_{298}^0 A_2 + v_1 \Delta_f H_{298}^0 A_1)$$

де  $\Delta_f H_{298}^0$  – теплота утворення; зміна кількості речовини –

$$\Delta v = (v_3 + v_4) - (v_1 + v_2).$$

До термохімічних рівнянь можна застосовувати всі алгебраїчні дії: множення, ділення, перенесення членів рівняння із однієї частини в іншу із протилежним знаком та ін.

**Теплотою утворення**  $\Delta_f H_{298}^0$  – складної речовини називають стандартний тепловий ефект утворення 1 моль її із простих речовин.  $\Delta_f H_{298}^0$  простих речовин дорівнює нулю.

**Теплотою згорання речовин** ( $\Delta_f H_{\text{сгор}}^0$ ) називається стандартний тепловий ефект реакції його згорання в кисні до вищих оксидів або до відповідних оксигеновмісних сполук.

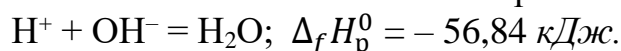
В довідникових таблицях вказуються стандартні теплоти утворення  $\Delta_f H_{298}^0$  (відомі для багатьох речовин).

За теплотами згорання:

$$\Delta_f H_p^0 = \sum \Delta_f H_{\text{сгор}}^0 (\text{вих. речовин}) - \sum \Delta_f H_{\text{сгор}}^0 (\text{продуктів})$$

**Теплотою нейтралізації** називають тепловий ефект взаємодії 1 моля еквіваленту кислоти і 1 моля еквіваленту основи.

Для всіх сильних кислот і основ теплота нейтралізації дорівнює:



У випадку слабких кислот або слабких основ тепловий ефект реакції буде нижчий, що зумовлено гідролізом солей, що утворюються.

**Теплотою розчинення речовини** називається тепловий ефект реакції розчинення 1 моля речовини.

Знаючи тепловий ефект розчинення кристалогідрату і безводної солі, можна обчислити теплоту гідратації цієї солі (тобто теплоту утворення кристалогідрату).

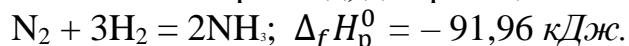
$$\Delta H_{\text{розч.}}^\circ \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \text{ (тепловий ефект розчинення),}$$

$$\Delta H_{\text{розч.}}^\circ \text{CuSO}_4 \text{ (тепловий ефект розчинення і гідратації).}$$

Знаючи теплоти утворення речовин можна обчислити теплові ефекти реакції за їх участю і передбачити їх ймовірний напрямок хоча б за не дуже високих температур.

## ЕНТРОПІЯ. ЕНЕРГІЯ ГІББСА. ЕНТАЛЬПІЙНИЙ І ЕНТРОПІЙНИЙ ФАКТОРИ ХІМІЧНОГО ПРОЦЕСУ

Системи мають тенденцію переходити в стан із найменшою внутрішньою енергією і досягати найбільш стійкого стану. Тому атоми об'єднуються в такі молекули, в результаті яких виділяється найбільша кількість енергії (закон мінімуму енергій). Найбільш ймовірні ті реакції, в ході яких зростає число частинок. Наприклад, для реакції



- а) мінімуму енергії системи відповідає аміак;
- б) найбільша ймовірність стану системи – азотно-воднева суміш.

Обидва ці фактори а також результат їх сумісної дії можна виразити кількісно через термодинамічні функції. Іншими словами, самодовільно можуть відбуватися екзотермічні реакції (принцип Бертло). Однак, тепловий ефект реакції не завжди є критерієм, за яким однозначно можна визначити самодовільність того чи іншого процесу, так як самодовільно можуть відбуватися і деякі ендотермічні реакції.

В хімічних реакціях проявляється закон діалектики єдності і боротьби протилежностей. З одного боку, система прагне до впорядкованості (агрегації), до зменшення  $H$ , а з іншого – до невпорядкованості (деагрегації). Перша тенденція наростає зі зниженням температури, а друга – з її підвищенням.

Для кількісної оцінки відносної ймовірності двох станів системи, або для оцінки ступеня невпорядкованості, введено нову функцію – **ентропію**  $S$  (введена німецьким вченим К. Клаузіусом, 1885 р.). Основною властивістю ентропії є: у будь-якій замкнутій системі, що змінює свій стан у бік рівноваги, ентропія обов'язково зростає. Тобто при будь-яких самодовільних змінах в ізольованій системі ентропія завжди зростає.

Перехід системи з більш впорядкованого в менш впорядкований стан супроводжується збільшенням ентропії. Чим більша ентропія, тим більш невпорядкована система. Рівноважний стан характеризується максимальною невпорядкованістю і найбільшим значенням ентропії.

Зрозуміло, що ентропія зростає в результаті перетворення твердих речовин у рідину, рідин в газ, а також під час розчинення речовин. У всіх цих випадках спостерігається зменшення порядку в розташуванні частинок системи. Навпаки, під час конденсації, кристалізації ентропія речовин зменшується.

Отже, ймовірність стану речовини (газу, рідини, кристалу) можна охарактеризувати як певну властивість системи, яка кількісно виражається ентропією.

Ентропія пов'язана з термодинамічною ймовірністю реалізації даного стану системи рівнянням  $S = k \ln W$ ; де  $k$  – константа Больцмана;  $W$  – термодинамічна ймовірність, або число можливих мікростанів, які можуть реалізуватись для даного макростану системи.

Ентропію  $S$ , Дж/(моль·К) відносять до певної кількості речовини і до певних умов так само, як і ентальпію. З поняття ентропія випливає, що за абсолютного нуля ентропія чистого ідеального кристалу дорівнює нулю. Виходячи з цього, можна обчислити абсолютні значення ентропії за різних температур.

Ентропія залежить від агрегатного стану речовини.  $S_{(г)} > S_{(р)} > S_{(к)}$ .

1. Ентропія алотропічних модифікацій тим менша, чим твердіша речовина (алмаз -  $S_{298}^{\circ} = 2,38$ ; графіт -  $S_{298}^{\circ} = 5,74$ );

2. Чим більш складна будова молекули, тим більшою є ентропія ( $O_2 - S^{\circ}_{298} = 205,03$ ,  $O_3 - S^{\circ}_{298} = 238,8$ );

3. Ентропія пару значно більше ентропії рідини ( $H_2O_g - S^{\circ}_{298} = 188,74$ ;  $H_2O_p - S^{\circ}_{298} = 69,96$ ;  $H_2O_k - S^{\circ}_{298} = 39,33$ );

4. Ентропія типових сполук, наприклад солей або за однакового валентного стану елементів, мало відрізняється одна від одної.

Обчислення  $\Delta S^{\circ}$  здійснюється аналогічно обчисленню  $\Delta H^{\circ}$  за законом Гесса.

### Ентальпійний і ентропійний фактори

З розглянутого вище видно, що на перебіг хімічного процесу можуть впливати два фактори: ентальпійний та ентропійний. Самодовільному перебігу процесу сприяє зменшення ентальпії системи, тобто від'ємне значення  $\Delta H$ . Для хімічних перетворень це, як правило, означає утворення більш складних частинок із менш складних. Крім того, самодовільний перебіг процесу характеризується збільшенням ентропії, або додатним значенням  $\Delta S$ . Додатна величина  $\Delta S$  свідчить про тенденцію частинок до подрібнення. Кожна із цих протилежних тенденцій залежить від природи речовини і умов за яких відбувається процес ( $T$ ,  $P$ , співвідношення між реагентами та ін.).

В стані рівноваги (обидві тенденції однакові)  $\Delta H = T\Delta S$ , де  $\Delta H$  – ентальпійний фактор, а  $T\Delta S$  – ентропійний (в  $\text{кДж/моль}$ ). Це рівняння є універсальним (характеризує стан даної системи в умовах рівноваги, коли швидкості протилежних процесів, що в ній відбуваються, стають рівними). Звідси можна розрахувати зміну ентропії в рівноважному процесі:  $\Delta S = \Delta H/T$ .

Як видно, ентальпійний та ентропійний фактори мають протилежний характер. Можливість перебігу хімічного процесу визначають за енергією Гіббса

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Це математичний вираз другого закону термодинаміки. За постійної температури і тиску умовою принципової можливості перебігу реакції є від'ємне значення  $\Delta G$ , тобто  $\Delta G < 0$ . Якщо реакція відбувається в прямому напрямку, то в зворотному напрямку за даної температури та тиску і концентрації речовини (для реакції в розчинах) вона відбуватися не може, так як в даному випадку  $\Delta G > 0$ . Ця нерівність є індикатором принципу неможливості процесу.

Коли в системі настає істинна хімічна рівновага, то  $\Delta G_{P,T} = 0$ , так як  $\Delta H = T\Delta S$ . За цих умов можна розрахувати температуру початку реакції:  $T = \Delta H/\Delta S$ .

При  $PV = \text{const}$  напрямок реакції визначається за зміною енергії Гемгольца  $\Delta A$ .  $\Delta A = \Delta U - T\Delta S$ .

Отже, за виразом  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$  можна зробити наступні висновки:

За низьких температур  $\Delta H > T\Delta S$ , напрямок реакції визначається ентальпійним фактором:  $\Delta G \approx \Delta H$ , тобто знаком  $\Delta H$ . За високих температур:  $T\Delta S > \Delta H$ , тому напрямок визначається ентропійним фактором

(прагненням до розриву зв'язків):  $\Delta G \approx T \Delta S$ .  $\Delta G$  обчислюють згідно із законом Гесса, так як і  $\Delta H$  та  $\Delta S$ , враховуючи, що  $\Delta G$  простих речовин дорівнює 0. Враховують температуру:

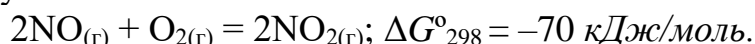
$$\Delta G_T = \Delta G_{298} - \Delta S(T - 298 \text{ K}).$$

## ОСНОВНІ ФАКТОРИ, ЩО ВПЛИВАЮТЬ НА ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Швидкість і механізм хімічних реакцій вивчає хімічна кінетика. Важливість цього питання можна показати на наступних прикладах:



Не дивлячись на те, що  $\Delta G^\circ_{298} < 0$ , внаслідок низької швидкості реакція практично не відбувається.



Ця реакція відбувається за кімнатної температури практично миттєво.

Основна задача хімічної кінетики – можливість керування хімічним процесом, з метою прискорення або сповільнення швидкості реакцій, досягнення максимально високого виходу продукту реакції.

В хімічних реакціях можуть приймати участь газоподібні, рідкі або тверді речовини. Тому розрізняють гомогенні та гетерогенні реакції.

**Гомогенні реакції** відбуваються в однорідному середовищі (газові суміші, рідкі розчини).

**Гетерогенні реакції** – в неоднорідному середовищі, коли речовини знаходяться в різних фазах. Для гомогенних процесів, що відбуваються без зміни об'єму, швидкість хімічної реакції визначають як зміну концентрацій реагуючих речовин або продуктів реакції за одиницю часу. Для гетерогенних реакцій швидкість визначають як число елементарних актів реакції, що відбуваються в одиницю часу на одиниці поверхні розділу фаз. Середня швидкість реакції дорівнює:  $V = -\Delta C/\Delta \tau$ , знак “ $\Delta$ ” означає, що концентрація вихідних речовин зменшується з часом.

Миттєва швидкість реакції виражається першою похідною концентрації “ $C$ ” за часом  $\tau$ :

$$V = \pm \frac{dC}{d\tau}$$

**Швидкість хімічної реакції залежить:**

**Від природи реагуючих речовин.** В даному випадку велику роль відіграють як внутрішньомолекулярні (хімічні) зв'язки, так і міжмолекулярні (ван-дер-ваальсові) сили.

**Від стану реагуючих речовин.** В даному випадку дуже важливу роль відіграє агрегатний стан речовини, ступінь дисперсності, чим він більший, тим більшою буде поверхня контакту.

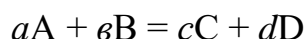
**Від середовища,** в якому відбувається реакція. Так на швидкість реакції у розчинах великий вплив має природа розчинника, можливість утворення водневих зв'язків між молекулами розчинника та розчиненої речовини.

**Від зовнішніх умов.** В даному випадку велику роль відіграють температура, тиск, наявність каталізатора.

**Від концентрації.** Чим вища концентрація, тим більше частинок речовини знаходиться в одиниці об'єму, тим більша ймовірність зіткнень, що призводить до підвищення швидкості реакції.

Ця залежність визначається **законом дії маси**: за постійної температури швидкість хімічної реакції прямопропорційна добуткові концентрацій реагуючих речовин, які входять до рівняння хімічної реакції у степенях, що дорівнюють їхнім стехіометричним коефіцієнтам.

Для реакції типу:



закон дії маси виражається співвідношенням:

$$v_1 = k_1[A]^a \times [B]^b \text{ (пряма реакція)}$$

$$v_2 = k_2[C]^c \times [D]^d \text{ (зворотня реакція)}$$

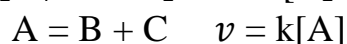
$v_1$  і  $v_2$  – швидкість реакції;  $k_1$  і  $k_2$  – коефіцієнти пропорційності або сталі швидкості реакцій. “ $k$ ” – це швидкість реакції коли концентрація реагуючих речовин дорівнює 1 моль/л.

$k$  залежить від природи реагуючих речовин і температури, наявності каталізаторів, і не залежить від концентрації;  $[A]$ ,  $[B]$ ,  $[C]$ ,  $[D]$  – концентрації речовин в моль/л;  $a$ ,  $b$ ,  $c$ ,  $d$  – стехіометричні коефіцієнти в рівнянні реакції. У вираз швидкості реакції не входять концентрації твердих речовин.

Механізм хімічних реакцій. Розрізняють елементарні (одно стадійні) і неелементарні (складні, багатостадійні) реакції, при чому, більшість реакцій – багатостадійні.

Число молекул, які приймають участь в елементарному акті хімічної реакції, називається **молекулярністю** реакції. Це завжди позитивне число, ціле: 1, 2, дуже рідко 3. Розрізняють:

а) мономолекулярні



б) бімолекулярні



в) тримолекулярні



Сума показників ступенів в кінетичному рівнянні є загальним (сумарним) **порядком реакції**. Він визначає залежність швидкості реакції від концентрації. Порядок і молекулярність реакції не завжди співпадають. Порядок реакції може бути:

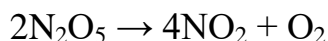
**нульовим**, коли швидкість реакції не залежить від концентрації в об'ємі (відбувається на поверхні різних речовин);

**першим**:  $CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$ ,  $v = k[H_2]$ , а молекулярність реакції дорівнює 2;

**другим**, коли сума показників ступенів дорівнює двом:  $v = k[A]^2$  або  $k[A][B]$ ;

а також **дробним** – у випадку багатостадійних реакцій, коли найбільш повільні із них визначають швидкість всієї реакції, а швидкість цих елементарних стадій приблизно однакова, а порядок різний.

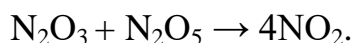
Наприклад реакція



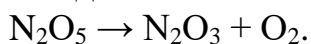
є реакцією першого порядку. Вона відбувається у дві стадії. Перша стадія – повільна:



і друга:



Тоді, не дивлячись на те, що це бімолекулярна реакція  $v = k [\text{N}_2\text{O}_5]^2$ , вона відноситься до реакції першого порядку і її швидкість визначається найбільш повільною стадією:



### Вплив температури на швидкість реакції

Температура є важливим фактором, що впливає на швидкість реакції. Підвищення температури значно прискорює хімічний процес. Наприклад, для синтезу

15% води за 20°C необхідно 54 млрд. років, а за 500°C – 50 хвилин, при 700°C – реакція відбувається миттєво. Встановлена наступна закономірність (правило Вант-Гоффа) залежності швидкості реакції від температури: *з підвищенням температури на кожні 10°C швидкість реакції зростає в 2-4 рази* (це правило для сучасної хімії представляє лише історичний інтерес, так, як має наближений характер і справедливе тільки для реакцій з малою енергією активації).

Вплив нагрівання на швидкість реакції визначається, в основному, зростанням константи швидкості реакції  $k$ , так як температура на концентрацію не впливає. Цей вплив характеризується так званим температурним коефіцієнтом швидкості реакції ( $\gamma$ ), який дорівнює відношенню константи швидкості при температурі  $(t+10)$  до константи швидкості при температурі  $t$ :

$$\gamma_{10} = \frac{k_1 + 10}{k_2},$$

звідси, за правилом Вант-Гоффа:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \gamma_{10}^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

де  $v_{t_1}$  – швидкість реакції за початкової температури,  $v_{t_2}$  – швидкість реакції при кінцевій температурі;  $\gamma$  – температурний коефіцієнт швидкості, який

показує, у скільки разів збільшується швидкість реакції з підвищенням температури на кожні 10°C.

### Енергія активації

Не кожне зіткнення між молекулами призводить до утворення нової речовини. В хімічну взаємодію вступають тільки активні молекули, які володіють достатнім запасом енергії, для того, щоб подолати сили відштовхування (енергетичний бар'єр) між електронними оболонками. Звідси, молекули, які володіють максимальною енергією, називаються активними, а додаткова енергія, яку необхідно їм надати для переведення в активний стан – **енергією активації** (в кДж/моль). Вона завжди менша, ніж енергія розриву хімічного зв'язку.

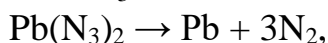
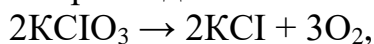
Константа швидкості реакції  $k$  пропорційна не загальному числу молекул в одиниці об'єму системи, а тільки числу активних із них. Тому, чим вища концентрація активних молекул в системі, тим більша  $k$ , і тим швидше відбувається хімічний процес. Залежність константи швидкості реакції від температури (від енергії активації) виражається рівнянням Арреніуса (теорія активних зіткнень):

$$k = A \times e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

де  $k$  – константа швидкості;  $A$  – перед експоненціальний множник;  $E_a$  – енергія активації;  $R$  – універсальна газова стала;  $T$  – температура.

### Оборотність хімічних реакцій. Константа хімічної рівноваги

Ряд хімічних процесів відбуваються в одному напрямку, такі реакції називаються **необоротними**. Наприклад:



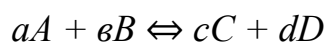
і проходять, доки не витратиться одна із реагуючих речовин, тобто до кінця.

Інші реакції (їх більшість) відбуваються як у прямому так і в зворотному напрямках, тобто є **оборотними**. Такі реакції не проходять до кінця. Наприклад:



В оборотному процесі, коли швидкість **прямої** і **зворотної** реакції стають однаковими, настає момент рівноваги (концентрації речовин не змінюється і називаються **рівноважними концентраціями** за даних умов). Але ні пряма, ні зворотна реакція не припиняються, тобто процес відбувається в обох напрямках із однаковими швидкостями. Тому хімічна рівновага є рівновагою динамічною (рухомою).

Для оборотної реакції:



швидкість реакцій відповідно дорівнює

$$v_1 = k_1[A]^a[B]^b \text{ і } v_2 = k_2[C]^c[D]^d$$

В момент рівноваги  $v_1 = v_2$ :



$$k_1[A]^a[B]^b = k_2[C]^c[D]^d \text{ або } \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} = K_C$$

де  $K_C$  – константа хімічної рівноваги, а наведене рівняння, де фігурують рівноважні концентрації  $[A]$ ,  $[B]$ ,  $[C]$ ,  $[D]$  – одне із виразів закону дії маси для реакцій із простим механізмом.

Константа хімічної рівноваги визначає глибину проходження процесу в момент рівноваги. Чим більше  $K$ , тим повільніше взаємодіють речовини.  $K_C$  залежить від природи реагуючих речовин і від температури, але не залежить від концентрації реагуючих речовин. Крім концентраційної (кінетичної) константи  $K_C$  є термодинамічна константа хімічної рівноваги –  $K$ , яка містить активні концентрації ( $a = fc$ , де  $f$  – коефіцієнт активності) або активності  $a$ . У вираз константи рівноваги не входять концентрації твердих речовин.

Для визначення константи рівноваги реакції взаємодії між газоподібними речовинами користуються формулою:  $\frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b} = K_p$ , в якій реагенти подані рівноважними парціальними тисками  $P_i$ .

$$K_C = K_p RT^{\Delta\nu}, \text{ якщо } \Delta\nu = 0, K_C = K_p.$$

Константа хімічної рівноваги пов'язана зі зміною стандартного ізобарно-ізотермічного потенціалу хімічної реакції:  $\Delta G^\circ = -RT \ln K$ .

Знаючи концентрацію вихідних речовин і величину  $K_C$ , можна обчислити рівноважні концентрації всіх реагуючих речовин за умов хімічної рівноваги. І, навпаки, за рівноважними концентраціями легко обчислити  $K_C$  і вихідні концентрації взятих для реакції речовин.

При зміні температури, тиску або концентрації реагуючих речовин, рівновага порушується, при цьому змінюються рівноважні концентрації всіх речовин, які беруть участь у реакції. В результаті переважного проходження реакції в одному із можливих напрямків встановлюється новий стан хімічної рівноваги, який відрізняється від попереднього. Процес переходу від одного рівноважного стану до іншого, називається зміщенням хімічної рівноваги. Визначити напрямок, в який зміститься хімічна рівновага можна за принципом Ле Шательє: якщо на систему, яка знаходиться в рівновазі, подіяти ззовні (змінити температуру, тиск чи концентрацію реагуючих речовин), то рівновага зміститься в бік тієї реакції, яка послаблює цю дію.

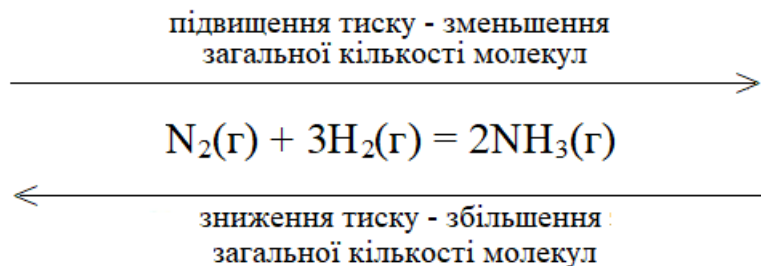
**Вплив зміни концентрації на хімічну рівновагу:** збільшення концентрації одного із компонентів рівноважної системи призводить до зміщення хімічної рівноваги в бік підсилення тієї реакції, за якої відбувається переробка цього компоненту; зменшення концентрації одного із компонентів системи зміщує рівновагу в бік утворення останнього.

**Вплив температури на хімічну рівновагу:** Нагрівання зміщує рівновагу в бік ендотермічного процесу, охолодження, навпаки, – в бік екзотермічного процесу.

В реакціях, які відбуваються практично без теплових ефектів, зміна температури не призводить до зміщення рівноваги (наприклад, реакції етерифікації). В даному випадку підвищення температури призводить лише до

більш швидкого встановлення тієї ж рівноваги, яка була б досягнута в даній системі і без нагрівання, але за більш довший проміжок часу.

### Вплив тиску на хімічну рівновагу.



В лівій частині рівняння в сумі є 4 молі газів, а в правій – 2 молі. При збільшенні тиску рівновага зміщується в бік реакції, яка відбувається зі зменшенням об'єму (вправо), а зменшення тиску – в бік реакції, яка відбувається зі збільшенням об'єму (вліво).

Якщо в ході оборотної реакції загальне число молекул не змінюється, то зміна тиску не впливає на стан хімічної рівноваги.

**Приклад 1.** При згорянні магнію масою 3 г у кисні виділилася теплота кількістю 75 кДж. Складіть термохімічне рівняння реакції.

**Рішення.** 1. Обчислюємо кількість речовини спаленого магнію:

$$n'(Mg) = \frac{m}{M} = \frac{3 \text{ г}}{24 \text{ г/моль}} = 0,125 \text{ моль.}$$

2. Складаємо рівняння реакції горіння магнію в кисні:  $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$ .

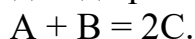
Обчислюємо кількість теплоти, яка б виділилася при згорянні 2 моль магнію:

$$\Delta H = \frac{n(Mg)}{n'(Mg)} \Delta H' = \frac{2 \text{ моль}}{0,125 \text{ моль}} (-75 \text{ кДж}) = -1200 \text{ кДж.}$$

3. Записуємо термохімічне рівняння реакції:



**Приклад 2.** У посудині об'ємам 2 л змішали 4,5 моль газу А та 3 моль газу В. Гази А та В реагують відповідно до рівняння



Через 2 с в реакційній системі утворився газ С з кількістю речовини 1 моль. Визначте середню швидкість реакції. Розрахуйте кількості речовин газів А та В, які не прореагували.

**Рішення.** 1. З рівняння реакції випливає, що

$$\Delta n(A) = -\frac{1}{2} \Delta n(C) = \frac{1}{2} \text{ моль} = 0,5 \text{ моль,}$$

де  $\Delta n$  – зміна кількості речовини під час реакції, знак «-» означає, що речовина А витрачається під час реакції.

2. Аналогічно отримуємо для речовини В:

$$\Delta n(\text{B}) = -\frac{1}{2}\Delta n(\text{C}) = \frac{1}{2} \text{ моль} = 0,5 \text{ моль.}$$

3. Обчислюємо кількість речовини А, яка вступила в реакцію:

$$n_2(\text{A}) = n_1(\text{A}) + \Delta n(\text{A}) = (4,5 - 0,5) \text{ моль} = 4 \text{ моль.}$$

4. Кількість речовини, що залишилася в реакційній суміші, дорівнює:

$$n_2(\text{B}) = n_1(\text{B}) + \Delta n(\text{B}) = (3 - 0,5) \text{ моль} = 2,5 \text{ моль.}$$

5. Середню швидкість реакції за цей проміжок часу обчислюємо за формулою

$$v = -\frac{\Delta n}{V\Delta\tau} = -\frac{0,5 \text{ моль}}{2 \text{ л} \cdot 2 \text{ с}} = 0,125 \text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{с})$$

**Приклад 3.** Реакція за нормальної температури 50 °С протікає за 2 хв 15 с. За скільки часу закінчиться ця реакція при 70 °С, якщо в даному температурному інтервалі температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3?

**Рішення.** 1. З використанням правила Вант-Гоффа обчислюємо, у скільки разів збільшиться швидкість реакції зі збільшенням температури з 50 до 70 °С:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}} = 3^{\frac{70-50}{10}} = 9.$$

2. За визначенням швидкості  $v_{t_1} = -\frac{\Delta c}{\Delta\tau_1}$ ;  $v_{t_2} = -\frac{\Delta c}{\Delta\tau_2}$ .

Так як за обох температур  $t_1$  і  $t_2$   $\Delta C$  однаково, отримуємо:

$$\frac{\Delta\tau_1}{\Delta\tau_2} = \frac{v_{t_2}}{v_{t_1}}; \frac{\Delta\tau_1}{\Delta\tau_2} = 9.$$

3. Обчислюємо час, за який реакція відбудеться при температурі 70 °С:

$$\Delta\tau_2 = \frac{\Delta\tau_1}{9} = \frac{135 \text{ с}}{9} = 15 \text{ с.}$$

**Приклад 4.** У скільки разів збільшиться швидкість реакції  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ , якщо збільшити кількість речовини йоду та водню реакційної системи вдвічі при постійному обсязі.

**Рішення.** Відповідно до основного закону хімічної кінетики

$$v_1 = kC_1(\text{H}_2)C_1(\text{I}_2) = k\frac{n_1(\text{H}_2)}{V} \cdot \frac{n_1(\text{I}_2)}{V}.$$

Аналогічно для швидкості  $v_2$ , коли кількість реагентів збільшилася, маємо:

$$v_2 = kC_2(\text{H}_2)C_2(\text{I}_2) = k\frac{2n_1(\text{H}_2)}{V} \cdot \frac{2n_1(\text{I}_2)}{V} = 4k\frac{n_1(\text{H}_2)}{V} \cdot \frac{n_1(\text{I}_2)}{V}.$$

Визначаємо, у скільки разів збільшилася швидкість реакції:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{4k\frac{n_1(\text{H}_2)}{V} \cdot \frac{n_1(\text{I}_2)}{V}}{k\frac{n_1(\text{H}_2)}{V} \cdot \frac{n_1(\text{I}_2)}{V}} = 4.$$

Швидкість реакції збільшиться вчетверо.

**Приклад 5.** У реакції  $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{р})$  встановилася хімічна рівновага. Який вплив на рівноважний стан призведе: 1) збільшення тиску; 2) зменшення концентрації оксиду сірки (VI)?

**Рішення.** 1. При протіканні прямої реакції кількість газоподібних речовин у системі зменшується (з 2 моль газу  $\text{SO}_2$  та 1 моль газу  $\text{O}_2$  утворюється рідина  $\text{SO}_3$ ). Відповідно до принципу Ле Шательє підвищення тиску призведе до усунення рівноваги у бік утворення меншої кількості газоподібних речовин, тобто  $\text{SO}_3$ .

2. Зменшення концентрації  $\text{SO}_3$  (відведення продукту з реакційної системи) викликає зміщення рівноваги у бік утворення  $\text{SO}_3$ .

**Приклад 6.** У системі  $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons 2\text{C}$ ,  $\Delta H < 0$  встановилася рівновага. Який вплив вплинуть на рівноважний стан:

- 1) зниження температури;
- 2) каталізатор.

**Рішення.** 1. З наведеного термохімічного рівняння реакції випливає, що пряма реакція є екзотермічною (так як  $\Delta H < 0$ ), отже зворотна реакція – ендотермічна.

Відповідно до принципу Ле Шательє зниження температури сприятиме перебігу реакції, яка підвищує температуру системи, тобто екзотермічної реакції. Тому при зниженні температури рівновага зміститься у бік утворення речовини С.

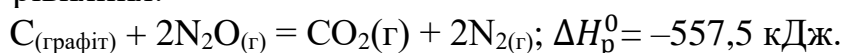
2. Каталізатор не призводить до усунення рівноваги в системі, так як в однаковій мірі прискорює пряму і зворотну реакцію.

**Приклад 7.** Користуючись табличними даними о стандартних ентальпіях утворення речовин в реакції  $2\text{Mg}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = 2\text{MgO}_{(\text{к})} + \text{C}_{(\text{графіт})}$  розрахуйте  $\Delta H^\circ$  реакції.

**Рішення.** Виходячи з табличних даних по ентальпіям утворення  $\text{CO}_2$  і  $\text{MgO}$  і враховуючи, що стандартні ентальпії утворення простих речовин дорівнює нулю, знаходимо величину стандартної ентальпії реакції:

$$\Delta H_p^0 = 2\Delta_f H_{298}^0(\text{MgO}) - \Delta_f H_{298}^0(\text{CO}_2) = -601,8 \cdot 2 + 393,5 = -810,1 \text{ кДж.}$$

**Приклад 8.** Використовуючи значення теплоти утворення газоподібного діоксиду карбону  $\Delta_f H_{298}^0(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ кДж/моль}$  і термохімічного рівняння:



Розрахуйте теплоту утворення  $2\text{N}_2\text{O}_{(\text{г})}$ .

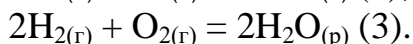
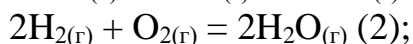
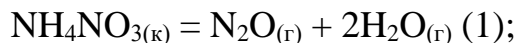
**Рішення.**  $\Delta H_p^0 = (\Delta_f H_{298}^0(\text{CO}_2) + 0) - (2\Delta_f H_{298}^0(\text{N}_2\text{O}) + 0)$ ,

звідки

$$2\Delta_f H_{298}^0(N_2O) = \Delta_f H_{298}^0(CO_2) - \Delta H_p^0 = -393,5 - (-557,5) = 164 \text{ кДж.}$$

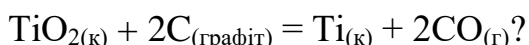
$$\text{Відповідно } \Delta_f H_{298}^0(N_2O) = 164/2 = 82 \text{ кДж/моль.}$$

**Приклад 9.** Не виконуючи розрахунків, визначте знак зміни ентропії в наступних реакціях



**Рішення.** В реакції (1) 1 моль речовини в кристалічному стані утворює 3 моля газів, відповідно  $\Delta S_1 > 0$ . В реакціях (2) і (3) зменшується, як загальне число молей, так і число молей газоподібних речовин, так що  $\Delta S_2 < 0$ ,  $\Delta S_3 < 0$ . При цьому  $\Delta S_3$  має біль негативне значення, ніж  $\Delta S_2$ , так як  $S(H_2O_{(п)}) < S(H_2O_{(г)})$ .

**Приклад 10.** Використовуючи довідкові дані встановіть, можливе чи ні при температурах 298 та 2500 К відновлення титану(IV) до вільного металу за схемою:



Залежністю  $\Delta H^\circ$  та  $\Delta S^\circ$  від температури знехтувати.

**Рішення.** Значення  $\Delta_f G_{298}^0$  (в кДж/моль) при 298К для  $TiO_{2(к)}$  (-888,6) і CO (-137,1). Тоді для зазначеної реакції:  $\Delta G_{298}^0 = -137,1 \cdot 2 - (-888,6) = 614,4$  кДж. Враховуючи, що  $\Delta G_{298}^0 > 0$ , відновлення  $TiO_{2(к)}$  при 298 К неможливе.

Для розрахунку  $\Delta G_{2500}^0$  використаємо рівняння  $\Delta G = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$ . При цьому, у відповідності до умов задачі, використаємо значення  $\Delta H^\circ$  та  $\Delta S^\circ$  при 298 К. Для розрахунку  $\Delta H^\circ$  та  $\Delta S^\circ$  візьмемо табличні значення  $\Delta_f H_{298}^0$  (в кДж/моль) для  $TiO_{2(к)}$  (-943,9) і CO (-110,5), а також значення  $\Delta_f S_{298}^0$  (в Дж/(К · моль)) для  $TiO_{2(к)}$  (-943,9),  $C_{(графіт)}$  (5,7),  $Ti_{(к)}$  (30,6) і CO (197,5).

Тоді

$$\Delta H_p^0 = -110,5 \cdot 2 - (-943,9) = 722,9 \text{ кДж.}$$

$$\Delta S_p^0 = 30,6 + 197,5 \cdot 2 - 50,3 \cdot 2 = 363,9 \text{ Дж/К.}$$

Далі визначаємо  $\Delta G_{2500}^0$  реакції, виражаючи  $\Delta S_p^0$  в кДж/К:

$$\Delta G_{2500}^0 = \Delta H_{2500}^0 - T\Delta S_{2500}^0 = 722,9 - 2500 \cdot 0,3639 = -186,9 \text{ кДж.}$$

Враховуючи що  $G_{2500}^0 < 0$ , то зазначимо, що відновлення  $TiO_2$  при температурі 2500К можливе.

**Приклад 11.** Для реакції  $2NO_{(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$ , яка перебігає в газовій фазі, константа швидкості дорівнює 0,8. Розрахуйте: а) початкову швидкість реакції, якщо вихідні концентрації речовин дорівнюють  $c(NO) = 0,4$  моль/л,  $c(O_2) = 0,3$  моль/л; б) швидкість цієї реакції в момент, коли прореагувало 25% NO.

**Рішення.** а) У відповідності до закону діючих мас, швидкість даної реакції описується наступним рівнянням:  $v = k \cdot c^2(NO) \cdot c(O_2)$ . Відповідно швидкість реакції в початковий момент часу буде дорівнювати:

$$v_0 = 0,8 \cdot 0,4^2 \cdot 0,3 = 0,0384 \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}$$

б) Швидкість цієї реакції в момент, коли прореагує 25 % NO описується рівнянням:  $v_1 = k c_1^2(\text{NO}) c_1(\text{O}_2)$ , де  $c_1(\text{NO})$  та  $c_1(\text{O}_2)$  – нові концентрації NO і O<sub>2</sub> відповідно (після того, як прореагувало 25% NO).

Виходячи з рівняння реакції, розрахуємо значення  $c_1(\text{NO})$  та  $c_1(\text{O}_2)$ . 25 % NO складає  $\Delta c(\text{NO}) = 0,4 \cdot 0,25 = 0,1$  моль/л, тоді  $c_1(\text{NO}) = c_0(\text{NO}) - \Delta c(\text{NO}) = 0,4 - 0,1 = 0,3$  моль/л.

У відповідності з стехіометричними коефіцієнтами рівняння реакції, зменшення концентрації O<sub>2</sub> дорівнює  $\Delta c(\text{O}_2) = \Delta c(\text{NO}) : 2 = 0,1 : 2 = 0,05$  моль/л. Таким чином,  $c_1(\text{O}_2) = c_0(\text{O}_2) - \Delta c(\text{O}_2) = 0,3 - 0,05 = 0,25$  моль/л. Відповідно,  $v_0 = 0,8 \cdot 0,3^2 \cdot 0,25 = 0,018$  моль/(л · с).

**Приклад 12.** Як зміниться швидкість реакції  $2\text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} = 2\text{NOCl}_{(г)}$ , якщо: а) підвищити тиск в реакційній колбі в два рази; б) зменшити об'єм колби в 4 рази?

**Рішення.** а) У відповідності до закону діючих мас, швидкість даної реакції описується наступним рівнянням:  $v = k \cdot c^2(\text{NO}) \cdot c(\text{Cl}_2)$ . Враховуючи, що збільшення тиску приводить до пропорційного зростання газоподібних речовин, концентрації реагентів в нових умовах будуть дорівнювати:  $c_1(\text{NO}) = 2c_0(\text{NO})$ ,  $c_1(\text{Cl}_2) = 2c_0(\text{Cl}_2)$ . Константа швидкості реакції при збільшенні тиску не змінюється, і швидкість реакції в нових умовах буде доівноювати:

$$v_1 = k \cdot c_1^2(\text{NO}) \cdot c_1(\text{Cl}_2) = k \cdot (2c_0(\text{NO}))^2 \cdot (2c_0(\text{Cl}_2)) = 8 \cdot k \cdot c_0^2(\text{NO}) \cdot c_0(\text{Cl}_2).$$

$$\text{Звідки, } \frac{v_1}{v_0} = \frac{8 \cdot k \cdot c_0^2(\text{NO}) \cdot c_0(\text{Cl}_2)}{k \cdot c_0^2(\text{NO}) \cdot c_0(\text{Cl}_2)} = 8.$$

Швидкість реакції зросте у 8 разів.

б) Зниження об'єму колби в 4 рази приводить до відповідного збільшення концентрації реагентів. Таким чином,  $c_2(\text{NO}) = 4c_0(\text{NO})$ ,  $c_2(\text{Cl}_2) = 4c_0(\text{Cl}_2)$ . При вирішенні задачі по аналогії з попереднім пунктом отримуємо:

$$\frac{v_2}{v_0} = 64, \text{ тобто швидкість реакції зросте у 64 рази.}$$

**Приклад 13.** Температурний коефіцієнт швидкості хімічної реакції дорівнює 2,1. У скільки разів зросте швидкість реакції при збільшенні температури реакційної маси з 15 до 38 °С?

**Рішення.** У відповідності з правилом Вант-Гоффа:

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}; \frac{v_{38}}{v_{15}} = 2,1^{\frac{38 - 15}{10}} = 5,5.$$

**Приклад 14.** Знайдіть константу рівноваги реакції  $2\text{A} + \text{B} \leftrightarrow 2\text{D}$ , що реалізується в газовій фазі в закритій ємкості, якщо вихідні концентрації А і В

дорівнюють відповідно 0,6 моль/л та 0,4 моль/л, а до моменту встановлення рівноваги прореагувало 25% речовини В. Розрахуйте зміни тиску в системі у порівнянні з вихідним.

**Рішення.** Вираз для константи рівноваги має вигляд:

$$K = \frac{c^2(D)}{c^2(A) \cdot c(B)}$$

Визначимо рівноважні концентрації речовин.

До моменту встановлення рівноваги прореагувало 25% речовини В, відповідно  $\Delta c(B) = 0,25 \cdot c_0(B) = 0,25 \cdot 0,4 = 0,1$  моль/л. Рівноважна концентрація речовини В дорівнює:  $c(B) = c_0(B) - \Delta c(B) = 0,4 - 0,1 = 0,3$  моль/л.

У відповідності з рівнянням реакції,  $\Delta c(A) = 2\Delta c(B) = 2 \cdot 0,1 = 0,2$  моль/л. Відповідно, рівноважна концентрація речовини А складає:  $c(A) = c_0(A) - \Delta c(A) = 0,6 - 0,2 = 0,4$  моль/л.

У відповідності з рівнянням реакції, кількість речовини D, що утворилося чисельно дорівнює кількості речовини А, що прореагувало, тому  $\Delta c(D) = 0,2$  моль/л. Так як на початок реакції речовина D відсутня, то рівноважна концентрація D дорівнює:  $c(D) = 0 + \Delta c(D) = 0 + 0,2 = 0,2$  моль/л.

Підставив знайдені рівноважні концентрації речовин А, В та D до виразу константи рівноваги, отримаємо

$$K = \frac{0,2^2}{0,4^2 \cdot 0,3} = 0,83.$$

Зміна тиску в системі пропорційна зміні загальної концентрації газоподібних речовин. Таким чином,

$$\frac{P}{P_0} = \frac{c(A) + c(B) + c(D)}{c_0(A) + c_0(B)} = \frac{0,4 + 0,3 + 0,2}{0,6 + 0,4} = 0,9.$$

Тиск в системі в момент рівноваги буде складати 90% від вихідного.

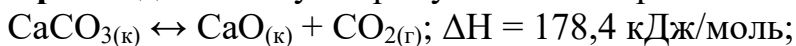
**Приклад 15.** В системі  $A_{(г)} + B_{(г)} \leftrightarrow 2D_{(г)}$  рівноважні концентрації дорівнюють:  $c(A) = 0,4$  моль/л;  $c(B) = 0,9$  моль/л;  $c(D) = 0,6$  моль/л. Знайдіть константу рівноваги реакції і вихідні концентрації А і В.

**Рішення.** Константа рівноваги для даної реакції дорівнює:

$$K = \frac{c^2(D)}{c(A) \cdot c(B)} = \frac{0,6^2}{0,4 \cdot 0,9} = 1.$$

У відповідності з рівнянням реакції, на утворення 2 молей речовини D необхідно по 1 молю речовин А і В. Так як в результаті реакції утворилося 0,6 молей речовини D, відповідно на його утворення витрачено по 0,3 моль речовини А та речовини В. Таким чином, вихідна концентрація речовини А дорівнює:  $c_0(A) = 0,4 + 0,3 = 0,7$  моль/л, а вихідна концентрація речовини В дорівнює:  $c_0(B) = 0,9 + 0,3 = 1,2$  моль/л.

**Приклад 16.** В яку сторону зміститься рівновага в системі



а) при введенні в систему вуглекислого газу;

- б) при введенні в систему оксиду кальцію;
- в) при збільшенні тиску;
- г) при збільшенні температури.

**Рішення.** У відповідності з принципом Ле-Шательє, рівновага в системі зміщується таким чином щоб знизити зовнішній вплив.

а) Введення  $\text{CO}_2$  призводить до зростання його концентрації в системі. Для послаблення цього впливу рівновага в системі повинна зміститися вліво.

б) Введення твердого  $\text{CaO}$  не змінює концентрацію оксиду кальцію в фазі  $\text{CaO}_{(к)}$ , і хімічна рівновага не зміщується.

в) Збільшення тиску приводить до зростання концентрації  $\text{CO}_{2(г)}$  і практично ніяк не впливає на концентрацію твердих компонентів. Рівновага зміщується вліво.

г) Зростання температури може бути скомпенсоване ендотермічним процесом. Оскільки саме пряма реакція перебігає з поглинанням тепла, рівновага в системі зміщується вправо.

## КІЛЬКІСНИЙ СКЛАД РОЗЧИНІВ

Розчином називають гомогенну систему змінного складу, яка складається з двох або більше речовин. Речовини, які складають розчин називають компонентами розчину. Розчини бувають газоподібними, рідкими та твердими. Для біології та медицини найбільший інтерес представляють рідкі водні розчини. Будь який розчин складається з розчинених речовин і розчинника, хоча ці поняття є досить умовними. Зазвичай розчинником вважають той компонент, який в розчині знаходиться в тому ж агрегатному стані, що і до розчинення. Наприклад, у водному розчині глюкози (тверда речовина) розчинником є вода, а суміш спирту (рідина) і води (рідина) можна назвати в залежності від кількості компоненту розчином спирту у воді або води у спирті.

В розчинах електролітів незалежно від співвідношення компонентів та їх агрегатного стану електроліти завжди розглядаються, як розчинні речовини.

Властивості розчину визначаються якісним та кількісним складом розчину. На практиці кількісний склад розчинів виражають за допомогою наступних величин: а) безрозмірних – масова, об'ємна та молярна долі; б) розмірних – масова концентрація речовини, молярна концентрація речовини, молярна концентрація еквівалента речовини та молярність.

Масова доля розчинної речовини ( $w$ ) виражається в долях одиниці, процентах (%), проміле (‰) (тисячна частина). Масова доля числено дорівнює відношенню маси розчинної речовини  $m_1$  до загальної маси розчину:

$$w(X) = \frac{m_1(X)}{m(\text{розчину})} \cdot 100\%.$$

Об'ємна доля розчинної речовини ( $\varphi$ ) виражається в долях одиниці або процентах (%) і числено дорівнює відношенню об'єму розчинної речовини  $V_1$  до загального об'єму розчину:



$$\varphi(X) = \frac{V_1(X)}{V(\text{розчину})} \cdot 100\%.$$

Наприклад, якщо масова доля HCl в розчині 30% то це значить, що в 100 г розчину міститься 30 г HCl та 70 г розчинника. Якщо об'ємна доля O<sub>2</sub> в повітрі складає 21% – це значить, що в 100 л повітря міститься 21 л кисню.

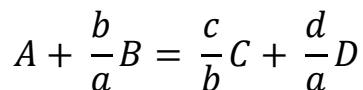
Молярна доля розчинної речовини ( $\chi$ ) виражається в долях одиниці або процентах і числено дорівнює відношенню хімічної кількості розчинної речовини  $n_1$  до сумарного числа моль всіх компонентів розчину  $\sum n_i$ :

$$\chi(X) = \frac{n_1(X)}{\sum n_i} \cdot 100\%.$$

Нормальна концентрація, або нормальність ( $c_H$ ). Під нормальністю розчину розуміють кількість еквівалентів речовини, розчиненого у 1 л розчину. Розчин, що містить 1 моль еквівалентів в 1 л, називається нормальним.

Еквівалент – реальна або умовна частка речовини, рівноцінна в даній реакції одному атому Гідрогену, одному електрону тощо.

Наприклад, у реакції



Умовна частка  $\frac{b}{a}B$  рівнозначна одні частці A, є еквівалентом речовини B в даній реакції. Множник  $\frac{b}{a}$  називають фактором еквівалентності речовини B.

Фактор еквівалентності  $f_{\text{екв}}$  – число, що означає, яка доля умовної частки речовини реагує (еквівалентна) з одним іоном Гідрогену в даній кислотно-основній реакції або з одним електроном у даній окисно-відновлювальній реакції.

Розрізняють еквівалент елемента в сполуках, окисно-відновний еквівалент, об'ємний еквівалент, обмінний еквівалент.

Фактор еквівалентності елемента в бінарних гідрогенвмісних сполуках розраховують за визначенням:

HCl – фактор еквівалентності хлору дорівнює 1, H<sub>2</sub>S – фактор еквівалентності сульфуру дорівнює 1/2; NH<sub>3</sub> – фактор еквівалентності Нітрогену дорівнює 1/3; CH<sub>4</sub> – фактор еквівалентності Карбону дорівнює 1/4.

Фактор еквівалентності елемента в подібного типу сполуках можна визначити і по його валентності. Еквівалент – величина обернена валентності ( $f_{\text{екв}} = 1/V$ , де  $f_{\text{екв}}$  – фактор еквівалентності елемента; V – його валентність). Так як валентність – величина непостійна багатьом елементів, то й еквівалент – величина змінна.

Наприклад, вуглець і кисень утворюють дві сполуки CO та CO<sub>2</sub>:

Формула речовин .....	CO	CO <sub>2</sub>
Відношення мас елементів ....	12 : 16 = 6 : 8	12 : 32 = 3 : 8
Еквівалент Карбону .....	1/2	1/4

Еквівалентним об'ємом називають об'єм, який займає за даних умов 1 еквівалент газоподібної речовини. Наприклад, за нормальних умов

еквівалентний об'єм водню дорівнює 11,2 л, еквівалентний об'єм кисню дорівнює 5,6 л. За цими величинами можна розраховувати еквіваленти інших речовин, які взаємодіють, виділяючи водень чи кисень.

Обмінним еквівалентом характеризують речовину у кислотно-основних реакціях. Це реальна чи умовна частка речовини, яка може приєднувати, вивільняти або якимось іншим способом взаємодіяти з одним іоном Гідрогену (або іншого одновалентного елемента).

Наприклад:

– в реакції  $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$  одна молекула кислоти реагує з одним гідроксид-іоном, отже, еквівалент ортофосфорної кислоти в даній реакції дорівнює 1 молекулі  $\text{H}_3\text{PO}_4$  і  $f_{\text{екв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1$ ;

– у реакції  $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$  умовна частка (еквівалент), що реагує з двома  $\text{OH}^-$  іонами (рівноцінними двом  $\text{H}^+$ ) – це 1/2 молекули  $\text{H}_3\text{PO}_4$  та  $f_{\text{екв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/2$ ;

– у реакції  $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$  еквівалент кислоти дорівнює 1/3 молекули  $\text{H}_3\text{PO}_4$  та  $f_{\text{екв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/3$ .

Таким чином, обмінний еквівалент – величина непостійна і визначається числом атомів конкретної сполуки, що обмінюються або замінюються.

Окисно-відновний еквівалент – реальна або умовна частка, яка може приєднати або звільнити один електрон. Розрізняють еквівалент окисника та еквівалент відновника:

$f_{\text{екв}}(\text{окисника}) = 1/\text{число приєднаних електронів}$ ;

$f_{\text{екв}}(\text{відновника}) = 1/\text{число відданих електронів}$ .

Маса 1 моль еквівалента називається молярною масою еквівалента ( $M_e$ ). Вона дорівнює добутку фактора еквівалентності  $f_{\text{екв}}$  на молярну масу речовини:  $M_e = f_{\text{екв}} \cdot M$ .

Масова концентрація речовини, або титр виражається в  $\text{кг/дм}^3$ ,  $\text{г/см}^3$ ,  $\text{г/л}$ ,  $\text{г/мл}$ ,  $\text{мг/мл}$ . Числено дорівнює відношенню маси розчинної речовини (X) до об'єму розчину V:

$$T(X) = \frac{m(X)}{V \text{ (розчину)}}.$$

Молярна концентрація речовини  $c(X)$  виражається в моль/л, моль/дм<sup>3</sup>, моль/см<sup>3</sup>, моль/мл. Числено дорівнює відношенню хімічної кількості розчинної речовини (X) до об'єму розчину:

$$c(X) = \frac{n(X)}{V \text{ (розчину)}}.$$

Молярна концентрація еквівалента речовини (еквівалентна концентрація)  $c\left[\frac{1}{z^*}(X)\right]$  виражається в моль/л, моль/дм<sup>3</sup>, моль/см<sup>3</sup>, моль/мл. Числено дорівнює відношенню хімічної кількості еквіваленту розчинної речовини  $\left[\frac{1}{z^*}(X)\right]$  до об'єму розчину:

$$c\left[\frac{1}{z^*}(X)\right] = \frac{n\left[\frac{1}{z^*}(X)\right]}{V \text{ (розчину)}}.$$

Молярність розчину  $b(X)$  (моль/кг) числено дорівнює відношенню хімічної кількості розчинної речовини ( $X$ ) до маси розчинника  $m$  (кг):

$$b(X) = \frac{n(X)}{m \text{ (розчинника)}}$$

Коефіцієнт розчинності  $s$  – максимальна маса речовини, яка може розчинитися в 100 г воли при даній температурі з утворенням насиченого розчину. Розчинністю також називають молярну концентрацію речовини в його насиченому розчині.

**Приклад 1.** Знайти молярну концентрацію 30% сульфатної кислоти (щільність розчину 1,22 г/мл).

**Рішення.** 1. Оскільки молярна концентрація та масова доля розчиненої речовини не залежать від загальної маси розчину, можна вибрати будь-яку зручну кількість розчину, наприклад, 1 л. Маса розчину  $m$  дорівнює добутку об'єму розчину  $V$  на його густину  $\rho$ :

$$m = V \cdot \rho = 1000 \text{ мл} \cdot 1,22 \text{ г/мл} = 1220 \text{ г.}$$

2. Знайдемо кількість сульфатної кислоти у цьому розчині:

$$n(H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4)} = \frac{m(\text{розчину}) \cdot \omega(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4)} = \frac{1220 \text{ г} \cdot 0,3}{98 \text{ г/моль}} = 3,73 \text{ моль}$$

3. Молярна концентрація сульфатної кислоти  $c(H_2SO_4)$  дорівнює відношенню кількості речовини сульфатної кислоти  $n(H_2SO_4)$  до об'єму розчину  $V$ :

$$c(H_2SO_4) = n(H_2SO_4) / V = 3,73 \text{ моль} / 1 \text{ л} = 3,73 \text{ моль/л.}$$

**Приклад 2.** Масова доля сульфату калію в насиченому при 10 °С водному розчині дорівнює 8,44 %. Обчисліть масу сульфату калію, що розчиниться у 100 г води при цій же температурі.

**Рішення.** Нехай маса сульфату калію  $m(K_2SO_4)$  дорівнює  $x$  г, тоді маса його розчину  $m = x + 100$ , а масова доля солі  $\omega(K_2SO_4)$  дорівнює:

$$\omega(K_2SO_4) = x / (x + 100) = 0,0844 \text{ (за умовою), звідки } x = 9,22 \text{ г.}$$

**Приклад 3.** В 100 мл води розчинили 20 г пентагідрату сульфату купрум(II). Розрахуйте масову долю солі в отриманому розчині.

**Рішення.** 1. Для визначення масової долі речовини треба знайти дві величини: масу речовини  $m(CuSO_4 \cdot 5H_2O)$  та масу розчину  $m$ . В даному випадку

$$m = m(H_2O) + m(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = 100 + 20 = 120 \text{ г.}$$

2. Для визначення маси речовини треба розрахувати, скільки безводної солі  $CuSO_4$  міститься у 20 г кристалогідрату  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ .

$$n(CuSO_4) = n(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = \frac{m(CuSO_4 \cdot 5H_2O)}{M(CuSO_4 \cdot 5H_2O)} = \frac{20 \text{ г}}{250 \text{ г/моль}} = 0,08 \text{ моль/л}$$

Маса безводної солі дорівнює:

$$m(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuSO}_4) \cdot M(\text{CuSO}_4) = 0,08 \text{ моль} \cdot 160 \text{ г/моль} = 12,8 \text{ г.}$$

3. Масова доля сульфату купруму(II) дорівнює:

$$\omega(\text{CuSO}_4) = m(\text{CuSO}_4) / m = 12,8 \text{ г} / 120 \text{ г} = 0,107 \text{ (або 10,7\%)}$$

**Приклад 4.** Які об'єми води і розчину  $\text{BaCl}_2$  з масовою долею 10% та щільністю 1,09 г/мл, потребуються для приготування нового розчину об'ємом 1 л і масовою долею солі на рівні 2% та щільністю 1,012 г/мл?

**Рішення.** а) Розрахуємо масу розчину, який необхідно отримати об'ємом 1 л:

$$m(\text{розчину}) = 1000 \cdot 1,012 = 1012 \text{ г};$$

б) Розрахуємо масу  $\text{BaCl}_2$  в отриманому розчині  $m(\text{BaCl}_2)$ :

$$100 \text{ г розчину містить } 2 \text{ г BaCl}_2,$$

$$1012 \text{ г} - x.$$

$$x = (1012 \cdot 2) / 100 = 20,2 \text{ г.}$$

Розрахуємо масу вихідного розчину, що містить 20,2 г хлориду барію:

$$100 \text{ г розчину містить } 10 \text{ г BaCl}_2,$$

$$y \text{ г розчину} - 20,2 \text{ г BaCl}_2,$$

$$y = (100 \cdot 20,2) / 10 = 202 \text{ г.}$$

Об'єм вихідного розчину складе:

$$V(\text{розчину}) = \frac{m(\text{розчину})}{\rho(\text{розчину})} = \frac{202}{1,09} = 185 \text{ мл.}$$

Маса доданої води складе  $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{розчину}) - m(\text{розчину BaCl}_2) = 1012 - 202 = 810 \text{ г}$ , так як щільність води при кімнатній температурі дорівнює одиниці, то

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})} = \frac{810}{1} = 810 \text{ мл.}$$

**Приклад 5.** Знайдіть масу води та мідного купоросу ( $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$ ), які необхідні для приготування розчину об'ємом 1 л з масовою долею  $\text{CuSO}_4$  8% та щільністю такого розчину 1,084 г/см<sup>3</sup>.

**Рішення.** Маса розчину, який треба отримати складе:

$$m(\text{розчину}) = V(\text{розчину}) \cdot \rho(\text{розчину}) = 1000 \cdot 1,084 = 1084 \text{ г.}$$

Розрахуємо масу  $\text{CuSO}_4$  в цьому розчині:

$$m(\text{CuSO}_4) = w(\text{CuSO}_4) \cdot m(\text{розчину}) = 0,08 \cdot 1084 = 86,7 \text{ г.}$$

Розрахуємо масу мідного купоросу, що містить 86,7 г  $\text{CuSO}_4$ :

$$M(\text{CuSO}_4) = 160 + 5 \cdot 18 = 250 \text{ г/моль},$$

В 250 г купоросу міститься 160 г  $\text{CuSO}_4$ ,

x г купоросу – 86,7 г  $\text{CuSO}_4$ ,

$$x = (250 \cdot 86,7) / 160 = 135,5 \text{ г.}$$

Маса води складе:  $m(\text{H}_2\text{O}) = 1084 - 135,5 = 948,5 \text{ г.}$

**Приклад 6.** Які об'єми розчину сульфатної кислоти з масовою долею 96%, щільністю 1,84 г/мл та води необхідно взяти для приготування розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  об'ємом 100 мл з масовою долею 15% і щільністю 1,10 г/см<sup>3</sup>?

**Рішення.** Знайдено масу 100 мл 15 % розчину:

$$m(\text{розчину}) = V(\text{розчину}) \cdot \rho(\text{розчину}) = 100 \cdot 1,10 = 110 \text{ г.}$$

$$\text{Маса } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ в цьому розчині} - m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{110 \cdot 15}{100} = 16,5 \text{ г.}$$

Знайдемо масу 96% розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , що містить 16,5 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

$$m_1(\text{розчину}) = \frac{100 \cdot 16,5}{96} = 17,19 \text{ г.}$$

Враховуючи масу розчину та щільність, знайдемо об'єм розчину:

$$V_1(\text{розчину}) = \frac{m(\text{розчину})}{\rho(\text{розчину})} = \frac{17,19}{1,84} = 9,34 \text{ мл.}$$

Розрахуємо масу води, яку необхідно взяти для приготування розчину:

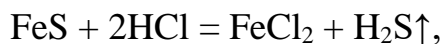
$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{розчину}) - m_1(\text{розчину}) = 110 - 17,19 = 92,81 \text{ г.}$$

Так як, щільність води при кімнатній температурі близька до одиниці, об'єм води, який треба додати розраховується за формулою:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})} = \frac{92,81}{1} = 92,81 \text{ мл.}$$

**Приклад 7.** Розрахуйте масові долі речовин у розчині, що утворився при дії 25 мл 20% соляної кислоти (щільність 1,1 г/мл) на 4,0 г сульфиду феруму(II).

**Рішення.** Сульфід феруму(II) розчиняється у соляній кислоті за рівнянням:



$$m(\text{HCl}_{\text{розчину}}) = \rho(\text{HCl}_{\text{розчину}}) \cdot V(\text{HCl}_{\text{розчину}}) = 1,1 \text{ г/мл} \cdot 25 \text{ мл} = 27,5 \text{ г.}$$

$$m(\text{HCl}) = m(\text{HCl}_{\text{розчину}}) \cdot \omega(\text{HCl}) = 27,5 \text{ г} \cdot 0,2 = 5,5 \text{ г.}$$

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{5,5 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 0,151 \text{ моль.}$$

$$n(\text{FeS}) = \frac{m(\text{FeS})}{M(\text{FeS})} = \frac{4 \text{ г}}{88 \text{ г/моль}} = 0,0455 \text{ моль.}$$

По рівнянню реакції  $n(\text{FeS})/n(\text{HCl}) = 0,5$  але  $0,0455 / 0,151 \approx 0,3$ , тобто FeS знаходиться в недостатці, і розрахунок треба вести за FeS.

$$m(\text{H}_2\text{S}) = n(\text{H}_2\text{S}) \cdot M(\text{H}_2\text{S}) = 0,0455 \text{ моль} \cdot 34 \text{ г/моль} = 1,55 \text{ г}$$

В результаті реакції утворюється по 0,0455 моль  $\text{FeCl}_2$

$(m(\text{FeCl}_2) = n(\text{FeCl}_2) \cdot M(\text{FeCl}_2) = 0,0455 \text{ моль} \cdot 127 \text{ г/моль} = 5,78 \text{ г})$  та  $\text{H}_2\text{S}$ , і витрачається 0,091 моль HCl. У розчині залишиться 0,151 моль – 0,091 моль = 0,06 моль HCl масою 2,19 г (0,06 моль · 36,5 г/моль).

Маса розчину, що утворився, дорівнює:

$$m(\text{розчину}) = m(\text{HCl}_{\text{розчину}}) + m(\text{FeS}) - m(\text{H}_2\text{S}) = 27,5 \text{ г} + 4,0 \text{ г} - 1,55 = 30,0 \text{ г.}$$

Масові долі речовин у розчині:

$$\omega(\text{FeCl}_2) = m(\text{FeCl}_2) / m(\text{розчину}) = 5,78 / 30,0 = 0,193, \text{ або } 19,3 \%;$$

$$\omega(\text{HCl}) = m(\text{HCl}) / m(\text{розчину}) = 2,19 / 30,0 = 0,073, \text{ або } 7,3\%.$$

**Приклад 8.** Який об'єм розчину з масовою долею сульфатної кислоти 80% та щільністю 1,732 г/мл потребується приготування 250 мл розчину молярної концентрації еквіваленту  $H_2SO_4$  0,5 моль/л?

**Рішення.** Молярна маса еквіваленту сульфатної кислоти:

$$M = \left[ \frac{1}{z^*} (H_2SO_4) \right] = \frac{98}{2} = 49 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Кількість еквіваленту  $H_2SO_4$  в розчині, який необхідно приготувати:

0,5 моль еквівалентів  $H_2SO_4$  міститься в 1000 мл розчину,

$x$  моль еквівалентів  $H_2SO_4$  міститься в 250 мл розчину,

$$x = (0,5 \cdot 250)/1000 = 0,125 \text{ моль.}$$

Маса  $H_2SO_4$  в розчині, який необхідно приготувати:

$$m(H_2SO_4) = 0,125 \cdot 49 = 6,125 \text{ г.}$$

Маса вихідного розчину, який містить 6,125 г  $H_2SO_4$ :

В 100 г розчину міститься 80 г  $H_2SO_4$ ,

в  $y$  г – 6,125 г  $H_2SO_4$ ,

$$y = 7,66 \text{ г.}$$

Розрахуємо об'єм вихідного розчину сульфатної кислоти:

$$V(\text{розчину}) = \frac{m(\text{розчину})}{\rho(\text{розчину})} = \frac{7,66}{1,732} = 4,4 \text{ мл.}$$

**Приклад 9.** Яка нормальна концентрація 30% розчину сульфаної кислоти ( $\rho = 1,22$  г/мл,  $f_{\text{екв}} = 1/2$ )?

**Рішення.**  $m(\text{р-ну } H_2SO_4) = \rho(\text{р-ну } H_2SO_4) \times$

$\times V(\text{р-ну } H_2SO_4) = 1,22 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1220 \text{ г.}$

Маса кислоти у розчині

$$m(H_2SO_4) = m(\text{р-ну } H_2SO_4) \cdot \omega(H_2SO_4) = 1220 \text{ г} \cdot 0,3 = 366 \text{ г.}$$

Знаходимо нормальну концентрацію розчину (число моль еквівалентів в одиниці об'єму):

$$M_e(H_2SO_4) = f_{\text{екв}} \cdot M(H_2SO_4) = 1/2 \cdot 98 \text{ г/моль} = 49 \text{ г/моль} \cdot \text{екв.}$$

$$n_e(H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{M_e(H_2SO_4)} = \frac{366 \text{ г}}{49 \text{ г/моль екв}} = 7,47 \text{ моль екв.}$$

$$C_H(\text{р-ну } H_2SO_4) = \frac{n_e(H_2SO_4)}{V(\text{р-ну } H_2SO_4)} = \frac{7,47 \text{ моль екв}}{1 \text{ л}} = 7,47 \text{ моль екв/л.}$$

**Приклад 10.** Скільки мл 24% розчину амоніаку ( $f_{\text{екв}} = 1$ ) потрібно для приготування 2 л 0,5 н розчину?

**Рішення.** Знаходимо кількість  $NH_4OH$  у 2 л 0,5 н розчину:

$$\begin{aligned} m(NH_4OH) &= n_e(NH_4OH) \cdot M_e(NH_4OH) = \\ &= (C_H(NH_4OH) \cdot V(\text{р-ну } NH_4OH)) \times (f_{\text{екв}}(NH_4OH) \cdot M(NH_4OH)) = \\ &= 0,5 \text{ моль/л} \cdot 2 \text{ л} \cdot 1 \cdot 35 \text{ г/моль} = 35 \text{ г.} \end{aligned}$$

Знаходимо масу 24% розчину амоніаку, що містить 35 г  $NH_4OH$ :

$$m(\text{р-ну NH}_4\text{OH}) = m(\text{NH}_4\text{OH}) / \omega(\text{NH}_4\text{OH}) = 35 \text{ г} / 0,24 = 145,8 \text{ г}.$$

Згідно з довідковими даними, щільність 24% розчину амоніаку 0,915 г/мл. Отже, об'єм цього розчину складає  $V = m/\rho = 145,8 / 0,915 = 159,4$  мл.

**Приклад 11.** Розрахувати титр 12% розчину соляної кислоти з щільністю 1,06 г/мл.

**Рішення.** Титр – кількість міліграм речовини на 1 мл розчину. Маса 1 мл розчину 1,06 г, маса соляної кислоти в ньому  $m(\text{HCl}) = m(\text{р-ну HCl}) \cdot \omega(\text{HCl}) = 1,06 \text{ г} \cdot 0,12 = 0,1272 \text{ г};$

$$T(\text{HCl}) = 0,1272 \text{ г/мл}.$$

**Приклад 12.** Розрахувати молярну концентрацію 2М розчину сульфатної кислоти, щільність якого 1,06 г/мл.

**Рішення.** Нехай об'єм розчину 1 л, тоді його маса 1060 г. За умовою, в 1 л розчину міститься 2 моль сульфатної кислоти, що становить 196 г:

$$2 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 196 \text{ г}.$$

Маса розчинника дорівнює різниці мас розчину та кислоти в ньому:

$$1060 \text{ г} - 196 \text{ г} = 864 \text{ г}.$$

2 моль кислоти припадає на 864 г розчинника

$$x \text{ моль} - \text{на } 1000 \text{ г}$$

$$x = (2 \cdot 1000) / 864 = 2,315 \text{ моль}.$$

Таким чином, в 1 кг розчинника міститься 2,315 моль кислоти.

**Приклад 13.** Приготовлений 0,10 н розчин NaCl у мірній колбі на 250 мл та з неї взято піпеткою 25 мл. Скільки грамів NaCl слід додати до колби, щоб після заповнення її водою до мітки розчин став 0,25 н?

**Рішення.** Визначаємо, скільки моль солі залишилось у колбі:

$$\begin{aligned} n(\text{NaCl}) &= C_n (\text{р-ну NaCl}) \times \Delta V(\text{р-ну NaCl}) = \\ &= 0,1 \text{ моль/л} \times (0,25 \text{ л} - 0,025 \text{ л}) = 0,0225 \text{ моль}. \end{aligned}$$

Знаходимо кількість речовини NaCl у кінцевому розчині:

$$\begin{aligned} n_k(\text{NaCl}) &= C_{n2} (\text{р-ну NaCl}) \cdot V_k(\text{р-ну NaCl}) = \\ &= 0,25 \text{ моль/л} \cdot 0,25 \text{ л} = 0,0625 \text{ моль}. \end{aligned}$$

Кількість солі, яку необхідно додати в колбу – це різниця між  $n_k(\text{NaCl})$  та  $n(\text{NaCl})$ :  $0,0625 - 0,0225 = 0,04$  моль.

$$\Delta m(\text{NaCl}) = \Delta n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) = 0,04 \text{ моль} \cdot 58,5 \text{ г/моль} = 2,34 \text{ г}.$$

**Приклад 14.** Розрахувати молярну концентрацію 2 моляльного розчину сульфатної кислоти щільністю 1,06 г/мл.

**Рішення.** 1) За умовою завдання, на 1000 г розчинника (і на 1000 мл, так як  $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1$  г/мл) припадає 2 моль кислоти, що становить 196 г ( $m = n \cdot M = 2 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 196 \text{ г}$ ).

2) Маса розчину дорівнює сумі мас кислоти та розчинника

$$m(\text{р-ну}) = 196 \text{ г} + 1000 \text{ г} = 1196 \text{ г}.$$

3) Об'єм розчину складає

$$V(p - \text{ну}) = \frac{m(p - \text{ну})}{\rho(p - \text{ну})} = \frac{1196 \text{ г}}{1,06 \text{ г/мл}} = 1128,3 \text{ мл.}$$

4) Молярність – число моль речовини в одиниці обсягу, отже

$$C_M(p - \text{ну } H_2SO_4) = \frac{n(H_2SO_4)}{V(p - \text{ну } H_2SO_4)} = \frac{2 \text{ моль}}{1,1283 \text{ л}} = 1,77 \text{ моль/л.}$$

**Приклад 15.** Розрахувати нормальність 2 моляльного розчину  $H_2SO_4$  щільністю 1,06 г/мл, якщо при кількісній взаємодії сульфатної кислоти з лугом утворюється кисла сіль.

**Рішення.** Розмірковуючи, як у попередньому завданні (п. 1 – 3), знаходимо масу кислоти (196 г) та об'єм розчину (1,1283 л).

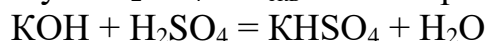
Нормальність – число моль еквівалентів речовини в одиниці об'єму:

$$C_N = n_e/V(p-\text{ну}), n_e = m / M_e, M_e = f_{\text{екв}} \cdot M,$$

тобто

$$C_N(H_2SO_4) = m(H_2SO_4) / (M(H_2SO_4) \cdot f_{\text{екв}} \cdot V(p-\text{ну})).$$

Оскільки при взаємодії кислоти з лугом утворюється кисла сіль, то одній ОН-групі відповідає 1 молекула  $H_2SO_4$  та  $f_{\text{екв}} = 1$ . Наприклад:



$$C_N = 196 \text{ г} / (98 \text{ г/моль} \cdot 1 \cdot 1,1283 \text{ л}) = 1,77 \text{ моль/л.}$$

**Приклад 16.** Коефіцієнти розчинності нітрату калію при 60 °С та 20 °С відповідно дорівнюють 110,1 та 31,6 г в 100 г води. Яка маса нітриту калію випаде в осад при охолодженні з 60 до 20 °С насиченого при 60 °С розчину цієї солі масою 40 г?

**Рішення.** Маса насиченого розчину при 60 °С дорівнює:

$$m(\text{розчину}) = 100 + 110,1 = 210,1 \text{ г.}$$

Маса нітриту калію в цьому розчині:

в розчині масою 210,1 г міститься  $KNO_3$  масою 110,1 г,

в розчині масою 40 г міститься  $KNO_3$  масою  $x$  г,

$$x = m(KNO_3) = \frac{110,1 \cdot 40}{210,1} = 20,96 .$$

Маса води в 40 г розчину буде дорівнювати:

$$m(H_2O) = 40 - 20,96 = 19,04 \text{ г.}$$

Розрахуємо масу  $KNO_3$  в насиченому розчині при 20 °С в 19,04 г  $H_2O$ :

в 100 г  $H_2O$  розчиняється 31,6 г  $KNO_3$ ,

в 19,04 г  $H_2O$  розчиняється  $y$  г  $KNO_3$ ,

$$y = m(KNO_3) = 6,02 \text{ г.}$$

При охолодженні виділиться  $KNO_3$  масою:

$$m(KNO_3) = 20,96 - 6,02 = 14,96 \text{ г.}$$

**Приклад 17.** Які об'єми води та розчину  $BaCl_2$  з масовою долею солі 10% та щільністю 1,09 г/мл треба взяти для приготування нового розчину об'ємом 1 л з масовою долею солі, яка дорівнює 2% та щільністю 1,012 г/мл?

**Рішення.** а) Розрахуємо масу отриманого розчину об'ємом 1л:



$$\begin{aligned} & \text{в } 100 \text{ г розчину міститься } 2 \text{ г речовини (BaCl}_2\text{),} \\ & \quad \text{в } 1012 \text{ г} - x \text{ г (BaCl}_2\text{)} \\ & x = \frac{1012 \cdot 2}{100} = 20,2 \text{ г.} \end{aligned}$$

Розрахуємо масу вихідного розчину, що містить 20,2 г BaCl<sub>2</sub>:  
в 100 г розчину міститься 10 г BaCl<sub>2</sub>,

$$\begin{aligned} & \quad \text{в } y \text{ г} - 20,2 \text{ г BaCl}_2 \\ & y = \frac{100 \cdot 20,2}{10} = 202 \text{ г.} \end{aligned}$$

Розрахуємо об'єм вихідного розчину масою 202 г:

$$V(p - nu) = \frac{m(p - nu)}{\rho(p - nu)} = \frac{202}{1,09} = 185 \text{ мл.}$$

Маса доданої води складе:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(p - nu) - m(p - nu \text{ BaCl}_2) = 1012 - 202 = 810 \text{ г.}$$

Враховуючи, що щільність води при кімнатній температурі близька до одиниці, то  $V(\text{H}_2\text{O}) = 810 \text{ мл.}$

## ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ (ОВР)

К окисно-відновленим відносяться реакції, що перебігають зі зміною ступеню окислення атомів, що входять до складу реагуючих речовин.

Ступінь окислення – умовний заряд, який розраховано виходячи з припущення, що речовина складається з іонів.

Враховуючи, що таке припущення є умовним, поняття ступінь окислення носить також умовний характер і є величиною формальною, що не відображає реального розподілу зарядів між атомами. Однак, це поняття широко використовується при складанні окисно-відновних реакцій.

Ступені окислення елементів приймають значення від  $-4$  до  $+8$  у відповідності з правилами:

1. Ступінь окислення елементів в простих речовинах дорівнює 0, наприклад  $\text{O}_2^0$ ,  $\text{K}^0$ ,  $\text{S}_8^0$ .

2. Ступінь окислення Гідрогену в більшості сполуках дорівнює  $+1$ . Однак, в сполуках з лужними та лужноземельними металами він проявляє ступінь окислення  $-1$ , наприклад,  $\text{NaN}^{-1}$ ,  $\text{BaH}_2^{-1}$ .

3. Оксиген в більшості випадків знаходиться в ступені окислення  $-2$ , наприклад,  $\text{CaO}^{-2}$ ,  $\text{HNO}_3^{-2}$ . В пероксидах він проявляє ступінь окислення  $-1$ , наприклад  $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$ ,  $\text{BaO}_2^{-1}$ . Позитивний ступінь окислення Оксиген проявляє лише у сполуках зі фтором, наприклад,  $\text{O}^{+2}\text{F}_2$ .

4. Фтор у сполуках завжди проявляє одну ступінь окислення, що дорівнює  $-1$ .

5. Елементи групи I-A (лужні метали) в сполуках завжди проявляють ступінь окислення  $+1$ .

6. Елементи групи II-A (Be, Mg, лужноземельні метали), а також Zn та Cd в сполуках проявляють ступінь окислення  $+2$ .

7. Алюміній в сполуках проявляє ступінь окислення +3.

Ступеня окислення інших елементів мають перемінні значення і розраховуються, виходячи з того, що сума ступенів окислення в молекулі або у формульній одиниці дорівнює 0, а в іоні його заряду.

Приклад. Розрахувати ступінь окислення фосфору в ортофосфаті кальцію  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

Рішення. Позначимо ступінь окислення фосфору через  $x$ . Враховуючи число атомів кожного елементу в формульній одиниці і значення ступенів їх окислення, складемо рівняння:

$$3 \cdot (+2) + 2 \cdot x + 8 \cdot (-2) = 0, \text{ звідки } x = +5.$$

В ході будь якої окисно-відновної реакції одночасно перебігають два процеси – окислення і відновлення. З точки зору електронної теорії, окислення – процес віддачі електронів, в результаті чого ступінь окислення збільшується, а відновлення – процес приєднання електронів, в результаті чого ступінь окислення атому зменшується.

Частки, які в ході реакції віддають електрони, називають відновниками. Частки, які в ході реакції приєднують електрони, називаються окисниками.

Таким чином, в ході окисно-відновних реакцій відновник, віддавав електрони окислюється, а окисник прийняв електрони, відновлюється. При цьому кількість електронів, які віддано відновником, завжди дорівнює кількості електронів, які прийнято окисником.

Окисно-відновні властивості речовин можна визначити, виходячи із значень ступенів окислення елементів, які входять до їх складу:

1. Якщо до складу речовини входять атоми елементу в мінімальному ступені окислення, то вона може проявляти лише відновні властивості.

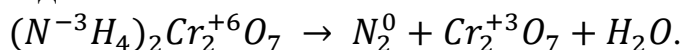
2. Якщо до складу речовини входять атоми елементу в максимальному ступені окислення, то вона може проявляти тільки оксидативні властивості.

3. Якщо до складу речовини входять атоми елементу в проміжному ступені окислення, то вона може проявляти як оксидативні, так відновні властивості.

#### Класифікація окисно-відновних реакцій

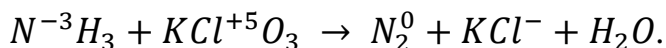
1. Класифікація по вмісту відновника та окисника в одному або декількох вихідних речовинах:

а) якщо відновник або окисник міститься в одній вихідній речовині, то ОВР відносяться до реакцій внутрішньомолекулярного окислення-відновлення, наприклад:



В даній реакції окисник ( $\text{Cr}^{+6}$ ) та відновник ( $\text{N}^{-3}$ ) містяться в одній речовині;

б) якщо відновник та окисник містяться в різних вихідних речовинах, то ОВР відносяться до реакцій міжмолекулярного окиснення-відновлення, наприклад:



В цій реакції окисник ( $\text{Cl}^{-5}$ ) та відновник ( $\text{N}^{-3}$ ) знаходиться в різних сполуках.

2. Класифікація по характеру зміни ступеня окислення атомів одного елементу:

а) якщо у вихідній сполуці атоми елементу знаходяться в одному ступеню окислення, а в продуктах реакції – в двох інших (більш високому та більш низькому по відношенню до вихідного ступеня окислення), то відповідні ОВР відносяться до реакцій диспропорціонування або дисмутації, наприклад:



б) якщо у вихідних сполуках один і той же елемент знаходиться в двох різних ступенях окислення, а в продуктах окислення тільки в одному (проміжному по відношенню до вихідного ступеню окислення), то відповідні ОВР відносяться до реакцій компропорціонування або конмутації, наприклад:



### РОЗТАШУВАННЯ КОЕФІЦІЄНТІВ У РІВНЯННЯХ ОВР МЕТОДОМ ЕЛЕКТРОННОГО БАЛАНСУ

Необхідно звернути увагу на те, що у випадку реакцій окислення-відновлення розташування коефіцієнтів проводиться зліва направо (приклад 1), а у випадку внутрішньомолекулярного окислення-відновлення – з права наліво (приклад 2).

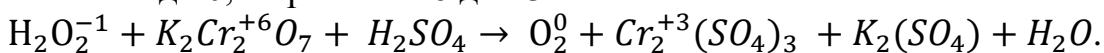
Приклад 1. Методом електронного балансу розташувати коефіцієнти в рівнянні реакції, що перебігає за схемою:



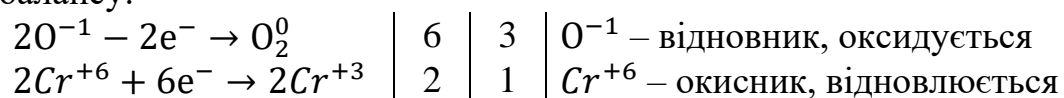
Рішення.

1. Дана ОВР відноситься до реакцій міжмолекулярного окислення-відновлення, тому коефіцієнти розставляються зліва направо.

2. Визначаємо елементи, атоми яких в ході реакції змінюють ступінь окислення. В даному випадку це Оксиген та хром. Оксиген змінює ступінь окислення з  $-1$  до  $0$ , а хром – з  $+6$  до  $+3$ .



3. Напишемо електронні рівняння процесів окислення і відновлення. В цих рівняннях число атомів кожного елементу дорівнює їх числу у формулах відповідних вихідних речовин. Знаходимо найменше загальне кратне числа відданих та числа прийнятих електронів і складаємо схему електронного балансу:



4. Знаходимо число атомів Оксигену та хрому, помножив кожне з рівнянь на відповідний множник (перше рівняння – на 3, друге – на 1).

Отримуємо число атомів Оксигену, які змінили ступінь окислення рівним  $2 \cdot 3 = 6$ , а число атомів хрому –  $2 \cdot 1 = 2$ .

5. Розташування коефіцієнтів проводимо в наступному порядку:

а) зрівнюємо число атомів хрому, поставив перед формулами  $K_2Cr_2O_7$  та  $Cr_2(SO_4)_3$  коефіцієнт «1»;

б) зрівнюємо числа атомів Оксигену, що змінили свій ступінь окислення, поставив перед формулами  $O_2$  та  $H_2O_2$  коефіцієнти «3»;

в) зрівнюємо числа атомів калію, поставив перед формулою  $K_2SO_4$  коефіцієнт «1»;

г) зрівнюємо числа кислотних залишків  $SO_4^{2-}$ , поставив перед формулою сульфатної кислоти коефіцієнт «4»;

д) зрівнюємо числа атомів Гідрогену, поставив перед формулою води коефіцієнт «7».

6. Перевіряємо, чи однакові числа атомів Оксигену в лівій та правій частинах рівняння:



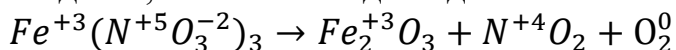
**Приклад 2.** Методом електронного балансу необхідно розставити коефіцієнти в рівнянні реакції:



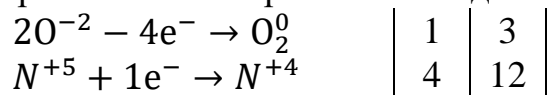
Рішення.

1. Дана ОВР відноситься до реакцій внутрішньомолекулярного окислення-відновлення, тому коефіцієнти необхідно розставляти з права наліво.

2. Визначаємо елементи, атоми яких змінили ступінь окислення. В даному випадку це Нітроген та Оксиген. Нітроген змінив ступінь окислення з +5 до +4, Оксиген – від –2 до 0.



3. Напишемо електронні рівняння процесів окислення і відновлення. В цих рівняннях число атомів кожного елемента дорівнює їх числу в формулах продуктів реакції. Знаходимо найменше загальне кратне числа відданих та прийнятих електронів та складаємо схему електронного балансу:



4. Знаходимо число атомів Нітрогену та Оксигену, помножив кожне з електронних рівнянь на відповідний множник: перше рівняння множимо на 1, друге – на 4. Отримуємо, що число атомів Гідрогену, по поміняли ступінь окислення дорівнює  $2 \cdot 1 = 2$ , а відповідне число атомів Нітрогену дорівнює  $1 \cdot 4 = 4$ . Но враховуючи, що у формульній одиниці  $Fe(NO_3)_3$  міститься 3 атоми Нітрогену, то перед формулою треба ставити коефіцієнт  $4/3$ , що не дуже зручно. Тому, знайдені числа атомів Нітрогену та Оксигену множимо на 3. Таким чином, ступінь окислення змінився у 6 атомів Оксигену та у 12 атомів Нітрогену.

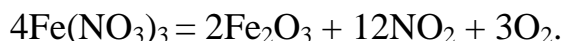
5. Розстановку коефіцієнтів проводимо в наступній послідовності:

а) зрівнюємо числа атомів Нітрогену, поставив перед формулою  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  коефіцієнт «4», а перед формулою  $\text{NO}_2$  – коефіцієнт «12»;

б) зрівнюємо числа атомів феруму, поставив перед формулою  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  коефіцієнт «2»;

в) зрівнюємо числа атомів Оксигену поставив перед формулою  $\text{O}_2$  коефіцієнт «3».

6. Перевіряємо, чи однакові числа атомів Оксигену в лівій та правій частинах рівняння:

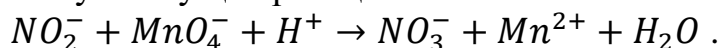


**Приклад 3.** Складіть рівняння окисно-відновної реакції, що протікає у водному розчині за схемою:

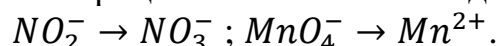


**Рішення.** Іонно-електронний метод. У цьому випадку доцільно користуватися методом складання рівнянь, який враховує зміни, що відбуваються з реальними іонами у розчині. Цей метод називається електронно-іонним методом або методом напівреакцій.

1. Напишемо іонну схему цієї реакції:



2. Складемо іонні схеми процесів окислення та відновлення:



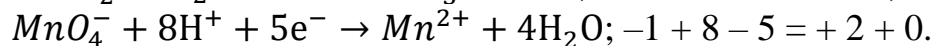
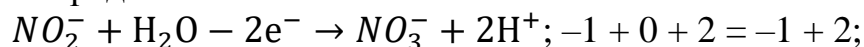
3. Доповнимо схеми певним числом молекул або іонів, що знаходяться в даному розчині та визначають реакцію середовища.

Це можуть бути молекули води та іони Гідрогену, якщо реакція протікає у кислому середовищі; молекули води та гідроксид-іони, якщо реакція протікає у лужному середовищі.

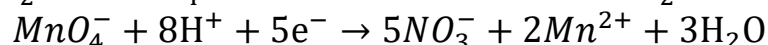
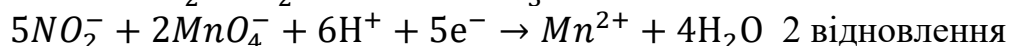
Для даної реакції, що протікає в кислому середовищі, електронно-іонні схеми процесів окислення та відновлення набудуть вигляду:



4. Для того, щоб від схем перейти до рівняння, необхідно зробити рівними сумарні заряди обох частин схеми:



5. Зрівнюючи кількість відданих та прийнятих електронів, перше рівняння множимо на 5, а друге – на 2. Підсумовуючи отримані електронно-іонні рівняння, складаємо рівняння окисно-відновної реакції в іонній формі:



та в молекулярній:



## ЕЛЕКТРОДНІ І ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПОТЕНЦІАЛИ ТА ЇХ ВИКОРИСТАННЯ

Кількісною характеристикою окисно-відновних властивостей речовин у водному середовищі є значення електродних або окисно-відновних потенціалів відповідних полуреакцій. Електродний потенціал представляє собою різницю потенціалів, що виникає на кордоні поділу електрод – розчин електроліту. Абсолютні значення потенціалів експериментально визначити неможливо, тому на практиці використовують їх відносні значення, які вимірюють по відношенню до стандартного водневого електроду, потенціал якого умовно дорівнює 0. *Потенціали, які виміряні при стандартних умовах називають стандартними електродними або окисно-відновними потенціалами і позначають символом  $E^0$* . Їх значення використовують для характеристики реакцій, що перебігають в стандартних умовах. Якщо реакція реалізується в інших умовах, то для її опису використовуються рівноважні потенціали  $E$ , що розраховуються за рівнянням Нернста:

$$E = E^0 - \frac{2,303 \cdot R \cdot T}{n \cdot F} \lg \frac{c(\text{відновник})}{c(\text{окисник})},$$

де – 2,303 коефіцієнт переходу від натуральних логарифмів до десятинних;

$R$  – універсальна газова стала;

$T$  – абсолютна температура;

$n$  – число електронів, які приймають участь у напівреакції;

$F$  – стала Фарадея, яка дорівнює приблизно 96500 Кл/моль;

$c$  (відновник) – концентрація відновленої форми елемента, в якій він знаходиться в більш низькому ступеню окислення;

$c$  (окисник) – концентрація окисленої форми елемента, в якій він знаходиться в більш високому ступеню окислення.

З рівняння Нернста випливає, що величина потенціалу залежить від концентрації відновленої та окисленої форм елемента.

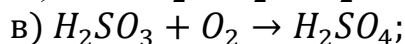
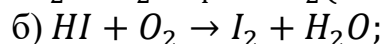
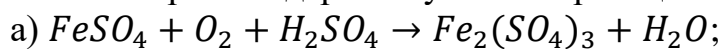
Використовуючи значення електродних або окисно-відновних потенціалів напівреакцій, можна виконати наступні дії:

1. Оцінити окисно-відновні властивості відповідних речовин.
2. Передбачити принципову можливість перебігу реакції у вказаному напрямі.
3. Визначити напрям перебігу реакції.
4. Вибрати найбільш вірогідну реакцію з кількох можливих.
5. Розрахувати значення константи хімічної рівноваги даної реакції.

Формулювання відповідних правил та їх розгляд на конкретних прикладах наведено нижче.

***Більш сильні відновлювальні властивості має речовина, якій відповідає напівреакція з більш низьким значенням потенціалу. Більш сильні окисаційні властивості має речовина, якій відповідає напівреакція з більш високим значенням потенціалу.***

**Приклад 1.** Визначте, який з відновників проявляє більш сильніші відновлювальні властивості при стандартних умовах в реакціях:

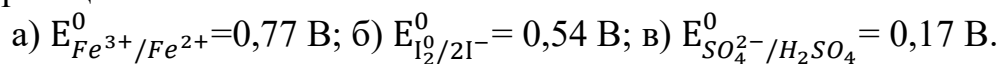


**Рішення.** 1. Визначаємо, які речовини в даних реакціях є відновниками. В реакції «а» відновником є  $FeSO_4$ , оскільки у заліза ступінь окислення зростає з +2 до +3 у відповідності з рівнянням напівреакції:  $Fe^{+2} - e^- \rightarrow Fe^{+3}$ .

В реакції «б» відновником є  $HI$ , оскільки у йоду ступінь окислення зростає у відповідності з рівнянням полуреакції:  $I^- - e^- \rightarrow I^0$ .

В реакції «в» відновником є  $H_2SO_3$ , оскільки у йоду ступінь окислення зростає у відповідності з рівнянням полуреакції:  $H_2SO_3 + H_2O - 2e^- \rightarrow H_2SO_4 + 4H^+$ .

2. Знаходимо значення стандартних потенціалів відповідних напівреакцій:

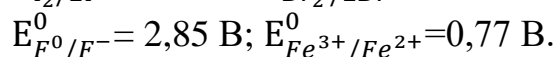
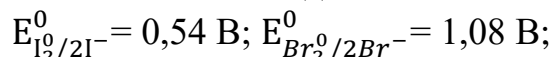


3. Знаходимо найбільш сильний відновник. Враховуючи, що саме низьке значення потенціалу у напівреакції окислення сульфїтної кислоти, то ця речовина і буде найбільш сильним відновником.

**Перебіг окисно-відновної реакції в даному напрямі можливий лише тоді, коли потенціал відновлення окисника більше потенціалу окислення відновника.**

**Приклад 2.** Визначити, чи можливо використовувати в стандартних умовах солі заліза(III) для окислення іонів  $F^-$ ,  $Br^-$  та  $I^-$  до простих речовин? Відповідь підтвердити розрахунками.

**Рішення.** 1. Знаходимо значення  $E^0$  напівреакцій:



Оскільки значення  $E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0$  більше значення  $E_{I_2/2I^-}^0$ , то іони  $Fe^{3+}$  здатні окислити іони  $I^-$  до простої речовини  $I_2$ . Відповідно, всі інші іони не будуть оксидуватися іонами  $Fe^{3+}$ .

**Будь яка окисно-відновна реакція завжди буде йти в тому напрямі, якому відповідає позитивне значення різниці потенціалів окисника і відновника.**

Однак, слід пам'ятати, що в зазначеному напрямі реакція є практично незворотною при різниці потенціалів  $\Delta E$ , більшою або рівною 0,4 В. Якщо, різниця потенціалів  $\Delta E$  менше за 0,4 В, то окисно-відновна реакція є зворотною і її напрям визначається умовами проведення реакції.

**Приклад 3.** Встановите, в якому напрямі можливе самовільний перебіг реакції:



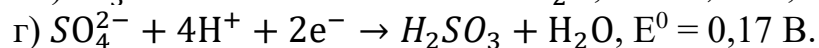
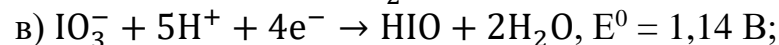
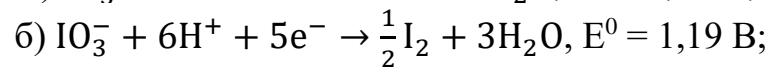
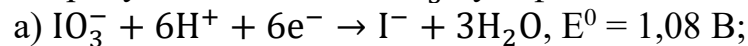
**Рішення.** 1. Знаходимо значення  $E^0$  напівреакцій:

$$E_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}}^0 = 0,15 \text{ В}, E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 = 0,77 \text{ В}.$$

2. Враховуючи, що значення  $E^0$  напівреакцій за участю іонів заліза, будуть вище значень  $E^0$  напівреакцій за участю іонів олова, то іони  $\text{Fe}^{3+}$ , окисляти  $\text{Sn}^{2+}$  з утворенням  $\text{Fe}^{3+}$  та  $\text{Sn}^{4+}$ , що відповідає перебігу реакції з права наліво.

**З усіх можливих окисно-відновних реакцій найбільш вірогідною буде та реакція, якій відповідає максимальне значення різниці потенціалів окисників та відновників, що використовуються.**

**Приклад 4.** Використовуючи значення  $E^0$  напівреакцій, визначити найбільш ймовірний продукт відновлення  $\text{IO}_3^-$  сульфітною кислотою:



**Рішення.** 1. Враховуючи, що значення потенціалу напівреакції «г» менше значень потенціалів реакцій «а», «б», «в», то сульфит-іони є відновниками по відношенню до  $\text{IO}_3^-$ .

2. Для кожної з напівреакцій «а», «б» та «в» необхідно знайти різницю між її потенціалом та потенціалом напівреакції «г»:

$$E^0(\text{а}) - E^0(\text{г}) = 1,08 \text{ В} - 0,17 \text{ В} = 0,91 \text{ В};$$

$$E^0(\text{б}) - E^0(\text{г}) = 1,19 \text{ В} - 0,17 \text{ В} = 1,02 \text{ В};$$

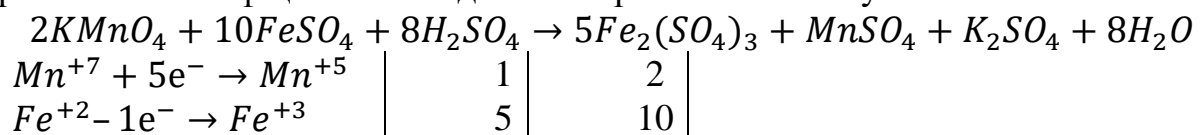
$$E^0(\text{в}) - E^0(\text{г}) = 1,14 \text{ В} - 0,17 \text{ В} = 0,97 \text{ В}.$$

3. З розрахунків видно, що максимальне значення  $\Delta E^0$  відповідає різниці між потенціалами напівреакцій «в» та «г». Таким чином, сульфитна кислота буде відновлювати  $\text{IO}_3^-$  до вільного йоду.

**Чим більше значення  $\Delta E$  реакції, тим більше значення константи хімічної рівноваги і тим сильніше воно зміщене в бік утворення продуктів.**

**Приклад 5.** Розрахувати величину константи хімічної рівноваги для реакції окисації сульфату заліза (II) перманганатом калію в розчині сульфатної кислоти, в якому концентрація всіх потенціал визначних іонів дорівнює 1,0 моль/л.

**Рішення.** 1. Необхідно скласти рівняння даної окисно-відновної реакції, розставити коефіцієнти методом електронного балансу та знайти значення  $n$ .





З рівняння електронного балансу видно, що число електронів, які віддано відновником та прийнятих окисником, тобто число  $n$ , дорівнює 5.

Знайдемо значення потенціалів напівреакцій окислення іонів заліза (а) та відновлення перманганат-іонів в кислому середовищі (б):

$$\text{а) } E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 = 0,77 \text{ В;}$$

$$\text{б) } E_{MnO_4^-/Mn^{2+}}^0 = 1,51 \text{ В.}$$

2. Розрахуємо значення  $\Delta E$  для реакції:

$$\Delta E = E_{MnO_4^-/Mn^{2+}}^0 - E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 = 1,51 - 0,77 = 0,74 \text{ В.}$$

3. Розрахуємо значення константи рівноваги:

$$K_{\text{рівн}} = 10^{\frac{\Delta E \cdot n}{0,059}} = 10^{\frac{0,74 \cdot 5}{0,059}} = 5 \cdot 10^{62}.$$

Таке велике значення константи свідчить про те, що дана реакція перебігає з ліва направо практично незворотно.

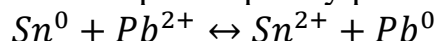
### ВПЛИВ РІЗНИХ ФАКТОРІВ НА НАПРЯМ ПЕРЕБІГУ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

Окисно-відновна реакція протікає в тому напрямі, в якому відбувається напівреакція с більш високим значенням потенціалу. Тому фактори, що впливають на величину потенціалу, будуть здійснювати вплив і на напрям окисно-відновної реакції. До таких факторів відносяться:

- 1) концентрація потенціал визначальних іонів;
- 2) величина рН розчину;
- 3) температура розчину;
- 4) величина добутку розчинності (ДР) малорозчинного продукту реакції;
- 5) величина константи нестійкості комплексного іону, що утворюється.

Вплив концентрації потенціал визначальних іонів. Змінюючи значення концентрації іонів в розчині, можна змінити напрям окисно-відновної реакції.

**Приклад 6.** Визначити напрям перебігу реакції:



При наступних значеннях концентрацій іонів:

$$\text{а) } c(Pb^{2+}) = 1 \text{ моль/л; } c(Sn^{2+}) = 1 \text{ моль/л;}$$

$$\text{б) } c(Pb^{2+}) = 0,15 \text{ моль/л; } c(Sn^{2+}) = 1,5 \text{ моль/л.}$$

**Рішення.** 1. Розрахуємо значення рівноважних електродних потенціалів для випадку «а» та визначимо напрям реакції:

$$E_{Pb^{2+}/Pb^0} = E_{Pb^{2+}/Pb^0}^0 - \frac{0,059}{n} \lg \frac{1}{c(Pb^{2+})} = -0,13 - \frac{0,059}{2} \lg \frac{1}{1} = -0,13 \text{ В.}$$

Аналогічно розраховуємо значення потенціалу олова:

$$E_{Sn^{2+}/Sn^0} = -0,14 - \frac{0,059}{2} \lg \frac{1}{1} = -0,14 \text{ В.}$$

Оскільки, значення електродного потенціалу свинцю більше, ніж у олова, то іони свинцю будуть окисниками по відношенню до олова і вказана реакція буде йти зліва направо.

2. Розрахуємо значення рівноважних електродних потенціалів для випадку «б» та визначимо напрям реакції:

$$E_{Pb^{2+}/Pb^0} = E_{Pb^{2+}/Pb^0}^0 - \frac{0,059}{n} \lg \frac{1}{c(Pb^{2+})} = -0,13 - \frac{0,059}{2} \lg \frac{1}{0,15} = -0,15 \text{ В};$$

$$E_{Sn^{2+}/Sn^0} = -0,14 - \frac{0,059}{2} \lg \frac{1}{1,5} = -0,13 \text{ В}.$$

В даному випадку електродній потенціал більше у олова, тому його іони будуть окисниками по відношенню до свинцю і зазначена реакція в цих умовах буде йти справа наліво.

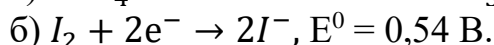
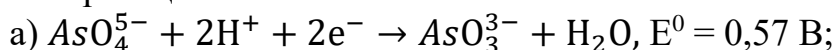
### Вплив величини рН розчину на напрям перебігу ОВР

Змінюючи рН розчину, можна змінити напрям перебігу реакції, якщо в ній приймають участь іони  $\text{OH}^-$  або  $\text{H}^+$ .

**Приклад 7.** Чи зміниться напрям перебігу реакції в системі

$K_3AsO_4 + KI + H_2SO_4 \leftrightarrow K_3AsO_3 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$  при варіюванні рН розчину від 0 до 8, якщо концентрації  $AsO_4^{5-}$ ,  $AsO_3^{3-}$ ,  $I^-$  і молекули  $I_2$  в розчині дорівнюють 1 моль/л?

**Рішення.** Дана окисно-відновна реакція відбувається завдяки наявності двох напівреакцій:



Враховуючи, що в напівреакції «а» приймають участь іони Гідрогену, то її потенціал залежить від величині рН розчину. В напівреакції «б» іони  $\text{H}^+$  не приймають участі, тому її потенціал не залежить від величині рН.

2. Розрахуємо значення потенціалу полуреакції «а» при рН, що дорівнює 0, і визначимо напрям окисно-відновної реакції.

Якщо рН розчину дорівнює 0, то концентрація іонів Гідрогену становить 1 моль/л. Тоді:

$$E_{AsO_4^{5-}/AsO_3^{3-}} = 0,57 - \frac{0,059}{2} \lg \frac{1}{1 \cdot 1^2} = 0,57 \text{ В}.$$

Враховуючи, що при рН = 0, потенціал напівреакції «а» більше потенціалу напівреакції «б», арсенат-іони будуть проявляти окисдаційні, а  $I^-$  – відновні властивості. Тому реакція буде, в цілому, буде перебігати зліва направо.

3. Розрахуємо значення потенціалу напівреакції «а» при рН = 8 та визначимо напрям окисно-відновної реакції.

Якщо рН розчину дорівнює 8, то концентрація іонів Гідрогену становить  $1 \cdot 10^{-8}$  моль/л. Тоді:

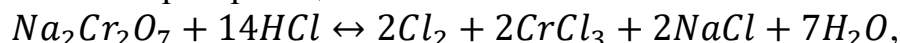
$$E_{AsO_4^{5-}/AsO_3^{3-}} = 0,57 - \frac{0,059}{2} \lg \frac{1}{1 \cdot (10^{-8})^2} = 0,098 \text{ В.}$$

Враховуючи, що при рН = 8, потенціал напівреакції «а» менше потенціалу напівреакції «б», то іони  $AsO_3^{3-}$  будуть проявляти відновні, а  $I^-$  – окисаційні властивості. Тобто, в цих умовах вказана реакція перебігає справа наліво.

### Вплив температури на напрям перебігу ОВР

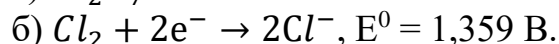
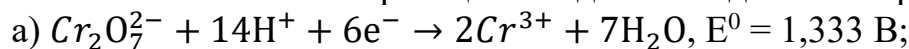
З рівняння Нернста видно, що величина електродного потенціалу залежить від значення температури. Тому, змінюючи температуру розчину, можна змінювати напрям перебігу деяких окисно-відновних реакцій.

**Приклад 8.** Продемонструвати, як впливає зміна температури від 25 °С до 90 °С на напрям реакції:



якщо концентрація  $Cr_2O_7^{2-}$ ,  $Cr^{3+}$  дорівнює 1 моль/л, концентрація  $[HCl] = 1,32$  моль/л, а парціальний тиск  $Cl_2$  – 101,325 кПа.

**Рішення.** 1. Зазначена реакція складається з двох напівреакцій:



2. Розрахуємо потенціали напівреакцій «а» і «б» при температурі 25 °С та визначим напрям окисно-відновної реакції:

$$\begin{aligned} \text{а) } E_{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}} &= E_{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}}^0 - \frac{2,303 \cdot R \cdot T}{n \cdot F} \lg \frac{c^2(Cr^{3+})}{c(Cr_2O_7^{2-}) \cdot c^{14}(H^+)} = \\ &= 1,333 - \frac{2,303 \cdot 8,314 \cdot 298}{6 \cdot 96500} \lg \frac{1}{1 \cdot 1^{14}} = 1,35 \text{ В.} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{б) а) } E_{Cl_2^0/Cl^-} &= E_{Cl_2^0/Cl^-}^0 - \frac{2,303 \cdot R \cdot T}{n \cdot F} \lg \frac{c^2(Cl^-)}{p(Cl_2^0)} = \\ &= 1,359 - \frac{2,303 \cdot 8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \lg \frac{1,32^2}{1} = 1,352 \text{ В.} \end{aligned}$$

Враховуючи, що в даному випадку різниця потенціалів  $\Delta E$  склала величину, яка менше за 0,4 В, в системі має місце хімічна рівновага. Но враховуючи, що більш високе значення потенціалу має напівреакція «б», можна зробити висновок, що при 25 °С більш сильні окисаційні властивості має  $Cl_2$  і рівновага зміщена вліво.

3. Розрахуємо потенціали напівреакцій «а» і «б» при температурі 90 °С та визначим напрям окисно-відновної реакції:

$$\begin{aligned} \text{а) } E_{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}} &= E_{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}}^0 - \frac{2,303 \cdot R \cdot T}{n \cdot F} \lg \frac{c^2(Cr^{3+})}{c(Cr_2O_7^{2-}) \cdot c^{14}(H^+)} = \\ &= 1,333 - \frac{2,303 \cdot 8,314 \cdot 363}{6 \cdot 96500} \lg \frac{1}{1 \cdot 1^{14}} = 1,353 \text{ В.} \end{aligned}$$

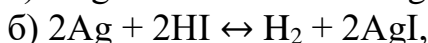
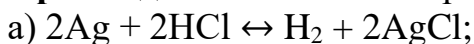
$$\begin{aligned} \text{б) } E_{Cl_2^0/Cl^-} &= E_{Cl_2^0/Cl^-}^0 - \frac{2,303 \cdot R \cdot T}{n \cdot F} \lg \frac{c^2(Cl^-)}{p(Cl_2^0)} = \\ &= 1,359 - \frac{2,303 \cdot 8,314 \cdot 363}{2 \cdot 96500} \lg \frac{1,32^2}{1} = 1,350 \text{ В.} \end{aligned}$$

Таким чином, при температурі 90 °С більш високе значення потенціалу у напівреакції «а». Тобто, більш сильні окисаційні властивості має  $Cr_2O_7^{2-}$  і рівновага зміщена вправо.

### Вплив величини ДР (доданок розчинності) малорозчинного продукту на напрям перебігу ОВР

Якщо в результаті окисно-відновної реакції утворюється малорозчинний продукт, то концентрація іонів, які його утворюють, в розчині швидко зменшується. В результаті цього змінюється потенціал напівреакцій, що може привести до зміни напрямку окисно-відновної реакції.

**Приклад 9.** Визначити напрям реакції при 25 °С в системах:



якщо концентрації HCl та HI в розчині складає 1 моль/л, а тиск водню дорівнює 101,325 кПа.

**Рішення.** 1. Розрахуємо концентрацію іонів срібла в розчині над осадом AgCl, припустив, що концентрація хлорид-іонів в розчині дорівнює концентрації HCl і складає 1 моль/л:

$$c(Ag^+) = \frac{ДР(AgCl)}{c(Cl^-)} = \frac{1,8 \cdot 10^{-10}}{1} = 1,8 \cdot 10^{-10} \text{ моль/л.}$$

2. Розрахуємо значення рівноважного потенціалу срібла в даному розчині

$$\begin{aligned} E_{Ag^+/Ag^0} &= E_{Ag^+/Ag^0}^0 - \frac{0,059}{n} \lg \frac{1}{c(Ag^+)} = \\ &= 0,8 - \frac{0,059}{1} \lg \frac{1}{1,8 \cdot 10^{-10}} = 0,225 \text{ В.} \end{aligned}$$

3. Визначимо напрям реакції «а»:

Оскільки в означеній реакції потенціал водню дорівнює 0, а потенціал срібла 0,225 В, то іони срібла проявляють окисаційні властивості по відношенню  $H_2$  і рівновага реакції «а» зміщена вліво. Тому металеве срібло не розчиняється в розчині HCl.

4. Розрахуємо концентрацію іонів срібла в розчині над осадом AgI, припустив, що концентрація  $I^-$  в розчині дорівнює концентрації HI і складає 1 моль/л:

$$c(Ag^+) = \frac{ДР(AgCl)}{c(I^-)} = \frac{8,3 \cdot 10^{-17}}{1} = 8,3 \cdot 10^{-17} \text{ моль/л.}$$

5. Розрахуємо значення рівноважного потенціалу срібла в даному розчині

$$E_{Ag^+/Ag^0} = E_{Ag^+/Ag^0}^0 - \frac{0,059}{n} \lg \frac{1}{c(Ag^+)} =$$

$$= 0,8 - \frac{0,059}{1} \lg \frac{1}{8,3 \cdot 10^{-17}} = -0,14 \text{ В.}$$

6. Визначимо напрям реакції «б»:

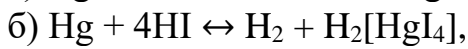
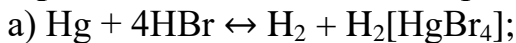
Оскільки в розчині НІ потенціал срібла менше потенціалу водню (дорівнює 0), то срібло буде окислюватися іонами Гідрогену і рівновага реакції «б» буде практично повністю зміщена вправо.

Таким чином, металеве срібло витісняє водень з розчину НІ.

### Вплив комплексоутворення на напрям ОВР

Якщо в результаті окисно-відновної реакції утворюються комплексні сполуки, в яких роль комплексоутворювача відіграють потенціал визначальні іони, то концентрація цих іонів в розчині різко зменшується. В результаті цього змінюється потенціал напівреакцій, що може привести до зміни напрямку окисно-відновної реакції.

**Приклад 10.** Визначити напрям перебігу реакцій при 25 °С в системах:



якщо концентрації HBr та HI в розчині складає 2 моль/л, а тиск водню дорівнює 101,325 кПа.

**Рішення.** 1. Розрахуємо концентрацію іонів  $Hg^{2+}$ , що утворюються в результаті дисоціації іонів  $[HgBr_4]^{2-}$ . При цьому допускається, що концентрація іонів  $Br^-$  в розчині дорівнює концентрації HBr і складає 2 моль/л:

$$K_{(нест)}[HgBr_4]^{2-} = \frac{c(Hg^{2+}) \cdot c^4(Br^-)}{c([HgBr_4]^{2-})} = 2 \cdot 10^{-22}.$$

Звідки:

$$c(Hg^{2+}) = \frac{K_{(нест)} \cdot c([HgBr_4]^{2-})}{c^4(Br^-)} = \frac{2 \cdot 10^{-22} \cdot 1}{2^4} = 1,25 \cdot 10^{-23} \text{ моль/л.}$$

2. Розрахуємо значення рівноважного потенціалу  $E_{Hg^{2+}/Hg^0}$  при даній концентрації іонів  $Hg^{2+}$ :

$$E_{Hg^{2+}/Hg^0} = E_{Hg^{2+}/Hg^0}^0 - \frac{0,059}{2} \lg \frac{1}{c(Hg^{2+})} =$$

$$= 0,85 - \frac{0,059}{2} \lg \frac{1}{1,25 \cdot 10^{-23}} = 0,174 \text{ В.}$$

3. Розрахуємо значення потенціалу  $E_{2H^+/H_2^0}$ , припустив, що концентрація іонів  $H^+$  дорівнює концентрації HI і складає 2 моль/л:

$$E_{2H^+/H_2^0} = E_{2H^+/H_2^0}^0 - \frac{0,059}{2} \lg \frac{1}{c^2(H^+)} = 0 - \frac{0,059}{2} \lg \frac{1}{2^2} = 0,18 \text{ В.}$$

4. Визначимо напрям реакції «а». Оскільки в цьому випадку більш високе значення має потенціал ртуті, то іони  $Hg^{2+}$  окисляють молекулу водню і реакція «а» протікає справа наліво.

5. Розрахуємо концентрацію іонів  $Hg^{2+}$ , що утворюються в результаті дисоціації іонів  $[HgBr_4]^{2-}$ . При цьому допускається, що концентрація іонів  $Br^-$  в розчині дорівнює концентрації  $Hg^{2+}$  і складає 2 моль/л:

$$K_{(нест)} [HgI_4]^{2-} = \frac{c(Hg^{2+}) \cdot c^4(I^-)}{c([HgI_4]^{2-})} = 1,48 \cdot 10^{-30}.$$

Звідки

$$c(Hg^{2+}) = \frac{K_{(нест)} \cdot c([HgI_4]^{2-})}{c^4(I^-)} = \frac{1,48 \cdot 10^{-30} \cdot 1}{2^4} = 9,25 \cdot 10^{-32} \text{ моль/л.}$$

6. Розрахуємо значення рівноважного потенціалу  $E_{Hg^{2+}/Hg^0}$  при даній концентрації іонів  $Hg^{2+}$ :

$$\begin{aligned} E_{Hg^{2+}/Hg^0} &= E_{Hg^{2+}/Hg^0}^0 - \frac{0,059}{2} \lg \frac{1}{c(Hg^{2+})} = \\ &= 0,85 - \frac{0,059}{2} \lg \frac{1}{9,25 \cdot 10^{-32}} = -0,65 \text{ В.} \end{aligned}$$

7. Визначимо напрям реакції «б». Оскільки в цьому випадку більш високе значення має потенціал водню, то іони  $H^+$  окисляють ртуть і реакція «б» протікає зліва направо.

## КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

**Комплексними сполуками** називається певний вид хімічних сполук, які утворені в наслідок сполучення окремих компонентів і представляють собою складні іони або молекули, які здатні існувати як в кристалічному, так і в розчиненому виді. Головною ознакою комплексних сполук є **координація**, тобто приєднання до центрального атома більшого числа інших частинок, ніж це впливає з його звичайної валентності, тому комплексні сполуки називають також **координаційними**.

Будова і властивості комплексних сполук пояснюються координаційною теорією Вагнера, згідно з якою до складу комплексної сполуки входить складна частинка, яка складається з центрального атому, що також називається комплексоутворювачем (іон металу), навколо якого розташовуються (координуються) нейтральні молекули або аніони, що називаються лігандами. Число координованих лігандів частіш за все складає 6, 4 та 2. Координація (утримання) лігандів біля центрального атому здійснюється за рахунок утворення хімічних зв'язків. Ці зв'язки називають координаційними. Кількість координаційних зв'язків, які утворює один ліганд з комплексоутворювачем називається дентатністю ліганду (ди-, три-, тетрадентатний і так далі).

Загальна кількість хімічних зв'язків, які комплексоутворювач утворює з лігандами, називається координаційним числом комплексоутворювача.

Сукупність іону металу та лігандів, що його оточують називається внутрішньою сферою комплексу. В формулах координаційних сполук її розміщують в квадратних дужках. Все, що знаходиться за квадратними дужками, складає зовнішню сферу. В залежності від знаку заряду внутрішньої сфери розрізняють аніонні комплекси, наприклад  $K_2[Zn(CN)_4]$ , де внутрішня сфера  $[Zn(CN)_4]^{2-}$  – аніон; катіонні комплекси –  $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ , де внутрішня сфера  $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$  – катіон; та нейтральні комплекси  $[Pt(NH_3)_2Cl_2]^0$ . Нейтральні комплексні сполуки не мають зовнішньої сфери. Заряд внутрішньої сфери дорівнює алгебраїчній сумі заряду центрального іону та заряду лігандів

**Приклад 1.** Розгляд будови комплексної сполуки складу  $K_4[Fe(CN)_6]$ .

**Рішення.** Іон  $K^+$  – зовнішня сфера;  $[Fe(CN)_6]^{4-}$  – внутрішня сфера комплексної сполуки, яка складається з комплексоутворювача ( $Fe^{2+}$ ) та лігандів ( $CN^-$ ). Один ліганд  $CN^-$  зв'язується з комплексоутворювачем ( $Fe^{2+}$ ) тільки одним зв'язком, тому дентатність цього ліганду складає 1. Кількість координаційних зав'язків, якими комплексоутворювач пов'язано з усіма лігандами, дорівнює 6.

При координації змінюються властивості як лігандів, так і іону металу-комплексоутворювача. Часто координовані ліганди і іон металу неможливо визначити в розчині комплексної сполуки за допомогою хімічних реакцій, які характерні для них у вільному (некоординованому) стані, оскільки вони знаходяться у зв'язаному стані в складі комплексної частинки.

## Номенклатура комплексних сполук

Порядок створення назви комплексних сполук аналогічний порядку для побудови назв звичайних солей, то б то, спершу зазначається аніон в іменному відміннику, а потім катіон в родовому відміннику. Формули комплексів читають виключно з права наліво, дотримуючись вказаних в них порядок розташування лігандів.

Якщо комплекс неелектролітичного типу (внутрішньо комплексна сполука), то її називають в одне слово. Катіонні або нейтральні комплексні сполуки не отримують в назвах спеціальні закінчення. В назвах аніонних комплексів комплексоутворювач називають латинським терміном з додавання суфіксу (*-at*) і зазначенням римськими числами ступеню окислення центрального атому (якщо він може мати зміну ступінь окислення).

Назва нейтральних лігандів не змінюється, а назва аніонних лігандів закінчується на *-o*. Для позначення числа однакових лігандів у внутрішній сфері комплексу в якості приставки перед назвою лігандів використовуються грецькі чисельні: ди-, три-, тетра-, пента- і так далі. Назва внутрішньої сфери записується в одне слово.

Вода і амоніак є нейтральні ліганди і називаються відповідно аква і амін.

Як показано в назвах, якщо ліганд пов'язано з центральним атомом декількома засобами, ця різниця відмічається за допомогою символів атомів, через які утворюється координаційний зв'язок комплексоутворювача з лігандом.

Назви нейтральних лігандів, крім  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{CO}$  та  $\text{CS}$ , розміщують в дужках і перед дужкою ставлять числовий показник.

**Приклад 2.** Привести приклади координаційних сполук різних типів та дати їм назву.

**Рішення.** Катіонні комплекси:

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}\text{Cl}_3$  – хлорид гексаамінкобальту (III);

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6\text{H}_2\text{O}]^{3+}\text{Cl}_3$  – хлорид аквапентаамінкобальту (III).

Аніонні комплекси:

$(\text{NH}_4)_2[\text{PdCl}_4]^{2-}$  – тетрахлорпаладат (II) амонію;

$\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]^-$  – пентабромамінплатинат (IV) калію;

$\text{K}_3[\text{Fe}_3(\text{CN})_6]$  – гексаціаноферат (II) калію.

Нейтральні комплекси

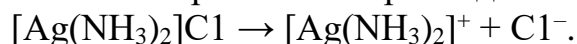
$[\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{ClO}_4)(\text{SCN})_2]$  – дитіоціаноперхлоратотриакваферум (III);

$[\text{Co}(\text{N}_2\text{H}_4)_2(\text{NO}_2)_2]$  – динітритодигідроазинкобальт (II);

$[\text{Hg}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NCS})_2]$  – діізотіоціанодиаквортуть (II)

### Комплексні сполуки у водних розчинах

При розчиненні кристалічної комплексної сполуки у воді його кристалічна ґратка руйнується, а координаційна сфера та зовнішньосферні іони гідратуються дипольними молекулами води. Цей процес відповідно до механізму дисоціації сильних електролітів. Наприклад:



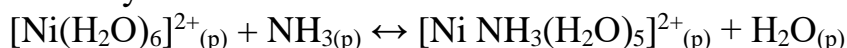
Ця дисоціація називається первинною. Зворотний розпад внутрішньої сфери комплексної сполуки називають вторинною дисоціацією. Наприклад, іон діаміносрібла дисоціює за схемою:  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \leftrightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$ .

Комплексний іон у водному розчині не має абсолютної стійкості. Ліганди його координаційної сфери можуть заміщуватися молекулами води, яка також є лігандом. Таким же чином при взаємодії аквакомплексу з іншими лігандами в розчині може проходити поступове заміщення молекул води координаційної сфери аквакомплексу на ці ліганди. Такі процеси в хімії комплексів називаються обміном лігандів.

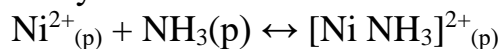
Розглянемо взаємодію газоподібного амоніаку з водним розчином солі нікелю. В водному розчині катіон  $\text{Ni}^{2+}$  існує у вигляді комплексного іону  $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ . Взаємодія цього аквакомплексу з амоніаком проходить в шість стадій, кожна з якої є зворотною реакцією і характеризується власною константою рівноваги. Константи рівноваги кожної із стадій утворення комплексної частинки називаються власними константами стійкості (константа рівноваги).



На кожній стадії місце однієї молекули води у внутрішній сфері займає одна молекула амоніаку:



Зазвичай для спрощення написання формули молекул води в таких в рівняннях подібних реакцій опускають:



і константа стійкості (константа рівноваги) для першої ступені утворення комплексного іона записується наступним чином:

$$K_{1 \text{ ст}} = \frac{c([\text{NiNH}_3]^{2+})}{c(\text{Ni}^{2+})c(\text{NH}_3)}$$
 і так далі, а загальна  $K_{\text{ст}}$  для  $i$ -стадії:

$$K_{1 \text{ ст}} = \frac{c([\text{NiNH}_3]^{2+})}{c(\text{Ni}^{2+})c^i(\text{NH}_3)}, \text{ або } K_{\text{ст}} = K_1 \cdot K_2 \cdot \dots \cdot K_i.$$

Реакція, що протилежна реакції комплексотворенню (дисоціація комплексу) є реакцією лігандного обміну, в якій ліганди комплексного іону заміщуються молекулами розчинника:



Для реакції дисоціації комплексного іону константу рівноваги називають константою нестійкості  $K_{\text{нест}}$  по кожній стадії:

$$K_{1 \text{ нест}} = \frac{c([\text{Ni}(\text{NH}_3)_5]^{2+})c(\text{NH}_3)}{c([\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+})}, \text{ при цьому } K_1 > K_2 > \dots > K_i.$$

Загальна константа нестійкості –  $K_{\text{нест}} = K_1 \cdot K_2 \cdot \dots \cdot K_i$ . Константі стійкості та нестійкості – це взаємо зворотні величини:

$$K_{\text{ст}} = \frac{1}{K_{\text{нест}}}$$

Константи стійкості та нестійкості внутрішньої сфери слабо залежать від температури.

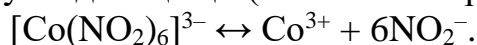
**Приклад 3.** Напишіть формулу комплексної сполуки, вкажіть координаційне число та заряд комплексотворювача, заряд внутрішньої сфери та формулу для константи нестійкості наступної комплексної сполуки: гексанітритокобальт (III) кальція.

**Рішення.** В умові приведено назву аніонної комплексної сполуки. Лігандом є нітрит-іон, а центральним іоном –  $\text{Co}^{3+}$ . Внутрішня сфера –  $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$ , відповідно, формула комплексної сполуки буде:  $\text{Ca}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]_2$ ; координаційне число – 6; заряд комплексотворювача – 3+; заряд внутрішньої сфери – 3–.

Рівняння первинної дисоціації (як сильний електроліт):



Загальне рівняння другої дисоціації (слабий електроліт)



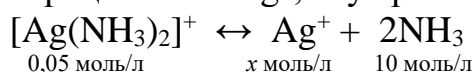
Вираз для константи нестійкості (константи рівноваги):

$$K_{\text{нест}} = \frac{c(\text{Co}^{3+}) \cdot c^6(\text{NO}_2^-)}{c([\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-})}.$$

**Приклад 4.** Чи можна зруйнувати комплексний іон  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  з його молярною концентрацією в розчині 0,1 моль/л, додаванням рівного об'єму  $\text{KCl}$  з такою же концентрацією при наявності в кінцевому розчині надлишку амоніаку з молярною концентрацією 10 моль/л?

**Рішення.** 1. Розрахуємо молярну концентрацію іонів  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  в розчині після додавання рівного об'єму розчину  $\text{KCl}$ . Враховуючи, що об'єм вихідного розчину збільшиться в 2 рази, то молярна концентрація іонів  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  зменшиться в 2 рази і складе 0,05 моль/л.

2. Розрахуємо молярну концентрацію іонів  $\text{Ag}^+$  в отриманому розчині. Враховуючи, що концентрацією амоніаку, що утворюється, можна знехтувати, то припускаємо, що концентрація амоніаку в утвореному розчині, є його надлишковою концентрацією і складає 10 моль/л. Тоді, позначимо концентрацію іонів  $\text{Ag}^+$ , яку треба знайти, через  $x$ :



Значення концентрацій іонів підставимо у формулу для константи нестійкості комплексного іону:

$$K_{\text{нест}} = \frac{c(\text{Ag}^+) \cdot c^2(\text{NH}_3)}{c([\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+)} = 1 \cdot 10^{-8} = \frac{x \cdot 10^2}{0,05}$$

Звідки  $x = 5 \cdot 10^{-12}$  моль/л.

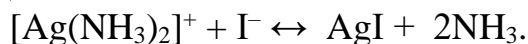
3. Розрахуємо значення ДК (доданок концентрацій) іонів  $\text{Ag}^+$  та  $\text{Cl}^-$  в отриманому розчині:

$$\text{ДК} = c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{Cl}^-) = 5 \cdot 10^{-12} \cdot 10^{-2} = 5 \cdot 10^{-13}$$

4. Враховуючи, що значення ДК менше значення  $\text{ДР}_{(\text{AgCl})}$  (доданок розчинності), що дорівнює  $10^{-10}$ , то осад  $\text{AgCl}$  не випадає і комплекс  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  в цих умовах іонами  $\text{Cl}^-$  руйнується.

**Приклад 5.** Чи буде руйнуватися комплексний іон  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  в умовах прикладу 2 при заміні  $\text{KCl}$  на  $\text{KI}$ ?

**Рішення.** Напишемо рівняння реакції взаємодії комплексного іону з йодид-аніонами:



$\text{ДР}_{(\text{AgI})} = 1 \cdot 10^{-16}$ . Так як  $5 \cdot 10^{-13} > 1 \cdot 10^{-16}$ , то осад  $\text{AgI}$  випадає і, відповідно, комплексний іон  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  в тих же умовах іонами  $\text{I}^-$  руйнується.

## ЗАДАЧІ

1. Визначте еквівалент та еквівалентну масу фосфору, кисню та броду в сполуках  $\text{PH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HBr}$ .

2. У якій масі  $\text{NaOH}$  міститься стільки ж еквівалентів, скільки 140 г  $\text{KOH}$ ?

**Відповідь:** 100 г.

3. З 1,35 г оксиду металу виходить 3,15 г нітрату. Обчисліть еквівалентну масу металу.

**Відповідь:** 32,5 г/моль.

4. З 1,3 г гідроксиду металу виходить 2,85 г сульфату. Обчисліть еквівалентну масу металу.

**Відповідь:** 9 г/моль.

5. Оксид тривалентного елемента містить 31,58% кисню. Обчисліть еквівалентну, мольну та атомну маси цього елемента.

6. Чому дорівнює за н.у. еквівалентний обсяг гідрогену? Обчисліть еквівалентну масу металу, якщо відновлення 1,017 г його оксиду витратилося 0,28 л гідрогену (н.у.).

**Відповідь:** 32, 68 г/моль.

7. Виразіть у молях: а)  $6,02 \cdot 10^{22}$  молекул  $\text{C}_2\text{H}_2$ ; б)  $1,80 \cdot 10^{24}$  атомів азоту; в)  $3,01 \cdot 10^{23}$  молекул  $\text{NH}_3$ . Яка мольна маса зазначених речовин?

8. Обчисліть еквівалент та еквівалентну масу  $\text{H}_3\text{PO}_4$  у реакціях утворення: а) гідрофосфату; б) дигідрофосфату; в) ортофосфату.

9. 2,48 г оксиду одновалентного металу міститься 1,84 г металу. Обчисліть еквівалентні маси металу та його оксиду. Чому дорівнює мольна і атомна маса цього металу?

10. Чому дорівнює за н.у. еквівалентний обсяг кисню? На спалювання 1,5 г двовалентного металу потрібно 0,69 л кисню (н.у.). Обчисліть еквівалентну масу, мольну масу та атомну масу цього металу.

11. З 3,31 г нітрату металу виходить 2,78 г його хлориду, обчисліть еквівалентну масу цього металу.

**Відповідь:** 103,6 г/моль.

12. Напишіть рівняння реакцій  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  з хлоридною (соляною) кислотою, при яких утворюються такі сполуки заліза: а) хлорид дигідроксозалізу; б) дихлорид гідроксозалізу; в) трихлорид заліза. Обчисліть еквівалент та еквівалентну масу  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  у кожній з цих реакцій.

13. Надлишком гідроксиду калію подіяли на розчини: а) дигідрофосфату калію б) нітрату дигідроксовісмуту(III), Напишіть рівняння реакцій цих речовин з  $\text{KOH}$  та визначте їх еквіваленти та еквівалентні маси.

14. У якій кількості  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  міститься стільки ж еквівалентів, скільки 174,96 г  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ?

**Відповідь:** 174 г.

**15.** Надлишком HCl подіяли на розчини: а) гідрокарбонату кальцію; б) дихлориду гідроксоалюмінію. Напишіть рівняння реакцій цих речовин з HCl та визначте їх еквіваленти та еквівалентні маси.

**16.** При окисненні 16,74 г двовалентного металу утворилося 21,54 г оксиду. Обчисліть еквівалентні маси металу та його оксиду. Чому рівні мольна і атомна маси металу?

**17.** На нейтралізацію 9,797 г ортофосфорної кислоти витрачено 7,998 г NaOH. Обчисліть еквівалент, еквівалентну масу та основність  $H_3PO_4$  у цій реакції. З розрахунку напишіть рівняння реакції.

**Відповідь:** 0,5 моль; 49 г/моль; 2.

**18.** На нейтралізацію 0,943 г фосфористої кислоти  $H_3PO_3$  витрачено 1,291 г KOH. Обчисліть еквівалент, еквівалентну масу та основність кислоти. На підставі розрахунку напишіть рівняння реакції.

**Відповідь:** 0,5 моль; 41 г/моль; 2.

**19.** Напишіть електронні формули атомів елементів із порядковими номерами 9 та 28. Покажіть розподіл електронів цих атомів за квантовими комірками. До якого електронного сімейства належить кожен із цих елементів?

**20.** Напишіть електронні формули атомів елементів із порядковими номерами 16 та 26. Розподіліть електрони цих атомів за квантовими комірками. До якого електронного сімейства належить кожен із цих елементів?

**21.** Яке максимальне число електронів можуть займати s-, p-, d- і f-орбіталі даного енергетичного рівня? Чому? Напишіть електронну формулу атома елемента з порядків номером 31.

**22.** Напишіть електронні формули атомів елементів з порядковими номерами 45 до якого електронного сімейства належить кожен із цих елементів?

**23.** Які орбіталі атома заповнюються електронами раніше: 4s чи 3d; 5s чи 4p? Чому? Напишіть електронну формулу атома елемента з номером 21.

**24.** Ізотоп нікелю-57 утворюється при бомбардуванні  $\alpha$ -частинками ядра атомів заліза-54. Складіть рівняння цієї ядерної реакції і напишіть його в скороченій формі.

**25.** Які орбіталі атома заповнюються електронами раніше: 4d' чи 5s; 6s чи 5p? Чому? Напишіть електронну формулу атома елемента з порядковим номером 43.

**26.** Що таке ізотопи? Чим можна пояснити, що більшість елементів періодичної системи атомні маси виражаються дробовим числом? Чи можуть атоми різних елементів мати однакову масу? Як називаються подібні атоми?

**27.** Ізотоп кремнію-40 утворюється при бомбардуванні  $\alpha$ -частинок ядра атомів алюмінію-27. Складіть рівняння цієї ядерної реакції та напишіть його у скороченій формі.

**28.** Напишіть електронні формули атомів елементів із порядковими номерами 14 та 40. Скільки вільних d-орбіталей у атомів останнього елемента?

**29.** Ізотоп вуглецю-11 утворюється під час бомбардування протонами ядер атомів азоту-14. Складіть рівняння цієї ядерної реакції та напишіть його у скороченій формі.

**30.** Напишіть електронні формули атомів, елементів з порядковими номерами 15 і 28. Чому дорівнює максимальний спин р-електронів у атомів першого та d-електронів у атомів другого елемента?

**31.** Напишіть електронні формули атомів елементів із порядковими номерами 21 та 23. Скільки вільних d-орбіталей в атомах цих елементів?

**32.** Скільки та які значення може набувати магнітне квантове число  $m_l$  при орбітальному числі  $l = 0, 1, 2$  та  $3$ ? Які елементи в періодичній системі називають s-, p-, d-і f-елементами? Наведіть приклади.

**33.** Які значення можуть набувати квантові числа  $n, l, m_l$  і  $m_s$ , що характеризують стан електронів в атомі? Які значення вони набувають для зовнішніх електронів атома магнію?

**34.** Напишіть електронні формули атомів елементів з порядковими номерами 24 і 33, враховуючи, що у першого відбувається провал одного 4s-електрона на 3d-підрівень. Чому дорівнює максимальний спин d-електронів у атомів першого та p-електронів у атомів другого елементів?

**35.** У чому полягає принцип Паулі? Чи може бути на якомусь підрівні атома p<sup>7</sup> або d<sup>12</sup>-електронів? Чому? Складіть електронну формулу атома елемента з порядковим номером 22 та вкажіть його валентні електрони.

**36.** Складіть електронні формули атомів елементів з порядковими номерами 32 і 42, враховуючи, що останній має провал одного 5s-електрона на 4d-підрівень. До якого електронного сімейства належить кожен із цих елементів?

**37.** Виходячи з положення германію і технецію в періодичній системі, складіть формули мета-, ортогерманієвої кислот і оксиду технецію, що відповідають їх вищому ступеню окислення. Зобразіть формули цих сполук графічно.

**38.** Що таке електронегативність. Як змінюється електронегативність р-елементів у періоді, у групі періодичної системи зі збільшенням порядкового номера Чому?

**39.** Виходячи з положення германію, молібдену та ренію в періодичній системі, складіть формули водневої сполуки германію, оксиду молібдену та ренієвої кислоти, що відповідають їх вищого ступеня окислення.

**40.** Що таке спорідненість до електрона? У яких одиницях воно виражається? системи із збільшенням порядкового номера? Відповідь мотивуйте будовою атома відповідного елемента.

**41.** Складіть формули оксидів та гідроксидів елементів третього періоду періодичної системи, що відповідають їх найвищому ступеню окиснення. Як змінюється кислотно-основний характер цих сполук під час переходу від натрію до хлору? Напишіть рівняння реакцій, що доводять амфотерність гідроксиду алюмінію.

**42.** Який з елементів четвертого періоду – ванадій або миш'як – має більш виражені металеві властивості? Який із цих елементів утворює газоподібне з'єднання з воднем? Відповідь мотивуйте, з будови атомів даних елементів.

**43.** Манган утворює сполуки, де він виявляє ступінь окислення +2, +3, +4, +6, +7. Складіть формули його оксидів і гідроксидів, що відповідають цим ступеням окиснення. Напишіть рівняння реакцій, що доводять амфотерність гідроксиду мангану (IV).

**44.** У якого елемента четвертого періоду – хрому чи селену – сильніше виражені металеві властивості? Який із цих елементів утворює газоподібне з'єднання з воднем? Відповідь мотивуйте будовою атомів хрому та селену.

**45.** Який нижчий ступінь окислення виявляють хлор, сірка, азот та вуглець? Чому? Складіть формули сполук алюмінію з даними елементами цього ступеня окислення. Як називаються відповідні сполуки?

**46.** Який із р-елементів п'ятої групи періодичної системи – фосфору чи сурми – сильніше виражені неметалеві властивості? Яка з водневих сполук цих елементів є сильнішим відновником? Відповідь мотивуйте будовою атома цих елементів.

**47.** Виходячи з положення металу в періодичній системі, дайте мотивовану відповідь на запитання: який з двох гідроксидів сильніша основа:  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  або  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  або  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  або  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ?

**48.** Виходячи зі ступеня окислення атомів відповідних елементів, дайте мотивовану відповідь на запитання: який із двох гідроксидів є сильнішою основою:  $\text{CuOH}$  або  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  або  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ;  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  або  $\text{Sn}(\text{OH})_4$ ? Напишіть рівняння реакцій, що доводять амфотерність гідроксиду олова (II).

**49.** Який нижчий ступінь окислення виявляють гідрокен, фтор, сірка та нітроген? Чому? Складіть формули сполук кальцію з даними елементами в цьому їхньому ступені окислення. Як називаються відповідні сполуки?

**50.** Який найнижчий і найвищий ступінь окислення виявляють кремній, миш'як, селен і хлор? Чому? Складіть формули сполук цих елементів, що відповідають цим ступеням окислення.

**51.** Хром утворює сполуки, де він виявляє ступеня окислення +2, +3, +6. Складіть формули його оксидів і гідроксидів, що відповідають цим ступеням окиснення. Напишіть рівняння реакцій, що доводять амфотерність гідроксиду хрому(III).

**52.** Атомні маси елементів у періодичній системі безперервно збільшуються, тоді як властивості простих тіл змінюються періодично. Чим це можна пояснити? Дайте мотивовану відповідь.

**53.** Яким є сучасне формулювання періодичного закону? Поясніть, чому в періодичній системі елементів аргон, кобальт, телур і торій поміщені відповідно перед калієм, нікелем, йодом і протактінням, хоча мають велику атомну масу?

**54.** Який нижчий і найвищий ступінь окислення виявляють вуглець, фосфор, сірка та йод? Чому? Складіть формули сполук цих елементів, що відповідають цим ступеням окислення.

**55.** Атоми яких елементів четвертого періоду періодичної системи утворюють оксид, що відповідає їх вищого ступеня окиснення  $E_2O_5$ ? Який із них дає газоподібне з'єднання з воднем? Складіть формули кислот, що відповідають цим оксидам, і зобразіть їх графічно?

**56.** Який хімічний зв'язок називають ковалентним? Чим можна пояснити спрямованість ковалентного зв'язку? Як метод валентних зв'язків (ВС) пояснює будову молекули води?

**57.** Який ковалентний зв'язок називають полярним? Що є кількісною мірою полярності ковалентного зв'язку? Виходячи із значень електронегативності атомів відповідних елементів? Визначте, який із зв'язків:  $HI$ ,  $ICI$ ,  $BrF$  – найбільш полярний.

**58.** Як метод валентних зв'язків (ВС) пояснює лінійну будову молекули  $BeCl_2$  та тетраедричну  $CH_4$ ?

**59.** Який ковалентний зв'язок називають s-зв'язком та яким p-зв'язком? Розберіть з прикладу будову молекули азоту.

**60.** Скільки неспарених електронів має атом хлору у нормальному та збудженому станах? Розподіліть ці електрони по квантових осередках. Чому дорівнює валентність хлору, обумовлена неспареними електронами?

**61.** Розподіліть електрони атома сірки за квантовими осередками. Скільки неспарених електронів мають її атоми в нормальному та збудженому станах? Чому дорівнює валентність сірки, обумовлена неспареними електронами?

**62.** Що називають електричним моментом диполя? Яка молекул  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$  має найбільший момент диполя? Чому?

**63.** Які кристалічні структури називають іонними, атомними, молекулярними та металевими? Кристали яких речовин: алмаз, хлорид натрію, діоксид вуглецю, цинк – мають вказані структури?

**64.** Як метод валентних зв'язків (ВС) пояснює кутову будову молекул  $H_2S$  та лінійну молекулу  $CO_2$ ?

**65.** Намалюйте енергетичну схему утворення молекули  $He_2$  та молекулярного іона  $He^{2+}$  за методом молекулярних орбіталей. Як метод МО пояснює стійкість іона  $He^{2+}$  та неможливість існування молекули  $He_2$ ?

**66.** Який хімічний зв'язок називають водневим? Між молекулами яких речовин вона утворюється? Чому  $H_2O$  і  $HF$ , маючи меншу молекулярну масу, плавляться і киплять за більш високих температур, ніж їх аналоги?

**67.** Який хімічний зв'язок називають іонним? Який механізм її утворення? Які властивості іонного зв'язку відрізняють її від ковалентної? Наведіть два приклади типових іонних сполук. Напишіть рівняння перетворення відповідних іонів на нейтральні атоми.

68. Що слід розуміти під ступенем окиснення атома? Визначте ступінь окиснення атома вуглецю та його валентність, обумовлену числом неспарених електронів, у сполуках  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{HCOOH}$ ,  $\text{CO}_2$ .

69. Які сили молекулярної взаємодії називають орієнтаційними, індукційними та дисперсійними? Коли виникають ці сили і яка їхня природа?

70. Які електрони атома бору беруть участь у освіті ковалентних зв'язків? Як метод валентних зв'язків (ВС) пояснює симетричну трикутну форму молекули  $\text{BF}_3$ ?

71. Намалюйте енергетичну схему утворення молекули  $\text{O}_2$  методом молекулярних орбіталей (МО). Як метод МО пояснює парамагнітні властивості молекули кисню?

72. Намалюйте енергетичну схему утворення молекул  $\text{F}_2$  методом молекулярних орбіталей (МО). Скільки електронів знаходиться на орбіталях, що зв'язують і розпушують? Чому дорівнює порядок зв'язку у цій молекулі?

73. Намалюйте енергетичну схему утворення молекули  $\text{N}_2$  методом молекулярних орбіталей (МО). Скільки електронів знаходиться на орбіталях, що зв'язують і розпушують? Чому дорівнює порядок зв'язку у цій молекулі?

74. Обчисліть скільки теплоти виділиться при відновленні  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  металевим алюмінієм, якщо було отримано 335,1 г заліза.

**Відповідь:** 2543,1 кДж.

75. Газоподібний етиловий спирт  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  можна отримати при взаємодії етилену  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г})$  та водяної пари. Напишіть термохімічне рівняння цієї реакції, обчисливши її тепловий ефект.

**Відповідь:**  $-45,76$  кДж.

76. При взаємодії газоподібних сірководню та діоксиду вуглецю утворюються пари води та сірковуглець  $\text{CS}_2(\text{г})$ . Напишіть термохімічне рівняння цієї реакції, обчисливши її тепловий ефект. **Відповідь:**  $+65,43$  кДж.

77. Напишіть термохімічне рівняння реакції між  $\text{CO}(\text{г})$  та воднем, у результаті якої утворюються  $\text{CH}_4(\text{г})$  та  $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ . Скільки теплоти виділиться за цієї реакції, якщо було отримано 67,2 л метану у перерахунку на нормальні умови?

**Відповідь:** 618,48 кДж.

78. Кристалічний хлорид амонію утворюється при взаємодії газоподібних аміаку та хлориду водню. Напишіть термохімічне рівняння цієї реакції, обчисливши її тепловий ефект. Скільки теплоти виділиться, якщо реакції було витрачено 10 л амоніаку в перерахунку на нормальні умови?

**Відповідь:** 78,97 кДж.

79. Тепловий ефект якої реакції згоряння рідкого бензолу з утворенням парів води та діоксиду вуглецю дорівнює  $-3135,58$  кДж. Складіть термохімічне рівняння цієї реакції та обчисліть теплоту утворення  $\text{C}_6\text{H}_6(\text{р})$ .

**Відповідь:**  $+49,03$  кДж.

80. Обчисліть скільки теплоти виділиться при згорянні 165 л (н.у.) ацетилену  $\text{C}_2\text{H}_2$ , якщо продуктами згоряння є діоксид вуглецю та пари води?

**Відповідь:** 924,88 кДж.



**81.** При згорянні газоподібного аміаку утворюються пари води та оксид азоту. Скільки теплоти виділиться за цієї реакції, якщо було отримано 44,8 л NO у перерахунку на нормальні умови?

**Відповідь:** 452,37 кДж.

**82.** Реакція горіння метилового спирту виражається термохімічним рівнянням:  $\text{CH}_3\text{OH}(\text{р}) + 1,5\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{р})$ ,  $\Delta\text{H} = ?$  Обчисліть тепловий ефект цієї реакції, якщо відомо, що мольна теплота пароутворення  $\text{CH}_3\text{OH}(\text{р})$  дорівнює +37,4 кДж.

**Відповідь:** -726,62 кДж.

**83.** При згорянні 11,5 г рідкого спирту етилового виділилося 308,71 кДж теплоти. Напишіть термохімічне рівняння реакції, у результаті якої утворюються пари води та діоксид вуглецю. Обчисліть теплоту утворення  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{р})$ .

**Відповідь:** -277,67 кДж/моль.

**84.** Реакція горіння бензолу виражається термохімічним рівнянням:  $\text{C}_6\text{H}_6(\text{р}) + 3,5\text{O}_2(\text{г}) = 6\text{CO}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ ,  $\Delta\text{H} = ?$  Обчисліть тепловий ефект цієї реакції, якщо відомо, що мольна теплота пароутворення бензолу дорівнює +33,9 кДж.

**Відповідь:** -3135,58 кДж.

**85.** Обчисліть тепловий ефект і напишіть термохімічне рівняння реакції горіння 1 моль етану  $\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$ , у результаті якого утворюються пари води та діоксид вуглецю. Скільки теплоти виділиться при згорянні 1 м<sup>3</sup> етану у перерахунку на нормальні умови?

**Відповідь:** 63742,86 кДж

**86.** Реакція горіння аміаку виражається термохімічним рівнянням:  $4\text{NH}_3(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{N}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{р})$ ,  $\Delta\text{H} = -1530,28$  кДж. Обчисліть теплоту утворення  $\text{NH}_3(\text{г})$ .

**Відповідь:** -46,19 кДж/моль.

**87.** При взаємодії 6,3 г заліза із сіркою виділилося 11,31 кДж теплоти. Обчисліть теплоту утворення сульфїду заліза FeS.

**Відповідь:** -100,26 кДж/моль.

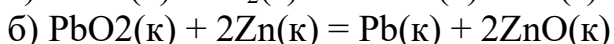
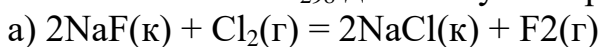
**88.** При згорянні 1 л ацетилену (н.у.) виділяється 56,053 кДж теплоти. Напишіть термохімічне рівняння реакції, у результаті якої утворюються пари води та діоксид вуглецю. Обчисліть теплоту утворення  $\text{C}_2\text{H}_2(\text{г})$ .

**Відповідь:** 226,75 кДж/моль.

**89.** При отриманні еквівалентної маси гідроксиду кальцію із  $\text{CaO}(\text{к})$  та  $\text{H}_2\text{O}(\text{р})$  виділяється 32,53 кДж теплоти. Напишіть термохімічне рівняння цієї реакції та обчисліть теплоту утворення оксиду кальцію.

**Відповідь:** - 635,6 кДж.

**99.** Обчисліть  $\Delta G^0_{298}$  для наступних реакцій:



Чи можна отримати фтор по реакції (а) і відновити  $\text{PbO}_2$  цинком по реакції (б)?

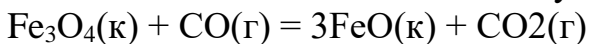
**Відповідь:** +313,94 кДж; -417,4 кДж.

**100.** За якої температури настане рівновага системи:

$4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Cl}_2(\text{г}); \Delta H_p = -114,42 \text{ кДж}$ ? Хлор чи кисень у цій системі є сильнішим окислювачем і за яких температур?

**Відповідь:** 891 К.

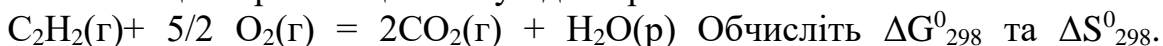
**101.** Відновлення  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  оксидом вуглецю йде за рівнянням:



Обчисліть  $\Delta G^0_{298}$  і зробіть висновок про можливість самочинного перебігу цієї реакції за стандартних умов. Чому дорівнює  $\Delta S^0_{298}$  у цьому процесі?

**Відповідь:** +24,19 кДж; +31,34 Дж/(моль · К).

**102.** Реакція горіння ацетилену йде за рівнянням:



Поясніть зменшення ентропії внаслідок цієї реакції.

**Відповідь:** -1235,15 кДж; -216,15 Дж/(моль · К).

**103.** Зменшується або збільшується ентропія при переходах: а) води в пару; б) графіту в алмаз? Чому? Обчисліть  $\Delta S^0_{298}$  для кожного перетворення. Зробіть висновок про кількісну зміну ентропії при фазових та алотропічних перетвореннях.

**Відповідь:** а) 118,78 Дж/(моль · К); б) -3,25 Дж/(моль · К).

**104.** Чим можна пояснити, що за стандартних умов неможлива екзотермічна реакція:  $\text{H}_2(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$   $\Delta H_p = -2,85 \text{ кДж}$ ? Знаючи тепловий ефект реакції та абсолютні стандартні ентропії відповідних речовин, визначте  $\Delta G^0_{298}$  цієї реакції.

**Відповідь:** +19,91 кДж.

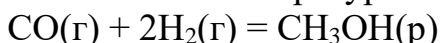
**105.** Пряма або зворотна реакція протікатиме за стандартних умов у системі:  $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$  Відповідь мотивуйте, обчисливши  $\Delta G^0_{298}$  прямої реакції.

**Відповідь:** -69,70 кДж.

**106.** Виходячи зі значень стандартних теплот утворення та абсолютних стандартних ентропії відповідних речовин, обчисліть  $\Delta G^0_{298}$  реакції, що протікають за рівнянням:  $\text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г}) = \text{NH}_4\text{Cl}(\text{к})$  Чи може ця реакція за стандартних умов йти самочинно?

**Відповідь:** -92,08 кДж.

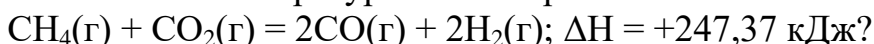
**107.** За якої температури настане рівновага системи:



$\Delta H = -128,05 \text{ кДж}$ ?

**Відповідь:** 385,5 К.

**108.** За якої температури настане рівновага системи:



**Відповідь:** 961,9 К.

**109.** На основі стандартних теплот утворення та абсолютних стандартних ентропії відповідних речовин обчисліть  $\Delta G^0_{298}$  реакції, що протікає за рівнянням:  $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$

Чи можлива ця реакція за стандартних умов?

**Відповідь:**  $-957,77$  кДж.

**110.** На підставі стандартних теплот утворення та абсолютних стандартних ентропій відповідних речовин обчисліть  $\Delta G^0_{298}$  реакції, що протікає за рівнянням:  $\text{CO}_2(\text{г}) + 4\text{H}_2(\text{г}) = \text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$

Чи можлива ця реакція за стандартних умов?

**Відповідь:**  $-130,89$  кДж.

**111.** Обчисліть  $\Delta H^0_{298}$ ,  $\Delta S^0_{298}$  та  $\Delta G^0_{\text{T}}$  реакції, що протікає за рівнянням:  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г})$

Чи можлива реакція відновлення  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  воднем при температурах 500 і 2000 К?

**Відповідь:**  $+96,61$  кДж;  $138,83$  Дж/К;  $27,2$  кДж;  $-181,05$  кДж.

**112.** Які з карбонатів:  $\text{BeCO}_3$  або  $\text{BaCO}_3$  – можна отримати за реакцією взаємодії відповідних оксидів із  $\text{CO}_2$ ? Яка реакція йде найенергійніше? Висновок зробіть, обчисливши  $\Delta G^0_{298}$  реакцій.

**Відповідь:**  $+31,24$  кДж;  $-130,17$  кДж;  $-216,02$  кДж.

**113.** На основі стандартних теплот утворення та абсолютних стандартних ентропій відповідних речовин обчисліть  $\Delta G^0_{298}$  реакції, що протікають за рівнянням:

$\text{CO}(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = \text{CH}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$  Чи можлива ця реакція за стандартних умов?

**Відповідь:**  $-142,16$  кДж.

**114.** Обчисліть  $\Delta H^0_{298}$ ,  $\Delta S^0_{298}$  та  $\Delta G^0_{\text{T}}$  реакції, що протікає за рівнянням:  $\text{TiO}_2(\text{к}) + 2\text{C}(\text{к}) = \text{Ti}(\text{к}) + 2\text{CO}(\text{г})$

Чи можлива реакція відновлення  $\text{TiO}_2$  вуглецем при температурах 1000 і 3000 К?

**Відповідь:**  $+722,86$  кДж;  $364,84$  Дж/К;  $+358,02$  кДж;  $-371,66$  кДж.

**115.** На підставі стандартних теплот утворення та абсолютних стандартних ентропій відповідних речовин обчисліть  $\Delta G^0_{298}$  реакції, що протікає за рівнянням:

$\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$  Чи можлива ця реакція за стандартних умов?

**Відповідь:**  $-1331,21$  кДж,

**116.** Визначте, за якої температури почнеться реакція відновлення  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , що протікає за рівнянням:  $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{к}) + \text{CO}(\text{г}) = 3\text{FeO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$

$\Delta G_{\text{H}} = +34,55$  кДж.

**Відповідь:**  $1102,4$  К.

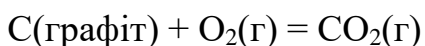
**117.** Обчисліть, за якої температури почнеться дисоціація пентахлориду фосфору, що протікає за рівнянням:  $\text{PCl}_5(\text{г}) = \text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$

$\Delta H = +92,59$  кДж.

**Відповідь:**  $509$  К.

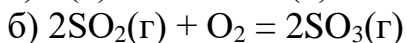
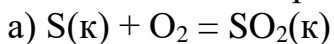
**118.** Обчисліть зміну ентропії для реакцій, що протікають за рівняннями:  $2\text{CH}_4(\text{г}) = \text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$

$\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{NH}_3(\text{г})$



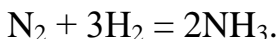
**Відповідь:** 220,21 Дж / К; – 198,26 Дж/К; 2,93 Дж/К.

**119.** Окислення сірки та її діоксиду протікає за рівняннями:



Як зміняться швидкості цих реакцій, якщо обсяги кожної із систем зменшити вчетверо ?

**120.** Напишіть вираз константи рівноваги гомогенної системи :



Як зміниться швидкість прямої реакції – утворення аміаку, якщо збільшити концентрацію водню в три рази?

**122.** Реакція йде за рівнянням  $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$ . Концентрації вихідних речовин на початок реакції були:  $[\text{N}_2] = 0,049$  моль/л;  $[\text{O}_2] = 0,01$  моль/л. Обчисліть концентрацію цих речовин у момент, коли  $[\text{NO}] = 0,005$  моль/л.

**Відповідь:**  $[\text{N}_2] = 0,0465$  моль/л;  $[\text{O}_2] = 0,0075$  моль/л.

**123.** Реакція йде за рівнянням  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ . Концентрації речовин, що брали в ній, були:  $[\text{N}_2] = 0,80$  моль/л;  $[\text{H}_2] = 1,5$  моль/л;  $[\text{NH}_3] = 0,10$  моль/л. Обчисліть концентрацію водню та аміаку, коли  $[\text{N}_2] = 0,5$  моль/л.

**Відповідь:**  $[\text{NH}_3] = 0,70$  моль/л  $[\text{H}_2] = 0,60$  моль/л.

**124.** Реакція йде за рівнянням  $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ . Константа швидкості цієї реакції за певної температури дорівнює 0,16. Вихідні концентрації реагуючих речовин:  $[\text{H}_2] = 0,04$  моль/л;  $[\text{I}_2] = 0,05$  моль/л. Обчисліть початкову швидкість реакції та її швидкість, коли  $[\text{H}_2] = 0,03$  моль/л.

**Відповідь:**  $3,2 \cdot 10^{-4}$ ;  $1,92 \cdot 10^{-4}$ .

**125.** Обчисліть, у скільки разів зменшиться швидкість реакції, що протікає в газовій фазі, якщо знизити температуру від 120 до 80 °С. Температурний коефіцієнт швидкості реакцій – 3.

**126.** Як зміниться швидкість реакції, що протікає в газовій фазі, при підвищенні температури на 60°C, якщо температурний коефіцієнт швидкості даної реакції 2?

**127.** У гомогенній системі  $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$  рівноважні концентрації речовин, що реагують:  $[\text{CO}] = 0,2$  моль/л  $[\text{Cl}_2] = 0,3$  моль/л  $[\text{COCl}_2] = 1,2$  моль/л. Обчисліть константу рівноваги системи та вихідні концентрації хлору та СО.

**Відповідь:**  $K = 20$ ;  $[\text{Cl}_2]_{\text{вих}} = 1,5$  моль / л  $[\text{CO}]_{\text{вих}} = 1,4$  моль / л.

**128.** У гомогенній системі  $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$  рівноважні концентрації газів, що реагують:  $[\text{A}] = 0,06$  моль/л;  $[\text{B}] = 0,12$  моль/л;  $[\text{C}] = 0,216$  моль/л. Обчисліть константу рівноваги системи та вихідні концентрації речовин А і В.

**Відповідь:**  $K = 2,5$ ;  $[\text{A}]_{\text{вих}} = 0,276$  моль/л;  $[\text{B}]_{\text{вих}} = 0,552$  моль/л.

**129.** У гомогенній газовій системі  $\text{A} + \text{B} = \text{C} + \text{D}$  рівновага встановилася при концентраціях:  $[\text{B}] = 0,05$  моль/л і  $[\text{C}] = 0,02$  моль/л. Константа рівноваги системи дорівнює 0,04. Обчисліть вихідні концентрації речовин А і В,

**Відповідь:**  $[\text{A}]_{\text{вих}} = 0,22$  моль/л;  $[\text{B}]_{\text{вих}} = 0,07$  моль/л.

**130.** Константа швидкості реакції розкладання  $N_2O$ , що протікає за рівнянням  $2N_2O = 2N_2 + O_2$ , дорівнює  $5 \cdot 10^{-4}$ . Початкова концентрація  $N_2O = 6,0$  моль/л. Обчисліть початкову швидкість реакції та її швидкість, коли розкладеться 50%  $N_2O$ .

**Відповідь:**  $1,8 \cdot 10^{-2}$ ;  $4,5 \cdot 10^{-3}$ .

**131.** Рівновага гомогенної системи  $4HCl(g) + O_2 = 2H_2O(g) + 2Cl_2(g)$  встановилася при наступних концентраціях реагуючих речовин:  $[H_2O]_p = 0,14$  моль/л;  $[Cl_2]_p = 0,14$ ; моль/л;  $[HCl]_p = 0,20$  моль/л;  $[O_2]_p = 0,32$  моль/л. Обчисліть вихідні концентрації хлороводню та кисню.

**Відповідь:**  $[HCl]_{вих} = 0,48$  моль/л;  $[O_2]_{вих} = 0,39$  моль/л.

**132.** Обчисліть константу рівноваги для гомогенної системи  $CO(g) + H_2O(g) = CO_2(g) + H_2(g)$  при рівноважних концентраціях речовин, що реагують:  $[CO]_p = 0,004$  моль/л;  $[H_2O]_p = 0,064$  моль/л;  $[CO_2]_p = 0,016$  моль/л;  $[H_2]_p = 0,016$  моль/л. Чому рівні вихідні концентрації води та  $CO$ ?

**Відповідь:**  $K = 1$ ;  $[H_2O]_{вих} = 0,08$  моль/л;  $[CO]_{вих} = 0,02$  моль/л.

**133.** Константа рівноваги гомогенної системи  $CO(g) + H_2O(g) = CO_2 + H_2(g)$  при певній температурі дорівнює 1. Обчисліть рівноважні концентрації всіх реагуючих речовин, якщо вихідні концентрації:  $[CO]_{вих} = 0,10$  моль/л;  $[H_2O]_{вих} = 0,40$  моль/л.

**Відповідь:**  $[CO_2]_p = [H_2]_p = 0,08$  моль/л;  $[CO]_p = 0,02$  моль/л;  $[H_2O]_p = 0,32$  моль/л.

**134.** Константа рівноваги гомогенної системи  $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$  за певної температури дорівнює 0,1. Рівноважні концентрації водню та аміаку відповідно дорівнюють 0,2 та 0,08 моль/л. Обчисліть рівноважну та вихідну концентрацію азоту.

**Відповідь:**  $[N_2]_p = 8$  моль/л;  $[N_2]_{вих} = 8,04$  моль/л.

**135.** При певній температурі рівновага гомогенної системи  $2NO + O_2 = 2NO_2$  встановилася за наступних концентрацій реагуючих речовин:  $[NO]_p = 0,2$  моль/л;  $[O_2]_p = 0,1$  моль/л;  $[NO_2]_p = 0,1$  моль/л. Обчисліть константу рівноваги та вихідну концентрацію  $NO$  та  $O_2$ .

**Відповідь:**  $K = 2,5$ ;  $[NO]_{вих} = 0,3$  моль/л;  $[O_2]_{вих} = 0,15$  моль/л.

**136.** Чому при зміні тиску зміщується рівновага системи  $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$  і не зміщується рівновага системи  $N_2 + O_2 = 2NO$ ? Відповідь мотивуйте на підставі розрахунку швидкості прямої та зворотної реакції у цих системах до та після зміни тиску. Напишіть вирази для констант рівноваги кожної з цих систем.

**137.** Вихідні концентрації  $[NO]_{вих}$  і  $[Cl_2]_{вих}$  в гомогенній системі  $2NO + Cl_2 = 2NOCl$  становлять відповідно 0,5 і 0,2 моль/л. Обчисліть константу рівноваги, якщо на момент настання рівноваги прореагувало 20%  $NO$ .

**Відповідь:** 0,416.

**138.** Обчисліть молярну та еквівалентну концентрації 20%-ного розчину хлориду кальцію щільністю  $1,178$  г/см<sup>3</sup>.

**Відповідь:** 2,1 М; 4,2 н.

**139.** Чому дорівнює нормальність 30%-ого розчину NaOH щільністю 1,328 г/см<sup>3</sup>? До 1 л цього розчину додали 5 л води. Обчисліть відсоткову концентрацію одержаного розчину.

**Відповідь:** 9,96 н.; 6,3%.

**140.** До 3 л 10%-ого розчину HNO<sub>3</sub> щільністю 1,054 г/см<sup>3</sup> додали 5 л 2%-ого розчину тієї ж кислоти щільністю 1,009 г/см<sup>3</sup>. Обчисліть відсоткову та молярну концентрацію отриманого розчину, об'єм якого дорівнює 8 л.

**Відповідь:** 5,0 %; 0,82 М.

**141.** Обчисліть еквівалентну та молярну концентрації 20,8%-ого розчину HNO<sub>3</sub> щільністю 1,12 г/см<sup>3</sup>. Скільки грамів кислоти міститься у 4 л цього розчину?

**Відповідь:** 3,70 н.; 4,17 м; 931,8 г.

**142.** Обчисліть молярну, еквівалентну та молярну концентрації 16%-ого розчину хлориду алюмінію щільністю 1,149 г/см<sup>3</sup>.

**Відповідь:** 1,38 М; 4,14 н.; 1,43 м.

**143.** Скільки і якої речовини залишиться надміру, якщо до 75 см<sup>3</sup> 0,3 н. розчину H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> додати 125 см<sup>3</sup> 0,2 н. розчину KOH?

**Відповідь:** 0,14 г KOH.

**144.** Для осадження у вигляді AgCl всього срібла, що міститься в 100 см<sup>3</sup> розчину AgNO<sub>3</sub>, знадобилося 50 см<sup>3</sup> 0,2 н. розчину HCl. Яка нормальність розчину AgNO<sub>3</sub>? Яка маса AgCl випала в осад?

**Відповідь:** 0,1 н.; 1,433 г.

**145.** Який об'єм 20,01%-ого розчину HCl (пл. 1,100 г/см<sup>3</sup>) потрібен для приготування 1 л 10,17%-ого розчину ( $\rho = 1,050$  г/см<sup>3</sup>)?

**Відповідь:** 485,38 см<sup>3</sup>.

**146.** Змішали 10 см<sup>3</sup> 10%-ого розчину HNO<sub>3</sub> ( $\rho = 1,056$  г/см<sup>3</sup>) та 100 см<sup>3</sup> 30%-ого розчину HNO<sub>3</sub> ( $\rho = 1,184$  г/см<sup>3</sup>). Обчисліть відсоткову концентрацію одержаного розчину.

**Відповідь:** 28,38%.

**147.** Який об'єм 50%-ого розчину KOH ( $\rho = 1,538$  г/см<sup>3</sup>) потрібен для приготування 3 л 6%-ого розчину ( $\rho = 1,048$  г/см<sup>3</sup>)?

**Відповідь:** 245,5 см<sup>3</sup>.

**148.** Який об'єм 10%-ого розчину карбонату натрій ( $\rho = 1,105$  г/см<sup>3</sup>) потрібен для приготування 5 л 2%-ого розчину ( $\rho = 1,02$  г/см<sup>3</sup>)?

**Відповідь:** 923,1 см<sup>3</sup>.

**149.** На нейтралізацію 31 см<sup>3</sup> 0,16 н. розчину лугу потрібно 217 см<sup>3</sup> розчину H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Чому рівні нормальність і титр розчину H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?

**Відповідь:** 0,023 н.;  $1,127 \cdot 10^{-3}$  г/см<sup>3</sup>.

**150.** Який обсяг 0,3 н. розчину кислоти потрібно для нейтралізації розчину, що містить 0,32 г NaOH 40 см<sup>3</sup>?

**Відповідь:** 26,6 см<sup>3</sup>.

**151.** На нейтралізацію 1 л розчину, що містить 1,4 г KOH, потрібно 50 см<sup>3</sup> розчину кислоти. Обчисліть нормальність розчину кислоти.

**Відповідь:** 0,53 н.

**152.** Яка маса  $\text{HNO}_3$  містилася у розчині, якщо на нейтралізацію його знадобилося  $35 \text{ см}^3$  0,4 н. розчину  $\text{NaOH}$ ? Який титр розчину  $\text{NaOH}$ ?

**Відповідь:** 0,882 г; 0,016 г/см<sup>3</sup>.

**153.** Яку масу  $\text{NaNO}_3$  потрібно розчинити в 400 г води, щоб приготувати 20%-ого розчин?

**Відповідь:** 100 г.

**154.** Змішали 300 г 20%-ого розчину і 500 г 40%-ого розчину  $\text{NaCl}$ . Чому дорівнює відсоткова концентрація одержаного розчину?

**Відповідь:** 32,5%.

**155.** Змішали 247 г 62%-ого і 145 г 18%-ого розчину сульфатної кислоти. Яка відсоткова концентрація одержаного розчину?

**Відповідь:** 45,72%.

**156.** З 700 г 60% сульфатної кислоти випарюванням видалили 200 г води. Чому дорівнює процентна концентрація розчину, що залишився?

**Відповідь:** 84%.

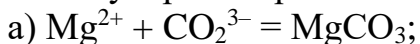
**157.** З 10 кг 20%-ого розчину при охолодженні виділилося 400 г солі. Чому дорівнює процентна концентрація охолодженого розчину?

**Відповідь:** 16,7%.

**158.** Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії в розчинах між: а)  $\text{NaHCO}_3$  та  $\text{NaOH}$  б)  $\text{K}_2\text{SiO}_3$  та  $\text{HCl}$  в)  $\text{BaCl}_2$  та  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

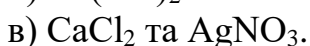
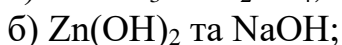
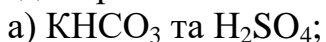
**159.** Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії в розчинах між: а)  $\text{K}_2\text{S}$  та  $\text{HCl}$  б)  $\text{FeSO}_4$  та  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  в)  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  та  $\text{KOH}$ .

**160.** Складіть по три молекулярні рівняння реакцій, які виражаються іонно-молекулярними рівняннями:

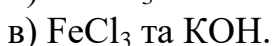
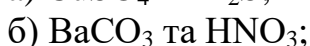
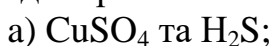


**161.** Яка з речовин:  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  – взаємодітиме з гідроксидом калію? Виразіть ці реакції молекулярними та іонно-молекулярними рівняннями.

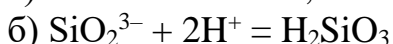
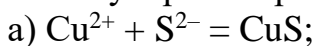
**162.** Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакції взаємодії в розчинах між:



**163.** Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії в розчинах між:



**164.** Складіть по три молекулярні рівняння реакцій, які виражаються іонно-молекулярними рівняннями:



**165.** Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії в розчинах між:

- а)  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  та  $\text{HCl}$ ;
- б)  $\text{BeSO}_4$  та  $\text{KOH}$ ;
- в)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  та  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .

**166.** Яка з речовин:  $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$  – взаємодіє з розчином сірчаної кислоти? Запишіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння цих реакцій.

**167.** Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії в розчинах між:

- а)  $\text{AgNO}_3$  та  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ;
- б)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  та  $\text{KI}$ ;
- в)  $\text{CdSO}_4$  та  $\text{Na}_2\text{S}$ .

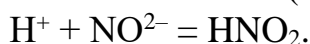
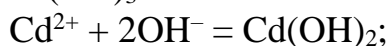
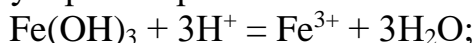
**168.** Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії в розчинах між:

- а)  $\text{Be}(\text{OH})_2$  та  $\text{NaOH}$ ;
- б)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  та  $\text{HNO}_3$ ;
- в)  $\text{Zn}(\text{OH})\text{NO}_3$  та  $\text{HNO}_3$ .

**169.** Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії в розчинах між:

- а)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  та  $\text{CaCl}_2$ ;
- б)  $\text{K}_2\text{CO}_3$  та  $\text{BaCl}_2$ ;
- в)  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  та  $\text{KOH}$ .

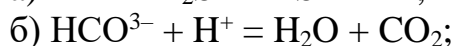
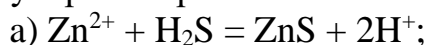
**170.** Складіть молекулярні рівняння реакцій, які виражаються іонно-молекулярними рівняннями:



**171.** Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії в розчинах між:

- а)  $\text{CdS}$  та  $\text{HCl}$ ;
- б)  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  та  $\text{NaOH}$ ;
- в)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  та  $\text{CoCl}_2$ .

**172.** Складіть молекулярні рівняння реакцій, які виражаються іонно-молекулярними рівняннями:



**173.** Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії в розчинах між:

- а)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  та  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;
- б)  $\text{FeCl}_3$  та  $\text{NH}_4\text{OH}$ ;
- в)  $\text{CH}_3\text{COONa}$  та  $\text{HCl}$ .



**174.** Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії в розчинах між:

- а)  $\text{FeCl}_3$  та  $\text{KOH}$ ;
- б)  $\text{NiSO}_4$  та  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ;
- в)  $\text{MgCO}_3$  та  $\text{HNO}_3$ .

**175.** У якій масі  $\text{NaOH}$  міститься стільки ж еквівалентів, скільки 140 г  $\text{KOH}$ ?

**Відповідь:** 100 г.

**176.** На нейтралізацію 0,943 г фосфористої кислоти  $\text{H}_3\text{PO}_3$  витрачено 1,291 г  $\text{KOH}$ . Обчисліть еквівалент, еквівалентну масу та основність кислоти. На підставі розрахунку напишіть рівняння реакції.

**Відповідь:** 0,5 моль; 41 г/моль; 2.

**177.** Яка з речовин:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{KHCO}_3$  – взаємодіє з розчином гідроксиду натрію. Запишіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння цих реакцій.

**178.** Складіть іонно-молекулярне та молекулярне рівняння спільного гідролізу, що відбувається при змішуванні розчинів  $\text{K}_2\text{S}$  та  $\text{CrCl}_3$ . Кожна із взятих солей гідролізується незворотно до кінця з утворенням відповідних основ і кислоти.

**179.** До розчину  $\text{FeCl}_3$  додали такі речовини: а)  $\text{HCl}$ ; б)  $\text{KOH}$ ; в)  $\text{ZnCl}_2$ ; г)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . У яких випадках гідроліз заліза хлориду(III) посилиться? Чому? Складіть іонно-молекулярні рівняння гідролізу відповідних солей.

**180.** Які із солей  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KCl}$  піддаються гідролізу? Складіть іонно-молекулярні та молекулярні рівняння гідролізу відповідних солей. Яке значення рН ( $> 7 <$ ) мають розчини цих солей?

**181.** При змішуванні розчинів  $\text{FeCl}_3$  і  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  кожна зі взятих солей гідролізується незворотно до кінця з утворенням відповідних основ і кислоти. Виразіть цей спільний гідроліз іонно-молекулярним і молекулярним рівняннями.

**182.** До розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  додали такі речовини: а)  $\text{HCl}$ ; б)  $\text{NaOH}$ ; в)  $(\text{NO}_3)_2$ ; г)  $\text{K}_2\text{S}$ . У яких випадках гідроліз натрію карбонату посилиться? Чому? Складіть іонно-молекулярні рівняння гідролізу відповідних солей.

**183.** Яке значення рН ( $> 7 <$ ) мають розчини солей  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{NiSO}_4$ ? Складіть іонно-молекулярні та молекулярні рівняння гідролізу цих солей.

**184.** Складіть іонно-молекулярні та молекулярні рівняння гідролізу солей  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ . Яке значення рН ( $> 7 <$ ) мають розчини цих солей?

**185.** Складіть іонно-молекулярні та молекулярні рівняння гідролізу солей  $\text{HCOOK}$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ . Яке значення рН ( $> 7 <$ ) мають розчини цих солей?

**186.** Яке значення рН ( $> 7 <$ ) мають розчини солей  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ? Складіть іонно-молекулярні та молекулярні рівняння гідролізу цих солей.

**187.** Складіть іонно-молекулярні та молекулярні рівняння гідролізу солей  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{Cs}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ . Яке значення рН ( $> 7 <$ ) мають розчини цих солей?

**188.** Які із солей  $\text{RbCl}$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  піддаються гідролізу? Складіть іонно-молекулярні та молекулярні рівняння гідролізу відповідних солей. Яке значення рН ( $> 7 <$ ) мають розчини цих солей?

**189.** До розчину  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  додали такі речовини: а)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  б)  $\text{KOH}$ , в)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  г)  $\text{ZnSO}_4$ . У яких випадках гідроліз сульфату алюмінію посилиться? Чому? Складіть іонно-молекулярні рівняння гідролізу відповідних солей.

**190.** Яка з двох солей за рівних умов більшою мірою піддається гідролізу:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  або  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ;  $\text{FeCl}_3$  або  $\text{FeCl}_2$ ? Чому? Складіть іонно-молекулярні та молекулярні рівняння гідролізу цих солей.

**191.** При змішуванні розчинів  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  і  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  кожна зі взятих солей гідролізується незворотно до кінця з утворенням відповідних основ і кислоти. Складіть іонно-молекулярне і молекулярне рівняння спільного гідролізу, що відбувається.

**192.** Які із солей  $\text{NaBr}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CoCl}_2$  піддаються гідролізу? Складіть іонно-молекулярні та молекулярні рівняння гідролізу відповідних солей. Яке значення рН ( $> 7 <$ ) мають розчини цих солей?

**193.** Яка з двох солей за рівних умов більшою мірою зазнає гідролізу:  $\text{NaCN}$  або  $\text{NaClO}$ ;  $\text{MgCl}_2$  або  $\text{ZnCl}_2$ ? Чому? Складіть іонно-молекулярні та молекулярні рівняння гідролізу цих солей.

**194.** Складіть іонно-молекулярне та молекулярне рівняння гідролізу солі, розчин якої має: а) лужну реакцію; б) кислу реакцію.

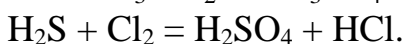
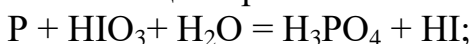
**195.** Яке значення рН ( $> 7 <$ ) мають розчини таких солей:  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ? Складіть іонно-молекулярні та молекулярні рівняння гідролізу цих солей.

**196.** Які із солей  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{ZnCl}_2$  піддаються гідролізу? Складіть іонно-молекулярні та молекулярні рівняння гідролізу відповідних солей. Яке значення рН ( $> 7 <$ ) мають розчини цих солей?

**197.** При змішуванні розчинів  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  і  $\text{Na}_2\text{S}$  кожна зі взятих солей гідролізується незворотно до кінця з утворенням відповідних основ і кислоти. Виразіть цей спільний гідроліз іонно-молекулярним та молекулярним рівняннями.

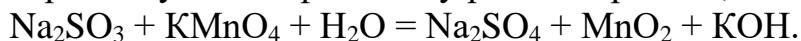
**198.** Виходячи зі ступеня окислення хлору в сполуках  $\text{HCl}$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ , визначте, яке з них є лише окислювачем, тільки відновником і яке може проявляти як окислювальні, так і відновлювальні властивості. Чому? На підставі електронних рівнянь розташуйте коефіцієнти в рівнянні реакції, що йде за схемою:  $\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ .

**199.** Реакції виражаються схемами:



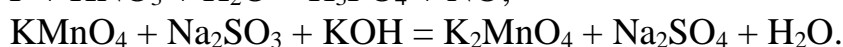
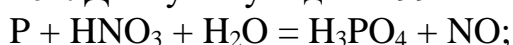
Складіть електронні рівняння Розташуйте коефіцієнти в рівняннях реакцій. Для кожної реакції вкажіть, яка речовина є окиснювачем, яка – відновником яка речовина окислюється, яка – відновлюється.

**200.** Окислення або відновлення – відбувається при наступних перетвореннях:  $\text{As}^{3-} \rightarrow \text{As}^{5+}$ ;  $\text{N}^{3+} \rightarrow \text{N}^{3-}$ ;  $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^0$ . На підставі електронних рівнянь розташуйте коефіцієнти у рівнянні реакції, що йде за схемою:



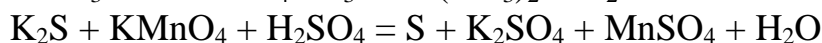
**201.** Виходячи зі ступеня окислення фосфору в сполуках  $\text{PH}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_3$ , визначте, яке з них є тільки окиснювачем, тільки відновником і яке може проявляти як окислювальні, так і відновлювальні властивості. чому? На підставі електронних рівнянь розташуйте коефіцієнти в рівнянні реакції, що йде за схемою:  $\text{PbS} + \text{HNO}_3 = \text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ .

**202.** Див. умову задачі 199.



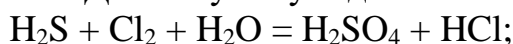
**203.** Складіть електронні рівняння та вкажіть, який процес – окислення чи відновлення – відбувається за таких перетворень:  $\text{Mn}^{6+} \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ ;  $\text{Cl}^{5+} \rightarrow \text{Cl}$ ;  $\text{N}^{3-} \rightarrow \text{N}^{5+}$ . На підставі електронних рівнянь розташуйте коефіцієнти у рівнянні реакції, що йде за схемою:  $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 = 2\text{Cu} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

**204.** Див умову завдання 199.

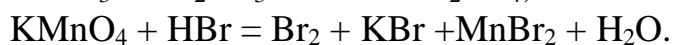
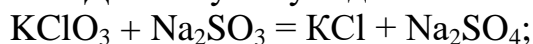


**205.** Виходячи зі ступеня окислення хрому, йоду та сірки в сполуках  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{KI}$  та  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , визначте, яке з них є тільки окиснювачем, тільки відновником і яке може проявляти як окислювальні, так і відновлювальні властивості. Чому? На підставі електронних рівнянь розташуйте коефіцієнти у рівнянні реакції, що йде за схемою:  $\text{NaCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

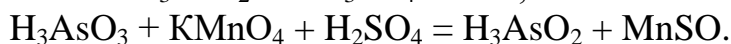
**206.** Дивись умову задачі 199.



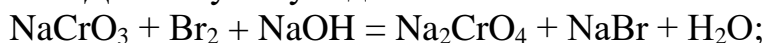
**207.** Дивись умову задачі 199.



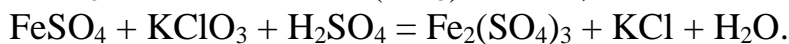
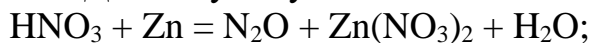
**208.** Дивись умову задачі 199.



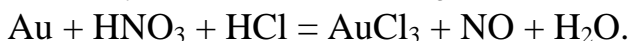
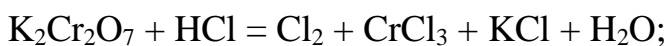
**209.** Дивись умову задачі 199.



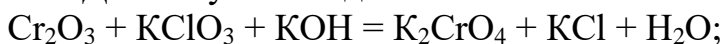
**210.** Дивись умову задачі 199.



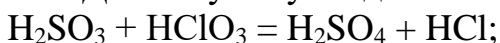
**211.** Дивись умову задачі 199.



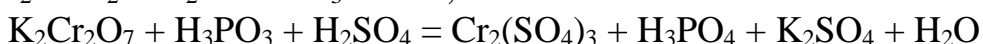
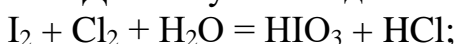
**212.** Дивись умова задачі 199.



**213.** Дивись умову завдання 199.



**214.** Дивись умова задачі 199.



**215.** Чи можуть відбуватися окислювально-відновні реакції між речовинами: а)  $\text{PH}_3$  і  $\text{HBr}$  б)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  і  $\text{H}_3\text{PO}_3$  в)  $\text{HNO}_3$  і  $\text{H}_2\text{S}$ ? На підставі електронних рівнянь розташуйте коефіцієнти у рівнянні реакції, що йде за схемою:  $\text{AsH}_3 + \text{HNO}_3 = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

**216.** У дві посудини з блакитним розчином мідного купоросу помістили в першу цинкову пластинку, а в другу срібну. У якій посудині колір розчину поступово зникає? Чому? Складіть електронні та молекулярне рівняння відповідної реакції.

**217.** Збільшиться, зменшиться або залишиться без зміни маса цинкової пластинки при взаємодії її з розчинами: а)  $\text{CuSO}_4$  б)  $\text{MgSO}_4$  в)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ? Чому? Складіть електронні та молекулярні рівняння відповідних реакцій.

**218.** При якій концентрації іонів  $\text{Zn}^{2+}$  (моль/л) потенціал цинкового електрода буде на 0,015 В менше його стандартного електродного потенціалу?

**Відповідь:** 0,30 моль/л.

**219.** Збільшиться, зменшиться або залишиться без зміни маса кадмієвої пластинки при взаємодії її з розчинами: а)  $\text{AgNO}_3$  б)  $\text{ZnSO}_4$  в)  $\text{NiSO}_4$ ? Чому? Складіть електронні та молекулярні рівняння відповідних реакцій.

**220.** Марганцевий електрод у розчині його солі має потенціал  $-1,23$  В. Обчисліть концентрацію іонів  $\text{Mn}^{2+}$  (моль/л).

**Відповідь:**  $1,89 \cdot 10^{-2}$  моль/л.

**221.** Потенціал срібного електрода в розчині  $\text{AgNO}_3$  становив 95% значення його стандартного електродного потенціалу. Чому дорівнює концентрація іонів  $\text{Ag}^+$  (моль/л)?

**Відповідь:** 0,20 моль/л.

**222.** Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів та обчисліть ЕРС мідно-кадмієвого гальванічного елемента, в якому  $[\text{Cd}^{2+}] = 0,8$  моль/л, а  $[\text{Cu}^{2+}] = 0,01$  моль/л.

**Відповідь:** 0,68 В.

**223.** Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких мідь була б катодом, а в іншому – анодом. Напишіть для кожного з цих елементів електронні рівняння реакцій, що протікають на катоді та аноді.

**224.** За якої концентрації іонів  $\text{Cu}^{2+}$  (моль/л) значення потенціалу мідного електрода стає рівним стандартному потенціалу водневого електрода?

**Відповідь:**  $1,89 \cdot 10^{-12}$  моль/л.

**225.** Який гальванічний елемент називається концентраційним? Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів і обчисліть ЕРС гальванічного елемента, що складається зі срібних електродів, опущених: перший 0,01 н., а другий 0,1 н. розчини  $\text{AgNO}_3$ .

**Відповідь:** 0,059 В.

**226.** За якої умови працюватиме гальванічний елемент, електроди якого виготовлені з одного і того ж металу? Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів і обчисліть ЕРС гальванічного елемента, в якому один нікелевий електрод знаходиться в 0,001 М розчині, а інший такий же електрод – 0,01 М розчині нікелю сульфату.

**Відповідь:** 0,0295 В.

**227.** Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів та обчисліть ЕРС гальванічного елемента, що складається з свинцевої та магнієвої пластин, опущених у розчини своїх солей з концентрацією  $[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Mg}^{2+}] = 0,01$  моль/л. Чи зміниться ЕРС цього елемента, якщо концентрацію кожного з іонів збільшити в однакове число разів?

**Відповідь:** 2,244 В.

**228.** Складіть схеми двох гальванічних елементів, у одному з яких нікель є катодом, а іншому – анодом. Напишіть для кожного з цих елементів електронні рівняння реакцій, що протікають на катоді та аноді.

**229.** Залізна та срібна пластини з'єднані зовнішнім провідником і занурені у розчин сірчаної кислоти. Складіть схему даного гальванічного елемента і напишіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на аноді та на катоді.

**230.** Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів та обчисліть ЕРС гальванічного елемента, що складається з пластин кадмію та магнію, опущених у розчини своїх солей з концентрацією  $[\text{Mg}^{2+}] = [\text{Cd}^{2+}] = 1$  моль/л. Чи зміниться значення ЕРС, якщо концентрацію кожного з іонів знизити до 0,01 моль/л?

**Відповідь:** 1,967 В.

**231.** Складіть схему гальванічного елемента, що складається з пластин цинку та заліза, занурених у розчини їх солей. Напишіть електронні рівняння процесів, що протікають на аноді та на катоді. Якій концентрації треба було б взяти іони заліза (моль/л), щоб ЕРС елемента дорівнювала нулю, якщо  $[\text{Zn}^{2+}] = 0,001$  моль/л?

**Відповідь:**  $7,3 \cdot 10^{-15}$  моль/л.

**232.** Складіть схему гальванічного елемента, в основі якого лежить реакція, що протікає за рівнянням:  $\text{Ni} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$ . Напишіть електронні рівняння анодного та катодного процесів. Обчисліть ЕРС цього елемента, якщо  $[\text{Ni}^{2+}] = 0,01$  моль/л,  $[\text{Pb}^{2+}] = 0,0001$  моль/л.

**Відповідь:** 0,064 В.

**233.** Які хімічні процеси протікають на електродах під час заряджання та розрядки свинцевого акумулятора?

**234.** Які хімічні процеси протікають на електродах при зарядці та розрядженні кадмій-нікелевого акумулятора?

**235.** Які хімічні процеси протікають на електродах при зарядці та розрядці залізо-нікелевого акумулятора?

**236.** Електроліз розчину  $K_2SO_4$  проводили за силою струму 5 А протягом 3 годин. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах. Яка маса води при цьому розклалася і чому дорівнює обсяг газів (н.у.), що виділилися на катоді та аноді?

**Відповідь:** 5,03 г; 6,266 л; 3,133 л.

**237.** При електролізі солі деякого металу протягом 1,5 годин при силі струму 1,8 А на катоді виділилося 1,75 г цього металу. Обчисліть еквівалентну масу металу.

**Відповідь:** 17,37 г/моль.

**238.** При електролізі розчину  $CuSO_4$  на аноді виділилося 168 см<sup>3</sup> газу (н.у.). Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах, та обчисліть, яка маса міді виділилася на катоді.

**Відповідь:** 0,953 г.

**239.** Електроліз розчину  $Na_2SO_4$  проводили протягом 5 годин при силі струму 7 А. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах. Яка маса води при цьому розклалася і чому дорівнює обсяг газів (н.у.), що виділилися на катоді та аноді?

**Відповідь:** 11,75 г; 14,62 л; 7,31 л.

**240.** Електроліз розчину нітрату срібла проводили при силі струму 2 А протягом 4 годин. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах. Яка маса срібла виділилася на катоді і який обсяг газу (н.у.), що виділився на аноді?

**Відповідь:** 32,20 г; 1,67 л.

**241.** Електроліз розчину сульфату деякого металу проводили при силі струму 6А протягом 45 хвилин, в результаті чого на катоді виділилося 5,49 г металу. Обчисліть еквівалентну масу металу.

**Відповідь:** 32,7 г/моль.

**242.** Наскільки зменшиться маса срібного анода, якщо електроліз розчину  $AgNO_3$  проводити за сили струму 2А протягом 38 хв. 20 с.? Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на графітових електродах.

**Відповідь:** 4,47 г.

**243.** Електроліз розчину сульфату цинку проводили протягом 5 годин, внаслідок чого виділилося 6 л кисню (н.у.). Складіть рівняння електродних процесів та обчисліть силу струму.

**Відповідь:** 5,74 А.

**244.** Електроліз розчину  $CuSO_4$  проводили з мідним анодом протягом 4 годин при силі струму 50 А. При цьому виділилося 224 г міді. Обчисліть вихід по струму (відношення маси речовини, що виділилася до теоретично можливої). Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах у разі мідного та вугільного анода.

**Відповідь:** 94,48%.

**245.** Електроліз розчину NaI проводили при силі струму 6 А протягом 2,5 год. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на вугільних електродах, та обчисліть масу речовини, що виділилася на катоді та аноді?

**Відповідь:** 0,56 г; 71,0 г.

**246.** Електроліз розчину  $\text{CuSO}_4$  проводили протягом 15 хв. при силі струму 2,5 А. Виділилося 0,72 г міді. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах у разі мідного та вугільного анода. Обчисліть вихід по струму (відношення маси речовини, що виділилася, до теоретично можливої).

**Відповідь:** 97,3%.

**247.** Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на графітових електродах при електролізі розплавів та водних розчинів NaCl та KOH. Скільки літрів (н.у.) газу виділиться на аноді при електролізі гідроксиду калію, якщо проводити електроліз протягом 30 хв. при силі струму 0,5 А?

**Відповідь:** 0,052 л.

**248.** Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на графітових електродах при електролізі розчину KBr. Яка маса речовини виділяється на катоді та аноді, якщо електроліз проводити протягом 1 год 35 хв при силі струму 15 А?

**Відповідь:** 0,886 г; 70,79 г.

**249.** Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на вугільних електродах при електролізі розчину  $\text{CuCl}_2$ . Обчисліть масу міді, що виділилася на катоді, якщо на аноді виділилося 560 мл газу (н.у.).

**Відповідь:** 1,588 г.

**250.** При електролізі солі тривалентного металу при силі струму 1,5 А протягом 30 хв. на катоді виділилося 1,071 г металу. Обчисліть атомну масу металу.

**Відповідь:** 114,82.

**251.** При електролізі розчинів  $\text{MgSO}_4$  і  $\text{ZnCl}_2$ , з'єднаних послідовно з джерелом струму, на одному з катодів виділилося 0,25 г водню. Яка маса речовини виділиться на іншому катоді, на анодах?

**Відповідь:** 8,17 г; 2,0 г; 8,86 г.

**252.** Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на вугільних електродах при електролізі розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Обчисліть масу речовини, що виділяється на катоді, якщо аноді виділяється 1,12 л газу (н.у.). Яка маса  $\text{H}_2\text{SO}_4$  утворюється біля анода?

**Відповідь:** 0,2 г; 9,8 г.

**253.** При електролізі розчину солі кадмію витрачено 3434 Кл електрики. Виділилося 2 г кадмію. Чому дорівнює еквівалентна маса кадмію?

**Відповідь:** 56,26 г/моль.

**254.** Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах при електролізі розчину KOH. Чому дорівнює сила струму, якщо

протягом 1 год. 15 хв. 20 с на аноді виділилося 6,4 г газу? Скільки літрів газу (н.у.) виділилося у своїй на катоді?

**Відповідь:** 17,08 А; 8,96 л.

**255.** Як відбувається атмосферна корозія лудженого та оцинкованого заліза при порушенні покриття? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів.

**256.** Мідь не витісняє водень із розведених кислот. Чому? Однак якщо до мідної пластинки, опущеної в кислоту, торкнутися цинкової, то на міді починається бурхливе виділення водню. Дайте цьому пояснення, склавши електронні рівняння анодного та катодного процесів. Напишіть рівняння хімічної реакції, що протікає.

**257.** Як відбувається атмосферна корозія лудженого заліза та лудженої міді при порушенні покриття? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів.

**258.** Якщо пластинку з чистого цинку опустити в розведену кислоту, то виділення водню, що починається, незабаром майже, припиняється. Однак при дотику до цинку мідною паличкою на останній починається бурхливе виділення водню. Дайте цьому пояснення, склавши електронні рівняння анодного та катодного процесів. Напишіть рівняння хімічної реакції, що протікає.

**259.** У чому полягає сутність протекторного захисту металів від корозії? Наведіть приклад протекторного захисту заліза в електроліті, що містить розчинений кисень. Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів.

**260.** Залізний виріб покрили нікелем. Яке це покриття – анодне чи катодне? Чому? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів корозії цього виробу при порушенні покриття у вологому повітрі та у хлоридній (соляній) кислоті. Які продукти корозії утворюються в першому та у другому випадках?

**261.** Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів із кисневою та водневою деполяризацією при корозії пари магній – нікель. Які продукти корозії утворюються у першому та у другому випадках?

**262.** У розчин хлоридній (соляної) кислоти помістили цинкову пластинку і цинкову пластинку, частково покриту міддю. У якому разі процес корозії цинку відбувається інтенсивніше? Відповідь мотивуйте, склавши електронні рівняння відповідних процесів.

**263.** Чому хімічно чисте залізо стійкіше проти корозії, ніж технічне залізо? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів, що відбуваються при корозії технічного заліза у вологому повітрі та в кислому середовищі.

**264.** Яке покриття металу називається анодним і яке катодним? Назвіть кілька металів, які можуть бути для анодного і катодного покриття заліза. Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів, що



відбуваються при корозії заліза, покритого міддю, у вологому повітрі та у кислому середовищі.

**265.** Залізний виріб покрили кадмієм. Яке це покриття – анодне чи катодне? Чому? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів корозії цього виробу при порушенні покриття у вологому повітрі та у хлоридній (соляній) кислоті. Які продукти корозії утворюються у першому та у другому випадках?

**266.** Залізний виріб покрили свинцем. Яке це покриття – анодне чи катодне? Чому? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів, корозії цього виробу при порушенні покриття у вологому повітрі та у хлоридній (соляній) кислоті. Які продукти корозії утворюються у першому та у другому випадках?

**267.** Дві залізні пластинки, частково покриті одна оловом, інша міддю, знаходяться у вологому повітрі. На якій із цих платівок швидше утворюється іржа? Чому? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів корозії цих платівок. Який склад продуктів корозії заліза?

**268.** Який метал доцільніше обрати для протекторного захисту від корозії свинцевої оболонки кабелю: цинк, магній чи хром? Чому? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів атмосферної корозії. Який склад продуктів корозії?

**269.** Якщо опустити в розведену сірчану кислоту пластинку із чистого заліза, то виділення на ній водню йде повільно і згодом майже припиняється. Однак якщо цинковій паличці доторкнутися до залізної пластинки, то на останній починається бурхливе виділення водню. Чому? Який метал при цьому розчиняється? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів.

**270.** Цинкову та залізну пластинки опустили в розчин сульфату міді. Складіть електронні та іонно-молекулярні рівняння реакцій, що відбуваються на кожній із цих пластинок. Які процеси проходять на пластинках, якщо зовнішні кінці їх з'єднати провідником?

**271.** Як впливає рН середовища на швидкість корозії заліза та цинку? Чому? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів атмосферної корозії цих металів.

**272.** У розчин електроліту, що містить розчинений кисень, опустили цинкову пластинку та цинкову пластинку, частково покриту міддю. У якому разі процес корозії цинку проходить інтенсивніше? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів.

**273.** Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів із кисневою та водневою деполяризацією при корозії пари алюміній – залізо. Які продукти корозії утворюються у першому та другому випадках?

**274.** Як відбувається атмосферна корозія заліза, покритого шаром нікелю, якщо покриття порушене? Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів. Який склад продуктів корозії?

**275.** Визначте, чому рівні заряд комплексного іона, ступінь окислення та координаційне число комплексоутворювача у сполуках  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ ,  $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ . Напишіть рівняння дисоціації цих сполук у водних розчинах.

**276.** Складіть координаційні формули наступних комплексних сполук платини:  $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$ ,  $\text{PtCl}_4 \cdot 4\text{NH}_3$ ,  $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_3$ . Координаційне число платини (IV) дорівнює шести. Напишіть рівняння дисоціації цих сполук у водних розчинах. Яка із сполук є комплексним неелектролітом?

**277.** Складіть координаційні формули наступних комплексних сполук кобальту:  $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ ,  $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ ,  $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$ . Координаційне число кобальту (III) дорівнює шести. Напишіть рівняння дисоціації цих сполук у водних розчинах.

**278.** Визначте, чому рівні заряд комплексного іона, ступінь окислення та координаційне число сурми у сполуках  $\text{Rb}[\text{SbBr}_6]$ ,  $\text{K}[\text{SbCl}_6]$ ,  $\text{Na}[\text{Sb}(\text{SO}_4)_2]$ . Як дисоціюють ці сполуки у водних розчинах?

**279.** Складіть координаційні формули наступних комплексних з'єднань срібла:  $\text{AgCl} \cdot 2\text{NH}_3$ ,  $\text{AgCN} \cdot \text{KCN}$ ,  $\text{AgNO}_2 \cdot \text{NaNO}_2$ . Координаційне число срібла дорівнює двом. Напишіть рівняння дисоціації цих сполук у водних розчинах.

**280.** Визначте, чому рівні заряд комплексного іона, ступінь окислення та координаційне число комплексоутворювача у сполуках  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{K}_4[\text{TiCl}_8]$ ,  $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ . Як дисоціюють ці сполуки в водних розчинах?

**281.** При поєднанні частинок  $\text{Co}^{3+}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NO}_2^-$  та  $\text{K}^+$  можна скласти сім координаційних формул комплексних сполук кобальту, одна з яких  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_2)_3$ . Складіть формули інших шести сполук і напишіть рівняння їхньої дисоціації у водних розчинах.

**282.** Визначте, чому дорівнює заряд наступних комплексних іонів:  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$ ,  $[\text{HgBr}_4]$ ,  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , якщо комплексоутворювачами є  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ . Напишіть формули сполук, що містять ці комплексні іони,

**283.** Визначте, чому дорівнює заряд комплексних іонів  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_3]$ ,  $[\text{Pd}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$ ,  $[\text{Ni}(\text{CN})_4]$ , якщо комплексоутворювачами є  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Pd}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ . Напишіть формули комплексних сполук, які містять іони.

**284.** З поєднання частинок  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Cl}^-$  і  $\text{K}^+$  можна скласти сім координаційних формул комплексних сполук хрому, одна з яких  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ . Складіть формули інших шести сполук і напишіть рівняння їхньої дисоціації у водних розчинах.

**285.** Складіть координаційні формули наступних комплексних сполук кобальту:  $3\text{NaNO}_2 \cdot \text{Co}(\text{NO}_2)_3$ ,  $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,  $2\text{KNO}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{Co}(\text{NO}_2)_3$ . Координаційне число кобальту(III) дорівнює шести. Напишіть рівняння дисоціації цих сполук у водних розчинах.

**286.** Напишіть вирази для констант нестійкості комплексних іонів  $[(\text{Ag}(\text{NH}_3)_2)^+$ ,  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ ,  $[\text{PtCl}_6]^{2-}$ . Чому рівні ступінь окислення та координаційне число комплексоутворювачів у цих іонах?

**287.** Константи нестійкості комплексних іонів  $[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$ ,  $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$ ,  $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$  відповідно дорівнюють  $8 \cdot 10^{-20}$ ,  $4 \cdot 10^{-41}$ ,  $1,4 \cdot 10^{-17}$ . У якому розчині, що містить ці іони, при рівній молярній концентрації іонів  $\text{CN}^-$  більше.

**288.** Напишіть вирази для констант нестійкості вказаних комплексних іонів:  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ ,  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ,  $[\text{Ag}(\text{SON})_2]^-$ . Знаючи, що вони відповідно дорівнюють  $1,0 \cdot 10^{-21}$ ,  $6,8 \cdot 10^{-8}$ ,  $2,0 \cdot 10^{-11}$ , вкажіть, в якому розчині, що містить ці іони, при рівній молярній концентрації більше іонів  $\text{Ag}^+$ .

**289.** При додаванні розчину  $\text{KCN}$  до розчину  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  утворюється розчинне комплексне з'єднання  $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$ . Напишіть молекулярне та іонно-молекулярне рівняння реакції. Константа нестійкості якого іона,  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  чи  $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$  більше? Чому?

**290.** Напишіть рівняння дисоціації солей  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  та  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$  у водному розчині. До кожної їх долили розчин лугу. У якому разі випадає осад гідроксиду заліза(III)? Напишіть молекулярне та іонно-молекулярне рівняння реакції. Які комплексні сполуки називають подвійними солями?

**291.** Складіть координаційні формули наступних комплексних сполук платини (II), координаційне число якої дорівнює чотирьом:  $\text{PtCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$ ,  $\text{PtCl}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{KCl}$ ,  $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$ . Напишіть рівняння дисоціації цих сполук у водних розчинах. Яка із сполук є комплексним неелектролітом?

**292.** Хлорид срібла розчиняється у розчинах аміаку та тіосульфату натрію. Дайте цьому пояснення та напишіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння відповідних реакцій,

**293.** Які комплексні сполуки називають подвійними солями? Напишіть рівняння дисоціації солей  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  та  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$  у водному розчині. У якому разі випадає осад гідроксиду заліза(II), якщо до кожної їх долити розчин лугу? Напишіть молекулярне та іонно-молекулярне рівняння реакції.

**294.** Константи нестійкості комплексних іонів  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ ,  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ ,  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  відповідно дорівнюють  $6,2 \cdot 10^{-36}$ ,  $1,0 \cdot 10^{-37}$ ,  $1,0 \cdot 10^{-44}$ . Який із цих іонів є міцнішим? Напишіть вирази для констант нестійкості зазначених комплексних іонів та формули сполук, що містять ці іони.

**295.** Який ступінь окислення може виявляти водень у своїх сполуках? Наведіть приклади реакцій, у яких газоподібний водень відіграє роль окисника та у яких – відновника.

**296.** Напишіть рівняння реакцій натрію з воднем, киснем, азотом та сіркою. Якого ступеня окислення набувають атоми окисника в кожній з цих реакцій?

**297.** Напишіть рівняння реакцій з водою таких сполук натрію:  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{NaN}$ ,  $\text{Na}_3\text{N}$

**298.** Як одержують металевий натрій? Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах при електролізі розплаву  $\text{NaOH}$ .

**299.** Які властивості може виявляти пероксид водню в окисно-відновних реакціях? Чому? З електронних рівнянь напишіть рівняння реакцій  $\text{H}_2\text{O}_2$ : а) з  $\text{Ag}_2\text{O}$ ; б) з  $\text{KI}$ .

**300.** Чому пероксид водню здатний диспропорціонувати (самоокисдуватись – самовідновлюватись)? Складіть електронні та молекулярні рівняння процесу розкладання  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

**301.** Як можна отримати гідрид та нітрид кальцію? Напишіть рівняння реакцій цих сполук із водою. До окисно-відновних реакцій складіть електронні рівняння.

**302.** Назвіть три ізотопи водню. Вкажіть склад їх ядер. Що таке важка вода? Як вона виходить і які її властивості?

**303.** Гідроксид якого із s-елементів виявляє амфотерні властивості? Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій цього гідроксиду: а) з кислотою; б) з лугом.

**304.** При пропусненні діоксиду вуглецю через вапняну воду [розчин  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ] утворюється осад, який при подальшому пропусканні  $\text{CO}_2$  розчиняється. Дайте пояснення цього явища. Складіть рівняння реакцій.

**305.** Складіть електронні та молекулярні рівняння реакцій: а) берилію з розчином лугу б) магнію з концентрованою сульфатною кислотою, враховує, що окисник набуває нижчого ступеня окислення.

**306.** При сплавленні оксид берилію взаємодіє з діоксидом кремнію та з оксидом натрію. Напишіть рівняння відповідних реакцій. Про які властивості  $\text{BeO}$  говорить ці реакції?

**307.** Які сполуки магнію і кальцію застосовують як в'яжучі будівельні матеріали? Чим зумовлені їх в'яжучі властивості?

**308.** Як можна отримати карбід кальцію? Що утворюється за його взаємодії з водою? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

**309.** Як можна отримати гідроксиди лужних металів? Чому їдкі луги необхідно зберігати у добре закритому посуді? Складіть рівняння реакцій, що відбуваються при насиченні гідроксиду натрію а) хлором; б) оксидом сірки ( $\text{SO}_3$ ); в) сірководнем.

**310.** Чим можна пояснити більшу відновлювальну здатність лужних металів. При сплавленні гідроксиду натрію з металевим натрієм останній відновлює водень лугу до гідрид-іон. Складіть електронні та молекулярні рівняння цієї реакції.

**311.** Яка властивість кальцію дозволяє застосовувати його в металотермії для отримання деяких металів із їх сполук? Складіть електронні та молекулярні рівняння реакцій кальцію: а) с  $\text{V}_2\text{O}_5$ ; б) з  $\text{CaSO}_4$ . У кожній із цих реакцій окисник відновлюється максимально, набуваючи нижчого ступеня окислення.

**312.** Які сполуки називають негашеним і гашеним вапном? Складіть рівняння реакцій їх одержання. Яка сполука утворюється при прожарюванні негашеного вапна з вугіллям? Що є окисником та відновником в останній реакції? Складіть електронні та молекулярні рівняння.

**313.** Складіть електронні та молекулярні рівняння реакцій: а) кальцію з водою; б) магнію з азотною кислотою, враховуючи, що окисник набуває нижчого ступеня окислення.

**314.** Складіть рівняння реакцій, які потрібно провести для здійснення наступних перетворень:  $\text{Ca} \rightarrow \text{CaH}_2 \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2$ .

**315.** Яку масу  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  треба додати до 500 л води, щоб усунути її карбонатну жорсткість рівну 5 мекв?

**Відповідь:** 136,6 г.

**315.** Які солі зумовлюють твердість природної води? Яку жорсткість називають карбонатною, не карбонатною? Як можна усунути карбонатну, некарбонатну жорсткість? Напишіть рівняння відповідних реакцій. Чому дорівнює жорсткість води, 100 л якої містить 14,632 г гідрокарбонату магнію?

**Відповідь:** 2 мекв/л.

**316.** Обчисліть карбонатну жорсткість води, знаючи, що для реакції з гідрокарбонатом кальцію, що міститься в 200 см<sup>3</sup> води, потрібно 15 см<sup>3</sup> 0,08 н розчину  $\text{HCl}$ .

**Відповідь:** 6 мекв/л.

**317.** У 1 л води міститься іонів магнію 36,47 мг та іонів кальцію 50,1 мг. Чому дорівнює жорсткість цієї води?

**Відповідь:** 5,5 мекв/л.

**318.** Яку масу карбонату натрію треба додати до 400 л води, щоб усунути жорсткість, що дорівнює 3 мекв.

**Відповідь:** 63,6 г.

**319.** Вода, що містить лише сульфат магнію, має жорсткість 7 мекв. Яка маса сульфату магнію міститься у 300 л цієї води?

**Відповідь:** 126,3 г.

**320.** Обчисліть жорсткість води, знаючи, що в 600 л її міститься 65,7 г магнію гідрокарбонату і 61,2 сульфату калію.

**Відповідь:** 3,2 мекв/л.

**321.** У 220 л води міститься 11 г сульфату магнію. Чому дорівнює жорсткість цієї води?

**Відповідь:** 0,83 мекв/л.

**322.** Жорсткість води, в якій розчинений лише гідрокарбонат кальцію, дорівнює 4 мекв. Який обсяг 0,1 н. розчину  $\text{HCl}$  буде потрібно для реакції з гідрокарбонатом кальцію, що міститься в 75 см<sup>3</sup> цієї води?

**Відповідь:** 3 см<sup>3</sup>.

**323.** Які значення можуть набувати квантові числа  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  і  $m_s$ , що характеризують стан електронів в атомі? Які значення вони набувають для зовнішніх електронів атома магнію?

**324.** У 1 м<sup>3</sup> води міститься 140 г сульфату магнію. Обчисліть твердість цієї води.

**Відповідь:** 2,33 мекв/л.

**325.** Вода, що містить лише гідрокарбонат магнію, має жорсткість 3,5 мекв. Яка маса гідрокарбонату магнію міститься у 200 л цієї води?

**Відповідь:** 51,1 г.

**326.** До 1 м<sup>3</sup> жорсткої води додали 132,5 г карбонату натрію. Наскільки знизилася жорсткість?

**Відповідь:** на 2 мекв/л.

**327.** Чому дорівнює жорсткість води, якщо для її усунення до 50 л води потрібно додати 21,2 г карбонату натрію?

**Відповідь:** 8 мекв/л.

**328.** Яка маса  $\text{CaSO}_4$  міститься в 200 л води, якщо жорсткість, що обумовлюється цією сіллю, дорівнює 8 мекв?

**Відповідь:** 108,9 г.

**329.** Вода, що містить лише гідрокарбонат кальцію, має жорсткість 9 мекв. Яка маса гідрокарбонату кальцію міститься у 500 л води?

**Відповідь:** 364,5 г.

**330.** Які іони треба видалити із природної води, щоб зробити її м'якою? Введення яких іонів можна пом'якшити воду? Складіть рівняння відповідних реакцій. Яку масу  $\text{Ca(OH)}_2$  треба додати до 2,5 л води, щоб усунути її жорсткість, що дорівнює 4,43 мекв/л?

**Відповідь:** 0,406 г.

**331.** Яку масу карбонату натрію треба додати до 0,1 м<sup>3</sup> води, щоб усунути жорсткість, що дорівнює 4 мекв?

**Відповідь:** 21,2 г.

**332.** До 100 л жорсткої води додали 12,95 г гідроксиду кальцію. Наскільки знизилася карбонатна жорсткість?

**Відповідь:** на 3,5 мекв/л.

**333.** Чому дорівнює карбонатна жорсткість води, якщо в 1 л її міститься 0,292 г гідрокарбонату магнію та 0,2025 г гідрокарбонату кальцію?

**Відповідь:** 6,5 мекв/л.

**334.** Яку масу гідроксиду кальцію треба додати до 275 л води, щоб усунути її карбонатну жорсткість, що дорівнює 5,5 мекв?

**Відповідь:** 56,06 г.

**335.** Складіть рівняння реакцій, які потрібно провести для здійснення наступних перетворень:  $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$ .

**336.** Складіть електронні та молекулярні рівняння реакцій: а) алюмінію з розчином лугу б) бору з концентрованою азотною кислотою.

**337.** Який процес називається алюмінотермією? Складіть електронні та молекулярні рівняння реакцій, які потрібно провести для здійснення наступних перетворень:  $\text{B} \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3$ . Рівняння окисно-відновної реакції складіть на підставі електронних рівнянь.

**338.** Який ступінь окислення найбільш характерний для олова і який для свинцю? Складіть електронні та молекулярні рівняння реакцій олова та свинцю з концентрованою азотною кислотою.

**339.** Чим можна пояснити відновлювальні властивості сполук олова(II) та окислювальні свинцю(IV)? На основі електронних рівнянь складіть рівняння реакцій: а)  $\text{SnCl}_2$  з  $\text{HgCl}_2$ ; б)  $\text{PbO}_2$  з  $\text{HCl}$  (конц.).

**340.** Які оксиди та гідроксиди утворюють олово та свинець? Як змінюються їх кислотно-основні та окисно-відновні властивості залежно від ступеня окиснення елементів? Складіть молекулярні та іонно-молекулярні

рівняння реакцій взаємодії розчину гідроксиду натрію: а) з оловом б) з гідроксидом свинцю(II).

**341.** Які сполуки називаються карбідами та силіцидами? Напишіть рівняння реакцій: а) карбіду алюмінію з водою; б) силіциду магнію з хлорною (соляною) кислотою. Чи є ці реакції окисно-відновними? Чому?

**342.** На підставі електронних рівнянь складіть рівняння реакції фосфору з азотною кислотою, враховуючи, що фосфор набуває найвищого, а Нітроген – ступінь окислення + 4.

**343.** Чому атоми більшості р-елементів здатні до реакцій диспропорціонування (самоокислення – самовідновлення)? На підставі електронних рівнянь напишіть рівняння реакції розчинення сірки у концентрованому розчині лугу. Один із продуктів містить Сульфур в ступені окислення +4.

**344.** Чому сульфітна кислота може виявляти як окисні, так і відновлювальні властивості? На підставі електронних рівнянь складіть рівняння реакцій  $H_2SO_3$ : а) із сірководнем; б) із хлором.

**345.** Як проявляє себе сірководень в окисно-відновних реакціях? Чому? Складіть електронні та молекулярні рівняння реакцій взаємодії розчину сірководню: а) з хлором; б) з киснем.

**346.** Чому азотиста кислота може виявляти як окисні, так і відновлювальні властивості? На підставі електронних рівнянь складіть рівняння реакцій  $HNO_2$ : а) з бромною водою; б) з HI.

**347.** Чому діоксид азоту здатний до реакцій самоокислення - самовідновлення (диспропорціонування)? На підставі електронних рівнянь напишіть рівняння реакції розчинення  $NO_2$  у гідроксиді натрію.

**348.** Які властивості в окисно-відновних реакціях виявляє сульфатна кислота? Напишіть рівняння реакцій взаємодії розведеної сульфатної кислоти з магнієм та концентрованої – з міддю. Вкажіть окисник та відновник.

**349.** У якому газоподібному з'єднанні азот виявляє свій нижчий ступінь окиснення? Напишіть рівняння реакцій одержання цієї сполуки: а) при взаємодії хлориду амонію з гідроксидом кальцію; б) розкладанням нітриду магнію водою.

**350.** Чому фосфориста кислота здатна до реакцій самоокислення - самовідновлення (диспропорціонування)? На підставі електронних рівнянь складіть рівняння процесу розкладання  $H_3PO_3$ , враховуючи, що при цьому фосфор набуває нижчого та найвищого ступеня окислення.

**351.** У якому газоподібному з'єднанні фосфор виявляє свій нижчий ступінь окиснення? Напишіть рівняння реакцій: а) отримання цієї сполуки при взаємодії фосфіду кальцію з хлорною (соляною) кислотою; б) горіння його в кисні.

**352.** Який ступінь окислення виявляють миш'як, сурма та вісмут? Який ступінь окислення є більш характерним для кожного з них? Складіть електронні та молекулярні рівняння реакцій: а) миш'яку з концентрованою азотною кислотою; б) вісмуту з концентрованою сульфатною кислотою.

353. Як змінюються окислювальні властивості галогенів при переході від фтору до йоду та відновлювальні властивості їх негативно заряджених іонів? Чому? Складіть електронні та молекулярні рівняння реакцій: а)  $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} =$ ; б)  $\text{KI} + \text{Br}_2 =$ . Вкажіть окисник та відновник.

354. Складіть електронні та молекулярні рівняння реакції, що відбувається при пропусненні хлору через гарячий розчин гідроксиду калію. До якого типу окисно-відновних процесів належить дана реакція?

355. Які реакції потрібно провести для здійснення наступних перетворень:  $\text{NaCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3$ . Рівняння окисно-відновних реакцій складіть на підставі електронних рівнянь.

356. До розчину, що містить  $\text{SbCl}_3$  та  $\text{BiCl}_3$ , додали надлишок розчину гідроксиду калію. Напишіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій, що відбуваються. Яка речовина знаходиться в осаді?

357. Чим суттєво відрізняється дія розведеної азотної кислоти на метали від дії хлорної (соляної) та розведеної сульфатної кислот? Що є окисником у першому випадку, що – у двох інших? Наведіть приклади.

358. Напишіть формули та назвіть кисневі кислоти хлору, вкажіть ступінь окислення хлору в кожній із них. Яка із кислот сильніший окисник? На підставі електронних рівнянь закінчіть рівняння реакції:



Хлор набуває нижчого ступеня окислення.

359. Які реакції потрібно провести, маючи азот і воду, щоб отримати нітрат амонію? Складіть рівняння відповідних реакцій.

360. Який ступінь окислення може виявляти кремній у своїх сполуках?

361. Яке застосування знаходить кремній. Складіть рівняння реакцій, які треба провести для здійснення наступних перетворень:  $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$ . Окисно-відновні реакції напишіть на підставі електронних рівнянь.

362. Як отримують діоксид вуглецю Напишіть рівняння відповідних реакцій та реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:  $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .

363. Які із солей вугільної кислоти мають найбільше промислове застосування? Як отримати соду, виходячи з металевого натрію, хлорної (соляної) кислоти, мармуру та води? Чому в розчині соди лакмус набуває синього кольору? Відповідь підтвердить укладанням рівнянь відповідних реакцій.

364. Срібло не взаємодіє з розведеною сульфатною кислотою, тоді як концентрованою воно розчиняється. Чим це можна пояснити? Складіть електронні та молекулярні рівняння відповідної реакції.

365. Складіть рівняння реакцій, які треба провести для здійснення наступних перетворень:  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ .

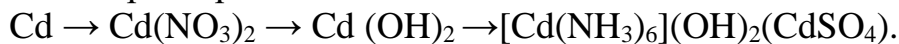
366. Складіть електронні та молекулярні рівняння реакцій цинку: а) з розчином гідроксиду натрію; б) з концентрованою сульфатною кислотою з огляду на відновлення сірки до нульового ступеня окислення.



**367.** Складіть рівняння реакцій, які треба провести для здійснення наступних перетворень:  $\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}(\text{AgCl})$ .

**368.** При поступовому додаванні розчину KI до розчину  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння відповідних реакцій.

**369.** Складіть рівняння реакцій, які треба провести для здійснення наступних перетворень:



**370.** При зливанні розчинів нітрату срібла і ціаніду калію випадає осад, який легко розчиняється в надлишку KCN. Яке комплексне з'єднання при цьому виходить? Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння відповідних реакцій.

**371.** До якого класу сполук відносяться речовини, отримані при дії надлишку гідроксиду натрію на розчини  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{CdCl}_2$ ,  $\text{HgCl}_2$ ?

**372.** При дії на титан концентрованої хлорної (соляної) кислоти утворюється трихлорид титану, а при дії азотної – осад метатитанової кислоти. Складіть електронні та молекулярні рівняння відповідних реакцій.

**373.** При розчиненні титану в концентрованій сульфатній кислоті остання відновлюється мінімально, а титан переходить у катіон з вищим ступенем окиснення. Складіть електронні та молекулярні рівняння реакції.

**374.** Який ступінь окиснення виявляють мідь, срібло та золото у сполуках? Який ступінь окиснення найбільш характерний для кожного з них? Йодид калію відновлює іони міді(II) у сполуки міді зі ступенем окиснення +1. Складіть електронні та молекулярні рівняння взаємодії KI з сульфатом міді.

**375.** Діоксиди титану та цирконію при сплавленні взаємодіють із лугами. Про які властивості оксидів говорять ці реакції? Напишіть рівняння реакцій між: а)  $\text{TiO}_2$  та  $\text{BaO}$  б)  $\text{ZrO}_2$  та  $\text{NaOH}$ . У першій реакції утворюється метатитанат, а в другій – ортоцирконат відповідних металів.

**376.** На гідроксиди цинку та кадмію подіяли надлишком розчинів сульфатної кислоти, гідроксиду натрію та амоніаку. Які сполуки цинку та кадмію утворюються у кожній із цих реакцій? Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій?

**377.** Золото розчиняється в царській горілці і в селеновій кислоті, набуваючи при цьому найвищого ступеня окиснення. Складіть електронні та молекулярні рівняння відповідних реакцій.

**378.** У присутності вологи та діоксиду вуглецю мідь окислюється та покривається зеленим нальотом. Як називається і який склад сполуки, що утворюється? Що станеться, якщо на нього вплинути хлорною (соляною) кислотою? Напишіть рівняння відповідних реакцій. Окисно-відновну реакцію складіть на підставі електронних рівнянь.

**379.** Шматок латуні обробили азотною кислотою. Розчин поділили на дві частини. До однієї з них додали надлишок розчину амоніаку, до іншої надлишок розчину лугу. Які сполуки цинку та міді утворюються при цьому? Складіть рівняння відповідних реакцій.

**380.** Ванадій отримують алюмінотермічно або кальційтермічно відновленням оксиду ванадію  $V_2O_5$ . Останній легко розчиняється у лугах із утворенням метаванадатів. Напишіть рівняння відповідних реакцій. Рівняння окисно-відновних реакцій складіть на підставі електронних рівнянь.

**381.** Азотна кислота окислює ванадій до метаванадієвої кислоти. Складіть електронні та молекулярні рівняння реакції.

**382.** Який ступінь окислення виявляє ванадій у сполуках? Складіть формули оксидів ванадію, що відповідають цим ступеням окиснення. Як змінюються кислотно-основні властивості оксидів ванадію при переході від нижчого до вищого ступеня окиснення. Складіть рівняння реакцій: а)  $V_2O_3$  з  $H_2SO_4$ ; б)  $V_2O_5$  з  $NaOH$ .

**383.** При внесенні цинку в підкислений сульфатною кислотою розчин метаванадату амонію  $NH_4VO_3$  жовте забарвлення поступово переходить у фіолетове за рахунок утворення сульфату ванадію(II). Складіть електронні та молекулярні рівняння реакції.

**384.** Хроміт калію окислюється бромом у лужному середовищі. Зелене забарвлення розчину, переходить у жовте. Складіть електронні та молекулярні рівняння реакції. Які іони зумовлюють початкове та кінцеве забарвлення розчину?

**385.** Складіть електронні та молекулярні рівняння реакцій: а) розчинення молібдену в азотній кислоті; б) розчинення вольфраму в лузі в присутності кисню. Врахуйте, що молібден і вольфрам набувають найвищого ступеня окислення.

**386.** При сплавленні хроміту заліза  $Fe(CrO_2)_2$  з карбонатом натрію в присутності кисню хром(III) і залізо(II) окислюються і набувають відповідно до ступеня окислення +6 і +3. Складіть електронні та молекулярні рівняння реакції.

**387.** До підкисленого сульфатною кислотою розчину дихромату калію додали порошок алюмінію. Через деякий час помаранчеве фарбування розчину перейшло в зелене. Складіть електронні та молекулярні рівняння реакції.

**388.** Хром одержують методом алюмінотермії з його оксиду(III), а вольфрам – відновленням оксиду вольфраму(VI) воднем. Складіть електронні та молекулярні рівняння відповідних реакцій.

**389.** Складіть рівняння реакцій, які треба провести для здійснення перетворень:  $Na_2Cr_2O_7 \rightarrow Na_2CrO_4 \rightarrow Na_2Cr_2O_7 \rightarrow CrCl_3 \rightarrow Cr(OH)_3$ . Рівняння окисно-відновної реакції напишіть на підставі електронних рівнянь.

**390.** Манган нітратною кислотою окислюється до нижчого ступеня окиснення, а реній набуває найвищого ступеня окислення. Які сполуки при цьому утворюються? Складіть електронні та молекулярні рівняння відповідних реакцій.

**391.** Хлор окислює манганат калію  $K_2MnO_4$ . Складіть електронні та молекулярні рівняння реакції.

**392.** Як змінюється ступінь окислення мангану при відновленні  $\text{KMnO}_4$  у кислому, нейтральному та лужному середовищах?

**393.** Що таке енергія іонізації? У яких одиницях вона виражається? Як змінюється відновна активність s- та p-елементів у групах періодичної системи зі збільшенням порядкового номера? Чому?

**394.** На підставі електронних рівнянь складіть рівняння реакції отримання манганату калію  $\text{K}_2\text{MnO}_4$  сплавленням оксиду мангану(IV) з хлоратом калію  $\text{KClO}_3$  у присутності гідроксиду калію. Окисник відновлюється максимально, набуваючи нижчого ступеня окислення.

**395.** Чому оксид мангану(IV) може виявляти і окисні, і відновлювальні властивості? Виходячи з електронних рівнянь, складіть рівняння реакцій:



**396.** Для отримання хлору в лабораторії змішують оксид мангану(IV) з натрію хлоридом у присутності концентрованої сульфатної кислоти. Складіть електронні та молекулярні рівняння цієї реакції.

**397.** Складіть рівняння реакцій, які треба провести для здійснення наступних перетворень:  $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{FeCl}_3$ .

**398.** Який ступінь окислення виявляє залізо у сполуках? Як можна виявити іони  $\text{Fe}^{2+}$  та  $\text{Fe}^{3+}$  в розчині. Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій. молекулярні рівняння відповідних реакцій.

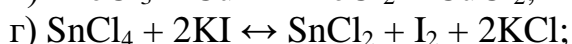
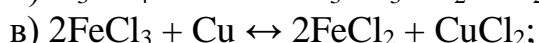
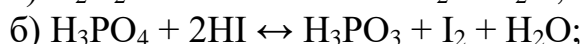
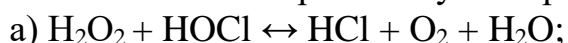
**399.** Чи можуть у розчині існувати спільно наступні речовини: а)  $\text{FeCl}_3$  і  $\text{SnCl}_2$  б)  $\text{FeSO}_4$  і  $\text{NaOH}$  в)  $\text{FeCl}_3$  і  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  Для взаємодіючих речовин складіть рівняння реакцій.

**400.** Складіть рівняння реакцій, які треба провести для здійснення перетворень:  $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NiCl}_2$ . Рівняння окисно-відновних реакцій напишіть на підставі електронних рівнянь.

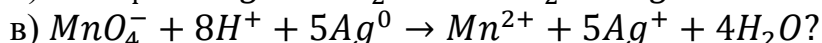
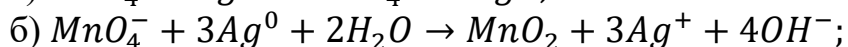
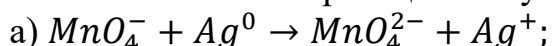
**401.** Складіть електронні та молекулярні рівняння реакцій: а) розчинення платини в царській горілці; б) взаємодії осмію з фтором. Платина окислюється до ступеня окислення +4, а осмій – до +8.

**402.** Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій, які треба провести для здійснення наступних перетворень:  $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{CN})_2$ .

**403.** Визначте напрям наступних реакцій в стандартних умовах:



**404.** Які з вказаних реакцій можуть протікати в стандартних умовах:



**405.** У водному розчині  $c(\text{Hg}^{2+}) = 0,01$  моль/л,  $c(\text{Fe}^{3+}) = 0,01$  моль/л,  $c(\text{Fe}^{2+}) = 0,001$  моль/л. Яка реакція може протікати самодовільно:

- а)  $2\text{FeCl}_3 + \text{Hg} \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + \text{HgCl}_2$ ;  
 б)  $\text{HgCl}_2 + 2\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Hg} + 2\text{FeCl}_3$ ?

**406.** Чи можливо за допомогою хлориду заліза(III) в розчині окислити сульфід натрію до сульфуру; до сульфіту натрія; до сульфату натрію? Проведіть відповідні розрахунки. Складіть рівняння можливої окисно-відновної реакції.

**407.** Чи можливо окислити фосфористу кислоту в стандартних умовах за наступними схемами:

- а)  $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$   
 б)  $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ag}^0 +$   
 в)  $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cd}^0 +$   
 г)  $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Hg}^0 +$

Треба завершити рівняння можливих реакцій та розставити коефіцієнти.

**408.** Який з окисників –  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{PbO}_2$  або  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  при стандартних умовах є найбільш ефективним по відношенню до  $\text{HCl}$  при утворенні  $\text{Cl}_2$ ? Проведіть відповідні розрахунки, складіть рівняння реакцій з урахуванням зазначених окисників, розташуйте коефіцієнти.

**409.** Чи можливо в стандартних умовах приготувати розчин, який одночасно містить:

- а)  $\text{KMnO}_4$  та  $\text{KI}$ ;                      б)  $\text{CuSO}_4$  та  $\text{NaBr}$ ;                      в)  $\text{H}_2\text{O}_2$  та  $\text{H}_2\text{S}$ ;  
 г)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  та  $\text{BaI}_2$ ;                      д)  $\text{Cl}_2$  та  $\text{CrCl}_2$ ;                      е)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  та  $\text{K}_2\text{S}$ .

Проведіть відповідні розрахунки. Складіть рівняння можливих окисно-відновних реакцій.

**410.** Розрахуйте значення констант рівноваги реакцій в стандартних умовах:

- а)  $\text{SnCl}_4 + 2\text{TiCl}_3 = \text{SnCl}_2 + 2\text{TiCl}_4$ ;  
 б)  $\text{SnCl}_4 + 2\text{CrCl}_2 = \text{SnCl}_2 + 2\text{CrCl}_3$ .

В якій з наведених реакцій відновлення іонів олова проходить найбільш повно?

**411.** В якому напрямі протікають зазначені реакції в стандартних умовах:

- а)  $\text{NO}_3^- + \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NO} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+$ ;  
 б)  $\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 в)  $\text{Co}^{2+} + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{Co}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ .

**412.** Визначте напрям перебігу реакції в системі  
 $2\text{Co}^{2+} + \text{Pb}^{4+} \leftrightarrow 2\text{Co}^{3+} + \text{Pb}^{2+}$ ,

якщо концентрації іонів дорівнюють:

- $c(\text{Co}^{2+}) = 1 \cdot 10^{-1}$  моль/л;  $c(\text{Co}^{3+}) = 1 \cdot 10^{-5}$  моль/л;  
 $c(\text{Pb}^{2+}) = 1 \cdot 10^{-4}$  моль/л;  $c(\text{Pb}^{4+}) = 1 \cdot 10^{-2}$  моль/л.

**413.** Як впливає зниження рН розчину на величину окисно-відновного потенціалу напівреакції:

- а)  $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ ;  
 б)  $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \leftrightarrow \text{Fe}^{2+}$ ;  
 в)  $\text{CrO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{CrO}_4^- + 4\text{OH}^-$ .

**414.** За допомогою відповідних розрахунків покажіть як зміниться потенціал напівреакції  $Cr_2O_4^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$  при зростанні рН розчину від 0 до 2, якщо концентрації іонів  $Cr_2O_4^{2-}$  та  $Cr^{3+}$  1 моль/л.

**415.** Який з окисників –  $KMnO_4$ ,  $PbO_2$  або  $K_2Cr_2O_7$  при стандартних умовах є найбільш ефективним по відношенню до  $HCl$  при утворенні  $Cl_2$ ? Проведіть відповідні розрахунки, складіть рівняння реакцій з урахуванням зазначених окисників, розташуйте коефіцієнти.

## ДОДАТОК 1

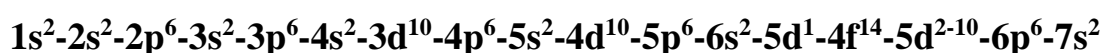
### ЗНАЧЕННЯ ДЕЯКИХ ФІЗИКО-ХІМІЧНИХ КОНСТАНТ

№ п/п	КОНСТАНТА	ПОЗ-НА-ЧЕННЯ	ЗНАЧЕННЯ
1	ШВИДКІСТЬ СВІТЛА	C	$3 \cdot 10^8$ М/С
2	СТАЛА ПЛАНКА	h	$6,62 \cdot 10^{-34}$ ДЖ С
3	СТАЛА АВОГАДРО	$N_A$	$6,02 \cdot 10^{23}$ МОЛЬ <sup>-1</sup>
4	СТАЛА ФАРАДЕЯ	F	$9,65 \cdot 10^4$ КЛ/МОЛЬ
5	ГАЗОВА СТАЛА	R	8,314 ДЖ/(МОЛЬ К)
6	АТОМНА ОДИНИЦЯ МАСИ	а.о.м.	$1,66 \cdot 10^{-26}$
7	МОЛЯРНИЙ ОБ'ЄМ	$V_m$	22,4 Л/МОЛЬ
8	ЕЛЕМЕНТАРНИЙ ЗАРЯД	e	$1,60 \cdot 10^{-19}$ КЛ
9	МАСА ЕЛЕКТРОНА	$m_e$	$9,1 \cdot 10^{-31}$ КГ

### Значення електронегативностей елементів (за Полингом)

№ п/п	Елемент	ЭН	№ п/п	Елемент	ЭН
1	Li	1.0	17.	Cl	3.0
2	Be	1.5	18.	K	0.8
3	B	2.0	19.	Ca	1.0
4	C	2.5	20.	Sc	1.3
5	N	3.0	21.	Ti	1.6
6	O	3.5	22.	Ge	1.7
7	F	4.0	23.	As	2.0
8	Na	0.9	24.	Se	2.4
9	Mg	1.2	25.	Br	2.8
10	Al	1.8	26.	Pb	0.8
11	P	2.1	27.	Sr	1.0
12	S	2.5	28.	Y	1.3
13	Zr	1.6	29.	J	2.6
14	Sn	1.7	30.	Cs	0.7
15	Sb	1.8	31.	Ba	0.9
16	Te	2.1	32.	H	2.1

Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів:



## ДОДАТОК 2

### Термодинамічні властивості деяких речовин.

№ п/п	Речовина	$\Delta H_{298}^0$ кДж/моль	$S_{298}^0$ кДж/моль	$\Delta G_{298}^0$ кДж/моль
1	<b>Al<sub>(к)</sub></b>	0	28.3	0
2	<b>Al<sub>2</sub>O<sub>3(к)</sub></b>	-1676.0	50.9	-1582.3
3	<b>Au<sub>2</sub>O<sub>3(к)</sub></b>	-13.0	134.3	78.7
4	<b>Ba<sub>(к)</sub></b>	0	67.0	0
5	<b>BaCO<sub>3(к)</sub></b>	-1219.0	112.0	-1132.8
6	<b>BaO<sub>(к)</sub></b>	-558.1	70.3	-525.8
7	<b>BaO<sub>2(к)</sub></b>	-629.7	65.7	-587.9
8	<b>Ba(OH)<sub>2(к)</sub></b>	-950.0	124.0	-855.4
9	<b>BeO<sub>(к)</sub></b>	-598.2	14.1	-582.1
10	<b>С алмаз</b>	1.8	2.4	2.83
11	<b>С графит</b>	0	5.7	0
12	<b>CO<sub>(г)</sub></b>	-110.5	197.5	-137.2
13	<b>CO<sub>2(г)</sub></b>	-393.5	213.7	-394.4
14	<b>CH<sub>4(г)</sub></b>	-74.8	186.2	-50.8
15	<b>C<sub>2</sub>H<sub>2(г)</sub></b>	226,8	200,8	209,2
16	<b>C<sub>2</sub>H<sub>4(г)</sub></b>	52.3	219.4	68.1
17	<b>C<sub>3</sub>H<sub>8(г)</sub></b>	-103.8	269.9	-23.5
18	<b>C<sub>3</sub>H<sub>6(р)</sub> (ацетон)</b>	-248.3	200.0	-155.4
19	<b>C<sub>4</sub>H<sub>10(г)</sub></b>	-126.2	310.1	-17.2
20	<b>C<sub>5</sub>H<sub>12(г)</sub></b>	-146.4	349.0	-8.4
21	<b>C<sub>6</sub>H<sub>14(г)</sub></b>	-167.2	388.4	-0.3
22	<b>C<sub>6</sub>H<sub>14(р)</sub></b>	-198.8	295.9	-4.3
23	<b>C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH<sub>(р)</sub></b>	-277.6	160.7	-174.8
24	<b>C<sub>6</sub>H<sub>6(р)</sub> (бензен)</b>	49.0	173.3	124.4
25	<b>CaCO<sub>3(к)</sub></b>	-1206.9	92.9	-1128.4
26	<b>CaO<sub>(к)</sub></b>	-635.5	39.7	-603.5
27	<b>CaO<sub>2(к)</sub></b>	-651.7	43.1	-598.0
28	<b>Ca(OH)<sub>2(к)</sub></b>	-986.6	76.1	-897.5
29	<b>CaSiO<sub>3(к)</sub></b>	1636.0	81.9	-1550.8
30	<b>Cd<sub>(к)</sub></b>	0	51.8	0
31	<b>CdO<sub>(к)</sub></b>	-260.0	54.8	-229.3
32	<b>Cl<sub>2(г)</sub></b>	0	222.9	0
33	<b>Cr<sub>2</sub>O<sub>3(к)</sub></b>	-1140.6	81.2	-1059.0
34	<b>Cs<sub>2</sub>O<sub>(к)</sub></b>	-317.6	123.8	-274.5
35	<b>CsOH<sub>(к)</sub></b>	-406.7	93.3	-362.3
36	<b>Cu<sub>2</sub>O<sub>(к)</sub></b>	-173.2	92.9	-150.5

№ п/п	Речовина	$\Delta H_{298}^0$ кДж/моль	$S_{298}^0$ кДж/моль	$\Delta G_{298}^0$ кДж/моль
37	$F_{2(g)}$	0	202.9	0
38	$Fe_{(к)}$	0	27.2	0
39	$FeO_{(к)}$	-264.8	60.7	-244.3
40	$Fe_2O_{3(к)}$	-822.2	87.4	-740.3
41	$Fe_3O_{4(к)}$	-1117.1	146.2	-1014.2
42	$H_{2(g)}$	0	130.6	0
43	$HCl_{(г)}$	-91.8	186.8	-94.8
44	$HF_{(г)}$	-270.9	173.7	-272.8
45	$HBr_{(г)}$	-36.0	198.4	-51.2
46	$HI_{(г)}$	25.9	206.4	1.8
47	$K_{(к)}$	0	71.4	0
48	$K_2O_{(к)}$	363.2	94.1	-322.1
49	$KOH_{(к)}$	-425.8	79.3	-380.2
50	$KCl_{(к)}$	-435.9	82.6	-408.0
51	$KClO_{3(к)}$	-391.2	142.9	-289.9
52	$KMnO_{4(к)}$	828.9	171.5	729.1
53	$Li_2O_{(к)}$	-595.8	37.9	-562.1
54	$LiOH_{(к)}$	-487.8	42.8	-442.2
55	$MgO_{(к)}$	-601.8	26.9	-569.6
56	$MgCO_{3(к)}$	-1096.2	65.7	-1029.3
57	$MnO_{(к)}$	-385.1	61.5	-363.3
58	$N_{2(g)}$	0	199.9	0
59	$N_2O_{(г)}$	82.0	219.8	104.1
60	$N_2H_{4(p)}$	28.6	62.3	42.6
61	$NH_4ClO_{4(к)}$	-295.9	4.3	-88.8
62	$NH_{3(г)}$	-46.2	192.6	-16.7
63	$NH_4Cl_{(к)}$	-314.2	95.8	-203.2
64	$(NH_4)NO_{3(к)}$	-365,4	151,0	-183,9
65	$(NH_4)_2Cr_2O_{7(к)}$	-1799.1	732.4	
66	$Na_2O_{(к)}$	-416.0	75.3	-377.1
67	$NaOH_{(к)}$	-470	48.1	-419.2
68	$NO_{(г)}$	90.4	210.6	86.6
69	$NO_{2(г)}$	34,2	240	52.3
70	$Na_2SiO_{3(к)}$	-1518	113.8	-1427.7
71	$NaCl_{(к)}$	-411.1	72.1	-384.0
72	$O_{2(г)}$	0	205.0	0
73	$O_{3(г)}$	142.3	238.8	162.7
74	$H_2O_{(г)}$	-241.8	188.7	-228.6



№ п/п	Речовина	$\Delta H_{298}^0$ кДж/моль	$S_{298}^0$ кДж/моль	$\Delta G_{298}^0$ кДж/моль
75	<b>H<sub>2</sub>O</b> <sub>(р)</sub>	-285.8	70.1	-237.2
76	<b>H<sub>2</sub>O</b> <sub>(к)</sub>	-291.8	39.3	-278.7
77	<b>H<sub>2</sub>O<sub>2</sub></b> <sub>(р)</sub>	-187.8	109.5	-120.4
78	<b>Hg</b> <sub>(р)</sub>	0	75.9	0
79	<b>P</b> <sub>4(г)</sub>	58.9	279.9	24.5
80	<b>PCl<sub>3</sub></b> <sub>(г)</sub>	-287.0	311.7	-260.5
81	<b>PCl<sub>5</sub></b> <sub>(г)</sub>	-366.0	364.5	-305.4
82	<b>H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub></b> <sub>(к)</sub>	-1279.0	110.5	-1119.1
83	<b>PbO</b> <sub>(к)</sub>	-219.3	66.2	-189.1
84	<b>PbO<sub>2</sub></b> <sub>(к)</sub>	-276.6	74.9	-218.3
85	<b>PtO<sub>2</sub></b> <sub>(к)</sub>	-134	69.1	-84
86	<b>S</b> <sub>(монокл)</sub>	0.38	32.6	0.19
87	<b>S</b> <sub>(ромб)</sub>	0	31.9	0
88	<b>SO<sub>2</sub></b> <sub>(г)</sub>	-296.9	248.1	-300.2
89	<b>SO<sub>3</sub></b> <sub>(г)</sub>	-396.1	256.4	-370.0
90	<b>H<sub>2</sub>S</b> <sub>(г)</sub>	-21	205.7	-33.8
91	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b> <sub>(р)</sub>	-814.2	156.9	-690.3
92	<b>SiO<sub>2</sub></b> <sub>(к)</sub>	-908.3	42.7	-854.2
93	<b>Sn</b> <sub>(к.,біле)</sub>	0	51.6	0
94	<b>Sn</b> <sub>(к.,сіре)</sub>	-21	44.2	-0.13
95	<b>Ti</b> <sub>(к)</sub>	0	30.6	0
96	<b>TiO<sub>2</sub></b> <sub>(к)</sub>	-943.9	50.3	-888.6
97	<b>TiCl<sub>4</sub></b> <sub>(г)</sub>	-763.2	352.2	-726.1
98	<b>TiCl<sub>4</sub></b> <sub>(к)</sub>	-804.2	252.4	-737.4
99	<b>WO<sub>2</sub></b> <sub>(к)</sub>	-589.6	50.6	-533.9
100	<b>WO<sub>3</sub></b> <sub>(к)</sub>	-842.7	75.9	-763.9
101	<b>Zn</b> <sub>(к)</sub>	0	41.6	0

### ДОДАТОК 3

#### Добутки розчинності деяких сполук у воді при 298К

№ п/п	Сполука	ДР	№ п/п	Сполука	ДР
1	<b>AgBr</b>	$5.3 \cdot 10^{-13}$	17	<b>CuCN</b>	$3.2 \cdot 10^{-20}$
2	<b>AgCl</b>	$1.8 \cdot 10^{-10}$	18	<b>CuCl</b>	$1.2 \cdot 10^{-6}$
3	<b>Ag<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub></b>	$1.1 \cdot 10^{-12}$	19	<b>CuI</b>	$1.1 \cdot 10^{-12}$
4	<b>AgI</b>	$8.3 \cdot 10^{-17}$	20	<b>Cu(OH)<sub>2</sub></b>	$2.2 \cdot 10^{-20}$
5	<b>Ag<sub>3</sub>PO<sub>4</sub></b>	$1.3 \cdot 10^{-20}$	21	<b>CdS</b>	$7.9 \cdot 10^{-23}$
6	<b>Ag<sub>2</sub>S</b>	$2.0 \cdot 10^{-50}$	22	<b>CaF<sub>2</sub></b>	$4.0 \cdot 10^{-10}$
7	<b>AlPO<sub>4</sub></b>	$5.7 \cdot 10^{-19}$	23	<b>Fe(OH)<sub>2</sub></b>	$8.0 \cdot 10^{-16}$
8	<b>BaCO<sub>3</sub></b>	$4.0 \cdot 10^{-10}$	24	<b>Fe(OH)<sub>3</sub></b>	$6.3 \cdot 10^{-38}$
9	<b>BaSO<sub>4</sub></b>	$1.1 \cdot 10^{-10}$	25	<b>FeS</b>	$5.0 \cdot 10^{-18}$
10	<b>Bi<sub>2</sub>S<sub>2</sub></b>	$1.0 \cdot 10^{-97}$	26	<b>HgS</b>	$1.6 \cdot 10^{-52}$
11	<b>CaCO<sub>3</sub></b>	$4.8 \cdot 10^{-9}$	27	<b>Mg(OH)<sub>2</sub></b>	$6.0 \cdot 10^{-10}$
12	<b>CaSO<sub>4</sub></b>	$2.5 \cdot 10^{-5}$	28	<b>Mg<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub></b>	$1.0 \cdot 10^{-13}$
13	<b>NiS</b>	$1.1 \cdot 10^{-24}$	29	<b>Sb<sub>2</sub>S<sub>3</sub></b>	$1.6 \cdot 10^{-93}$
14	<b>PbCO<sub>3</sub></b>	$7.5 \cdot 10^{-14}$	30	<b>SrSO<sub>4</sub></b>	$3.2 \cdot 10^{-4}$
15	<b>PbCl<sub>2</sub></b>	$1.6 \cdot 10^{-5}$	31	<b>Zn(CN)<sub>2</sub></b>	$2.6 \cdot 10^{-13}$
16	<b>PbCrO<sub>4</sub></b>	$1.8 \cdot 10^{-14}$	32	<b>Zn(OH)<sub>2</sub></b>	$1.2 \cdot 10^{-17}$
17	<b>PbS</b>	$2.5 \cdot 10^{-27}$	33	<b>ZnS</b>	$1.6 \cdot 10^{-24}$
18	<b>PbSO<sub>4</sub></b>	$1.6 \cdot 10^{-8}$	34	<b>CrPO<sub>4</sub></b>	$1.0 \cdot 10^{-17}$

## ДОДАТОК 4

### Стандартні електродні потенціали

№ п/п	Електрод	$E^0$ , В	№ п/п	Електрод	$E^0$ , В
1	<b>Eu<sup>2+</sup>/Eu</b>	-3.95	20	<b>Fe<sup>2+</sup>/Fe</b>	-0.44
2	<b>Li<sup>+</sup>/Li</b>	-3.04	21	<b>Cd<sup>2+</sup>/Cd</b>	-0.40
3	<b>K<sup>+</sup>/K</b>	-2.92	22	<b>Co<sup>2+</sup>/Co</b>	-0.28
4	<b>Cs<sup>+</sup>/Cs</b>	-2.92	23	<b>Ni<sup>2+</sup>/Ni</b>	-0.25
5	<b>Rb<sup>+</sup>/Rb</b>	-2.92	24	<b>Sn<sup>2+</sup>/Sn</b>	-0.14
6	<b>Ba<sup>2+</sup>/Ba</b>	-2.90	25	<b>Pb<sup>2+</sup>/Pb</b>	-0.13
7	<b>Sr<sup>2+</sup>/Sr</b>	-2.89	26	<b>Fe<sup>3+</sup>/Fe</b>	-0.04
8	<b>Ca<sup>2+</sup>/Ca</b>	-2.87	27	<b>2H<sup>+</sup>/H<sub>2</sub></b>	0.00
9	<b>Na<sup>+</sup>/Na</b>	-2.71	28	<b>Sn<sup>4+</sup>/Sn</b>	0.01
10	<b>La<sup>3+</sup>/La</b>	-2.46	29	<b>Cu<sup>2+</sup>/Cu</b>	0.34
11	<b>Mg<sup>2+</sup>/Mg</b>	-2.30	30	<b>Cu<sup>+</sup>/Cu</b>	0.52
12	<b>Al<sup>3+</sup>/Al</b>	-1.66	31	<b>Fe<sup>3+</sup>/Fe<sup>2+</sup></b>	0.77
13	<b>Ti<sup>2+</sup>/Ti</b>	-1.63	32	<b>Hg<sub>2</sub>/2Hg<sup>2+</sup></b>	0.78
14	<b>Ti<sup>3+</sup>/Ti</b>	-1.23	33	<b>Hg<sup>2+</sup>/Hg</b>	0.85
15	<b>Mn<sup>2+</sup>/Mn</b>	-1.18	34	<b>Ag<sup>+</sup>/Ag</b>	0.80
16	<b>V<sup>2+</sup>/V</b>	-1.18	35	<b>V<sup>3+</sup>/V</b>	1.17
17	<b>Mo<sup>3+</sup>/Mo</b>	-1.10	36	<b>Pt<sup>2+</sup>/Pt</b>	1.19
18	<b>Zn<sup>2+</sup>/Zn</b>	-0.76	37	<b>Au<sup>3+</sup>/Au</b>	1.50
19	<b>Cr<sup>3+</sup>/Cr</b>	-0.74	38	<b>Au<sup>+</sup>/Au</b>	1.69

## ДОДАТОК 5

### Розчинність електролітів у воді

Аніони	Катіони																				
	Li <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	NH <sup>4+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Bi <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>
Cl <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	P	P	P	P	P
Br <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	P	P	M	-	P	P	P	P	P
I <sup>-</sup>	P	P	P	P	-	H	P	P	P	P	P	H	P	P	H	-	P	H	P	-	P
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	-	P	P	P
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P	P	-	P	-	-	P	P	-	P
S <sup>2-</sup>	P	P	P	P	H	H	-	P	P	P	H	H	-	H	H	H	-	H	H	H	H
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	-	H	-	-	H
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	M	P	M	H	H	P	P	P	P	H	-	P	P	P	P	P
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	-	H	H	-	H
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	-	-	H	H	H	H	H	H	-	H	-	H	-	-	H	H	H	H
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	H	H	P	M	M	M	H	H	-	-	H	H	P	H	P	-	-
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	H	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
OH <sup>-</sup>	P	P	P	P	H	-	H	M	M	P	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H

**P** – розчинена речовина, **M** – малорозчинена речовина, **H** – практично нерозчинена речовина, – речовина не існує або розкладається водою.

## ДОДАТОК 6

### Стандартні електродні потенціали деяких систем у водних розчинах

Елемент	Окисник	Число електронів	Відновник	$E^0$ , В
Ag	$\text{Ag}^+$	$+e^-$	Ag	+0,799
Al	$\text{Al}^{3+}$	$+3e^-$	Al	-1,66
As	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+$	$+2e^-$	$\text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,56
Au	$\text{Au}^{3+}$	$+3e^-$	Au	+1,50
	$\text{Au}^+$	$+e^-$	Au	+1,68
Ba	$\text{Ba}^{2+}$	$+2e^-$	Ba	-2,90
Bi	$\text{BiO}^+ + 2\text{H}^+$	$+3e^-$	$\text{Bi} + \text{H}_2\text{O}$	+0,32
Br	$\text{Br}_2$	$+2e^-$	$2\text{Br}^-$	+1,087
	$\text{BrO}_3 + 6\text{H}^+$	$+6e^-$	$\text{Br} + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
Ca	$\text{Ca}^{2+}$	$+2e^-$	Ca	-2,87
Cd	$\text{Cd}^{2+}$	$+2e^-$	Cd	-0,403
Ce	$\text{Ce}^{4+}$	$+e^-$	$\text{Ce}^{3+}$	+1,74
Cl	$\text{Cl}_2$	$+2e^-$	$2\text{Cl}^-$	+1,359
	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O}$	$+2e^-$	$\text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+0,88
	$\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	$+2e^-$	$\text{ClO}^- + 2\text{OH}^-$	+0,66
	$\text{ClO}_3^- + \text{H}^+$	$+6e^-$	$\text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
	$\text{ClO}_4^- + \text{H}^+$	$+2e^-$	$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,19
Co	$\text{Co}^{3+}$	$+e^-$	$\text{Co}^{2+}$	+1,95
	$\text{Co}^{2+}$	$+2e^-$	Co	-0,29
Cr	$\text{Cr}^{3+}$	$+e^-$	$\text{Cr}^{2+}$	-0,41
	$\text{Cr}^{3+}$	$+3e^-$	Cr	-0,74
	$\text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	$+3e^-$	$\text{Cr} + 4\text{OH}^-$	-1,20
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+$	$+6e^-$	$2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
Cu	$\text{Cu}^{2+}$	$+2e^-$	Cu	+0,345
	$\text{Cu}^+$	$+e^-$	Cu	+0,531
	$\text{Cu}^{2+}$	$+e^-$	$\text{Cu}^+$	+0,159
Fe	$\text{Fe}^{3+}$	$+e^-$	$\text{Fe}^{2+}$	+0,771
	$\text{Fe}^{3+}$	$+3e^-$	Fe	-0,058
	$\text{Fe}^{2+}$	$+2e^-$	Fe	-0,473
	$\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{H}^+$	$+8e^-$	$3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,085
H	$2\text{H}^+$	$+2e^-$	$\text{H}_2$	$\pm 0,000$
	$\text{H}_2$	$+2e^-$	$2\text{H}^+$	-2,25
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+$	$+2e^-$	$2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
Hg	$2\text{Hg}^{2+}$	$+2e^-$	$\text{Hg}_2^{2+}$	+0,907
	$\text{Hg}^{2+}$	$+2e^-$	Hg	+0,850

Елемент	Окисник	Число електронів	Відновник	$E^0, \text{В}$
	$\text{Hg}_2^{2+}$ $\text{Hg}_2^{2+} + \text{Cl}_2$	$+2e^-$ $+2e^-$	$\text{Hg}$ $2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	$+0,792$ $+0,268$
I	$\text{I}_2$ $\text{I}_3^-$ $2\text{HIO} + 2\text{H}^+$ $\text{IO}_3^+ + 5\text{H}^+$ $\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+$	$+2e^-$ $+2e^-$ $+2e^-$ $+4e^-$ $+6e^-$	$2\text{I}^-$ $3\text{I}^-$ $\text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{HIO} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	$+0,536$ $+0,545$ $+1,45$ $+1,14$ $+1,08$
K	$\text{K}^+$	$+e^-$	K	$-2,923$
Mg	$\text{Mg}^{2+}$	$+2e^-$	Mg	$-2,37$
Mn	$\text{Mn}^{3+}$ $\text{Mn}^{2+}$ $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+$ $\text{MnO}_4^{2-}$ $\text{MnO}_4^-$ $\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+$ $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+$	$+e^-$ $+2e^-$ $+2e^-$ $+2e^-$ $+e^-$ $+3e^-$ $+5e^-$	$\text{Mn}^{2+}$ Mn $\text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$ $\text{MnO}_4^{2-}$ $\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	$+1,51$ $-1,17$ $+1,23$ $+0,60$ $+0,56$ $+1,69$ $+1,51$
Mo	$\text{MoO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	$+6e^-$	$\text{Mo} + 4\text{OH}^-$	$-1,05$
N	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+$ $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+$ $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+$ $\text{NO}_3^- + 8\text{H}^+$ $\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+$	$+e^-$ $+2e^-$ $+e^-$ $+3e^-$ $+6e^-$ $+8e^-$	$\text{NO} + 2\text{OH}^-$ $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ $(\text{NH}_2\text{OH})\text{H}^+ + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	$-0,46$ $+0,94$ $+0,80$ $+0,96$ $+0,73$ $+0,87$
Na	$\text{Na}^+$	$+e^-$	Na	$-2,71$
Ni	$\text{Ni}^{2+}$	$+2e^-$	Ni	$-0,228$
O	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+$ $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{O}_2 + 2\text{H}^+$ $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+$ $\text{O}_3 + 2\text{H}^+$	$+4e^-$ $+4e^-$ $+2e^-$ $+2e^-$ $+2e^-$	$2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{OH}^-$ $\text{H}_2\text{O}_2$ $2\text{H}_2\text{O}$ $\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$+1,229$ $+0,401$ $+0,682$ $+1,77$ $+2,07$
P	$\text{P} + 3\text{H}^+$ $\text{P} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}^+$ $\text{H}_3\text{PO}_2^-$ $\text{H}_3\text{PO}_3 + 2\text{H}^+$ $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+$ $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6 + 2\text{H}^+$	$+3e^-$ $+3e^-$ $+e^-$ $+e^-$ $+2e^-$ $+2e^-$ $+2e^-$	$\text{PH}_3$ $\text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$ $\text{P} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{P} + 2\text{OH}^-$ $\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_3\text{PO}_3$	$+0,06$ $-0,89$ $-0,51$ $-2,05$ $-0,50$ $-0,276$ $+0,38$

Елемент	Окисник	Число електронів	Відновник	$E^0$ , В
Pb	$Pb^{2+}$	$+2e^-$	Pb	-0,126
	$Pb^{4+}$	$+2e^-$	$Pb^{2+}$	+1,66
	$PbO_2$	$+2e^-$	$Pb^{2+} + 2H_2O$	+1,455
S	S	$+2e^-$	$S^{2-}$	-0,464
	$S_4O_6^{2-}$	$+2e^-$	$2S_2O_3^{2-}$	+0,09
	$S_2O_3^{2-} + 6H^+$	$+4e^-$	$2S + 3H_2O$	+0,5
	$SO_4^{2-} + 4H^+$	$+2e^-$	$H_2SO_3 + H_2O$	+0,17
	$S_4O_8^{2-}$	$+2e^-$	$2SO_4^{2-}$	+2,00
Sb	$Sb + 3H^+$	$+3e^-$	$SbH_3$	-0,51
	$SbO_2^- + 2H_2O$	$+3e^-$	$Sb + 4OH^-$	-0,675
	$SbO_3^- + H_2O$	$+2e^-$	$SbO_2^- + 2OH^-$	-0,43
Si	$Si + 4H^+$	$+4e^-$	$SiH_4$	+0,10
	$Si + 4H_2O$	$+4e^-$	$SiH_4 + 4OH^-$	-0,73
	$[SiF_6]^{2-}$	$+4e^-$	$Si + 6F^-$	-1,2
	$H_2SiO_3 + 4H^+$	$+4e^-$	$Si + 3H_2O$	-0,79
Sn	$Sn^{2+}$	$+2e^-$	Sn	-0,140
	$Sn^{4+}$	$+2e^-$	$Sn^{2+}$	+1,15
	$HSnO_2^- + H_2O$	$+2e^-$	$Sn + 3OH^-$	-0,91
	$[SnOH_6]^{2-}$	$+2e^-$	$HSnO_2^- + 3OH^- + H_2O$	-0,93
Sr	$Sr^{2+}$	$+2e^-$	Sr	-2,89
Ti	$Ti^{2+}$	$+2e^-$	Ti	-1,63
	$TiO^{2+} + 2H^+$	$+e^-$	$Ti^{3+} + H_2O$	+0,1
	$Ti^{3+}$	$+e^-$	$Ti^{2+}$	-0,37
	$Ti^{4+}$	$+e^-$	$Ti^{3+}$	+0,092
Zn	$Zn^{2+}$	$+2e^-$	Zn	-0,764
	$ZnO_2^{2-}$	$+2e^-$	$Zn + 4OH^-$	-1,216

## ДОДАТОК 7

### Константи нестійкості комплексних іонів при температурі 25 °С

Формула	$K_{\text{нест}}$	Формула	$K_{\text{нест}}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$9,31 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$	$2,2 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$8,0 \cdot 10^{-22}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,1 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_4]^{3-}$	$2,1 \cdot 10^{-21}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Ag}(\text{SCN})_2]^-$	$2,7 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$	$5,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Ag}(\text{SCN})_4]^{3-}$	$1,3 \cdot 10^{-11}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	$5,0 \cdot 10^{-28}$
$[\text{Ag}(\text{SO}_4)_2]^{3-}$	$5,9 \cdot 10^{-1}$	$[\text{CuCl}_4]^{2-}$	$6,3 \cdot 10^{-6}$
$[\text{AgCl}_2]^-$	$1,8 \cdot 10^{-5}$	$[\text{CuI}_2]^-$	$1,8 \cdot 10^{-9}$
$[\text{AgBr}_2]^-$	$7,8 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$	$7,6 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$	$1,8 \cdot 10^{-3}$	$[\text{Cu}(\text{SO}_3)_2]^{3-}$	$3,1 \cdot 10^{-9}$
$[\text{AgI}_4]^{3-}$	$1,8 \cdot 10^{-14}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$2,5 \cdot 10^{-14}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Ag}(\text{SO}_3)_2]^{3-}$	$4,5 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$	$6,3 \cdot 10^{-21}$
$[\text{AlF}_6]^{3-}$	$1,4 \cdot 10^{-20}$	$[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2]^-$	$1,1 \cdot 10^{-3}$
$[\text{AlF}_4]^-$	$1,8 \cdot 10^{-18}$	$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$4,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$	$5,0 \cdot 10^{-39}$	$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$8,5 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Au}(\text{SCN})_2]^-$	$1,0 \cdot 10^{-23}$	$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$2,0 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Au}(\text{SCN})_4]^-$	$1,0 \cdot 10^{-42}$	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$1,5 \cdot 10^{-30}$
$[\text{AuCl}_4]^-$	$5,0 \cdot 10^{-22}$	$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$5,9 \cdot 10^{-22}$
$[\text{AuBr}_2]^-$	$4,0 \cdot 10^{-13}$	$[\text{Hg}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{2-}$	$3,6 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$7,6 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Mg}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$1,1 \cdot 10^1$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$7,3 \cdot 10^{-6}$	$[\text{Mg}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$2,0 \cdot 10^3$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,4 \cdot 10^{-19}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$1,1 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Cd}(\text{SCN})_6]^{4-}$	1,033	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$1,9 \cdot 10^{-9}$
$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$9,3 \cdot 10^{-3}$	$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,8 \cdot 10^{-14}$
$[\text{CdCl}_6]^{4-}$	$2,6 \cdot 10^{-3}$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$3,5 \cdot 10^{-10}$
$[\text{CdBr}_4]^{2-}$	$2,0 \cdot 10^{-4}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-17}$
$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$8,0 \cdot 10^{-7}$	$[\text{Zn}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$5,0 \cdot 10^{-2}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$7,8 \cdot 10^{-6}$	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$3,6 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$3,1 \cdot 10^{-33}$	$[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	$2,5 \cdot 10^{-10}$
$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-64}$	$[\text{ZnCl}_4]^{2-}$	1
$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,0 \cdot 10^{-19}$	$[\text{ZnBr}_3]^-$	50
$[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$5,5 \cdot 10^{-3}$	$[\text{ZnI}_4]^{2-}$	220