

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ДОНЕЦЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ ім. В. СТУСА
ХІМІЧНИЙ ФАКУЛЬТЕТ
КАФЕДРА НЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ

Г. М. Розанцев, К. В. Борисова, К. Є. Белоусова

ОСНОВИ ХІМІЇ ТА БІОГЕОХІМІЇ

Вінниця
ДонНУ
2016

УДК 54:577.1:550.4 (075)

ББК Г1 Я73 + Е072я7

Р 64

Автори:

Г. М. Розанцев, д-р хім. наук, проф., завідувач кафедри неорганічної хімії Донецького національного університету;

К. В. Борисова, канд. хім. наук, доц.;

К. Є. Белоусова, канд. хім. наук, доц.

Рецензенти:

Швед О. М. д-р хім. наук, в. о. зав. кафедри органічної хімії;

Беспалько Ю. М. канд. хім. наук., заст. Декана.

Затверджено

*на засіданні хімічного факультету Донецького національного університету
(протокол № 10 від 20.05.2016)*

Розанцев Г. М.

Р 64 Основи хімії та біогеохімії: навчальний посібник / Г. М. Розанцев,
К. В. Борисова, К. Є. Белоусова. – Вінниця: ДонНУ, 2016. – 224 с.

Посібник містить задачі, вправи й запитання з усіх розділів загальної та неорганічної хімії, до кожного з них подано короткі теоретичні відомості та приклади розв'язання типових задач і вправ, що допоможе студентам краще засвоїти природу тих чи інших фізико-хімічних явищ, знайти пояснення залежності властивостей неорганічних сполук від їхнього складу та будови, творчо розвивати ініціативу та логічне мислення. Навчальний посібник складено відповідно до програми курсу загальної та неорганічної хімії та біогеохімії, що викладається читається студентам біологічних спеціальностей вищих навчальних закладів.

Призначений для студентів біологічних спеціальностей вищих навчальних закладів.

УДК 54:577.1:550.4 (075)

ББК Г1 Я73 + Е072я7

© Розанцев Г. М., 2016

© Борисова К. В., 2016

© Белоусова К. Є., 2016

© ДонНУ, 2016

ЗМІСТ

ВСТУП.....	5
ГЛАВА 1. ОСНОВНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ. СТЕХІОМЕТРИЧНІ РОЗРАХУНКИ.....	7
<i>Запитання, задачі і вправи</i>	20
ГЛАВА 2. НАЙВАЖЛИВІШІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.....	38
<i>Запитання і вправи</i>	47
ГЛАВА 3. БУДОВА ЯДРА. БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА.....	58
3.1. Будова ядра. Радіоактивність	58
<i>Запитання, задачі і вправи</i>	62
3.2. Будова атома	64
<i>Запитання, задачі і вправи</i>	67
3.3. Періодичний закон Д. І. Менделєєва	70
<i>Запитання і вправи</i>	72
ГЛАВА 4. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК ТА БУДОВА РЕЧОВИНИ	75
4.1. Основні типи хімічного зв'язку	75
<i>Запитання, задачі і вправи</i>	76
4.2. Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків. Гібридизація. Дипольні моменти	77
<i>Запитання і задачі</i>	78
4.3. Ковалентний зв'язок. Метод валентного зв'язку. Метод молекулярних орбіталей.....	78
<i>Запитання, задачі і вправи</i>	82
4.4. Іонний зв'язок. Поляризація іонів	86
<i>Запитання, задачі і вправи</i>	88
4.5. Металічний зв'язок	90
<i>Запитання, задачі і вправи</i>	90
4.6. Водневий зв'язок. Міжмолекулярна взаємодія.....	91
<i>Запитання, задачі і вправи</i>	92

ГЛАВА 5. ОСНОВНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ.....	94
<i>Запитання, задачі і вправи.....</i>	107
ГЛАВА 6. РОЗЧИНИ. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КІЛЬКІСНОГО СКЛАДУ РОЗЧИНІВ. ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗБАВЛЕНИХ РОЗЧИНІВ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ	124
<i>Запитання, задачі і вправи.....</i>	133
ГЛАВА 7. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ. ФІЗИЧНІ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ	147
<i>Запитання, задачі і вправи.....</i>	164
ГЛАВА 8. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ. ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ. ЕЛЕКТРОЛІЗ. КОРОЗІЯ.....	182
<i>Запитання, задачі і вправи.....</i>	185
СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ.....	191

ВСТУП

Посібник містить задачі, вправи й запитання з усіх розділів загальної та неорганічної хімії, до кожного з них подано короткі теоретичні відомості та приклади розв'язання типових задач і вправ. Така структура збірника допоможе студентам краще засвоїти природу тих чи інших фізико-хімічних явищ, знайти пояснення залежності властивостей неорганічних сполук від їхнього складу та будови, творчо розвивати ініціативу та логічне мислення. Призначений для студентів біологічних спеціальностей вищих навчальних закладів.

Навчальний посібник складено відповідно до програми курсу загальної та неорганічної хімії та біогеохімії, що викладається читається студентам біологічних спеціальностей вищих навчальних закладів. До нього включені задачі, вправи і запитання з усіх тем загальної та неорганічної хімії. Значне місце відведено фактичному матеріалу з хімії елементів і його узагальненню, складанню рівнянь хімічних реакцій, розрахунковим задачам, а також тим загальнотеоретичним питанням, які недостатньо висвітлені у шкільному курсі хімії (стехіометричні розрахунки, способи виразу кількісного складу розчинів тощо).

Окрема глава «Найважливіші класи неорганічних сполук», якої немає в аналогічних виданнях, забезпечить подальше цілісне сприйняття всього матеріалу з хімії елементів. У зв'язку з тим, що деякі теми загальної хімії (хімічний зв'язок, термодинаміка, кінетика та ін.) студенти вивчатимуть пізніше в межах інших навчальних дисциплін, було надано перевагу задачам і вправам, що охоплюють лише основні питання цих тем, без деталізації вузькоспецифічних проблем.

Задачі, вправи і запитання посібника мають різну складність, різні й способи їхнього розв'язання. Одні з них призначені для використання на заняттях, а інші (їх більшість) – для самостійної роботи. Організація останньої має бути спрямована не на запам'ятовування всього почутого та прочитаного аж до другорядних подробиць, а насамперед на глибоке засвоєння та розуміння хімічних закономірностей і найістотніших тенденцій у хімічному поведженні неорганічних речовин.

Для полегшення самостійної роботи студентів на початку кожної загально-теоретичної глави наведено короткий виклад найважливіших питань теорії, подано приклади розв'язання типових задач. Наприкінці посібника поряд із відповідями на розрахункові задачі та на деякі запитання вміщено рекомендації, що допоможуть знайти правильне рішення чи відповідь. З цією самою метою у відповідях до вправ на складання рівнянь реакцій, які становлять

певні труднощі, зазначено лише один продукт реакції (умови перебігу реакцій у відповідях не дублюються). У Додатках наведено довідкові дані, необхідні для розв'язання задач.

Визначення й позначення деяких фізичних величин відкореговано згідно з рекомендаціями щодо застосування Міжнародної системи одиниць фізичних величин у хімії. Назви елементів та їхніх сполук відповідають сучасній українській хімічній номенклатурі.

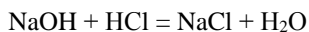
ГЛАВА 1

ОСНОВНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ. СТЕХІОМЕТРИЧНІ РОЗРАХУНКИ

Як відомо, масу, об'єм, кількість речовини реагентів і продуктів реакцій визначають за допомогою стехіометричних розрахунків, які є найважливішими розрахунками в хімії, їхньою первинною основою є закон збереження маси речовини.

Для здійснення стехіометричних розрахунків треба знати хімічний склад, чистоту реагентів і продуктів реакції, наскільки повно відбувається хімічне перетворення.

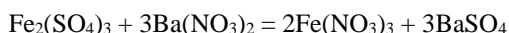
Якісні й кількісні аспекти хімічних перетворень характеризують хімічні рівняння, або рівняння реакцій. Так, виходячи з рівняння



і значень відносних молекулярних мас реагентів і продуктів, можна стверджувати, що кожен 40 г натрій гідроксиду реагують із 36,5 г хлороводно й утворюють 58,5 г натрій хлориду та 18 г води. В загальному випадку:

$$m(\text{NaOH}):m(\text{HCl}):m(\text{NaCl}):m(\text{H}_2\text{O}) = M_r(\text{NaOH}):M_r(\text{HCl}):M_r(\text{NaCl}):M_r(\text{H}_2\text{O}).$$

Для реакції



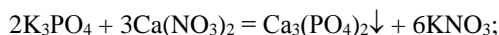
справедливе співвідношення:

$$\begin{aligned} m[\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3]:m[\text{Ba}(\text{NO}_3)_2]:m[\text{Fe}(\text{NO}_3)_3]:m(\text{BaSO}_4) = \\ = M_r[\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3]:3M_r[\text{Ba}(\text{NO}_3)_2]:2M_r[\text{Fe}(\text{NO}_3)_3]:3M_r(\text{BaSO}_4). \end{aligned}$$

Знаючи масу одного з реагентів (продуктів реакції), можна за допомогою пропорцій обчислити маси інших речовин, що вступають у реакцію й утворюються в результаті реакції.

■ **Приклад 1.** Скільки грамів калій ортофосфату треба взяти для повного осадження кальцій ортофосфату з розчину, що містить 4,1 г кальцій нітрату? Яка буде маса осаду?

Розв'язання. Складаємо рівняння реакції:



$$M_r(\text{K}_3\text{PO}_4) = 212; M_r[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = 164; M_r[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2] = 310 \text{ г/моль.}$$

Записуємо пропорції та розв'язуємо їх:

2·212 г K_3PO_4 реагують із 3·164 г $Ca(NO_3)_2$;

x г K_3PO_4 — 4,1 г $Ca(NO_3)_2$;

x = 3,53 г K_3PO_4 ;

310 г $Ca_3(PO_4)_2$ утворюються із 3·164 г $Ca(NO_3)_2$;

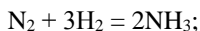
y г $Ca_3(PO_4)_2$ — 4,1 г $Ca(NO_3)_2$;

y = 2,58 г $Ca_3(PO_4)_2$.

Відповідь: для повного осадження кальцій ортофосфату треба взяти 3,53 г калій ортофосфату, утвориться 2,58 г осаду.

■ **Приклад 2.** Визначити масу аміаку, що утворюється при нагріванні суміші – 14 г азоту та 14 г водню, – якщо вихід продукту реакції в умовах досліду становить 20 % від теоретично можливого.

Розв'язання. Оскільки вказано маси обох реагентів, то спочатку з'ясуємо, чи не є один із них у надлишку:



$Mr(N_2) = 28$; $Mr(H_2) = 2$; $Mr(NH_3) = 17$.

28 г N_2 реагують із 3·2 г H_2 ;

14 г N_2 — x г H_2 ;

x = 3 г H_2 .

Водень узято в надлишку. Розрахунок слід вести за азотом:

із 28 г N_2 утворюється 2·17 г NH_3 ;

із 14 г N_2 — y г NH_3 ;

y = 17 г NH_3 .

Тут і далі, як правило, наводиться один із можливих способів розв'язання задачі, коротший чи раціональніший за інші.

Врахувавши вихід аміаку в умовах досліду, знаходимо, яка утвориться його маса: $m(NH_3) = 17 \cdot 0,2 = 3,4$ г.

Відповідь: при нагріванні суміші утворюється 3,4 г аміаку.

Якщо елемент міститься тільки в одному реагенті та в одному продукті реакції, то для розрахунку маси однієї з цих речовин, виходячи з маси іншої, достатньо знати лише їхній хімічний склад (формули), не складаючи рівняння реакції.

■ **Приклад 3.** Карбон дисульфід масою 19 г спалили у надлишку кисню. Добутий сірчистий газ пропустили крізь хлорну воду і повністю окиснили його до сірчаної кислоти. Яка утворилася маса кислоти?

Розв'язання. Порівнюючи хімічний склад сульфуровмісних сполук – вихідної (CS_2) і кінцевої (H_2SO_4) речовин у перетвореннях, робимо висновок, що із кожної молекули карбон дисульфїду утвориться дві молекули сірчаної кислоти. Складаємо пропорцію та розв'язуємо її: $M_r(\text{CS}_2) = 76$; $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$.

Із 76 г CS_2 утворюється 2·98 г H_2SO_4 ;

із 19 г CS_2 — х г H_2SO_4 ;

$$x = 49 \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4.$$

Відповідь: утворилося 49 г сірчаної кислоти.

Задачі, в умовах яких ідеться про суміші, тобто вказано сумарні маси реагентів та продуктів реакції, розв'язують складанням математичного рівняння з одним невідомим чи системи двох рівнянь із двома невідомими.

■ **Приклад 4.** Після «розчинення» 2 г сплаву магнію з алюмінієм у надлишку соляної кислоти утворилося 9 г суміші хлоридів. Визначити масові частки металів у сплаві.

Розв'язання. Позначаємо масу магнію через x г. Тоді маса алюмінію становитиме $(2 - x)$ г. Використавши значення відносних атомних мас елементів і відносних молекулярних мас хлоридів, обчислюємо маси солей, що утворилися. Знайдені маси міститимуть невідоме число x :

$M_r(\text{Mg}) = 24$; $M_r(\text{MgCl}_2) = 95$; $M_r(\text{Al}) = 27$; $M_r(\text{AlCl}_3) = 133,5$.

Із 24 г Mg утворюється 95 г MgCl_2 ;

із x г — y г MgCl_2 ;

$$y = 95x/24 \text{ г } \text{MgCl}_2.$$

Із 27 г Al утворюється 133,5 г AlCl_3 ;

Із $(2 - x)$ г Al — z г AlCl_3 ;

$$z = 133,5(2 - x)/27 \text{ г } \text{AlCl}_3.$$

Знаходимо суму мас солей і складаємо рівняння: $95x/24 + 133,5(2 - x)/27 = 9$; $x = 0,9$.

Отже, в 2 г сплаву міститься 0,9 г магнію та 1,1 г $(2 - 0,9)$ алюмінію.

$\omega(\text{Mg}) = 0,9:2 = 0,45$; $\omega(\text{Al}) = 1,1:2 = 0,55$.

Відповідь: масові частки металів у сплаві дорівнюють 0,45 (Mg) та 0,55 (Al).

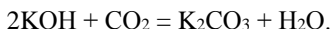
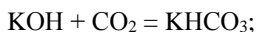
Одиницею виміру кількості речовини є моль. Один моль атомів, молекул, іонів містить $6,02 \cdot 10^{23}$ часточок (число Авогадро). Маса 1 моль та молярна маса M чисельно дорівнюють відносним атомній, молекулярній або формульній масам і виражаються відповідно в грамах та в грамах на моль.

Відношення кількостей речовини реагентів і продуктів реакцій відповідають відношенню відповідних коефіцієнтів у хімічних рівняннях.

Стехіометричні розрахунки можна здійснювати, оперуючи не тільки масами речовин, а й кількостями речовини. Останнє часто забезпечує більш раціональне розв'язання задач, насамперед тих, що пов'язані з можливістю перебігу кількох реакцій залежно від співвідношення реагентів.

■ **Приклад 5.** Крізь розчин, що містить 22,4 г калій гідроксиду, пропустили 9,9 г вуглекислого газу. Які утворилися солі та яка маса кожної з них?

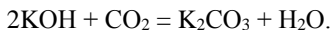
Розв'язання. Калій гідроксид та вуглекислий газ можуть реагувати один з одним по-різному:



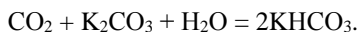
$M(\text{CO}_2) = 44$ г/моль; $M(\text{KOH}) = 56$ г/моль; $M(\text{K}_2\text{CO}_3) = 138$ г/моль; $M(\text{KHCO}_3) = 100$ г/моль.

У першій реакції на 1 моль CO_2 витрачається 1 моль KOH , у другій – 2 моль KOH . Згідно з умовою задачі, вуглекислого газу було $9,9:44 = 0,225$ моль, а калій гідроксиду – $22,4:56 = 0,4$ моль. Якби утворювалася лише кисла сіль, то частина лугу залишилася б невикористаною ($0,4 - 0,225 = 0,175$ моль). Крім того, для повного перетворення CO_2 на середню сіль лугу недостатньо (є $0,4$ моль, а треба $2 \cdot 0,225 = 0,45$ моль). Отже, при взаємодії взятих кількостей реагентів утворюються одночасно і кисла, і середня солі.

Тепер уявімо перетворення дещо по-іншому. При поступовому пропусканні вуглекислого газу крізь розчин лугу спочатку утворюватиметься середня сіль (доки луг не прореагує повністю):



Тобто $0,4$ моль KOH прореагує з половинною кількістю ($0,2$ моль) CO_2 , і утвориться $0,2$ моль K_2CO_3 . Вуглекислого газу залишиться $0,225 - 0,2 = 0,025$ моль, і ця кількість речовини реагуватиме із середньою сіллю:



Із $0,025$ моль CO_2 прореагує така сама кількість K_2CO_3 й утвориться $2 \cdot 0,025 = 0,05$ моль KHCO_3 . Залишиться (не прореагує) $0,2 - 0,025 = 0,175$ моль середньої солі.

Маси калій карбонату та калій гідрогенкарбонату після закінчення перетворення становитимуть відповідно:

$$0,175 \cdot 138 = 24,15 \text{ г та } 0,05 \cdot 100 = 5 \text{ г.}$$

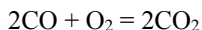
Відповідь: утворилося 24,15 г K_2CO_3 та 5 г KHCO_3 .

У багатьох хімічних реакціях беруть участь гази, і метою стехіометричних розрахунків часто є визначення їхніх об'ємів.

Об'єми реагуючих газів та газів-продуктів реакцій, згідно із законом об'ємних відношень, відносяться як невеликі цілі числа. Ці числа дорівнюють відповідним коефіцієнтам у рівняннях реакцій. Закон об'ємних відношень можна розглядати як наслідок закону Авогадро: в рівних об'ємах різних газів за однакових умов (температура, тиск) міститься однакова кількість молекул.

■ **Приклад 6.** Визначити склад суміші газів (в об'ємних частках) після закінчення реакції між однаковими об'ємами карбон (II) оксиду та кисню.

Розв'язання. Нехай об'єми CO та O_2 дорівнюють V л кожний. Відповідно до рівняння реакції:



кожні два об'єми CO реагують з одним об'ємом O_2 , внаслідок чого утворюється два об'єми CO_2 . Отже, в реакцію вступить V л CO і $0,5 V$ л O_2 (залишиться $0,5 V$ л O_2) та утвориться V л CO_2 . Після закінчення реакції матимемо суміш з $0,5 V$ л O_2 та V л CO_2 .

Розрахунки проводять, припускаючи, що гази є ідеальними, тобто міжмолекулярна взаємодія в них відсутня.

Об'ємні частки газів становитимуть $0,5 V : (0,5V + V) = 0,333$ (кисень) та $V : (0,5 V + V) = 0,667$ (вуглекислий газ).

Відповідь: після закінчення реакції суміш містить 33,3 % кисню та 66,7 % вуглекислого газу за об'ємом.

Зміна зовнішніх умов приводить до зміни об'єму газу. Відповідні розрахунки ґрунтуються на об'єднаному газовому законі, або об'єднаному законі газового стану:

$$P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2 \text{ (для певної маси газу).}$$

Обчислення, пов'язані з перерахунком маси газу на його об'єм і навпаки, здійснюємо із використанням формули Менделєєва–Клапейрона: $PV = mRT/M$, де P – тиск, кПа; V – об'єм, л; m – маса газу, г; R – універсальна газова стала ($R = 8,31 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$).

В 1 моль будь-якого газу міститься однакова кількість молекул, а одна і та сама кількість молекул будь-якого газу за однакових умов займає однаковий об'єм. Отже, за однакових умов 1 моль будь-якого газу займає один і той самий об'єм. Цей об'єм газу за нормальних умов (температура $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, або 273 K ; тиск $101,3\text{ кПа}$) дорівнює $22,4\text{ л}$. Молярний об'єм газу має таке саме чисельне значення і виражається у літрах на моль.

■ **Приклад 7.** Чому дорівнює маса водню, яка за нормальних умов (н. у.) займає об'єм 4 л ? Який об'єм займатиме та сама кількість газу за $27\text{ }^{\circ}\text{C}$ та 150 кПа ?

Розв'язання. Розраховуємо масу газу:

2 г водню займає за н. у. об'єм $22,4\text{ л}$;

$x\text{ г}$ водню — 4 л ;

$$x = 0,357\text{ г.}$$

Обчислюємо об'єм газу за $27\text{ }^{\circ}\text{C}$ (300 K) та 150 кПа : $V = mRT/Mp = 0,357 \cdot 8,31 \cdot 300 / (2 \cdot 150) = 2,97\text{ л}$.

Відповідь: маса 4 л водню (за нормальних умов) дорівнює $0,357\text{ г}$. Об'єм цієї самої кількості газу при $27\text{ }^{\circ}\text{C}$ та 150 кПа становитиме $2,97\text{ л}$.

Для суміші газів, що не реагують між собою, розрізняють загальний тиск суміші та парціальні (часткові) тиски кожного газу. Загальний тиск дорівнює сумі парціальних тисків:

$$P_{\text{ЗАГ}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n.$$

Парціальний тиск газу в суміші визначається як тиск, який мав би газ із заданою масою, якби він займав за тієї самої температури весь об'єм суміші.

■ **Приклад 8.** Кисень об'ємом $0,5\text{ л}$ і вуглекислий газ об'ємом 1 л помістили у посудину місткістю 2 л . Тиски кисню та вуглекислого газу до змішування становили відповідно 100 та 120 кПа . Знайти тиск газової суміші в посудині та парціальні тиски газів.

Розв'язання. Парціальні тиски газів становитимуть: $p(\text{O}_2) = 100 \cdot 0,5/2 = 25\text{ кПа}$; $p(\text{CO}_2) = 120 \cdot 1/2 = 60\text{ кПа}$.

Визначаємо загальний тиск суміші: $P_{\text{ЗАГ}} = p(\text{O}_2) + p(\text{CO}_2) = 25 + 60 = 85\text{ кПа}$.

Відповідь: загальний тиск суміші дорівнює 85 кПа , парціальний тиск кисню – 25 , вуглекислого газу – 60 кПа .

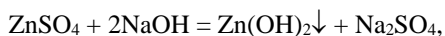
У деяких задачах йдеться про газ, що перебуває над водою. Такий газ містить водяну пару (воду у газоподібному стані). Отже, у цьому випадку маємо справу із сумішшю газів. Звичайно робиться припущення, що газ насичений водяною парою. Значення тиску останньої, який є її парціальним тиском у газовій суміші, можна знайти у відповідній таблиці.

При багатьох стехіометричних розрахунках використовують такі поняття і величини, як еквівалент та молярна маса еквівалента. Визначаючи їх, оперують поняттям формульна одиниця. Для води H_2O формульною одиницею є молекула, що складається з двох атомів Гідрогену та одного атома Оксигену, а для алюміній сульфату $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – сукупність двох іонів Al^{3+} та трьох іонів SO_4^{2-} .

Еквівалент – умовна часточка речовини, що в z раз менша за формульну одиницю (у деяких випадках – тотожна їй). Величина z називається еквівалентним числом і показує, яке число еквівалентів «міститься» у формульній одиниці речовини ($z > 1$). Еквівалент та еквівалентне число речовини вказують для певної реакції, в якій вона бере участь. Для одних речовин ці величини не залежать від реакції, для інших – вони змінюються.

Основою багатьох стехіометричних розрахунків є закон еквівалентів. Одне із формулювань цього закону таке: один еквівалент однієї речовини завжди реагує з одним еквівалентом іншої.

У реакціях обміну еквівалентне число z визначають сумарним зарядом іонів, що обмінюються формульною одиницею речовини на інші іони. Так, для цинк сульфату, що бере участь у реакції

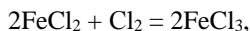


$z = 2$ (один двозарядний іон SO_4^{2-} обмінюється на два однозарядних іони OH^-), а для натрій гідроксиду $z = 1$ (обмінюється один іон OH^-). Оскільки інших варіантів взаємодії натрій гідроксиду в реакціях обміну не буває, то еквівалент і еквівалентне число для цієї сполуки – незмінні. Останній висновок, а також закон еквівалентів використаємо для визначення еквівалентного числа цинк сульфату в реакції



Один еквівалент NaOH реагуватиме з одним еквівалентом ZnSO_4 , що у цьому випадку відповідатиме $1/4$ формульної одиниці цинк сульфату. Отже, $z(\text{ZnSO}_4) = 4$.

В окисно-відновних реакціях еквівалентне число окисника (відновника) визначається числом електронів, які приєднуються (або віддаються) однією формульною одиницею речовини. Наприклад, в реакції



$$z(\text{FeCl}_2) = 1 (\text{Fe}^{2+} - \bar{e} = \text{Fe}^{3+}), \text{ а } z(\text{Cl}_2) = 2 (\text{Cl}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Cl}^-).$$

Еквіваленти речовин відповідають формульній одиниці FeCl_2 та половині формульної одиниці Cl_2 .

Для стехіометричних розрахунків поряд із молярною масою використовують також молярну масу еквівалента $M_{\text{ЕК}}$ речовини. Оскільки еквівалент – це $1/z$ частина формульної одиниці, то молярна маса еквівалента дорівнює $1/z$ частині молярної маси речовини.

■ **Приклад 9.** Чому дорівнюють молярні маси еквівалентів: а) Флуору; б) білого фосфору P_4 (для реакції з магнієм)?

Розв'язання. 1. Атом Флуору в будь-яких хімічних перетвореннях приєднує електрон, перетворюючись на іон F^- , тому $z = 1$. Отже, $M_{\text{ЕК}}(\text{F}) = M(\text{F}) = 19$ г/моль.

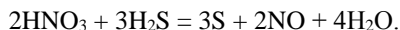
2. Записуємо рівняння реакції: $\text{P}_4 + 6\text{Mg} = 2\text{Mg}_3\text{P}_2$.

Фосфор є окисником, його атом приєднує три електрони ($\text{P} + 3\bar{e} \rightarrow \text{P}^{3-}$), а формульна одиниця (молекула P_4) – 12 електронів. Отже, $z = 12$: $M_{\text{ЕК}}(\text{P}_4) = M(\text{P}_4):12 = 4 \cdot 31:12 = 10,33$ (г/моль).

Відповідь: молярна маса еквівалента Флуору дорівнює 19 г/моль, а білого фосфору – 10,33 г/моль.

■ **Приклад 10.** Обчислити молярні маси еквівалентів азотної кислоти та сірководню для реакції між ними у розведеному розчині.

Розв'язання. Складаємо рівняння реакції з урахуванням окисно-відновних властивостей речовин:



Оскільки кожна молекула азотної кислоти приєднує три електрони ($\text{N}^{+5} + 3\bar{e} \rightarrow \text{N}^{+2}$), а сірководню віддає два електрони ($\text{S}^{2-} - 2\bar{e} \rightarrow \text{S}^0$), то $M_{\text{ЕК}}(\text{HNO}_3) = M(\text{HNO}_3):3 = 63:3 = 21$ (г/моль); $M_{\text{ЕК}}(\text{H}_2\text{S}) = M(\text{H}_2\text{S}):2 = 34:2 = 17$ (г/моль).

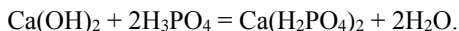
Відповідь: молярна маса еквівалента азотної кислоти становить 21 г/моль, а сірководню – 17 г/моль.

Молярні маси еквівалентів оксидів, гідроксидів, кислот, солей, що беруть участь у реакціях обміну, можна обчислити діленням молярних мас на відповідні еквівалентні числа речовин, а також як суми молярних мас еквівалентів складових цих речовин: для оксиду – елемента та Оксигену, для гідроксиду – елемента та гідроксогрупи, для кислоти – Гідрогену та кислотного

залишку, для солі – катіона та аніона. Зауважимо, що молярна маса еквівалента іона для обмінних реакцій дорівнює молярній масі іона, поділеній на його заряд.

■ **Приклад 11.** Чому дорівнюють молярні маси еквівалентів кальцій гідроксиду та ортофосфатної кислоти, якщо продуктом реакції між ними є кальцій дигідрогенфосфат?

Розв’язання. Складаємо рівняння реакції:



Визначаємо молярну масу еквівалента основи двома способами.

Формульна одиниця кальцій гідроксиду обмінює обидва іони OH^- на кислотні залишки. Еквівалентне число речовини дорівнює сумарному заряду обмінюваних іонів, тобто $z = 2$. Отже:

$$M_{\text{ЕК}}[\text{Ca}(\text{OH})_2] = M[\text{Ca}(\text{OH})_2]:2 = 74:2 = 37 \text{ (г/моль)}.$$

$$M_{\text{ЕК}}[\text{Ca}(\text{OH})_2] = M_{\text{ЕК}}(\text{Ca}^{2+}) + M_{\text{ЕК}}(\text{OH}^-) = M(\text{Ca}^{2+}):2 + M(\text{OH}^-) = 40:2 + 17 = 37 \text{ (г/моль)}.$$

Обчислюємо молярну масу еквівалента кислоти двома способами.

Молекула кислоти обмінює лише один атом Гідрогену, тому $z = 1$, і $M_{\text{ЕК}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль}$.

Оскільки кислота взаємодіє як одноосновна, то її складові – атом Гідрогену та кислотний залишок H_2PO_4^- .

$$\text{Отже, } M_{\text{ЕК}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = M_{\text{ЕК}}(\text{H}^+) + M_{\text{ЕК}}(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 1 + 97 = 98 \text{ (г/моль)}.$$

Відповідь: молярні маси еквівалентів кальцій гідроксиду та ортофосфатної кислоти дорівнюють відповідно 37 та 98 г/моль.

Закон еквівалентів можна сформулювати і так: маси реагуючих речовин пропорційні молярним масам їхніх еквівалентів.

■ **Приклад 12.** Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо внаслідок його перетворення на оксид маса збільшилася в 1,4 раза.

Розв’язання. Нехай маса металу дорівнює x г. Тоді маса оксиду становитиме $1,4x$ г, а маса кисню, що вступив у реакцію, – $0,4x$ г. $M_{\text{ЕК}}(\text{O}_2) = 16:2 = 8 \text{ (г/моль)}$.

Складаємо пропорцію й обчислюємо молярну масу еквівалента металу:

x г металу реагує з $0,4x$ г кисню;

a г металу — 8 г кисню;

$$x = 20 \text{ г}.$$

Відповідь: молярна маса еквівалента металу дорівнює 20 г/моль.

У цьому розділі подано задачі, що передбачають обчислення молярних мас газоподібних речовин. Одні задачі можна розв'язати з використанням наведеної раніше формули Менделєєва–Клапейрона, інші – молярного об'єму газу за нормальних умов або так званої відносної густини газу. Відносна густина газу за іншим газом (D) – це число, що показує, у скільки разів перший газ важчий за другий, і дорівнює відношенню мас рівних об'ємів газів. Якщо взяти молярні об'єми (за однакових умов вони рівні), то відношення мас цих порцій газів дорівнюватиме відношенню молярних мас речовин:

$$D = M_1 : M_2,$$

де M_1 – молярна маса «першого» газу, відносна густина якого нас цікавить; M_2 – молярна маса іншого газу – газу «порівняння».

При розв'язанні задач, в умовах яких згадуються газові суміші, часто використовують поняття «середня молярна маса суміші». Під ним розуміють масу одного, гіпотетичного («середнього») моля:

$$M_{\text{CP}} = (m_1 + m_2 + m_3 + \dots) / (v_1 + v_2 + v_3 + \dots),$$

де m_1, m_2, m_3 – маса кожного з газів; v_1, v_2, v_3 – кількість речовини кожного газу.

■ **Приклад 13.** Маса 1 л повітря за нормальних умов становить 1,293 г. Визначити середню молярну масу повітря, відносну густину його за воднем та об'ємні частки азоту та кисню в ньому. Вважати, що інших газів у повітрі немає.

Розв'язання. Обчислимо середню молярну масу повітря M_{CP} :

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ л повітря за н. у. має масу } 1,293 \text{ г;} & & \\ 22,4 \text{ л} & \text{—} & x; \\ & & x = 28,96 \text{ г.} \end{array}$$

$$M_{\text{CP}} = 28,96 \text{ г/моль.}$$

Відносна густина повітря за воднем становитиме:

$$D(\text{за } H_2) = M_{\text{CP}} : M(H_2) = 28,96 : 2 = 14,48.$$

Об'ємні частки азоту та кисню в повітрі можна знайти так. Беремо порцію повітря, в якій сумарна кількість речовини азоту й кисню становить 100 моль. Нехай кисню в ній міститься y моль, а азоту – $(100 - y)$ моль. Маса y моль кисню становить $32y$ г, а $(100 - y)$ моль азоту – $28(100 - y)$ г. Загальна маса 100 моль суміші газів дорівнює $32y + 28(100 - y)$ г, а маса одного («середнього») моля – $\{[32y + 28(100 - y)] : 100\}$ г. Складаємо рівняння і розв'язуємо його:

$$[32y + 28(100 - y)]:100 = 28,96;$$

$$y = 24.$$

Отже, у повітрі на 24 моль кисню припадає 76 моль азоту. Оскільки об'єми газів пропорційні кількостям речовини, то склад повітря в об'ємних частках такий, %: кисень – 24; азот – 76.

Відповідь: середня молярна маса повітря дорівнює 28,96 г/моль, відносна густина повітря за воднем – 14,48, об'ємні частки, %: кисню – 24, азоту – 76.

Під час відкриття багатьох хімічних елементів одночасно розроблялися й методи визначення атомних мас.

Якщо відомі молярна маса еквівалента елемента та його валентність (неважко дійти висновку, що еквівалентне число дорівнює значенню останньої), то молярну масу елемента (і його відносну атомну масу) можна обчислити, помноживши першу з відомих величин на другу:

$$M(E) = M_{EK} \cdot v.$$

Для більшості металів добуток питомої теплоємності на молярну масу елемента є приблизно однаковим: $M(E) \cdot c \approx 25$ Дж/моль · К (правило Дюлонга–Пті).

Знаючи питому теплоємність, обчислюють наближене значення молярної маси елемента (або його відносної атомної маси). Якщо крім цього відома молярна маса еквівалента, то можна розрахувати точне значення молярної чи відносної атомної маси елемента.

■ **Приклад 14.** Метал масою 0,5 г, реагуючи з надлишком кислоти, витіснив за нормальних умов 100 мл водню. Питома теплоємність металу дорівнює 0,23 Дж/(г · К). Обчислити точне значення відносної атомної маси металу.

Розв'язання. Спочатку, користуючись правилом Дюлонга–Пті, визначемо наближене значення відносної атомної маси металу:

$$Ar = 25:0,23 = 109.$$

Знаходимо молярну масу еквівалента металу:

0,5 г металу витісняють за н. у. 0,1 л водню;

X г — 11,2 л водню

(відповідає 1 г, або 1 моль еквівалента водню);

$$x = 56 \text{ г};$$

$$M_{EK}(\text{металу}) = 56 \text{ г/моль}.$$

Тепер знаходимо валентність (еквівалентне число) металу і точне значення відносної атомної маси:

$$z = \text{Ar} : M_{\text{ЕК}} = 109 : 56 = 1,95 \approx 2;$$

$$\text{Ar} = 2 \cdot 56 = 112.$$

Відповідь: точне значення відносної атомної маси металу дорівнює 112.

Хімічна формула відображає якісний і кількісний склад речовини. Вона показує, які елементи входять до складу речовини, скільки атомів кожного елемента містить її молекула (для іонних речовин – у якому співвідношенні містяться іони в речовині). Враховуючи масову частку кожного елемента в речовині, можна визначити лише співвідношення атомів у молекулі (іонів у речовині) та вивести так звану найпростішу формулу.

■ **Приклад 15.** Яка найпростіша формула оксиду нітрогену, якщо масова частка Нітрогену в ньому становить 30,4 %?

Розв'язання. Запишемо формулу сполуки в загальному вигляді: N_xO_y . $\text{Ar}(N) = 14$; $\text{Ar}(O) = 16$. Очевидно, що на 14x г Нітрогену в речовині припадає 16y г Оксигену. Відношення цих мас має дорівнювати відношенню масових часток відповідних елементів:

$$14x : 16y = 30,4 : (100 - 30,4).$$

Розділивши обидва чисельники на 14, а знаменники – на 16, дістаємо:

$$x : y = (30,4/14) : [(100 - 30,4)/16] = 2,17 : 4,35.$$

Перетворюємо добуте відношення на відношення цілих чисел (оскільки такими мають бути індекси x та y у формулі). Для цього ділимо обидва знайдені числа на найменше з них:

$$x : y = (2,17 : 2,17) : (4,35 : 2,17) = 1 : 2,00.$$

Відповідь: найпростіша формула оксиду нітрогену – NO_2 .

Для визначення істинної формули речовини треба додатково знати її молярну (відносну молекулярну) масу чи мати відповідні дані, що дадуть змогу її розрахувати.

■ **Приклад 16.** Знайти істинну формулу сполуки Нітрогену з Гідрогеном, що має у газоподібному стані густину за воднем 16, якщо при згорянні у кисні цієї сполуки масою 2 г утворюється за нормальних умов 1,4 л азоту.

Розв'язання. Обчислюємо, яка маса Нітрогену міститься у 2 г сполуки.

$$M(N_2) = 28 \text{ г/моль}.$$

22,4 л азоту за н. у. мають масу 28 г;

1,4 л — x г;

$$x = 1,75 \text{ г.}$$

Сполука Нітрогену з Гідрогеном містить 1,75 г Нітрогену. Отже, Гідрогену міститься $2 - 1,75 = 0,25$ г.

Визначаємо найпростішу формулу сполуки N_xH_y :

$$x:y = (1,75/14):(0,25/1) = 0,125:0,25 = 1:2.$$

Найпростіша формула сполуки – NH_2 ; $M(NH_2) = 14 + 2 = 16$ г/моль.

Знаходимо молярну масу сполуки, виходячи з її відносної густини:

$$M = D(\text{за } H_2) \cdot M(N_2) = 16 \cdot 2 = 32 \text{ г/моль.}$$

Такий молярній масі відповідає «подвоєна», істинна формула – N_2H_4 .

Відповідь: істинна формула сполуки Нітрогену з Гідрогеном – N_2H_4 .

Нерідко умова задачі передбачає запис формули сполуки через комбінацію оксидів чи інших сполук, з яких у багатьох випадках може утворитися перша, але принцип розв'язання задачі залишається таким самим.

■ **Приклад 17.** Масова частка фосфор (V) оксиду у деякому фосфаті кальцію становить 52,2 %. При сильному прожарюванні сіль втрачає 6,6 % своєї маси внаслідок виділення води. Визначити формулу фосфату і дати їй інтерпретацію.

Розв'язання. Запишемо формулу сполуки в загальному вигляді:



Масова частка кальцій оксиду становитиме $100 - 52,2 - 6,6 = 41,2$ %.

Знаходимо формулу сполуки:

$$M(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль}; M(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г/моль}; M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль};$$

$$x:y:z = (41,2/56):(52,2/142):(6,6/18) = 0,736:0,368:0,367 = 2:1:1.$$

Отже, формула фосфату – $2\text{CaO} \cdot \text{P}_2\text{O}_5 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Відповідь: формула фосфату – $2\text{CaO} \cdot \text{P}_2\text{O}_5 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Можливі дві інші інтерпретації: $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – кальцій дифосфат, моногідрат; CaHPO_4 – кальцій гідрогенортофосфат.

Звичайно, для кожної задачі є кілька способів розв'язання. Так, задачі на знаходження найпростішої формули речовини часто розв'язують, безпосередньо використовуючи такий алгоритм. Якщо формулу сполуки записати як V_xC_y , то:

$$x:y = [m(\text{B})/\text{Ar}(\text{B})]:[m(\text{C})/\text{Ar}(\text{C})] = [\omega(\text{B})/\text{Ar}(\text{B})]:[\omega(\text{C})/\text{Ar}(\text{C})].$$

У цьому посібнику перевага надається логічним підходам до розв'язання задач, використанню пропорцій, що стимулює активне мислення, дає змогу постійно контролювати хід розв'язання. Крім того, зовсім не обов'язково запам'ятовувати (що робиться часто без розуміння) алгоритми, математичні формули, рекомендовані для використання при розв'язанні задач. Студент повинен вибрати той спосіб розв'язання задачі, який йому зрозуміліший та який він може легко пояснити й обґрунтувати.

Запитання, задачі і вправи

1.1. Який хімічний закон є основою стехіометричних розрахунків у хімії? Сформулюйте його.

1.2. Яка маса та якої сполуки утворюється при спалюванні 5 кг алюмінію в надлишку кисню?

Відповідь: 9,44 кг.

1.3. Яка маса міді прореагувала з азотною кислотою, якщо утворилося 2,35 г купрум нітрату?

1.4. У розчині міститься 10 г аргентум нітрату. Скільки грамів калій хлориду слід додати у розчин, щоб осадити весь Аргентум у вигляді хлориду? Скільки грамів аргентум хлориду при цьому утвориться?

Відповідь: 4,38 г KCl; 8,43 г AgCl.

1.5. Після використання фосфор (V) оксиду для осушування деякого газу маса першого збільшилася на 5 г. Скільки утворилося грамів метафосфатної кислоти?

Відповідь: 44,4 г.

1.6. При повному термічному розкладанні кальцій карбонату, що містив домішку кварцового піску, із 20 г речовини утворилося 12 г залишку. Визначте масову частку домішки у кальцій карбонаті.

Відповідь: 9,1 %.

1.7. Яку масу ферум (III) оксиду можна добути із 24,1 г залізоамонійних галунів $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$? Які хімічні реакції для цього треба провести?

Відповідь: 4,0 г.

1.8. Оксид деякого елемента масою 12,5 г нагріли в струмені водню. Через деякий час нагрівання припинили. Маса залишку, який містив частину оксиду, що не прореагував, становила 11,7 г. Скільки грамів води утворилося в результаті реакції?

Відповідь: 0,9 г.

1.9. Процес гашення вапна припинили, коли маса твердої речовини збільшилася на чверть. Які сполуки містяться в добутому продукті та які масові частки кожної з них?

Відповідь: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – 82,2 %; CaO – 17,8 %.

1.10. Хімічний склад звичайного скла часто виражають формулою $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Яку масу силіцій (IV) оксиду, що містить 10 % домішок, треба взяти для виробництва 1 т скла?

Відповідь: 0,837 т.

1.11. Яку масу колчедану, в якому масова частка Сульфур у становить 45 %, треба взяти для добування 10 т безводної сірчаної кислоти, якщо втрати сірки на виробництві сягають 5 %?

Відповідь: 7,63 т.

1.12. Залізна руда містить 80 % ферум (III) оксиду. Обчисліть масову частку Феруму в ній.

Відповідь: 56 %.

1.13. За даними аналізу зразка олеуму (розчин сульфур (VI) оксиду в чистій сірчаній кислоті) масова частка Сульфур у в ньому становить 34,4 %. Обчисліть масову частку сульфур (VI) оксиду в олеумі.

Відповідь: 23,8 %.

1.14. Які маси плюмбум нітрату та натрій карбонату треба взяти для виробництва 101,6 кг свинцевих білил $\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$? Відомо, що у відповідній реакції бере участь вода, а одним із продуктів реакції є натрій гідрогенкарбонат.

Відповідь: 132,4 кг $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; 63,6 кг Na_2CO_3 .

1.15. Із якою масою амоній нітрату буде внесено у ґрунт стільки Нітрогену, скільки його вноситься з 50,5 кг калійної селітри?

Відповідь: 20 кг.

1.16. У розчин купрум (II) хлориду занурили залізну пластинку масою 100 г. Через деякий час маса пластинки збільшилась до 104 г. Скільки грамів міді виділилося на пластинці?

1.17. Чи може збільшитися під час реакції маса алюмінієвої пластинки, зануреної у розчин купрум (II) сульфату: а) на 40 %; б) учетверо; в) удвічі? Відповідь обґрунтуйте.

1.18. Розчин деякої кислоти можна нейтралізувати 16 г їдкою натру. Яку масу $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ треба взяти з цієї самою метою замість NaOH ?

Відповідь: 63 г.

1.19. Чи вистачить 7 г калій сульфату для повного осадження Барію з розчину, що містить 7,32 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$?

Відповідь: так.

1.20. Розчини, що містили по 10 г барій хлориду та натрій сульфату, змішали. Яка утворилася маса барій сульфату? Яка сполука та якою масою була у надлишку?

Відповідь: 11,25 г BaSO_4 ; у надлишку – 3,29 г Na_2SO_4 .

1.21. Скільки грамів аміаку можна добути, нагріваючи суміш з 4 г амоній хлориду та 5 г кальцій оксиду, якщо вихід становить 95 % від теоретично можливого?

Відповідь: 1,207 г.

1.22. До розчину, що містив 16,1 г цинк сульфату, додали розчин, що містив 10 г натрій гідроксиду. Осад відфільтрували. Які сполуки містяться у фільтраті та яка маса кожної з них?

Відповідь: 14,2 г Na_2SO_4 ; 4,475 г $\text{Na}_2\text{Zn}(\text{OH})_4$.

1.23. До 19,6 г ортофосфатної кислоти додали 16,8 г калій гідроксиду. Які утворилися солі та яка маса кожної з них?

Відповідь: 17,4 г K_2HPO_4 ; 13,6 г KH_2PO_4 .

1.24. До розчину, де містилося 6,9 г калій карбонату, повільно, при постійному перемішуванні, долили розчин, що містив 2,52 г азотної кислоти. Яка сполука прореагувала неповністю? Скільки грамів її залишилося? Чи зміниться результат, якщо: а) розчин кислоти доливати швидко; б) у розчин кислоти доливати розчин карбонату? Відповідь обґрунтуйте.

Відповідь: у надлишку – 1,38 г K_2CO_3 ; при зворотному порядку зливання розчинів – 4,14 г K_2CO_3 .

1.25. Вуглекислий газ, що добули при повному термічному розкладанні 4,2 г магній карбонату, був поглинутий розчином, що містив 2,4 г натрій гідроксиду. Визначте солі – продукти перетворення – та обчисліть їхні маси.

Відповідь: 3,36 г NaHCO_3 ; 1,06 г Na_2CO_3 .

1.26. Після пропускання вуглекислого газу крізь 200 г розчину кальцій гідроксиду з масовою часткою 0,74 % виділилося 1,5 г осаду. Обчисліть об'єм пропущеного газу за нормальних умов.

Відповідь: 0,336 л – якщо у надлишку був гідроксид; 0,56 л – якщо у надлишку був вуглекислий газ.

1.27. При спалюванні 1 г суміші вуглецю та сірки утворилося 2,5 г суміші вуглекислого та сірчастого газів. Знайдіть маси речовин у вихідній суміші.

Відповідь: 0,3 г вугілля; 0,7 г сірки.

1.28. Після прожарювання 8 г суміші кальцій карбонату та барій карбонату утворився залишок оксидів масою 5 г. Якою була масова частка кальцій карбонату у вихідній суміші?

Відповідь: 70 %.

1.29. Після пропускання 5,6 л вуглекислого газу за нормальних умов крізь розчин калій гідроксиду утворилося 28,8 г суміші калій карбонату і калій гідрогенкарбонату. Обчисліть масу середньої солі в суміші продуктів реакції.

Відповідь: 13,8 г.

1.30. Скільки грамів натрій нітрату слід розчинити у 500 г води для приготування розчину, 1 г якого містив би 0,2 г цієї солі?

Відповідь: 125 г.

1.31. У якій масі води треба розчинити 5 г мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, щоб 1 г підготовленого розчину містив 0,04 г безводної солі?

Відповідь: 75 г.

1.32. До 50 г розчину сульфату металічного елемента з масовою часткою солі 6,84 % додали надлишок барій хлориду. Утворилося 7 г осаду. Сульфат якого елемента використали у досліді?

Відповідь: алюміній сульфат.

1.33. Дайте визначення поняттю «моль». Яка маса 1 моль кисню, 0,4 моль кальцій хлориду, 0,1 моль Гідрогену, 5 моль сульфат-іонів?

1.34. Яка кількість речовини міститься у 20 г купрум (II) оксиду, 32 г літій гідриду, 14 г силіцію, 0,9 г води?

1.35. Де кількість речовини є найменшою: у 4,5 г берилію, 6 г вуглецю чи 8 г натрій гідриду?

1.36. Яка кількість речовини Оксигену міститься в 1 моль нітратної кислоти, 1 моль кисню, 22,4 л вуглекислого газу (н. у.), 87 г хлор (I) оксиду?

1.37. Розчинність хлороводню за 0 °С становить приблизно 82 г на 100 г води. Яка кількість речовини води припадає на 1 моль хлороводню у цьому розчині?

Відповідь: 2,47 моль.

1.38. При взаємодії 2 г суміші порошоків заліза та магнію з надлишком соляної кислоти виділилося 0,05 моль водню. Визначте хімічний склад суміші у масових частках.

Відповідь: 70 % заліза, 30 % магнію.

1.39. Крізь розчин, що містить 19,6 г ортофосфатної кислоти, за нормальних умов пропустили 7,84 л аміаку. Які речовини утворилися та яке їхнє мольярне співвідношення?

Відповідь: $\nu(\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4) : \nu((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) = 1:3$.

1.40. Що таке стала Авогадро та яке її значення?

1.41. Чи може 1 моль речовини містити більше (менше), ніж $6,02 \cdot 10^{23}$ часточок (атомів, молекул, іонів)? Відповідь аргументуйте.

1.42. Де міститься більше атомів: а) в 1 г вуглецю чи 1 г фосфору; б) в 15 г сірки чи 10 г кисню; в) в 16 г метану чи 16 г кисню?

1.43. Де міститься більше молекул (атомів): а) в 1 г вуглекислого газу чи 1 г сірчистого газу; б) в 1 моль води чи 1 моль сірчаної кислоти?

1.44. Обчисліть масу в грамах: а) атома Цинку; б) молекули манган (VII) оксиду; в) катіона H^+ ; г) аніона PO_4^{3-} .

1.45. Для якого елемента – Бром у чи Кальцію – абсолютна маса атома більша та у скільки разів?

1.46. Обчисліть, скільки молекул міститься у краплі води об'ємом 0,02 мл.

Відповідь: $6,67 \cdot 10^{20}$.

1.47. Як обчислити число атомів металу в його зразку об'ємом 1 cm^3 ?
Задачу розв'яжіть у загальному вигляді.

1.48. Який об'єм припадає на атом вуглецю в кристалічній ґратці алмазу, якщо густина алмазу дорівнює 3,51 g/cm^3 ?

Відповідь: $5,67 \cdot 10^{-24}$ мл.

1.49. Густина кристалічного натрій хлориду дорівнює 2,165 g/cm^3 . Елементарна комірка кристалічної ґратки солі є кубом з ребром 0,5633 нм та містить чотири катіони та чотири аніони. Визначте сталу Авогадро.

1.50. Які фізичні параметри використовують для характеристики стану газу?

1.51. Який газ називають ідеальним та чим відрізняється реальний газ від ідеального?

1.52. Що таке універсальна газова стала та який її фізичний зміст? Наведіть її чисельні значення, вказавши розмірності.

1.53. За 27 °С деяка кількість газу займає об'єм 1 000 мл. Який об'єм займатиме газ за підвищення температури на 100 °С; за зниження її на 50 °С, якщо тиск газу підтримувати сталим?

Відповідь: 1 333 мл; 833 мл.

1.54. Тиск газу в закритому балоні становить 400 кПа. Яку частину газу слід випустити з балона, щоб тиск газу зменшився до 150 кПа?

Відповідь: 0,625.

1.55. Які умови для газоподібного стану речовини називають нормальними?

1.56. Який об'єм займатиме кисень за нормальних умов, якщо за 20 °С та 110 кПа його об'єм становить 2,5 л?

Відповідь: 2,53 л.

1.57. Деякий об'єм газу взято за нормальних умов. За якої температури тиск газу збільшиться вдвічі, якщо об'єм газу підтримувати постійним?

Відповідь: 273 °С.

1.58. Балон наповнили газом за нормальних умов. Яка частина газу залишиться в балоні, якщо його відкрити та одночасно підвищити температуру на $100\text{ }^{\circ}\text{C}$?

Відповідь: 0,732.

1.59. В автомобільній шині об'ємом $0,1\text{ м}^3$ міститься повітря під тиском 200 кПа. Який об'єм повітря вийде з шини після відкривання клапана? Вважати, що зовнішні умови відповідають нормальним.

Відповідь: $0,097\text{ м}^3$.

1.60. Сформулюйте закон Авогадро та наслідки, що випливають з нього.

1.61. Що таке молярний об'єм та чому дорівнює молярний об'єм газу за нормальних умов?

1.62. Меншим чи більшим за 22,4 л буде об'єм 1 моль газу за таких температури та тиску: а) $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ та 1 000 кПа; б) $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ та 100 кПа; в) $1\text{ 000 }^{\circ}\text{C}$ та 10 кПа; г) $100\text{ }^{\circ}\text{K}$ та 1 000 кПа?

1.63. Який об'єм за нормальних умов займають $1,2 \cdot 10^{24}$ молекул вуглекислого газу? Чи містить умова задачі зайві відомості?

1.64. Обчисліть маси 1 л водню та аміаку за нормальних умов.

1.65. Під час згоряння 12 л водню, взятого за нормальних умов, у надлишку кисню виділилося 8,5 г води. Чи містив водень негорючі домішки?

1.66. Скільки всього молекул міститься у суміші з 14 л азоту та 8,4 л кисню за нормальних умов?

1.67. Оцініть правильність такого твердження: будь-яка суміш газів об'ємом 22,4 л містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул.

1.68. За однакових умов змішали 5 л азоту та 1 л кисню. Скільки молекул азоту припадає на одну молекулу кисню?

1.69. Скільки років треба для того, щоб із посудини місткістю 1 мл, заповненої деяким газом за нормальних умов, випустити газ зі швидкістю 10 молекул за секунду?

Відповідь: $8,5 \cdot 10^{10}$ років.

1.70. Об'ємна частка газу радону в повітрі становить $6 \cdot 10^{-18}\%$. На який об'єм повітря припадає один атом радону? Прийняти до уваги, що радон молекулу не утворює.

Відповідь: 0,6 мл.

1.71. У двох однакових балонах містяться рівні маси водню та кисню за однакової температури. В якому балоні тиск більший та у скільки разів?

1.72. Взято рівні маси сірчистого газу, силану SiH_4 , диборану B_2H_6 та повітря за однакових умов. Яка речовина займає найбільший об'єм?

1.73. Змішали 8 г водню, 4 г метану та 24 г кисню. Визначте об'ємні частки газів у суміші.

Відповідь: 80 % H_2 ; 5 % CH_4 ; 15 % O_2 .

1.74. Змішали рівні маси водню та метану. Яке буде співвідношення об'ємів цих газів у суміші?

1.75. Обчисліть масу 1 л суміші, що містить однакові маси гелію (газ складається з атомів), водню та азоту за нормальних умов.

Відповідь: 0,171 г.

1.76. У посудину місткістю 1 л помістили 200 мл концентрованої соляної кислоти з масовою часткою хлороводню 36 % та густиною $1,18 \text{ г/см}^3$, додали 13 г цинку і відразу герметично закрили. Визначте тиск газу у посудині після закінчення реакції і встановлення температури, яка була на початку досліду (20°C).

Відповідь: 710 кПа.

1.77. Що таке парціальний тиск газу? Сформулюйте закон парціальних тисків.

1.78. Над водою за 27°C та тиску 100 кПа зібрали 450 мл водню. Тиск водяної пари за цієї температури становить 3,56 кПа. Обчисліть об'єм, що займатиме добута порція водню за нормальних умов після його висушування.

Відповідь: 391 мл.

1.79. У балоні місткістю 8 л змішали 3 л кисню, взятого за тиску 120 кПа, та 5 л азоту, взятого за тиску 150 кПа. Визначте парціальні тиски газів у балоні.

Відповідь: $p(O_2) = 45 \text{ кПа}$; $p(N_2) = 93,8 \text{ кПа}$.

1.80. У балон місткістю 5 л помістили 2 моль азоту та 0,5 моль водню за 23°C . Обчисліть загальний тиск у балоні та парціальні тиски газів.

Відповідь: $P = 1\,230 \text{ кПа}$; $p(N_2) = 983 \text{ кПа}$.

1.81. Дві газові суміші (А та Б) розділені перегородкою. У суміші А газ 1 має парціальний тиск 80 кПа, а газ 2 – 120 кПа; у суміші Б газ 1 – 40 кПа, а газ 2 – 160 кПа. Що відбуватиметься при видаленні перегородки? Чому дорівнюватиме тиск суміші та парціальні тиски газів у ній, якщо: а) об'єми сумішей А та Б однакові; б) об'єм суміші Б вдвічі більший за об'єм суміші А?

Відповідь: $P = 200 \text{ кПа}$; $p(\text{газу } 1) = 60 \text{ (а) або } 53,3 \text{ кПа (б)}$; $p(\text{газу } 2) = 140 \text{ (а) або } 146,7 \text{ кПа (б)}$.

1.82. У балоні місткістю 10 л знаходиться суміш азоту та кисню під тиском 1 МПа. Визначте тиск кисню до змішування, якщо об'єми газів становили по 5 л, а тиск азоту дорівнював 650 кПа.

Відповідь: 1 350 кПа.

1.83. Який газ важчий – сухий чи вологий? Чи має значення те, про яку газоподібну речовину йдеться?

1.84. Маса 1 л сухого газу за нормальних умов дорівнює 2 г. Визначте масу 1 л вологого газу за цих самих умов. Тиск водяної пари за 0 °С становить 0,61 кПа.

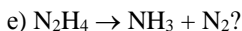
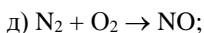
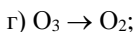
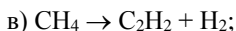
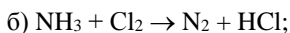
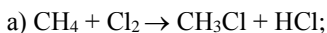
Відповідь: 1,993 г.

1.85. Маса деякого об'єму сухого вуглекислого газу за нормальних умов дорівнює 10 г. Обчисліть масу такого самого об'єму газу за 25 °С та 110 кПа після насичення його водяною паром, тиск якої за 25 °С дорівнює 3,17 кПа.

Відповідь: 9,78 г.

1.86. При спалюванні аміаку у кисні в присутності платиного каталізатора утворюються нітроген (II) оксид і водяна пара. Яке співвідношення об'ємів газів-реагентів та продуктів реакції?

1.87. Сумарний об'єм газів збільшуватиметься, зменшуватиметься чи залишатиметься постійним за таких перетворень:



1.88. У надлишку кисню спалили 0,4 л водню. Обчисліть зменшення об'єму суміші водню та кисню після реакції та охолодження до початкової (кімнатної) температури.

1.89. При спалюванні водню в надлишку кисню об'єм газової суміші після охолодження до початкової температури (150 °С) зменшився на 15 мл. Який був об'єм водню?

1.90. При спалюванні 20 л суміші метану та етану добуто 25 л вуглекислого газу. Знайдіть склад суміші в об'ємних частках.

Відповідь: 75 % метану; 25 % етану.

1.91. До 5 л нітроген (II) оксиду додали 5 л повітря. Визначте склад суміші після реакції в об'ємних частках та її об'єм, прийнявши, що 1/5 об'єму повітря припадає на кисень, а 4/5 – на азот.

Відповідь: 33,3 % NO; 22,2 % NO₂; 44,5 % N₂; V = 9 л.

1.92. Об'єм озонованого кисню внаслідок повного розкладання озону збільшився на 4,8 %. Яка об'ємна частка озону міститься в озонованому кисні?

1.93. Визначте об'єм озонованого кисню з масовою часткою озону 4 %, що необхідний для спалювання 10 л водню.

Відповідь: 4,93 л.

1.94. Який об'єм повітря (н. у.) з об'ємною часткою кисню 21 % буде витрачено на спалювання 1 кг твердого палива, що містить 8 % за масою неорганічної (негорючої) частини та 92 % органічної частини, в якій на Карбон і Оксиген припадає відповідно 90 та 4 %, а на Гідроген, Сульфур і Нітроген – по 2 %?

Відповідь: 7,79 м³.

1.95. Під час встановлення рівноваги: $2\text{SO}_3 \rightleftharpoons 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$ об'ємні частки газів SO_3 , SO_2 та O_2 становили відповідно 40, 30 та 30 %. Після зміни температури (тиск підтримували постійним) встановилася нова рівновага, і об'ємна частка SO_3 збільшилася до 50 %. Визначте об'ємні частки SO_2 та O_2 у новій рівноважній суміші.

Відповідь: 22,9 % SO_2 ; 27,1 % O_2 .

1.96. Який об'єм озонованого кисню з об'ємною часткою озону 10 % витрачається на спалювання 1 л водню?

Відповідь: 0,476 л.

1.97. Що таке хімічний еквівалент та молярна маса еквівалента речовини? Сталими чи змінними є ці характеристики для конкретної речовини? Відповідь обґрунтуйте, наведіть приклади.

1.98. Масова частка кисню в одному з оксидів плюмбуму становить 7,18 %. Обчисліть молярну масу еквівалента металу.

Відповідь: 103,6 г/моль.

1.99. Метал масою 1 г реагує з 1,78 г сірки. Обчисліть молярну масу еквівалента металу, якщо молярна маса еквівалента сірки дорівнює 16 г/моль.

Відповідь: 9,0 г/моль.

1.100. Та сама маса металу реагує з 0,4 г кисню або з 6,346 г галогену. Визначте молярну масу еквівалента галогену.

Відповідь: 126,9 г/моль.

1.101. Із кислоти 3,2 г кальцію витісняють стільки ж водню, скільки 5,23 г іншого двовалентного металу. Обчисліть молярну масу еквівалента металу та назвіть його.

Відповідь: 32,7 г/моль. Цинк.

1.102. Обчисліть молярну масу еквівалента металу, якщо його зразок масою 2,74 г витісняє з кислоти 1 л водню за 18 °С та тиску 101,3 кПа.

Відповідь: 32,7 г/моль.

1.103. Визначте молярну масу еквівалента мангану в реакції з киснем, якщо утворюється: а) MnO_2 ; б) Mn_3O_4 .

1.104. Як можна визначити молярні маси еквівалентів хімічних сполук: оксиду, основи, кислоти, солі? Наведіть приклади.

1.105. Обчисліть двома способами молярні маси еквівалентів B_2O_3 , K_3PO_4 , $Ba(OH)_2$, $HClO_4$. Яким перетворенням кожної речовини відповідають добути значення молярних мас еквівалентів?

1.106. Обчисліть молярні маси еквівалентів перелічених нижче сполук, виходячи з їхніх молярних мас: $H_4P_2O_7$, $Al_2(SO_4)_3$, $NaHCO_3$, $[Fe(OH)_2]_2SO_4$. Для кожного випадку наведіть приклад хімічної реакції, якій відповідає знайдене значення молярної маси еквівалента.

1.107. Чому дорівнює молярна маса еквівалента води при її взаємодії: а) з натрій оксидом; б) з натрієм?

1.108. Визначте молярну масу еквівалента основи, якщо на нейтралізацію зразка сполуки масою 3 г витрачено 4,52 г HCl .

Відповідь: 24,2 г/моль.

1.109. Під час взаємодії 5,2 г гідроксиду металічного елемента із сірчаною кислотою утворилося 11,4 г сульфату. Обчисліть молярну масу еквівалента елемента.

Відповідь: 9,0 г/моль.

1.110. Нагріванням 2,72 г хлориду металічного елемента з концентрованою сірчаною кислотою добуто 3,22 г сульфату. Яку сіль було використано для проведення реакції?

Відповідь: $ZnCl_2$.

1.111. Визначте молярну масу еквівалента металічного елемента, якщо з його карбонату масою 2,5 г при реакції з азотною кислотою утворилося 4,1 г нітрату.

Відповідь: 20,0 г/моль.

1.112. Під час прожарювання 1 г оксиду металічного елемента в струмені водню виділилося 0,284 г води. Визначте молярні маси еквівалентів елемента і його оксиду.

Відповідь: молярна маса еквівалента металу – 23,8 г/моль; оксиду – 31,8 г/моль.

1.113. У розчин, що містить 2,24 г металічного елемента у складі сульфату, занурили цинкову пластинку. Після повного виділення металу на пластинці її маса збільшилася на 0,94 г. Обчисліть молярну масу еквівалента елемента.

Відповідь: 56 г/моль.

1.114. Чому дорівнює молярна маса еквівалента іона (катіона, аніона)? Наведіть приклади.

1.115. Для яких випадків справедливе твердження «молярна маса еквівалента електроліта дорівнює сумі молярних мас еквівалентів складових іонів», а для яких – ні? Наведіть приклади.

1.116. Як визначити молярну масу еквівалента речовини, що бере участь в окисно-відновній реакції?

1.117. Чому дорівнює молярна маса еквівалента ферум (II) хлориду, якщо сполука реагує: а) з хлором; б) із плюмбум нітратом; в) з надлишком (нестачею) натрій гідроксиду?

1.118. Чи однакові значення молярної маси еквівалента: а) сірчистого газу в реакціях з сірководнем і киснем; б) хлору в реакціях із бромоводнем та залізом; в) заліза в реакціях із соляною та азотною кислотами?

1.119. Чим відрізняються відносна молекулярна та молярна маси?

1.120. Що таке формульна маса та формульна одиниця? Для заміни яких понять та в яких випадках вони вживаються? Чим викликана необхідність такої заміни?

1.121. Обчисліть молярну масу речовини, якщо маса її молекули дорівнює $2 \cdot 10^{-22}$ г.

Відповідь: 120 г/моль.

1.122. Перелічіть методи визначення відносних молекулярних мас газоподібних речовин, вказавши, в яких випадках застосовується кожний метод.

1.123. Газ об'ємом 2 л за нормальних умов має масу 6,34 г. Визначте молярну масу газу.

Відповідь: 71 г/моль.

1.124. Газ масою 0,865 г за 42 °С та 102,9 кПа займає об'єм 688 мл. Яка молярна маса газу?

Відповідь: 32 г/моль.

1.125. У чому відмінність між абсолютною та відносною густиною газу? Чи можна, знаючи одну з величин, розрахувати іншу? Якщо так, то яким чином?

1.126. Густина газу за нормальних умов дорівнює 1,52 г/л. Обчисліть молярну масу газу.

Відповідь: 34,1 г/моль.

1.127. Відносна густина етану за воднем дорівнює 15. Визначте молярну масу етану.

1.128. Відносна густина газу за воднем дорівнює 8,5. У скільки разів цей газ важчий (чи легший) за повітря?

1.129. Легша чи важча за повітря суміш рівних об'ємів газів: а) метану і вуглекислого газу; б) вуглекислого і сірчистого газів? Чи є зайвими дані про кількісний склад кожної газової суміші?

1.130. Для дихання водолази використовують так зване гелієве повітря – суміш гелію і кисню. Визначте об'ємні частки газів у цій суміші, якщо відносна густина її за воднем дорівнює 4,8, а гелій складається з атомів, а не з молекул.

Відповідь: 80 % He; 20 % O₂.

1.131. Із яких часточок складається пара ртуті, якщо її густина за повітрям становить 6,92?

Відповідь: молекули ртуті одноатомні.

1.132. Густина газу, що є сполукою Нітрогену з Оксигеном, дорівнює густині вуглекислого газу. Яка формула газу?

1.133. Назвіть формулу газу, якщо він є: а) сполукою Сульфуру і важчий за водень у 17 разів; б) сполукою Нітрогену і вдвічі легший за сірководень.

1.134. Виведіть формулу Менделєєва–Клапейрона, виходячи з математичного виразу об'єднаного закону газового стану.

1.135. У балоні місткістю 50 л знаходиться азот під тиском 10 МПа за температури 20 °С. Обчисліть масу газу.

Відповідь: 5,74 кг.

1.136. Водень у кількості речовини 10 моль зібрано у балоні місткістю 20 л за 23 °С. Визначте тиск газу в балоні.

Відповідь: 1 230 кПа.

1.137. Обчисліть об'єми газів за 20 °С та 700 кПа: а) 1 кг водню; б) 2,5 кг сульфур (IV) оксиду.

Відповідь: водень – 1 740 л; сірчистий газ – 136 л; хлор – 490 л.

1.138. Знайдіть середню молярну масу повітря, припустивши, що до його складу входять лише три гази: азот (об'ємна частка – 78 %), кисень (21 %) та аргон, і врахувавши, що останній газ складається з атомів.

Відповідь: 29,0 г/моль.

1.139. Середня молярна маса азотоводневої суміші дорівнює 24 г/моль. Знайдіть об'ємні частки газів у суміші.

Відповідь: 84,5 % азоту; 15,5 % водню.

1.140. Змішали однакові маси кисню та вуглекислого газу. Яка відносна густина за воднем добутої суміші?

Відповідь: 18,5.

1.141. Маса 3,28 л суміші карбон (II) оксиду і метану за 27 °С та тиску 380 кПа дорівнює 10,4 г. Який об'єм повітря необхідний для спалювання цієї суміші?

Відповідь: 78,4 л.

1.142. Відносна густина за повітрям суміші водню, метану та карбон (II) оксиду становить 0,538. Для повного згоряння цієї суміші витрачається кисень, об'єм якого в 1,4 раза перевищує об'єм суміші. Знайдіть об'ємні частки газів у суміші.

Відповідь: $\varphi(\text{H}_2) = 0,199$; $\varphi(\text{CH}_4) = 0,600$; $\varphi(\text{CO}) = 0,201$.

1.143. Відносна густина за воднем газової суміші, добутої внаслідок неповного термічного розкладання сульфур (VI) оксиду, становить 36. Визначте ступінь термічного розкладання сполуки.

Відповідь: 22,2 %.

1.144. Що таке ізотопи? Чи можна, виходячи зі значення відносної атомної маси елемента, передбачити існування для нього кількох ізотопів? Відповідь обґрунтуйте.

1.145. Природний Магній складається з трьох ізотопів: ^{24}Mg , ^{25}Mg , ^{26}Mg . Їхні атомні частки відповідно становлять 78,6; 10,1 та 11,3 %. Обчисліть відносну атомну масу елемента.

1.146. Знаючи, що природний Купрум має два ізотопи – ^{63}Cu та ^{65}Cu , знайдіть вміст в елементі легкого ізотопу (в атомних частках). Використайте значення відносної атомної маси елемента з точністю до 0,01.

Відповідь: 0,725.

1.147. Природний Хлор складається з двох ізотопів. Атомна частка одного з них (^{35}Cl) становить 75,4 %. Виходячи з відносної атомної маси Хлору (35,453), знайдіть інший ізотоп елемента.

Відповідь: ^{37}Cl .

1.148. У природі існує два ізотопи Гідрогену: протій («звичайний» Гідроген) та дейтерій. Користуючись точним значенням відносної атомної маси Гідрогену, визначте вміст дейтерію у чистій воді (у масових частках). Припустіть, що у воді є лише ізотоп Оксигену ^{16}O .

Відповідь: $1,776 \cdot 10^{-3}$, або 0,1776 %.

1.149. Природні Хром і Оксиген мають по три ізотопи: ^{50}Cr , ^{52}Cr , ^{53}Cr та ^{16}O , ^{17}O , ^{18}O . Скільки видів молекул міститься у хром (VI) оксиді?

Відповідь: 30.

1.150. Скільки різних за масою молекул силіцій (IV) хлориду можуть утворювати елементи, якщо для них існують ізотопи: ^{28}Si , ^{29}Si , ^{30}Si , ^{35}Cl , ^{37}Cl ?

Відповідь: 6.

1.151. Відносна молекулярна маса оксиду чотиривалентного елемента відноситься до відносної молекулярної маси хлориду цього самого елемента як 2:7. Визначте відносну атомну масу елемента та назвіть його.

Відповідь: 12.

1.152. При термічному розкладанні 6,8 г нітрату металічного елемента утворилося 5,52 г нітриту. Знайдіть відносну атомну масу елемента.

Відповідь: 23.

1.153. При взаємодії оксиду E_2O_7 з водою утворюється кислота, що має молярну масу 120 г/моль. Визначте відносну атомну масу елемента.

Відповідь: 55.

1.154. Обчисліть відносну атомну масу тривалентного елемента, якщо при реакції відповідної простої речовини масою 0,93 г з надлишком хлору утворюється 2,7 г хлориду.

Відповідь: 56.

1.155. Чи для всіх елементів можна визначити відносні атомні маси за методом Дюлонга–Пті?

1.156. Оцініть точність визначення відносних атомних мас за питомою теплоємністю простих речовин. Які додаткові дані ще треба мати, щоб дістати точні значення відносних атомних мас?

1.157. Обчисліть відносну атомну масу Вольфраму, виходячи з молярної маси еквівалента Вольфраму (30,65 г/моль) та питомої теплоємності металу (0,132 Дж/(г·К)).

Відповідь: 184.

1.158. При окисненні 1,51 г металу утворилося 1,88 г оксиду. Питома теплоємність металу дорівнює 0,388 Дж/(г·К). Яка відносна атомна маса металічного елемента?

Відповідь: 65,3.

1.159. Масова частка Хлору в хлориді металічного елемента становить 38,71 %. Питома теплоємність металу дорівнює 0,231 Дж/(г·К). Визначте відносну атомну масу елемента.

Відповідь: 112,4.

1.160. На відновлення 1,07 г оксиду металічного елемента витратили 0,01 моль алюмінію. Яке ймовірне значення питомої теплоємності металу?

Відповідь: 0,45 Дж/(г·К).

1.161. Який метал – свинець чи цинк – має більшу питому теплоємність? Відповідь підтвердіть розрахунками.

1.162. «Розчиненням» 1,18 г металу в сірчаній кислоті добуто 3,1 г сульфату. Питома теплоємність металу дорівнює 0,421 Дж/(г·К). Обчисліть точне значення відносної атомної маси металічного елемента.

Відповідь: 59,0.

1.163. Що таке хімічна формула? Яка інформація про речовину в ній закладена? Які є типи хімічних формул?

1.164. Формула фторапатиту – $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$. Запишіть склад мінералу через комбінацію двох простих солей.

1.165. Формули тальку та нефеліну, що наведені у геологічних довідниках, – $\text{Mg}_3\text{H}_2\text{Si}_4\text{O}_{12}$ та $\text{Na}_2\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8$. Напишіть кілька варіантів складу цих мінералів у вигляді комбінації оксидів та простих солей.

1.166. Зразок оксиду феруму за результатами хімічного аналізу має склад $\text{Fe}_{0,95}\text{O}$. Подайте інтерпретацію цієї формули та визначте співвідношення різних за ступенями окиснення атомів Феруму.

Відповідь: Fe (II) – 0,895; Fe (III) – 0,105.

1.167. Обчисліть масові частки елементів у натрій тетрабораті $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$.

1.168. У якій з природних сполук Феруму масова частка цього елемента більша: Fe_2O_3 чи Fe_3O_4 ?

1.169. Якого елемента найбільше, а якого найменше за масою у кожній із таких сполук: NOF; K_2SO_4 ; $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$; K_2HgI_4 ?

1.170. Після хімічного аналізу встановлено, що у зразку кальцій карбонату масова частка Кальцію становить 38 %. Чи є речовина чистою хімічною сполукою? Відповідь поясніть.

1.171. Визначте вміст (у масових частках) алюміній оксиду та силіцій (IV) оксиду в ортоклазі KAlSi_3O_8 .

1.172. У сполуці Силіцію з Гідрогеном на одну масову частину Гідрогену припадає сім масових частин Силіцію. Яка формула сполуки?

1.173. Масові частки Натрію, Фосфору та Оксигену в деякій солі дорівнюють відповідно 34,6; 23,3 та 42,1 %. Визначте формулу солі.

Відповідь: $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$.

1.174. Виведіть формулу сполуки, що містить Калій (масова частка – 44,87 %), Сульфур (18,40 %) та Оксиген.

Відповідь: K_2SO_4 .

1.175. Співвідношення мас Феруму та Оксигену в деякій двоелементній (бінарній) сполуці дорівнює 21:8. Яка формула сполуки?

Відповідь: Fe_3O_4 .

1.176. У натрієвій солі оксигеновмісної кислоти Хлору на останній припадає рівно третина маси. Визначте формулу солі.

Відповідь: NaClO_3 .

1.177. Магній силікат містить 60 % силіцій (IV) оксиду за масою. Визначте формулу силікату.

Відповідь: MgSiO_3 .

1.178. Яка формула кристалогідрату натрій гідрогенфосфату, якщо молярна маса сполуки дорівнює 358 г/моль?

Відповідь: $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

1.179. При нагріванні 1,61 г кристалогідрату натрій сульфату утворилося 0,805 г безводної солі. Визначте формулу кристалогідрату.

Відповідь: $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

1.180. Після «розчинення» 10 г барій карбонату у соляній кислоті і випарювання одержаного розчину досуха добуто 12,4 г кристалогідрату солі. Яка формула кристалогідрату?

Відповідь: $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

1.181. Кристалогідрат солі містить (за масою) 18,56 % Натрію, 25,80 % Сульфуру, 51,60 % Оксигену і 4,04 % Гідрогену. Визначте формулу сполуки.

Відповідь: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

1.182. Подвійна сіль, що містить лише однозарядні катіони і є чотириводним гідрогенфосфатом, містить (за масою) 6,22 % Гідрогену та 61,24 % Оксигену. Визначте формулу солі.

Відповідь: $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

1.183. Яка формула сполуки, що містить невідомий елемент, Гідроген, Сульфур і Оксиген у масовому співвідношенні 10:1:8:24?

Відповідь: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

1.184. Визначте формулу сполуки, що містить невідомий елемент, Гідроген, Нітроген і Оксиген у масовому співвідношенні 12:5:14:48.

Відповідь: NH_4HCO_3 .

1.185. Мінерал вантгоффіт є подвійним натрій-магній сульфатом і містить (за масою) 4,4 % Магнію. Визначте формулу мінералу.

Відповідь: $\text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

1.186. Масові частки Силіцію та Оксигену в берилі дорівнюють відповідно 31,28 та 53,63 %. Крім цих елементів мінерал містить ще два – Алюміній та Берилій. Знайдіть формулу мінералу.

Відповідь: $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$.

1.187. На нейтралізацію 2,9 г кислоти, утвореної елементом VI групи періодичної системи, витрачено 1,6 г натрій гідроксиду. Визначте формулу кислоти.

Відповідь: H_2SeO_4 .

1.188. Під час прожарювання 3,31 г нітрату двовалентного елемента виділилося 0,56 л суміші нітроген (IV) оксиду та кисню за нормальних умов. Нітрат якого елемента брали для досліду?

Відповідь: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

1.189. Після вибуху суміші, що складалася з одного об'єму невідомого газу та двох об'ємів кисню, утворилося два об'єми вуглекислого газу та один об'єм азоту. Визначте формулу газу.

Відповідь: C_2N_2 .

1.190. У чому відмінність між найпростішою та істинною формулами? Які дані треба мати для знаходження істинної формули речовини?

1.191. Виведіть найпростішу формулу сполуки, в якій на одну масову частину Гідрогену припадає шість масових частин Карбону та вісім масових частин Оксигену.

Відповідь: $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}$.

1.192. За повного згоряння 1,33 г сполуки добуто 0,77 г вуглекислого газу та 2,24 г сірчастого газу. Визначте найпростішу формулу сполуки.

Відповідь: CS_2 .

1.193. Під час спалювання вуглеводню у надлишку кисню утворилася втричі більша (ніж вуглеводню) маса вуглекислого газу. Визначте найпростішу формулу вуглеводню.

Відповідь: C_3H_8 .

1.194. Яка істинна формула оксиду фосфору, якщо його молярна маса дорівнює 284 г/моль, а масова частка Фосфору становить 43,6 %?

Відповідь: P_4O_{10} .

1.195. Сполука, відносна густина якої в газоподібному стані за воднем дорівнює 21, містить Карбон (масова частка – 85,7 %) та Гідроген. Визначте істинну формулу сполуки.

Відповідь: C_3H_6 .

1.196. Сполука Бору з Гідрогеном містить (за масою) 21,9 % Гідрогену. Зразок її масою 2 г за тиску 98,5 кПа та температури 25 °С займає об'єм 1,814 л. Визначте істинну формулу сполуки.

Відповідь: B_2H_6 .

1.197. За повного згоряння 4,0 г органічної сполуки утворилося 5,5 г вуглекислого газу та 4,5 г води. Пара цієї сполуки в 1,1 раза важча за повітря. Яка істинна формула сполуки?

Відповідь: $\text{CH}_4\text{O}(\text{CH}_2\text{OH})$.

1.198. Що таке структурна (графічна) формула? Чи для всіх речовин доцільно складати такі формули? В яких випадках структурні формули не відображають дійсної будови речовини? Відповідь обґрунтуйте.

1.199. Проаналізуйте можливість використання структурних формул для описання будови таких сполук: 1) ортофосфатної кислоти; 2) кальцій дигідрогенортофосфату; 3) калій гексафтороалюмінату; 4) алюміній сульфату; 5) йод гептафториду. Складіть емпіричні формули другої, третьої та п'ятої сполук.

1.200. Складіть структурні формули сполук COCl_2 , H_3BO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, H_2O_2 , I_2O_5 , $\text{CS}(\text{NH}_2)_2$.

ГЛАВА 2

НАЙВАЖЛИВІШІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Неорганічні сполуки можна класифікувати за складом і за властивостями. Спосіб класифікації за складом передбачає поділ сполук на двоелементні (бінарні) та багатоелементні. Оксиди, галогеніди, наприклад, є бінарними сполуками.

Важливе значення для хімії має класифікація неорганічних сполук за властивостями (функціональними ознаками). Якщо при класифікації виходити з кислотно-основної природи речовин, то можна виділити групи сполук кислотного, основного та амфотерного характеру. До першої з них, наприклад, належать кислотні оксиди, кислоти, чимало галогенідів неметалічних елементів. Серед речовин, що беруть участь в окисно-відновних реакціях, виділяють окисники та відновники.

У розділі висвітлено так звані найважливіші класи неорганічних сполук: оксиди, основи, амфотерні гідроксиди, кислоти, солі. Ці класи сполук виділяють, одночасно враховуючи їхній склад і властивості, отже назвати класифікацією такий поділ сполук не можна. Часто основи, амфотерні гідроксиди та оксигенвмісні кислоти через подібність їхнього складу, який можна подати загальною формулою $\text{ЭO}_x(\text{OH})_y$, об'єднують у клас гідроксидів.

Оксиди – бінарні сполуки елементів з Оксигеном, в яких він має ступінь окиснення -2 . З цього визначення випливає, що група сполук, яка об'єднує гідроген пероксид і його похідні, до оксидів не належить.

За хімічними властивостями оксиди поділяють на **солетвірні** та **несолетвірні**. Останніх небагато (CO , NO , N_2O та ін.). Ці оксиди не здатні за звичайних умов реагувати з основами, кислотами, іншими оксидами з утворенням солей. Однак карбон (II) оксид за нагрівання і тиску взаємодіє з натрій гідроксидом з утворенням солі мурашиної кислоти – натрій формиату.

Солетвірні оксиди, в свою чергу, поділяють на основні (реагують з кислотами, утворюючи солі, і не реагують з основами), кислотні (реагують з основами, утворюючи солі, і не реагують з кислотами) та амфотерні (реагують і з основами, і з кислотами). Отже, амфотерні оксиди залежно від властивостей реагента-партнера можуть виявляти як основні, так і кислотні властивості.

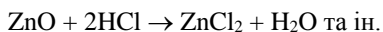
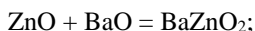
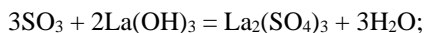
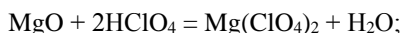
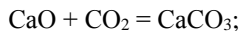
До основних оксидів належать оксиди металічних елементів (надалі для спрощення останні називатимемо металами), як правило, одно- та двовалентних (Na_2O , MgO , FeO , MnO , Bi_2O_3 та ін.), до амфотерних – оксиди лише металів, найчастіше тривалентних, рідше – дво- та багатовалентних (ZnO , PbO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , Sb_2O_3 , TiO_2 , V_2O_5 та ін.). Кислотними є оксиди неметалічних

елементів (неметалів), крім окремих, несолетвірних, а також оксиди металів, в яких останні виявляють високу валентність. Кислотними оксидами є Cl_2O , B_2O_3 , CO_2 , P_2O_5 , Sb_2O_5 , ClO_3 , Cl_2O_7 , Mn_2O_7 , XeO_4 та ін.

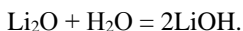
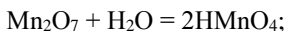
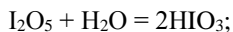
Отже, для оксидів металів спостерігається така закономірність: чим вищою є валентність елемента, тим більш імовірним є виявлення його оксидом кислотних властивостей, і навпаки, чим нижчою валентність, тим швидше слід чекати від оксиду основних властивостей. При проміжних значеннях валентності металів відповідні оксиди часто виявляють і ті, й інші властивості, тобто є амфотерними.

Існує також зв'язок між розміщенням елементів у періодичній системі та властивостями їхніх оксидів. Він найяскравіше виявляється для вищих оксидів. Металічний характер елементів, ступінь іонності зв'язку елемент – Оксиген, а отже й основні властивості оксидів зростають у періодичній системі справа наліво та зверху вниз. У протилежних напрямках посилюється неметалічний характер елементів, збільшується ступінь ковалентності зв'язку елемент – Оксиген та сильніше виявляються кислотні властивості оксидів.

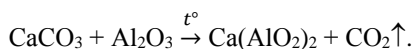
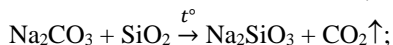
Як уже зазначалося, оксиди вступають у реакції зі сполуками, що відрізняються від них за кислотно-основною природою, утворюючи солі:



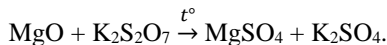
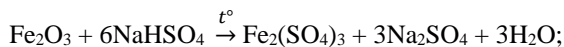
Більшість кислотних та деякі основні оксиди (оксиди лужних та лужноземельних елементів) реагують з водою з утворенням гідроксидів – оксигеновмісних кислот чи основ відповідно:



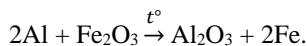
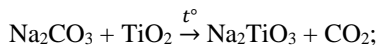
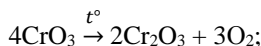
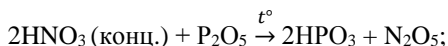
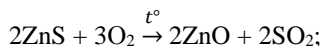
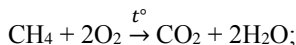
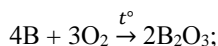
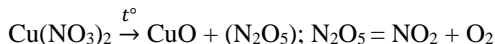
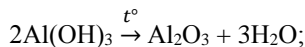
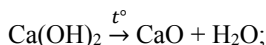
Амфотерні та нелеткі кислотні оксиди можуть реагувати при нагріванні з солями, утвореними леткими кислотними оксидами, «витісняючи» останні:



Відомі й деякі інші реакції за участю оксидів. Наприклад, основні та амфотерні оксиди реагують з кислотними солями чи солями ізополікислот (такі перетворення можна розглядати як кислотно-основні):

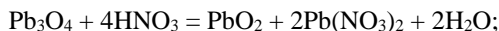


Оксиди можна добути термічним розкладанням гідроксидів (основ [гідроксиди лужних елементів та багато їхніх солей є термічно стійкими (окремі солі якщо і розкладаються при нагріванні, то оксиди при цьому не утворюються, наприклад $2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$; $4\text{Na}_2\text{SO}_3 = 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{S}$], кислот, амфотерних гідроксидів), солей, утворених леткими кислотними оксидами, реакціями простих речовин, а також деяких безоксигенових сполук елементів (наприклад, сульфідів, гідридів) з киснем, іншими методами:

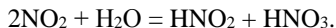


Існують так звані складні (інші терміни: подвійні, змішані) оксиди. До складу кожної з цих сполук входить елемент з різною валентністю, наприклад: Fe_3O_4 , або $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$; Pb_3O_4 , або $2\text{PbO} \cdot \text{PbO}_2$; SbO_2 , або $\text{Sb}_2\text{O}_3 \cdot \text{Sb}_2\text{O}_5$. Перетворення цих сполук у багатьох реакціях подібне до такого для суміші відповідних простих оксидів, причому ступені окиснення елемента не змінюються:



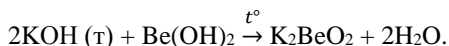
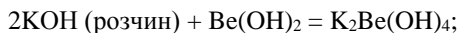
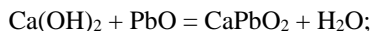
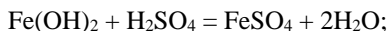
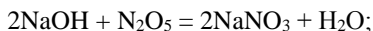


Аналогічно поведуть себе деякі прості оксиди неметалів, такі як NO_2 , ClO_2 (реакції за їхньою участю є окисно-відновними):

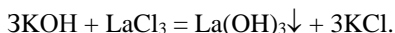
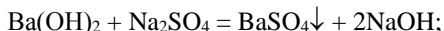


Основами називаються гідрати основних оксидів. Залежно від числа гідроксогруп у формульній одиниці основи поділяють на однокислотні (наприклад, NaOH), двокислотні $[\text{Fe}(\text{OH})_2]$, трикислотні $[\text{Bi}(\text{OH})_3]$ та ін., а за здатністю до електролітичної дисоціації – на сильні основи, або луги (такими є гідроксиди лужних та лужноземельних елементів), і слабкі основи.

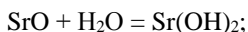
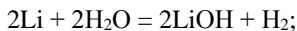
Характерна властивість основ – здатність до взаємодії з речовинами кислої й амфотерної природи з утворенням солей:



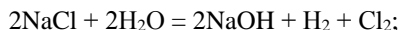
Луги в багатьох випадках вступають у реакції обміну з солями у розчинах:



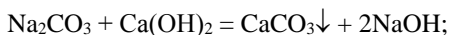
Розчинні основи можна добувати кількома способами: взаємодією металу чи оксиду з водою:



електролізом водних розчинів солей ряду безоксигенових кислот:



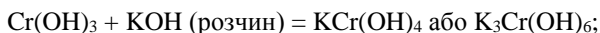
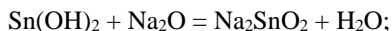
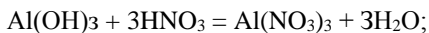
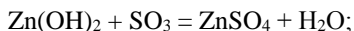
взаємодією розчину солі з іншою розчинною основою (за умови, що сіль – продукт реакції – є важкорозчинною):



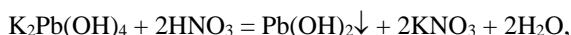
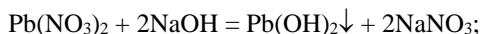
а нерозчинні основи – лише останнім способом:



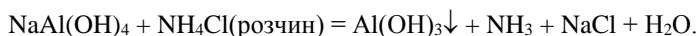
Амфотерні гідроксиди – це гідрати амфотерних оксидів. Вони здатні реагувати з речовинами як основної, так і кислотної природи з утворенням солей:



Амфотерні гідроксиди добувають взаємодією відповідних солей з лугами або кислотами:



а також, у деяких випадках, за допомогою реакцій гідролізу:

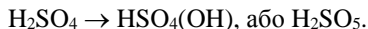
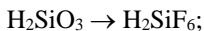
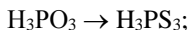
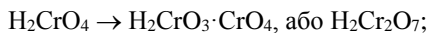


Кислоти – сполуки, що дисоціюють у водному розчині з утворенням катіонів лише одного типу – іонів H^+ .

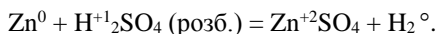
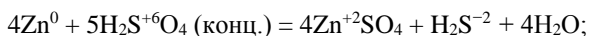
Число атомів Гідрогену в молекулі кислоти, здатних заміщувати на атоми металу, визначає основність кислоти. Наприклад, одноосновними кислотами є HCl , HNO_3 , двоосновними – H_2SO_4 , H_2CO_3 , триосновною – H_3PO_4 , чотириосновною – H_4SiO_4 .

Існує кілька способів класифікації кислот за складом. Так, кислоти поділяють на оксигеновмісні (гідрати кислотних оксидів – HClO , HNO_2 , H_3BO_3 та ін.) та безоксигенові (HCl , H_2S , HCN та ін.). Крім того, розрізняють прості кислоти (містять у молекулі один атом кислотоутворюючого елемента) та полікислоти (містять у молекулі кілька таких атомів). Останні, у свою чергу, поділяють на ізополікислоти (кислотоутворюючі атоми однакові) та гетерополікислоти (кислотоутворюючі атоми різні). Наприклад, $\text{H}_2\text{S}_2^{+4}\text{O}_5$; $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; $\text{H}_5\text{P}_3^{+5}\text{O}_{10}$ – ізополікислоти; $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{S}^{+2}\text{O}_3$, або $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$; $\text{H}_3[\text{P}^{+5}(\text{Mo}^{+6}\text{O}_{10})_4]$ – гетерополікислоти.

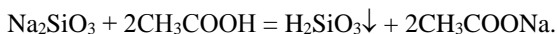
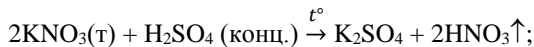
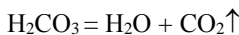
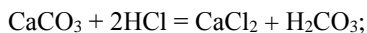
Формули більшості ізополікислот можна вивести, замінюючи атоми Оксигену в молекулі простої кислоти на двовалентні залишки цієї самої кислоти, а гетерополікислот – заміною на залишки інших кислот:



Залежно від особливостей хімічної поведінки в окисно-відновних реакціях виділяють групу кислот-окисників (HNO_3 , оксигеновмісні кислоти галогенів, концентрована H_2SO_4 та ін.) і групу кислот-неокисників (майже всі безоксигенові кислоти, H_3PO_4 , H_2CO_3 , розбавлена H_2SO_4 , CH_3COOH та ін.). Кислотоутворюючі елементи в кислотах першої групи виявляють окиснювальні властивості, на відміну від кислот другої групи, де окисниками можуть бути лише атоми Гідрогену:



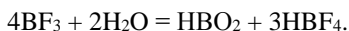
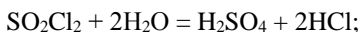
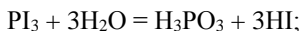
Для кислот характерні реакції з основами (основними оксидами) та амфотерними гідроксидами (амфотерними оксидами), продуктами яких є солі. Крім того, кислоти в багатьох випадках реагують із солями. Наприклад:



Наведені реакції ілюструють найбільш загальний спосіб добування кислот. При цьому для реакції вибирають кислоту, менш летку чи більш сильну, ніж та, яку необхідно добути.

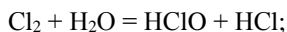
Оксигеновмісні кислоти утворюються також під час реакцій кислотних оксидів з водою. Деякі безоксигенові кислоти можна добути, провівши синтез відповідних сполук Гідрогену з простих речовин.

Оксигеновмісні й безоксигенові кислоти є продуктами гідролізу галогенангідридів:

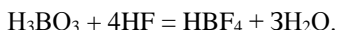


Галогенангідриди – похідні кислотних оксидів, в яких усі атоми Оксигену чи їхня частина заміщені на атоми галогену.

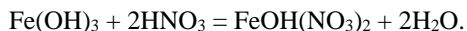
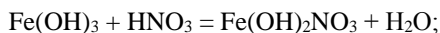
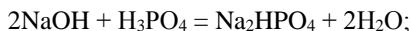
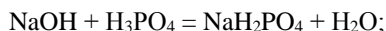
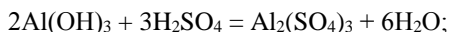
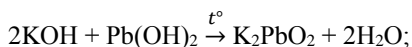
Для добування кислот можна використати й окисно-відновні реакції, наприклад:



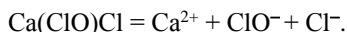
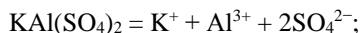
Ізо- та гетерополікислоти утворюються в кислому середовищі при взаємодії речовин, похідними яких є ці полікислоти:



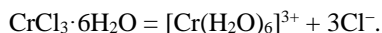
Солі – це продукти заміщення атомів Гідрогену кислоти (амфотерного гідроксиду) на атоми (точніше – іони) металу або гідроксогруп основи (амфотерного гідроксиду) на кислотні залишки. При повному заміщенні утворюються середні, або нормальні, солі, при неповному заміщенні атомів Гідрогену – кислі, а гідроксогруп – основні солі:



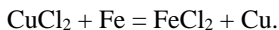
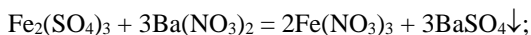
Крім цього, існують подвійні та комплексні солі. Подвійні солі містять або два види катіонів (за винятком іонів H^+) – KMgCl_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ та ін., або, в деяких випадках, два види кислотних залишків – $\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl}$, CdBrCl . Розчиняючись у воді, вони повністю дисоціюють на іони, з яких складаються:



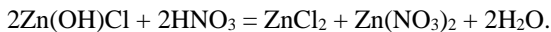
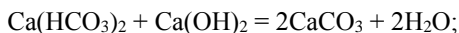
Комплексні солі, одні з яких нагадують за складом подвійні солі, а інші є продуктами приєднання молекул деяких сполук до простих солей, дисоціюють у розчині з утворенням комплексних іонів:



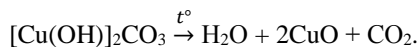
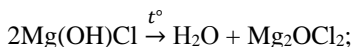
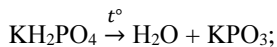
Солі можуть реагувати з основами, кислотами, в деяких випадках – з кислотними та амфотерними оксидами. Крім того, можливі реакції обміну між солями у розчині (за умови, що одна із солей – продуктів реакції – є погано розчинною), реакції між розчином солі та металом (вихідний метал має бути більш активним, ніж той, що витісняється із солі):



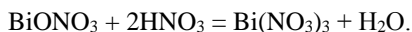
Кислі та основні солі мають свої специфічні властивості, реагуючи відповідно з основами та кислотами. При цьому відбувається взаємна нейтралізація реагентів:



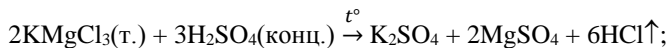
Кислі та основні солі при нагріванні розкладаються, відщеплюючи воду (інколи повністю розкладаються на оксиди):



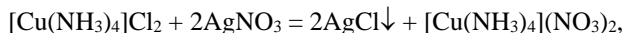
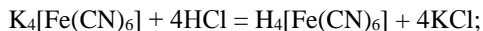
Продукти дегідратації основних солей називаються оксосолями. За властивостями вони подібні до основних солей:



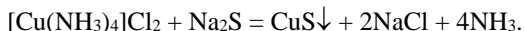
Подвійні солі в хімічних реакціях поведуть себе подібно до сумішей відповідних простих солей:



а при перетвореннях за участю комплексних солей часто зберігаються комплексні іони:



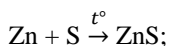
але



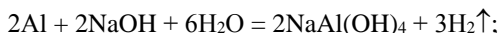
Найзагальніші способи добування солей ґрунтуються на реакціях між сполуками (оксидами, основами, кислотами, амфотерними гідроксидами), які різняться за кислотно-основною природою. Крім того, солі добувають взаємодією двох солей, солі та луґу (кислоти). Факторами, за наявності яких такі реакції відбуваються, є виділення осаду, газу чи утворення слабкого електроліту. Солі – продукти реакцій металів з кислотами або солями. Приклади, що ілюструють названі способи добування солей, наведено вище.

До реакцій, внаслідок яких утворюються солі, належать і такі: реакції солей оксигеновмісних кислот з кислотними або амфотерними оксидами;

взаємодія металів з неметалами – елементами VI–VII груп:



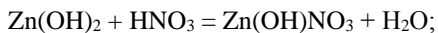
реакції металів та неметалів з лугами:



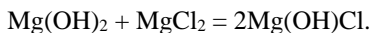
взаємоперетворення солей:



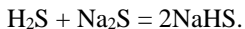
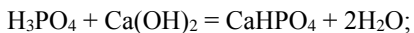
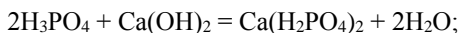
Для основних та кислих солей існують специфічні способи добування. Перші можна добути за реакціями основ (амфотерних гідроксидів), взятих у надлишку, з кислотами або солей, взятих у надлишку, з лугами:



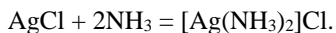
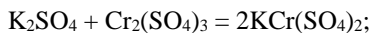
іноді – взаємодією гідроксиду металу та його середньої солі:



Кислі солі можна добути за допомогою реакції надлишку багатоосновної кислоти з основою (амфотерним гідроксидом), а також взаємодією кислоти з її сіллю:



Подвійні та комплексні солі здебільшого добувають за допомогою реакцій між «простішими» сполуками, від яких вони походять:



Запитання і вправи

2.1. Як класифікують неорганічні сполуки та які ознаки покладено в основу кожної класифікації?

2.2. Які сполуки називаються оксидами? Дайте кілька варіантів визначення оксидів.

2.3. Які з поданих нижче сполук належать до оксидів, а які – ні: CO_2 , BaO_2 , NO_3 , CrO_3 , SO_3 , N_2O_4 , Cl_2O_8 , Cl_2O ? Дайте аргументовану відповідь.

2.4. Які правила хімічної номенклатури для оксидів? Дайте назви таким оксидам: I_2O_5 , SO_2 , ZnO , Cr_2O_3 , MoO_3 , Re_2O_7 , N_2O , P_4O_{10} , XeO_4 .

2.5. Напишіть формули селен (VI) оксиду, манган (VII) оксиду, бісмут (III) оксиду, нітритного ангідриду, тетраарсен гексаоксиду.

2.6. Як класифікують оксиди за їхніми хімічними властивостями? Наведіть приклади оксидів кожної з названих груп цих сполук.

2.7. Назвіть несолеутвірні оксиди. Які особливості їхньої хімічної поведінки щодо речовин кислотної та основної природи? Чи існують для несолеутвірних оксидів похідні, які можна вважати (нехай і формально) відповідними кислотами, солями? У разі позитивної відповіді наведіть приклади.

2.8. Знайдіть серед поданих нижче оксидів основні: Li_2O , Cr_2O_3 , MgO , PbO , Ag_2O , La_2O_3 , FeO , BeO , BaO , TiO_2 .

2.9. Назвіть кілька амфотерних оксидів. Напишіть рівняння реакцій, в яких вони виявляють основні та кислотні властивості.

2.10. Знайдіть серед поданих нижче оксидів кислотні: Ga_2O_3 , CrO_3 , NO_2 , Cl_2O , Mn_2O_7 , CO , B_2O_3 , SO_2 , MnO_2 , Cu_2O .

2.11. Чи можна за місцем елемента в періодичній системі передбачити хімічну природу його оксидів? Наведіть приклади.

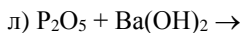
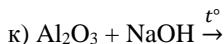
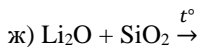
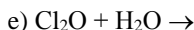
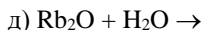
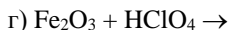
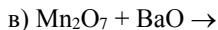
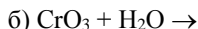
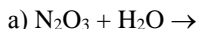
2.12. Які сполуки називають ангідридами? Напишіть формули кількох із них та назвіть сполуки.

2.13. Наскільки правильні такі твердження: а) всі кислотні оксиди є сполуками неметалів; б) всі оксиди неметалів є кислотними оксидами?

2.14. Як змінюються хімічні властивості оксидів металів залежно від валентності останніх? Використайте для прикладів сполуки Хрому, Феруму, Мангану. Чи мають місце подібні чи інші зміни властивостей для оксидів неметалів? Якщо так, то які саме?

2.15. Як залежать кислотно-основні властивості оксидів від характеру хімічного зв'язку в сполуках і чому?

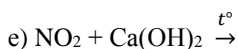
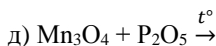
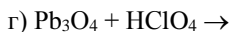
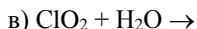
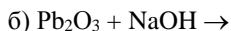
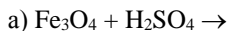
2.16. Напишіть рівняння реакцій:



2.17. Які з поданих нижче оксидів можна використати в лабораторній практиці для осушування газів: купрум (II) оксид, кальцій оксид, сульфур (VI) оксид, фосфор (V) оксид, силіцій (IV) оксид, алюміній оксид? Відповідь обґрунтуйте.

2.18. Які оксиди називають складними (змішаними, подвійними)? Наведіть приклади таких сполук. Які особливості їхніх хімічних перетворень?

2.19. Напишіть рівняння реакцій:



Вибір кожного продукту реакції обґрунтуйте.

2.20. Назвіть найважливіші способи добування оксидів. Наведіть по одному прикладу відповідних реакцій, вказавши на умови, за яких вони відбуваються.

2.21. Чи є універсальним спосіб добування оксидів термічним розкладанням солей оксигеновмісних кислот? Назвіть кілька солей такого типу, які: а) є термостійкими; б) здатні розкладатися, але не з утворенням оксидів. Сформулюйте закономірності щодо розкладання солей оксигеновмісних кислот за нагрівання.

2.22. Назвіть солі, за нагрівання яких можна добути оксиди: CaCO_3 , KNO_3 , $\text{Cu}(\text{PO}_3)_2$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Na_2CO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, MgSiO_3 , $\text{Zn}(\text{FeO})_2$, FePO_4 . Складіть рівняння відповідних реакцій.

2.23. Напишіть рівняння реакцій, що ілюструють усі можливі способи добування оксидів сульфуру (VI), феруму (III), цинку, барію; тетрафосфор декаоксиду.

2.24. Оцініть придатність загальних способів добування оксидів для таких сполук, як Na_2O , Cl_2O , N_2O_5 .

Як можна добути термічно нестійкі кислотні оксиди? Наведіть кілька прикладів.

2.25. У яких випадках реагуватимуть один з одним оксид та сіль оксигеновмісної кислоти? Складіть якнайбільше рівнянь таких реакцій, використавши при цьому лише сполуки: Na_2CO_3 , SiO_2 , ZnO , LiNO_3 , CaO , K_2SO_3 , P_2O_5 , CaSiO_3 .

2.26. Деякі оксиди металів у кристалічному стані (наприклад, Al_2O_3 , Cr_2O_3) є хімічно пасивними щодо кислот та розчинів лугів. Які є методи перетворення таких оксидів на сполуки, що є розчинними у воді? Напишіть кілька рівнянь відповідних реакцій, де названі оксиди виявлятимуть як основні, так і кислотні властивості.

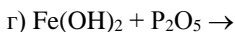
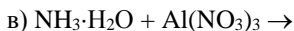
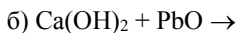
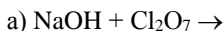
2.27. Дайте визначення основам. Як складають назви основ? Наведіть кілька прикладів.

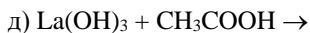
Відповідь: розглянути реакції, що відбуваються за сплавлення (спікання).

2.28. Як класифікують основи та які ознаки використовують для їхньої класифікації?

2.29. Назвіть хімічні властивості основ. Відповідь проілюструйте рівняннями реакцій.

2.30. Напишіть рівняння реакцій:





2.31. Охарактеризуйте відношення різних основ до нагрівання. Які основи є термостійкими? Чому не вдається добути за допомогою реакцій обміну гідроксиди аргентуму та меркурію?

2.32. Які є способи добування основ? Проілюструйте їх для калій гідроксиду, бісмут (III) гідроксиду відповідними рівняннями реакцій.

2.33. Із якими з поданих нижче речовин може реагувати водний розчин натрій гідроксиду: залізо, цинк, хлор, калій гідрогенкарбонат, молібден (VI) оксид, барій оксид, кальцій карбонат, літій нітрат, п्लомбум (II) гідроксид? Складіть рівняння відповідних реакцій.

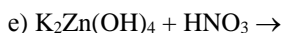
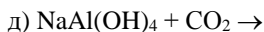
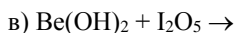
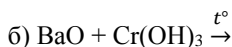
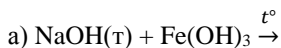
2.34. Назвіть якнайбільше амфотерних гідроксидів та запишіть їхні хімічні формули.

2.36. Як реагують амфотерні гідроксиди з лугами: а) якщо немає води (за сплавлення чи спікання реагентів); б) у водному розчині? Наведіть кілька прикладів.

2.37. Розкладання за нагрівання сполук складу $\text{A}(\text{OH})_3$ та $\text{M}(\text{OH})_4$ відбувається, як правило, у дві стадії. Напишіть рівняння реакцій термічного розкладання гідроксидів феруму (III) та титану (IV), охарактеризуйте склад та властивості проміжних продуктів.

2.38. Чи можна добути гідроксид (основу, амфотерний гідроксид) дією на сіль кислотою? Якщо так, то наведіть приклади.

2.39. Складіть рівняння реакцій:



Для перетворень «д» і «е» напишіть усі варіанти.

2.40. Напишіть рівняння реакцій добування алюміній гідроксиду усіма можливими способами.

2.41. Дайте кілька варіантів визначення кислоти. Наведіть приклади кислот, записавши їхні формули та назви.

2.42. Як класифікують кислоти та яку ознаку використовують для кожної з класифікацій? Наведіть приклади кислот для кожного з названих типів.

2.43. Чи правильне твердження, що основність кислоти визначається числом атомів Гідрогену в її молекулі?

2.44. Назвіть кислоти, в молекулах яких не всі атоми Гідрогену здатні заміщуватися на атоми металу. Як це пояснити?

2.45. За якою ознакою кислоти поділяють на кислоти-окисники та кислоти-неокисники? Чи можуть кислоти-неокисники виконувати в хімічних реакціях функцію окисників? Дайте визначення кислоти кожного типу.

2.46. Як реагують кислоти з металами? Від яких властивостей кислоти та металу залежить можливість та характер такого перетворення? Наведіть приклади відповідних реакцій та зробіть узагальнення. Як взаємодіють кислоти з неметалами?

2.47. У яких випадках сірчана та перхлоратна кислоти є кислотами-окисниками, а в яких – кислотами-неокисниками? Напишіть рівняння всіх можливих реакцій цинку з названими кислотами. Запропонуйте своє пояснення залежності зміни взаємодії, наприклад, сірчаної кислоти з металами від умов.

Відповідь: При складанні рівнянь врахувати, що S^{+6} може відновлюватися до S^{+4} , S^0 чи S^{-2} , а Cl^{+7} – до Cl^{-1} .

2.48. Складіть рівняння тих реакцій, які можливі, та дайте необхідні пояснення:

- а) $Cu + H_2SO_4$ (розб.) =
- б) $Mg + HNO_3$ (конц.) =
- в) $Zn + H_3PO_4$ (надлишок) =
- г) $Ag + HNO_3$ (розб.) =
- д) $Fe + CH_3COOH$ =
- е) $Bi + HCl$ =

2.49. Які кислоти називаються орто- та метакислотами? Наведіть приклади. Як із метакислоти добути ортокислоту та здійснити зворотне перетворення?

2.50. Дайте пояснення таким фактам: для Карбону (IV) та Нітрогену (V) існує тільки по одній кислоті, а Силіцій (IV) та Фосфор (V) утворюють як мета-, так і ортокислота. Чи узгоджується з Вашим поясненням те, що для Бору (III) є як мета-, так і ортокислота, а для Сульфур (VI) – лише одна?

Відповідь: виходити із зіставлення радіусів атомів.

2.51. Чому мета-кислоти, на відміну від ортокислот, мають здебільшого полімерну будову?

2.52. Що таке полікислоти? Чим відрізняються ізополікислоти від гетерополікислот? Складіть формули дисульфатної, тетрахроматної, трифосфатної, тритіокарбонатної, тіосульфатної, пероксодисульфатної, 40-оксододекавольфрамоортосилікатної кислот.

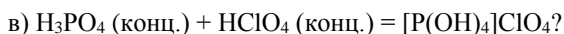
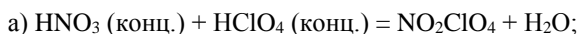
2.53. Які кислотні оксиди відповідають кислотам: HIO_4 , HClO , H_3AsO_3 , $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$, $\text{H}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$?

2.54. Дайте назви кислотам, що мають такі формули: H_3PO_3 , HBO_2 , HClO_2 , HPF_6 , $\text{H}_4\text{V}_2\text{O}_7$, H_3AsS_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_{12}$, HAuCl_4 , HPWO_6 , $\text{H}_6\text{P}_2\text{W}_{18}\text{O}_{62}$.

2.55. Чи в усіх випадках відбувається реакція нейтралізації між кислотою та основою? Наведіть приклади, дайте необхідні пояснення.

2.56. Чи завжди реагують: а) кислотний оксид із основою; б) основний оксид із кислотою?

2.57. Як можна інтерпретувати реакції між такими типовими кислотами:



Чи зміниться результат, якщо взяти розбавлені розчини кислот? Дайте пояснення.

2.58. У яких випадках можливі реакції обміну між солями та кислотами: а) у водному розчині; б) коли немає води (між твердою сіллю та чистою кислотою або її концентрованим розчином)? Наведіть приклади.

2.59. Як добути азотну кислоту з калійної селітри та сірчаної кислоти? Сплануйте свій експеримент, обґрунтуйте умови проведення реакції. Чи можна замість сірчаної кислоти взяти ортофосфатну чи соляну? Дайте аргументовану відповідь.

2.60. Із якими з наведених нижче речовин реагує азотна кислота: алюміній гідроксидом, фосфор (V) оксидом, кальцій ортофосфатом, купрум (II) оксидом, натрій хлоридом, сірчаною кислотою? Яке перетворення відбувається лише за участю концентрованої азотної кислоти і чому?

2.61. Із якими з поданих нижче речовин реагує розбавлена або концентрована сірчана кислота: Fe , Cl_2 , SO_3 , Na_2SO_4 , KCl , $\text{Cu}(\text{OH})\text{NO}_3$, NH_4HCO_3 ? Складіть рівняння відповідних реакцій.

2.62. Чи можливі такі реакції:



Дайте аргументовану відповідь та складіть рівняння.

2.63. Назвіть та охарактеризуйте найважливіші способи добування кислот. Які з них можна використати для добування соляної, сульфітної та ортофосфатної кислот? Напишіть рівняння відповідних реакцій та вкажіть умови, за яких вони відбуваються.

2.64. Одним із способів добування кислот є реакція галогенангідридів або тіоангідридів з водою. Що таке галогенангідрид та тіоангідрид? Наведіть приклади сполук кожного типу.

2.65. Серед перелічених нижче сполук виділіть галоген- та тіоангідриди: CaS , CS_2 , SCl_4 , FeCl_3 , CrO_2Cl_2 , SOBr_2 , BiOCl , SbCl_5 , Cr_2S_3 , Mg_2OCl_2 , NaClO , NOCl , P_2S_3 . Напишіть рівняння реакцій сполук ангідридної природи з водою і розчином лугу.

2.66. Дайте кілька визначень солей.

2.67. Наведіть класифікацію солей залежно від їхнього складу. Назвіть по кілька солей кожного із названих типів.

2.68. Які є способи добування солей? Наведіть для кожного способу по одному прикладу хімічної реакції.

2.69. Які з поданих нижче солей є кислими: KHS , NaHF_2 , MgHPO_4 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Cr}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$, NaH_2PO_2 , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4$? Відповідь обґрунтуйте.

2.70. Інколи кислоти та основні солі визначають як такі, що містять у своєму складі відповідно атоми Гідрогену або гідроксильні групи. Наскільки точні ці визначення? Відповідь аргументуйте.

2.71. Складіть формули кислих ортофосфатів феруму (III) та дайте сполукам назви.

2.72. Складіть формули основних сульфатів алюмінію та дайте назви сполукам.

2.73. Назвіть такі солі: $\text{BaH}_2\text{P}_2\text{O}_7$; Na_3CrF_6 ; AgAlS_2 ; BaFeO_3 ; $\text{Co}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; $\text{Hf}(\text{OH})_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$; LiGaH_4 ; $\text{Mg}_2(\text{OH})_3\text{Cl}$.

2.74. Як дисоціюють у водному розчині кислоти та основні солі? Наведіть приклади.

2.75. Чи можна вважати солі типу $\text{Na}_3\text{Al}(\text{OH})_6$, $\text{K}_2\text{Pb}(\text{OH})_4$ основними солями? Відповідь аргументуйте.

2.76. Назвіть специфічні способи добування кислих та основних солей. Наведіть приклади відповідних хімічних реакцій.

2.77. Як можна пояснити те, що основні солі для Барію, Стронцію, Кальцію нехарактерні, хоча гідроксиди цих елементів, як і інші, що мають склад $\text{M}(\text{OH})_2$, повинні були б їх утворювати?

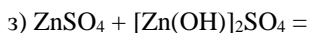
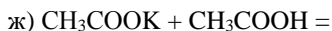
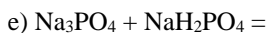
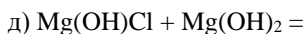
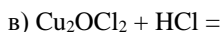
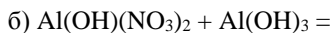
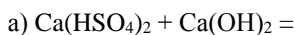
Відповідь: порівняти силу основ.

2.78. Які особливості розкладання кислих та основних солей при нагріванні? Складіть рівняння відповідних реакцій за участю калій дигідрогенфосфату, кальцій гідрогенфосфату, натрій гідрогенкарбонату, гідроксохром (III) хлориду, дигідроксоалюміній сульфату, гідроксокупрум (II) карбонату. Чи подібно відбувається розкладання за нагрівання гідроксоцинкатів та гідроксоалюмінатів? Напишіть рівняння реакцій.

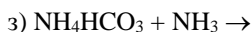
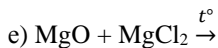
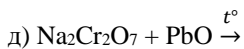
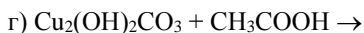
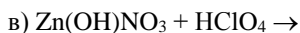
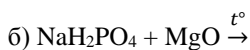
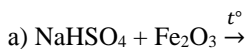
2.79. Чи можуть амфотерні гідроксиди, реагуючи як основи, утворювати основні солі, а реагуючи як кислоти, утворювати кислі солі?

2.80. Що таке окосолі? Напишіть рівняння реакцій добування SbOCl , $(\text{FeO})_2\text{SO}_4$, $\text{Bi}_2\text{O}(\text{CrO}_4)_2$ нагріванням відповідних гідроксосолей.

2.81. Напишіть рівняння можливих хімічних реакцій:



2.82. Напишіть рівняння таких реакцій:

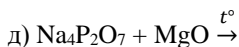
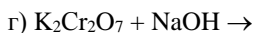
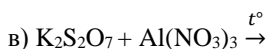
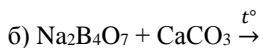
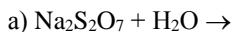


2.83. Напишіть формули калій дисульфату, амоній дифосфату, натрій дисульфіту, кальцій дифериту, цезій триарсенату.

2.84. Напишіть формули натрій тетраборату та калій триванадату, якщо кислоти, від яких утворюються ці солі, мають основність не більше двох.

2.85. За деякими властивостями солі ізополікислот ($K_2S_2O_5$, $(NH_4)_2Cr_2O_7$ та ін.) подібні до кислих солей. Поясніть це та напишіть рівняння відповідних реакцій.

2.86. Напишіть рівняння реакцій та прокоментуйте такі перетворення:

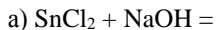


2.87. Чому ферити, алюмінати, цинкати, хроміти (наприклад, $Zn(FeO)_2$, $LaAlO_2$, $CuZnO_2$, $Mg(CrO_2)_2$ та ін.) часто до солей не відносять, а визначають їх як подвійні, або змішані, оксиди?

2.88. Які солі можна добути, маючи у розпорядженні такий набір реагентів: $ZnSO_4$, $BaCl_2$, Na_3PO_4 , $AgNO_3$, K_2CrO_4 ? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

2.89. Наведіть рівняння реакцій, що ілюструють максимальне число способів добування калій хлориду, купрум (II) сульфату, свинець (II) карбонату, амоній дигідрогенфосфату, гідроксомагній хлориду, натрій дисульфату, оксобісмут хлориду.

2.90. Напишіть рівняння всіх можливих реакцій у водному розчині для кожної пари реагентів:



2.91. Деякі солі можна добути за допомогою реакцій металів (неметалів) з лугами. Які метали та неметали можуть реагувати з лугами? Наведіть приклади, зробіть необхідні узагальнення. Чи залежить перебіг деяких із цих реакцій від умов?

2.92. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

а) $\text{Al} \rightarrow \text{NaAl}(\text{OH})_4 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}(\text{SO}_4)_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$;

б) $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})\text{Cl} \rightarrow \text{ZnCO}_3$;

в) $\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 \rightarrow \text{Pb}(\text{HSO}_4)_2$.

2.93. Співвідношення собівартості однакових мас кальцинованої, кристалічної та питної соди приблизно дорівнює 1,5:1:1. Використання якої соди для нейтралізації кислотних відходів є найвигіднішим з економічної точки зору? Відповідь дайте на підставі розрахунків.

Відповідь: Na_2CO_3 .

2.94. Напишіть рівняння таких реакцій:

а) NaOH (надлишок) + $\text{V}_2\text{O}_5 \rightarrow$

б) NH_3 + H_3AsO_4 (надлишок) \rightarrow

в) NaPO_3 + $\text{PbO} \xrightarrow{t^\circ}$

г) BaS + $\text{P}_2\text{S}_5 \xrightarrow{t^\circ}$

д) $\text{CaH}_2\text{P}_2\text{O}_7$ + $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$

е) $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$ + NaOH (надлишок) \rightarrow

ж) $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$ + NaF (надлишок) \rightarrow

з) $\text{K}_2\text{Sn}(\text{OH})_6$ + CO_2 (розч.) \rightarrow

2.95. Напишіть рівняння таких реакцій:

а) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ + $\text{Na}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ}$

б) $\text{K}_4\text{P}_2\text{O}_7$ + $\text{K}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t^\circ}$

в) Na_4SiO_4 + $\text{CO}_2 \xrightarrow{t^\circ}$

г) Ca_2SiO_4 + $\text{SiO}_2 \xrightarrow{t^\circ}$

д) Na_3AlO_3 + $\text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t^\circ}$

е) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ + $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

2.96. Які відбудуться послідовні перетворення, якщо: а) до розчину хром (III) сульфату поступово при постійному перемішуванні доливати роз-

чин натрій гідроксиду доти, поки він буде у надлишку; б) до розчину кінцевого продукту так само доливати соляну кислоту? Напишіть рівняння всіх можливих реакцій та назвіть сполуки, що утворюються.

Відповідь: взяти до уваги утворення основних солей.

2.97. Які типи неорганічних сполук можна добути за допомогою реакцій гідролізу солей? Наведіть кілька прикладів таких перетворень, після здійснення яких один із продуктів можна виділити у чистому стані.

2.98. Напишіть рівняння всіх можливих реакцій між: а) алюміній гідроксидом та сірчаною кислотою; б) цинк гідроксидом та ортоарсенатною кислотою; в) лантан гідроксидом та оцтовою кислотою.

Відповідь: врахувати можливість утворення кислих та основних солей.

2.99. За якими властивостями відрізняються подвійні та комплексні солі? Чи можна провести чітку межу між цими типами солей? Відповідь аргументуйте.

2.100. На які іони дисоціюють у водному розчині солі $\text{NaCl}\cdot\text{KCl}$; $\text{AgCl}\cdot 2\text{NH}_3$; $\text{NaAlO}_2\cdot 2\text{H}_2\text{O}$; KBiI_4 ; $\text{NH}_4\text{Al}(\text{SO}_4)_2$; $\text{NH}_4\text{NaHPO}_4$; $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$? Які з цих солей належать до подвійних, а які – до комплексних?

2.101. Чи однакове відношення FeSO_4 та $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ до розчину натрій гідроксиду, $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ та $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ до розчину барій хлориду, $\text{K}[\text{AuCl}_4]$ та KMgCl_3 до розчину аргентум нітрату, $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$ та $\text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ до соляної кислоти? Відповідь обґрунтуйте, напишіть рівняння відповідних реакцій.

Відповідь: вважати, що дисоціація комплексних іонів практично не відбувається.

ГЛАВА 3

БУДОВА ЯДРА. БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА

3.1. Будова ядра. Радіоактивність

Атоми хімічних елементів складаються з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів, які оточують ядро.

Ядро складається з протонів (p) та нейтронів (n). Складові частинки ядра (протони і нейтрони) називаються нуклонами. Нуклони взаємодіють між собою за допомогою так званих ядерних сил. Кількість протонів у ядрі (Z) визначає його заряд (порядковий номер), а сума протонів та нейтронів у ядрі – його масове число. Отже, якщо відомо масове число та порядковий номер, легко визначити кількість нейтронів у ядрі.

Атоми з однаковим зарядом ядра, але з різними масовими числами, називаються ізотопами. Наприклад, $^{39}_{19}\text{K}$ та $^{40}_{19}\text{K}$.

Атоми з однаковими масовими числами, але з різними порядковими номерами, називаються ізобарами. Наприклад, $^{40}_{19}\text{K}$ та $^{40}_{20}\text{Ca}$.

Відомо, що маса ядра, якщо її виразити в атомних одиницях маси (а. о. м.), буде меншою, ніж маса протонів, нейтронів та електронів, які входять до складу атома. Ця різниця маси (Δm) відповідає енергії зв'язку ядра (E) і може бути легко обчислена за рівнянням Ейнштейна:

$$E = \Delta mc^2,$$

де c – швидкість світла.

Енергія, яка відповідає 1 а. о. м., дорівнює:

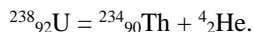
$$E = 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг/1 а. о. м.} = (2,998 \cdot 10^8 \text{ м/с})^2 = 9,315 \cdot 10^8 \text{ еВ} = 9,315 \text{ МеВ.}$$

Радіоактивністю називається самодовільний процес розпаду нестійких ядер деяких елементів з утворенням ізотопів інших елементів. Цей процес супроводжується випромінюванням α - та β -частинок та γ -променів. Радіоактивними називаються елементи, всі ізотопи яких радіоактивні, наприклад, технецій, прометій та всі елементи періодичної системи, починаючи з бісмуту.

Відомо чотири типи радіоактивного розпаду: α -розпад, β^+ -розпад, β^- -розпад та K -захоплення (електронне захоплення).

α -Розпад

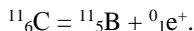
α -Частинки – це ядра атома гелію (^4_2He). Здебільшого за таким типом відбувається розпад важких елементів:



При α -розпаді утворюється ядро, яке має заряд на 2 атомні одиниці менший, а маса зменшується на 4 а. о. м.

β^+ -Розпад

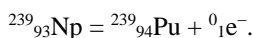
β^+ -Частинки є позитронами, тобто їхня маса дорівнює масі електрона, а заряд становить +1:



Кількість протонів при β^+ -розпаді зменшується на одиницю, а масове число не змінюється.

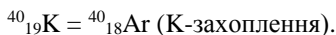
β^- -Розпад

β^- -Частинки – це електрони:



Кількість протонів при β^- -розпаді збільшується на одиницю, а масове число, як і в попередньому випадку, не змінюється.

К-захоплення (електронне захоплення) – захоплення ядром одного електрона з К-шару. При К-захопленні заряд ядра зменшується на одиницю, а масове число не змінюється:



Ядерні розпади можуть супроводжуватися γ -випромінюванням. Енергія цього випромінювання має досить велику, а довжина хвилі – досить малу величини.

Важливою властивістю радіоактивних речовин є період їхнього піврозпаду $T_{1/2}$.

Періодом піврозпаду називається час, який потрібний для розпаду половини вихідної кількості радіоактивного ізотопу, тобто:

$$m = m_0 \cdot 2^{-t/T_{1/2}},$$

де m_0 – маса радіоактивного зразка в початковий момент часу; m – маса зразка до певного моменту часу; t – час. Цю формулу можна навести в іншому вигляді:

$$m = m_0 \cdot 2^{-\lambda t},$$

де λ – константа розпаду, що вказує на відносну частку атомів, які розпадаються за одиницю часу. Отже:

$$T_{1/2} = \ln 2 / \lambda = 0,6931 / \lambda.$$

Величина, обернена до радіаційної сталої, називається середньою тривалістю життя радіоактивного елемента:

$$T_{\lambda} = 1/\lambda.$$

Середню тривалість життя радіоактивного елемента легко порівняти з періодом піврозпаду:

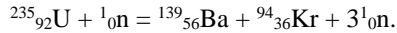
$$T_{\lambda} = 1/\lambda = T_{1/2}/0,6931 = 1,443T_{1/2}.$$

Ядерні реакції – це перетворення атомних ядер, які зумовлюються їхньою взаємодією з іншими ядрами або елементарними частинками. Рівняння ядерних реакцій повинні задовольняти таким вимогам:

1) сума масових чисел усіх ядер і частинок, які утворюються внаслідок реакції (масу електронів та позитронів через їхню малість не враховують);

2) сума зарядів ядер та частинок, які вступають у реакцію, дорівнює сумі зарядів ядер та частинок, що утворюються внаслідок реакції.

Ядерні реакції супроводжуються великим виділенням енергії. Вперше цю енергію використали в реакціях поділу деяких ядер, наприклад, $^{238}_{92}\text{U}$. Поділ ядер урану – це ланцюгова реакція. Маса, при якій реакція поділу починає відбуватися самодовільно, називається **критичною масою**. При реакціях поділу здебільшого відбувається утворення двох великих уламків (ядер інших елементів) та кількох нейтронів. Наприклад,



Варіанти такого поділу ядер надзвичайно різноманітні, і при цьому загальних правил не існує.

■ **Приклад 1.** Визначте енергію зв'язку в ядрі атома ^{35}Cl , якщо маса цього ізотопу дорівнює 34,9689 а. о. м.

Розв'язання. Знаходимо сумарну масу всіх елементарних частинок, з яких складається атом хлору:

17·1,007276 а. о. м. (маса протонів);

18·1,008665 а. о. м. (маса нейтронів);

17·0,0005486 а. о. м. (маса електронів).

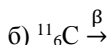
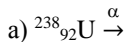
Всього: 35,2890 а. о. м.

Отже, експериментальна маса атома менше теоретичної на 0,3201 а. о. м. Втрата маси на один нуклон дорівнює $0,3201:35 = 0,009146$ а. о. м.

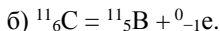
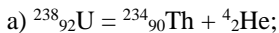
Виходячи з рівняння Ейнштейна ця маса відповідає $0,00146$ а. о. м.: $931,5 \text{ MeV/нуклон} = 8,52 \text{ MeV/нуклон}$.

Відповідь: енергія зв'язку на один нуклон дорівнює $8,52 \text{ MeV/нуклон}$.

■ **Приклад 2.** Напишіть рівняння радіоактивного розпаду:



Розв'язання і відповідь:



■ **Приклад 3.** Радій масою 3 г виділяє $1,08 \cdot 10^{11}$ α -частинок за секунду. Визначте константу радіоактивного розпаду λ .

Розв'язання. У 3 г радію міститься:

$$k = 3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} / 226 = 7,99 \cdot 10^{21} \text{ атомів.}$$

Отже, константа розпаду дорівнює відношенню кількості виділених α -частинок (атомів, що розпалися) в одиницю часу до повної їхньої кількості:

$$\lambda = 1,08 \cdot 10^{11} / 7,99 \cdot 10^{21} = 1,35 \cdot 10^{-11} \text{ с}^{-1}.$$

■ **Приклад 4.** Через скільки років з 2 г радію залишиться 0,3 г, якщо період його піврозпаду 1 620 років?

Розв'язання.

$$m = m_0 \cdot 2^{-t/T_{1/2}};$$

$$0,3 \text{ г} = 2 \text{ г} \cdot 2^{-t/T_{1/2}};$$

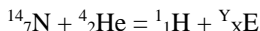
$$\lg 0,3 = \lg 2 - (t/1620) \lg 2;$$

$$t = (\lg 2 - \lg 0,3) 1620 / \lg 2 = 4434 \text{ роки.}$$

Відповідь: для того, щоб з 2 г радію залишилося 0,3 г, треба, щоб пройшло 4 434 роки.

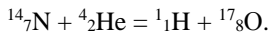
■ **Приклад 5.** Напишіть рівняння ядерної реакції, яка відбувається за бомбардування ${}^{14}_7\text{N}$ α -частинками. Визначте, ізоотп якого елемента утворюється.

Розв'язання.



$$14 + 4 = x + 1; x = 17;$$

$$7 + 2 = 1 + y; y = 8;$$



Відповідь: після проходження ядерної реакції утворюється ізоотп Оксигену ${}^{17}_8\text{O}$.

Запитання, задачі і вправи

3.1. Коли і хто відкрив явище радіоактивності? Хто пояснив суть цього явища?

3.2. Хто і коли відкрив ядерну модель атома? Які досліді сприяли цьому відкриттю? Як розподілена маса атома між ядром і електронною оболонкою?

3.3. Дайте визначення поняттю нуклон. Що таке енергія зв'язку нуклонів у ядрі? З чим пов'язане виникнення цієї енергії?

3.4. Як пояснити, що атомні маси елементів не є цілими числами?

3.5. Поясніть, чому ядра ${}^4\text{He}$ дуже стабільні, а ядра ${}^4\text{H}$ не існують.

3.6. Обчисліть енергію зв'язку в ядрах атомів ${}^4_2\text{He}$ та ${}^{120}_{50}\text{Sn}$, якщо точні маси цих ізотопів відповідно дорівнюють 4,0026 та 119,902.

Відповідь: 7,07 МеВ/нуклон; 8,51 МеВ/нуклон.

3.7. Знайдіть точну масу ізотопу ${}^{200}_{80}\text{Hg}$, коли відомо, що енергія зв'язку в ядрі атома Гідраргіриму дорівнює 7,91 МеВ/нуклон.

Відповідь: маса ізотопу ${}^{200}_{80}\text{Hg}$ дорівнює 199,968 а. о. м.

3.8. Константа розпаду радону дорівнює $2,0984 \cdot 10^{-6} \text{ с}^{-1}$. Яку кількість α -частинок випромінює 1 г радію за 1 с? Визначте період піврозпаду радону.

Відповідь: $5,689 \cdot 10^{15}$; 3,823 доби.

3.9. Через скільки років з 10 г радіоактивного ізотопу кобальту ${}^{60}\text{Co}$ залишиться 1 г, якщо період його піврозпаду 5,3 року?

Відповідь: 17,6 року.

3.10. Період піврозпаду β^+ -радіоактивного ізотопу натрію ${}^{24}\text{Na}$ дорівнює 14,8 року. Напишіть рівняння та визначте константу розпаду.

Відповідь: $1,3 \cdot 10^5 \text{ с}^{-1}$.

3.11. Напишіть усі відомі типи ядерних розпадів. Наведіть приклади реакцій, які відповідають кожному типу розпаду.

3.12. Чому радіоактивні ізотопи використовують для вивчення хімічних реакцій?

3.13. Поясніть, яку радіоактивність називають природною, а яку – штучною. Наведіть приклади.

3.14. Чому в природі не існує стабільних ізотопів Технецію і Прометію?

3.15. Сформулюйте закон зсуву для реакцій радіоактивного розпаду. Наведіть приклади.

3.16. Поясніть, як, знаючи період піврозпаду радіоактивного ізотопу Карбону ${}^{14}_6\text{C}$ ($T_{1/2} = 5\,570$ років), вчені визначають вік археологічних знахідок.

3.17. Які реакції називаються ядерними та чим вони відрізняються від хімічних реакцій?

3.18. Який процес називають «спонтанним поділом ядер»? Для яких елементів може відбуватися цей процес? Чому під час реакцій виділяється велика кількість енергії?

3.19. Напишіть рівняння ядерного розпаду:

- а) $^{152}_{62}\text{Sm}$ втрачає α -частинку;
- б) $^{87}_{37}\text{Rb}$ зазнає β^- -розпаду;
- в) $^{40}_{19}\text{K}$ схильний до К-захвату.

3.20. Який вид радіоактивного розпаду приводить до утворення:

- а) Торію $^{234}_{90}\text{Th}$ з Урану $^{238}_{92}\text{U}$;
- б) Протактинію $^{234}_{91}\text{Pa}$ з Торію $^{234}_{90}\text{Th}$;
- в) Полонію $^{214}_{84}\text{Po}$ з Вісмуту $^{214}_{83}\text{Bi}$;
- г) Талію $^{210}_{81}\text{Tl}$ з Вісмуту $^{214}_{83}\text{Bi}$?

Відповідь: а) α -розпад; б) β^- -розпад; в) β^- -розпад; г) α -розпад.

3.21. Яка маса ізотопу стронцію $^{81}_{38}\text{Sr}$ залишиться через 2 доби, якщо період його піврозпаду 8,5 год, а вихідна маса дорівнювала 1,5 г?

Відповідь: 0,03 г.

3.22. Поясніть, який тип радіоактивного розпаду спостерігається за таких перетворень:

- а) $^{34}_{17}\text{Cl} \rightarrow ^{34}_{16}\text{S}$;
- б) $^{43}_{21}\text{Sc} \rightarrow ^{40}_{20}\text{Ca}$;
- в) $^{152}_{62}\text{Sm} \rightarrow ^{148}_{60}\text{Nd}$.

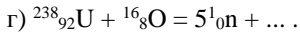
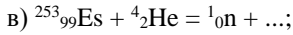
3.23. Напишіть рівняння ядерних реакцій:

- а) $^{11}_{5}\text{B} + ^4_2\text{He} = ^{13}_{7}\text{N} + \dots$;
- б) $^{12}_{6}\text{C} + ^1_0\text{n} = \dots$;
- в) $^6_3\text{Li} + ^1_0\text{n} = ^4_2\text{He} + \dots$;
- г) $^{89}_{35}\text{Br} = ^1_0\text{n} + \dots$;
- д) $^{27}_{13}\text{Al} + ^4_2\text{He} = ^{30}_{14}\text{Si} + \dots$;
- е) $^{12}_{6}\text{C} + ^2_1\text{H} = ^1_0\text{n} + \dots$.

3.24. Поясніть, як добувають трансуранові елементи. Наведіть приклади синтезу $^{239}_{94}\text{Pu}$ та $^{242}_{96}\text{Cm}$.

3.25. Напишіть рівняння ядерних реакцій:

- а) $^{238}_{92}\text{U} + ^2_1\text{H} = ^{238}_{93}\text{Np} + \dots$;
- б) $^{244}_{96}\text{Cm} + ^4_2\text{He} = ^{245}_{97}\text{Bk} + ^1_1\text{H} + \dots$;



3.26. Які ядерні реакції називаються реакціями поділу? Де використовують ці реакції? Наведіть приклади.

3.27. Під час поділу одного ядра атома Урану (${}^{235}_{92}\text{U}$) виділяється 200 MeV енергії. Скільки треба спалити тонн коксу (вуглецю), щоб виділилася така сама кількість теплоти, яка виділяється при поділі 100 г ${}^{235}_{92}\text{U}$?

Відповідь: 250,7 т.

3.28. Обчисліть, яка кількість енергії виділяється внаслідок ядерної реакції



якщо атомні маси відповідно дорівнюють, а. о. м.: 7,01655; 1,00733; 4,002997.

Відповідь: $1,612 \cdot 10^9$ кДж.

3.2. Будова атома

Як було вже зазначено, атоми хімічних елементів складаються з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів, які оточують ядро. Електрони мають подвійну (корпускулярно-хвильову) природу.

Корпускулярно-хвильовий дуалізм спочатку затвердився у вченні про природу електромагнітного випромінювання. Частота випромінювання світла ν пов'язана зі швидкістю ($c = 3 \cdot 10^8$ м/с та довжиною його хвилі λ) таким співвідношенням:

$$\nu = c/\lambda.$$

Енергія електромагнітного випромінювання виділяється і поглинається певними порціями – квантами. Квант світла називається фотоном. Енергія фотона дорівнює:

$$E = h\nu,$$

де h – стала Планка ($h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж·с). Використовуючи рівняння Ейнштейна

$$E = mc^2,$$

можна визначити масу фотона (в цьому випадку можна казати лише про масу фотона, який рухається, оскільки маса спокою фотона дорівнює нулю):

$$\lambda = h/mc; m = h/\lambda c.$$

Важливим кроком на шляху до створення квантової механіки було використання принципу невизначеності В. Гейзенберга та рівняння Луї де Бройля.

Згідно з принципом невизначеності принципово неможливо одночасно з однаковим ступенем точності визначити імпульс електрона ($p = mv$) та його розташування у просторі. Математичний запис цього принципу має назву співвідношення невизначеності:

$$\Delta p_x \Delta x \geq h,$$

де Δp_x і Δx – відповідно похибка у визначенні складової імпульсу електрона та значення його координати по вісі x . Отже, чим точніше визначено імпульс електрона, тим менш точно визначено його розташування у просторі. Саме це і призводить до того, що траєкторію електрона треба замінити ймовірністю знаходження його у певній точці простору.

Французький фізик Луї де Бройль висунув гіпотезу, згідно з якою корпускулярно-хвильова природа властива не лише фотонам, а й іншим частинкам. Довжину хвилі, за де Бройлем, для будь-якої частинки, що рухається, можна визначити, використовуючи рівняння:

$$\lambda = h/mv,$$

де m – маса частинки; v – швидкість руху частинки.

■ **Приклад 6.** Визначте масу фотона, якщо довжина його хвилі дорівнює $6,263 \cdot 10^{-7}$ м.

Розв’язання. Знаходимо масу фотона, що рухається, за формулою:

$$m = h\lambda/c = 6,626 \cdot 10^{-34} / 6,263 \cdot 10^{-7} \cdot 3 \cdot 10^8 = 3,53 \cdot 10^{-36} \text{ кг.}$$

Відповідь: маса фотона, що рухається, з довжиною хвилі $6,263 \cdot 10^{-7}$ м, дорівнює $3,53 \cdot 10^{-36}$ кг.

■ **Приклад 7.** Визначте довжину хвилі де Бройля для електрона, якщо його швидкість дорівнює $2,5 \cdot 10^6$ м/с.

Розв’язання. Визначасмо довжину хвилі де Бройля для електрона за формулою:

$$\lambda = h/mv = 6,626 \cdot 10^{-34} / 9,11 \cdot 10^{-31} \cdot 2,5 \cdot 10^6 = 2,91 \cdot 10^{-10} = 0,291 \text{ нм.}$$

Відповідь: довжина хвилі де Бройля для електрона дорівнює 0,291 нм.

Атом може поглинати енергію у вигляді квантів світла і переходити у збуджений стан. При цьому електрон переміщується на більш віддалену від ядра орбіталь. Переходячи з більш віддаленої на більш близьку до ядра орбіталь, електрон виділяє енергію у вигляді квантів світла. Такі переходи елек-

тронів у атомах з одного енергетичного рівня на інший викликають виникнення атомних спектрів. Найпростішим є спектр атомів водню. Розташування смуг у цьому спектрі визначається співвідношенням:

$$E = (me^4/8\epsilon_0^2h^2)(1/n_1^2 - 1/n_2^2),$$

де n_1, n_2 – відповідно квантові числа електрона, який знаходиться у вихідному та кінцевому станах, причому $n_1 < n_2$; ϵ_0 – діелектрична проникність вакууму ($\epsilon_0 = 8,85 \cdot 10^{-12}$ Ф/м).

■ **Приклад 8.** Визначте енергію, яка потрібна для переходу електрона з третьої атомної орбітали на четверту.

Розв’язання. Враховуючи, що $n_1 = 3$ та $n_2 = 4$, з наведеної вище формули одержуємо:

$$\begin{aligned} E &= (me^4/8\epsilon_0^2h^2)(1/n_1^2 - 1/n_2^2) = \\ &= [[9,11 \cdot 10^{-31} \cdot (1,6 \cdot 10^{-19})^4]/8(8,85 \cdot 10^{-12})^2 \cdot (6,626 \cdot 10^{-34})^2] \cdot (1/9 - 1/16) = \\ &= 1,06 \cdot 10^{-19} \text{ Дж.} \end{aligned}$$

Враховуючи, що $1 \text{ Дж} = 6,24 \cdot 10^{18} \text{ еВ}$, то $E = 1,06 \cdot 10^{-19} \text{ Дж} = 0,66 \text{ еВ}$.

Відповідь: енергія переходу електрона з однієї орбітали на іншу становить $E = 0,66 \text{ еВ}$.

Для характеристики стану електрона в атомі у квантовій механіці використовують чотири квантові числа: n – головне квантове число, яке визначає енергетичний рівень та відстань до найбільш імовірної зони знаходження електрона в атомі; ℓ – орбітальне квантове число, що визначає значення моменту кількості руху електрона; m_ℓ – магнітне квантове число, яке визначає розташування електронних орбіталей у просторі; m_s – спінове квантове число, яке характеризує власний магнітний момент електрона. Система чотирьох квантових чисел повністю визначає стан електрона в атомі, тобто повністю описує стан електрона на певній атомній орбіталі.

Стан електрона в атомі, коли кільком рівням відповідає однакове значення енергії, називається виродженням, а кількість рівнів з однаковою енергією – кратністю виродження.

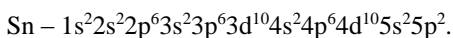
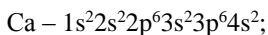
В. М. Ключковський запропонував правило для визначення розподілу електронів у атомі, виходячи з суми головного (n) та орбітального (ℓ) квантових чисел. Заповнення електронами відповідного енергетичного рівня починається з груп, в яких значення суми ($n + \ell$) мінімальне. Отже, послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів та підрівнів відбувається у порядку збільшення енергії атомних орбіталей. Цю послідовність можна подати так:

$$1s < 2s < 2p < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p \text{ і т. ін.}$$

Слід враховувати, що різниця значень енергії атомних орбіталей 4s та 3d, 5s та 4d й особливо 5d та 4f порівняно невелика, внаслідок чого послідовність заповнення цих рівнів інколи порушується.

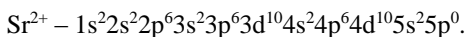
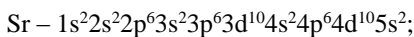
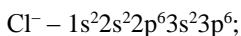
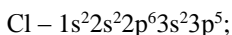
■ **Приклад 9.** Напишіть електронні формули елементів з порядковими номерами 20 та 50.

Розв'язання. Елементи, які мають порядкові номери 20 і 50, це кальцій та олово, їхні електронні конфігурації можна зобразити так:



■ **Приклад 10.** Напишіть електронні формули атомів Cl та Sr, а також Cl⁻ та Sr²⁺.

Розв'язання. Хлор має порядковий номер 17, а Стронцій – 38. Електронні формули цих елементів такі:



Запитання, задачі і вправи

3.29. Яку роль відіграли атомні спектри в розвитку вчення про будову атома?

3.30. Поясніть, чому спектр атома Гідрогену найпростіший з усіх атомних спектрів.

3.31. Опишіть модель атома, яку запропонував Резерфорд і вкажіть, чому ця модель суперечила уявленням класичної фізики.

3.32. Сформулюйте постулати Бора. В чому недоліки теорії Бора?

3.33. Напишіть формулу Бальмера, яка описує спектр атома Гідрогену. Поясніть, яким чином ця формула впливає з теорії Бора.

3.34. Який фізичний зміст сталої Рідберга?

3.35. У чому суть принципу «відповідності», який висунув Бор?

3.36. Що таке «боровський радіус»? Обчисліть його.

Відповідь: 52,9 пм, або 0,05299 нм.

3.37. Визначте, яку енергію виділяє електрон при переході з другої на першу орбіталь в атомі Гідрогену. Якою буде довжина хвилі кванта світла, який при цьому випромінюється?

Відповідь: 10,2 еВ/атом; $1,216 \cdot 10^{-7}$ м.

3.38. Визначте швидкість руху електрона на першій, другій та третій орбіталах атома Гідрогену.

Відповідь: $2,187 \cdot 10^6$ м/с; $1,1 \cdot 10^6$ м/с; $7,3 \cdot 10^5$ м/с.

3.39. Визначте енергію, яка потрібна для переходу електрона з другої на третю орбіталь атома Гідрогену.

Відповідь: 1,9 еВ.

3.40. Як у рівнянні де Бройля пов'язані між собою маса частинки та довжина хвилі, яка їй відповідає?

3.41. Визначте довжину хвилі фотона, якщо його частота дорівнює $1,3 \cdot 10^{15}$ Гц.

Відповідь: 230,5 нм.

3.42. Визначте масу фотона, якщо йому відповідає довжина хвилі $4,929 \cdot 10^{-7}$ м.

Відповідь: $4,48 \cdot 10^{-36}$ кг, або $4,48 \cdot 10^{-33}$ г.

3.43. Визначте довжину хвилі де Бройля для електрона з масою $9,11 \cdot 10^{-31}$ кг, якщо його швидкість дорівнює $7 \cdot 10^6$ м/с.

Відповідь: 0,104 нм.

3.44. Визначте довжину хвилі де Бройля для α -частинки, якщо її маса становить $6,6 \cdot 10^{-27}$ кг, а швидкість – $8 \cdot 10^4$ м/с.

Відповідь: 0,00125 нм.

3.45. Визначте довжину хвилі де Бройля для часточки масою 1 г, яка рухається зі швидкістю 20 м/с.

Відповідь: $3,313 \cdot 10^{-32}$ м.

3.46. Визначте швидкість руху електрона, якщо відповідна йому довжина хвилі де Бройля дорівнює $5,6 \cdot 10^{-11}$ м.

Відповідь: $1,3 \cdot 10^7$ м/с.

3.47. Визначте довжину хвилі для: а) електрона; б) протона; в) часточки, яка має масу 1 г (усі вони рухаються з однаковою швидкістю – 10 км/с).

Відповідь: а) 72,7 нм; б) 0,3096 нм; в) $6,625 \cdot 10^{-5}$ нм.

3.48. Напишіть рівняння Шредінгера та поясніть, який фізичний зміст має хвильова функція.

3.49. Який набір квантових чисел потрібний для опису стану електрона в атомі?

3.50. У чому полягає суть принципу невизначеності Гейзенберга?

3.51. Тенісний м'яч летить зі швидкістю 25 м/с. Чому дорівнює довжина його хвилі, якщо маса м'яча 50 г?

Відповідь: $1,324 \cdot 10^{-32}$ м.

3.52. У чому полягає доповнювальний принцип квантової механіки?

3.53. У чому полягає відмінність понять «електронна орбіталь» та «електронна орбіта»? Яке з цих понять використовують у квантовій механіці і чому?

3.54. Що мається на увазі під поняттям «електронна хмара»? Як пов'язане це поняття з поняттям «атомна орбіталь»?

3.55. Швидкість руху електрона по першій Боровській орбіті дорівнює 2 187 м/с. Якою буде похибка у визначенні координати електрона, якщо припустити, що похибка у визначенні швидкості становить 1 км/с? Порівняйте цю похибку зі значенням величини першої боровської орбіти.

Відповідь: 7 272 нм.

3.56. Чи всі електронні орбіталі мають просторову спрямованість? Які саме і з чим це пов'язано?

Відповідь: лише p-, d-, f-електронів.

3.57. Які енергетичні стани називаються виродженими? Як можна зняти виродженість атомних орбіталей?

3.58. Які електронні орбіталі мають назву «проникаючі», а які – «непроникаючі» і чому?

3.59. Сформулюйте принцип Паулі, наведіть приклади та поясніть його значення для створення теоретичної моделі електронної будови атома.

3.60. Як можна обґрунтувати правило, що ємність електронного шару становить $N = 2n^2$?

3.61. Сформулюйте перше правило Гунда. Яка його роль при визначенні електронної конфігурації атомів?

Відповідь: треба розглянути екрануючу дію внутрішніх електронних орбіталей багатоелектронних атомів.

3.62. Чому електронні орбіталі 2s та 2p в атомі водню мають однакову енергію, а в багатоелектронних атомах – різну?

3.63. Які елементи називаються s-, p-, d- та f-елементами?

3.64. Які елементи називаються перехідними і чому?

3.65. У якого елемента вперше починає заповнюватись d-, а в якого – f-підрівень?

3.66. Укажіть можливі та неможливі електронні конфігурації: $1s^2, 3p^6, 2f^1, 3d^5, 4g^2, 3s^1, 4f^1, 3d^{11}, 2p^3$. Відповідь аргументуйте.

Відповідь: можливі конфігурації: $1s^2, 3p^6, 3d^5, 3s^1, 2p^3$; неможливі: $2f1, 4g^2, 4f^{16}, 3d^{11}$.

3.67. Як змінюється екрануюча дія електронів у ряді $ns-np-nd-nf$ та з чим це пов'язано?

Відповідь: екрануюча дія електронів у ряді $ns-np-nd-nf$ зменшується.

3.68. Напишіть електронні формули елементів з порядковими номерами 19, 30, 37 та 55. У яких періодах розташовані ці елементи?

3.69. Чому в атома Хрому на зовнішньому $4s$ -рівні знаходиться лише один електрон, а в атомів сусідніх з ним елементів – Ванадію та Мангану – по два електрони?

3.70. Напишіть електронні конфігурації атомів Хрому, Молібдену та Вольфраму. Поясніть, чому лише атом Вольфраму має на зовнішньому електронному шарі два електрони.

3.71. Назвіть елементи, в яких закінчується заповнення $3d$ -, $4d$ - та $5d$ -орбіталей. Напишіть електронні формули цих елементів.

3.72. Сформулюйте основні принципи заповнення електронних рівнів багатоелектронних атомів.

3.73. У чому полягає відмінність електронної будови в нормальному та збудженому станах? Покажіть це на прикладі атомів Карбону, Сульфуру та Бромю.

3.74. Чим відрізняється електронна будова атома від електронної будови відповідних іонів? Поясніть це на прикладах $Na-Na^+$, $O-O^{2-}$, $Mn-Mn^{2+}-Mn^{4+}-Mn^{7+}$.

3.75. Напишіть формули електронної структури атомів Аргентуму, Лантану, Європію, Гадолінію та Цезію.

3.3. Періодичний закон Д. І. Менделєєва

Вчення про будову атома дало змогу зрозуміти й пояснити періодичний закон та періодичну систему елементів.

Згідно з періодичним законом, який відкрив Д. І. Менделєєв, зміна хімічних властивостей елементів зі збільшенням їхньої атомної маси має періодичний характер. Графічним відображенням періодичного закону є періодична система елементів, яка зображується у вигляді таблиці, де елементи розташовані в певному порядку у горизонтальних (періодах) та вертикальних (групах) рядах.

На початку XX ст. англійський фізик С. Мозлі показав, що точним критерієм для розташування елементів у періодичній системі є не атомна маса, а

заряд ядра. Він відкрив закон: корінь квадратний з частоти лінії рентгенівського спектра елемента є лінійною функцією порядкового номера елемента в періодичній таблиці Д. І. Менделєєва:

$$\nu = K(Z-a)^2,$$

де ν – частота рентгенівського випромінювання; Z – порядковий номер; K та a – константи.

Отже, періодична зміна фізичних і хімічних властивостей елементів відбувається завдяки періодичному повторенню будови зовнішніх електронних оболонок атомів. Елементи, які мають однакову електронну структуру зовнішнього (валентного) шару, називаються елементами-аналогами.

Особливо чітко періодичність зміни властивостей елементів спостерігається при розгляді закономірностей зміни перших потенціалів іонізації та енергії споріднення до електрона атомів.

Потенціалом іонізації називається енергія, яка потрібна для відривання електрона від атома з утворенням позитивно зарядженого іона (за умови, що атом знаходиться у незбудженому стані). Перший потенціал іонізації відповідає енергії, яка потрібна для відривання першого електрона, другий потенціал – енергії відривання другого електрона тощо. Кожний атом має стільки потенціалів іонізації, скільки електронів навколо ядра. Потенціал іонізації значно залежить від електронної конфігурації атома, і крива залежності першого потенціалу іонізації від порядкового номера атома має явно виражений періодичний характер.

Енергією споріднення до електрона називається енергія, яка виділяється за приєднання електрона до нейтрального атома з утворенням іона з негативним зарядом. Ця енергія також залежить від електронної конфігурації атома і, отже, її зміна також носить періодичний характер. Треба зазначити, що енергія приєднання другого електрона до будь-якого атома завжди відбувається з поглинанням енергії.

Електронегативність – це емпірична величина, яка введена для оцінки здатності атома цього елемента відтягувати до себе електронну густину. Значення електронегативності елементів залежить від багатьох факторів: типу сполуки, ступеня окиснення тощо. Однак електронегативність зручно використовувати для попередньої оцінки хімічних зв'язків між елементами у різних сполуках.

Запитання і вправи

3.76. Які іони називаються ізоелектронними? Наведіть відповідні приклади.

3.77. Назвіть іони елементів IV періоду, які за електронною будовою аналогічні атому Аргону.

3.78. За якої кількості електронів на цьому підрівні атом Аргону буде найстійкішим? Як це впливає на стійкість таких оболонок при заповненні в атомах енергетичних рівнів?

3.79. Поясніть особливість електронної будови атома Палладію. Чому ця особливість мало впливає на його хімічні властивості?

3.80. Які елементи називаються електронними аналогами? Покажіть відмінність між повними та неповними електронними аналогами.

3.81. Чи є атоми Фосфору та Арсену, Сульфуру та Селену повними електронними аналогами і чому?

3.82. Які атоми будуть неповними електронними аналогами для атомів Фосфору, Сульфуру та Хлору?

3.83. Для яких елементів – лантанодів чи актиноідів – енергетична різниця між $(n - 2)f$ - та $(n - 1)d$ -орбіталями буде меншою? Як це впливає на властивості відповідних елементів?

Відповідь: 18 електронів.

3.84. Скільки електронів може знаходитися на g -підрівні? Чи використовується цей підрівень для опису незбудженого стану будь-яких елементів періодичної системи?

3.85. Для елемента з яким порядковим номером можна припустити початок заповнення g -підрівня?

3.86. Напишіть електронну будову атомів з порядковими номерами 105, 110 та 112. З якими відомими елементами вони повинні мати подібні властивості?

3.87. Назвіть елементи, електронні конфігурації яких описано електронними формулами $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^5 5s^1$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

3.88. Напишіть формули електронної структури іонів Hg^{2+} , Pb^{2+} , Cr^{3+} та Fe^{2+} .

3.89. У чому полягає суть пропозиції Д. І. Менделєєва щодо класифікації хімічних елементів? Як учений передбачив властивості невідомих елементів?

3.90. Сформулюйте закон Мозлі. Поясніть, як цей закон дав змогу визначити загальну кількість елементів між Гідроеном та Ураном.

3.91. За яким принципом елементи поєднують у періоди та групи? Яка підгрупа називається головною, а яка – побічною?

3.92. У чому виявляється подібність елементів, що розташовані в періодичній таблиці по вертикалі, горизонталі та діагоналі? Чим пояснюється така подібність?

3.93. Поясніть суть явища вторинної періодичності.

3.94. Чим зумовлюється і в чому виявляється вторинна періодичність?

3.95. Як змінюються радіуси елементів у періодах та групах?

3.96. Який зміст вкладається в поняття «d-стиснення»? Атом якого елемента – калію чи міді – має більший радіус?

3.97. Поясніть суть терміну «лантанойдне стиснення». Як воно впливає на властивості елементів, що розташовані після Лютецію?

3.98. Поясніть, чому металічні властивості калію виявляються сильніше, ніж у цинку?

3.99. Які іони мають таку саму електронну будову, як і атом Неону? Якими є їхні розміри порівняно з атомом Неону?

Відповідь: у VIII періоді.

3.100. У якому періоді повинно початися заповнення 5f-підрівня та яка максимальна кількість електронів може знаходитися на цьому підрівні?

Відповідь: 32 елементи.

3.101. Скільки елементів повинно міститися в VII періоді після повного його завершення? Який порядковий номер повинен мати елемент, який буде завершувати цей період?

3.102. Як пояснити чисельну різницю між іонними, ковалентними, металевими та вандерваальсівськими радіусами? Який фізичний зміст вкладено у ці поняття? Як визначити значення цих радіусів?

3.103. Назвіть фактори, від яких залежить значення потенціалу іонізації атома елемента. Чи можна обчислити потенціал іонізації?

3.104. Поясніть нерівномірність зміни значень першого Потенціалу іонізації для елементів II періоду.

3.105. Як змінюється величина першого потенціалу іонізації у групі?

3.106. Як пояснити велику різницю між значеннями першого та другого потенціалів іонізації атома Натрію? Чи буде така різниця між першим та другим потенціалами іонізації для атома Магнію?

3.107. Що таке ефективний заряд ядра атома? Поясніть зміну цієї величини для елементів II періоду.

3.108. Чим зумовлюється близькість потенціалів іонізації атомів Цирконію та Гафнію?

3.109. Проаналізуйте зміну першого потенціалу іонізації для d- та f-елементів.

3.110. Поясніть, чому при втраті електрона s- та p-елементами іон наби-
рає електронну конфігурацію попереднього елемента, а при втраті електрона
d-елементами утворюються специфічні електронні конфігурації.

3.111. Дайте визначення енергії споріднення електрона.

3.112. Як пояснити, що більшість нейтральних атомів мають позитивну
величину споріднення до електрона?

3.113. Чому споріднення до електрона збільшується при переході від
Нітрогену до Оксигену і Флуору, але різко зменшується при переході від
Флуору до Неону?

3.114. Чому для атомів лужних металів величина споріднення до елек-
трона позитивна, а для атомів лужноземельних металів – негативна?

3.115. Що називається абсолютною та відносною електронегативністю?

3.116. У яких випадках доцільно використовувати поняття «електро-
негативність»? Чи існує зв'язок між потенціалами іонізації та енергією спо-
ріднення до електрона з електронегативністю?

3.117. Який елемент має найбільше значення електронегативності? Як
пояснити те, що цей елемент не має максимальної енергії споріднення до
електрона?

3.118. У чому принципові недоліки визначення поняття електронегатив-
ності? Скільки різних систем електронегативностей існує та в чому їхня від-
мінність? Наведіть приклади.

ГЛАВА 4

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК ТА БУДОВА РЕЧОВИНИ

4.1. Основні типи хімічного зв'язку

Для характеристики стану атомів у молекулі використовують поняття валентність та ступінь окиснення.

Валентність – це здатність атомів хімічного елемента сполучатися з певною кількістю атомів іншого елемента. Кількісно валентність визначається числом атомів одновалентного елемента, яка сполучається з одним атомом іншого елемента.

Ступінь окиснення – це умовний електричний заряд, який мав би цей атом, якби валентні електрони повністю змістилися до більш електронегативного атома. Визначаючи ступінь окиснення, припускаємо, що молекула складається з простих (одноатомних) іонів.

■ **Приклад 1.** Визначте валентності та ступені окиснення елементів у сполуках CrO_3 , CH_4 , CH_2Cl_2 .

Розв'язання. У сполуці CrO_3 валентність Хрому дорівнює шести, Оксигену – двом, ступінь окиснення, відповідно – +6 та –2. У сполуках CH_4 та CH_2Cl_2 Карбон чотиривалентний, а Гідроген і Хлор – одновалентні. Гідроген в обох сполуках має ступінь окиснення +1, Хлор має ступінь окиснення – 1. Ступінь окиснення Карбону в CH_4 дорівнює – 4, а в CH_2Cl_2 – 0.

Атоми, іони, молекули сполучаються між собою завдяки дії сил хімічного зв'язку. Розрізняють три основні типи хімічного зв'язку: іонний, ковалентний та металічний. Основою такого поділу на типи є особливості розподілу електронної густини в молекулах. Тип хімічного зв'язку в конкретній хімічній сполуці залежить від здатності атомів, які входять до її складу, віддавати чи приєднувати електрони.

Ковалентний зв'язок виникає тоді, коли електронні хмари не спарених електронів різних атомів, які входять до складу молекули, перекриваються. Ковалентний зв'язок утворюється при взаємодії атомів неметалів, а також атомів металів у вищих ступенях їхнього окиснення з атомами неметалів. Розрізняють полярний та неполярний ковалентний зв'язок.

Іонний зв'язок – це зв'язок, коли електрони одного атома переходять до іншого атома, а іони з протилежними зарядами, які утворилися внаслідок такого переходу, взаємодіють за рахунок кулонівських сил. Іонний зв'язок виникає при взаємодії атомів типових металів з атомами активних неметалів.

■ **Приклад 2.** Як змінюється характер хімічного зв'язку в такому ряді сполук: $\text{Na}_2\text{O}-\text{MgO}-\text{Al}_2\text{O}_3-\text{SiO}_2-\text{P}_2\text{O}_5-\text{SO}_3-\text{Cl}_2\text{O}_7$?

Розв'язання. При переміщенні у періоді зліва направо іонний тип зв'язку перетворюється на ковалентний, причому полярність зв'язку E–O постійно зменшується. Отже, в оксидах Na_2O , MgO , Al_2O_3 зв'язок іонний, а у решти – ковалентний.

Характеристикою здатності атома притягувати до себе електронну пару є його електронегативність. Електронна пара зміщується у напрямі того атома, який має більшу електронегативність (%). Чим більшою є різниця електронегативностей атомів, тим більший ступінь ковалентності зв'язку.

Запитання, задачі і вправи

4.1. Поясніть, який тип хімічного зв'язку називається іонним, а який – ковалентним. Які три основні ознаки характеризують кожний тип хімічного зв'язку? Наведіть приклади.

4.2. Що є основою утворення будь-якого хімічного зв'язку? Якими енергетичними змінами супроводжується утворення хімічного зв'язку?

4.3. Поясніть, який тип хімічного зв'язку наявний у молекулах таких речовин: KCl , H_2O , NH_3 , HCl , SiO_2 , PbO_2 , BaO_2 .

4.4. Чим відрізняються поняття «ступінь окиснення» та «валентність»? Як визначити ці величини? Наведіть приклади.

4.5. Яка сполука має найбільший іонний зв'язок: NaN , HF , HI , NaF , Na_2S , Al_2S_3 ?

4.6. Чи збігається ступінь окиснення елемента з ефективним зарядом ядра? Чому?

4.7. Порівняйте числові значення ступенів окиснення і валентностей для таких сполук: NH_4Cl , N_2H_4 , $\text{Fe}(\text{CO})_5$, CO , HNO_3 , $\text{Cr}(\text{C}_6\text{H}_6)_2$.

4.8. Визначте ступені окиснення і валентність елементів у $\text{K}_3\text{Al}(\text{OH})_6$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$, $\text{Cr}[(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, $\text{Cr}[(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]\text{Cl}_3$, $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2$.

4.9. Як змінюється характер хімічного зв'язку в ряді: NaCl , MgCl_2 , AlCl_3 , SiCl_4 , PCl_5 , SCl_2 , Cl_2 ?

4.10. Який зв'язок виявлятиме більш іонний характер у кальцій сульфаті?

4.11. У якій сполуці зв'язок елемент–кисень буде найбільш іонним, а в якій – найменш іонним: CaO , CO_2 , MgO , SO_2 , Al_2O_3 , P_2O_3 , NO , BaO , P_2O_5 ?

4.12. У яких сполуках Флуору зв'язок Флуор–елемент матиме іонний характер: NaF , MgF_2 , AlF_3 , CF_4 , BaF_2 , NF_3 , F_2O , CrF_3 ?

4.13. Визначте ступінь окиснення та валентність Нітрогену в сполуках: HNO_3 , HNO_2 , N_2 , N_2H_4 , N_2 , NH_2OH .

4.14. Запишіть у порядку зростання ступеня іонності зв'язку B–Cl, Na–Cl, Ca–Cl, Be–Cl, Zn–Cl, H–Cl, P–Cl.

4.15. Поясніть зміну ступеня іонності зв'язку в сполуках HF, HCl, HBr, HI.

4.16. У бік якого атома буде зміщена електронна пара у таких сполуках: H₂O, SO₂, F₂O, CaH₂, CH₄, SiH₄, NaNH₂?

4.2. Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків. Гібридизація.

Дипольні моменти

При утворенні молекул хімічних сполук електронна густина часто зміщується у бік більше електронегативного атома, внаслідок чого утворюються полярні молекули (диполі). Мірою полярності молекули є її дипольний момент μ , добуток довжини диполя l на заряд електрона ($1,61 \cdot 10^{-19}$ Кл). Дипольний момент молекули приблизно має значення 10^{-29} Кл·м. Його найчастіше вимірюють у дебаях D ($1 \text{ D} = 3,33 \cdot 10^{-30}$ Кл·м).

Для двоатомних молекул величина дипольного моменту зумовлюється характером атомів, які входять до їхнього складу. В молекулах типу A₂ центри позитивних і негативних зарядів збігаються. Такі молекули неполярні. У молекулах типу AB зв'язок має полярний характер, і самі молекули завжди полярні. В багатоатомних молекулах типів AB₂, AB₃, AB₄ та ін. полярність зв'язку A–B не завжди призводить до полярності молекули в цілому. Полярність молекули в цьому випадку істотно залежить і від її просторової конфігурації.

У симетричних молекулах – AB₂ (лінійна з атомом A у центрі), AB₃ (форма правильного трикутника з атомом A у центрі), AB₄ (тетраedr або правильний квадрат з атомом A у центрі) – дипольні моменти зв'язків AB взаємно компенсують один одного, внаслідок чого сумарний дипольний момент таких молекул дорівнює нулю. В несиметричних молекулах (наприклад, кутовій AB₂, трикутній піраміді AB₃, з атомом A у вершині та ін.) взаємної компенсації дипольних моментів не відбувається, і молекула в цілому полярна. Отже, на основі експериментального визначення дипольних моментів молекул можна зробити висновки про їхню будову.

■ **Приклад 3.** Дипольні моменти молекул HCl і HI відповідно дорівнюють $3,44 \cdot 10^{-30}$ та $1,27 \cdot 10^{-30}$ Кл·м. Яка з цих молекул має більш іонний зв'язок?

Розв'язання. У молекулі HCl зв'язок більш іонний, тому що її дипольний момент більший.

Запитання і задачі

4.17. У бік якого елемента зміщені загальні електронні пари в сполуках F_2O , Na_2O , H_2O , WO_3 , SO_3 , CH_4 , SiH_4 ?

4.18. Чи матимуть дипольний момент молекули N_2 , O_2 , CH_4 , NF_3 , NO , HCl ? Дайте аргументовані пояснення.

4.19. Чи обов'язково поляризація зв'язку зумовлює наявність у молекулі дипольного моменту? Наведіть приклади.

Відповідь: ні.

4.20. Дипольний момент молекули CO_2 дорівнює нулю, а молекули $SO_2 - 5,4 \cdot 10^{-30}$ Кл·м. Як це пояснити?

4.21. Дипольні моменти молекул H_2O та H_2S відповідно дорівнюють $6,15 \cdot 10^{-31}$ та $3,11 \cdot 10^{-30}$ Кл·м. У якій молекулі зв'язок більш полярний?

4.22. Поясніть зменшення дипольних моментів у молекулах галогеноводневого ряду:

	HF	HCl	HBr	HI
$\mu \cdot 10^{-30}$, Кл·м	5,81	3,44	2,54	1,27

4.23. Яка з молекул (BF_3 , NF_3 чи PF_3) має нульовий дипольний момент і чому?

Відповідь: BF_3 .

4.24. Дипольні моменти молекул CO_2 та CS_2 дорівнюють нулю. Чи дорівнюватиме нулю дипольний момент молекули COS ?

Відповідь: ні.

4.25. Довжина диполя молекули HCl дорівнює $0,22 \cdot 10^{-10}$ м. Визначте дипольний момент.

Відповідь: 1,06 D.

4.26. Дипольні моменти молекул HI і HCN дорівнюють відповідно 0,42 та 2,9 D. Знайдіть довжину диполів.

Відповідь: 9 та 60 нм.

4.3. Ковалентний зв'язок. Метод валентного зв'язку.

Метод молекулярних орбіталей

Оскільки точне розв'язання рівняння Шредінгера для молекул неможливе, існують два наближені методи розрахунку електронної густини в молекулах: метод валентних зв'язків (ВЗ) та метод молекулярних орбіталей (МО).

У методі ВЗ припускають, що ковалентний зв'язок здійснюється парою електронів з протилежними спінами, які локалізовані між двома атомами. Утворення ковалентного зв'язку відбувається у тому напрямі, в якому можливість перекривання атомних орбіталей атомів, що взаємодіють, максимальне.

Для пояснення геометричної структури молекул у методі ВЗ використовується уявлення про виникнення гібридних електронних орбіталей центрального атома, які утворюються внаслідок взаємного змішування (усереднення) атомних орбіталей. Форма гібридної орбітали залежить від характеру гібридизації, але гібридні орбіталі завжди витягнуті у напрямі до атомів, що взаємодіють. Це сприяє збільшенню перекривання з електронними хмарами останніх та зміцненню хімічних зв'язків.

Найчастіше зустрічаються такі типи гібридизації: sp – лінійна молекула (в сполуках C_2H_2 , BeF_2 та ін.); sp^2 – пласка тригональна молекула (в сполуках C_2H_4 , BF_3 , SO_3 та ін.); sp^3 – тетраедрична молекула (в сполуках CH_4 , NH_4^+ , BeF_4^{2-} та ін.).

Р. Гіллеспі запропонував теорію, яка дає змогу пояснити та передбачити форму молекул. Просторова будова молекули визначається загальною кількістю електронних пар, як тих, що беруть участь в утворенні хімічного зв'язку, так і незв'язуючих. Ця теорія називається методом відштовхування електронних пар валентної оболонки (ВВПВО). Сумарне число неподільних електронних пар центрального атома та інших атомів, пов'язаних з центральним, називається стеричним числом. Виходячи з вимоги максимальної віддаленості локалізованих валентних пар центрального атома одна від одної та симетричного їхнього розташування, можна передбачити геометричну форму молекули (Табл. 4.1).

■ **Приклад 4.** Поясніть просторову будову молекули берилій хлориду $BeCl_2$.

Розв'язання. Електронна конфігурація Be – $1s^2 2s^2 2p^0$. При збудженні один з s -електронів переходить у p -стан: $Be^* - 1s^2 2s^1 2p^1$. Отже, при утворенні хімічного зв'язку відбувається sp -гібридизація. Обидві гібридні орбіталі спрямовані одна щодо одної під кутом 180° .

Відповідь: молекула берилій хлориду $BeCl_2$ є лінійною.

■ **Приклад 5.** На основі методу ВВПВЕ поясніть просторову структуру молекули XeF_4 .

Розв'язання. У молекулі XeF_4 центральний атом Ксенону має дві неподільні електронні пари та зв'язаний з чотирма атомами Флуору, тобто стеричне число дорівнює 6. Обидві неподільні електронні пари спрямовані до вершини октаедра.

Відповідь: молекула XeF_4 має форму плаского квадрата.

Таблиця 4.1

Геометричні форми молекул на основі теорії ВЕПВЕ

Стеричне число	Розташування електронних пар	Кількість σ -зв'язків	Кількість неподілених електронних пар	Геометрична форма молекули	Приклад
2	Лінійне	2	0	Лінійна: AX_2	$BeCl_2$, CO_2 , $Ag(NH_3)_2^+$
3	Плаский трикутник	3	0	Плаский трикутник: AX_3	BCl_3 , SO_3 , NO_3^-
		2	1	Кутова: AX_2E	$SnCl_2$, SO_2 , NO_2^-
4	Тетраедр	4	0	Тетраедр: AX_4	CH_4 , NH_4^+ , SO_4^{2-}
		3	1	Тригональна біпіраміда: AX_3E	NH_3 , PF_3 , ClO_3^-
		2	2	Кутова: AX_2E_2	H_2O , SCl_2 , ClO_2^-
		5	0	Тригональна біпіраміда: AX_5	PCl_5 , $TaCl_5$
5	Тригональна біпіраміда	4	1	Деформований тетраедр: AX_4E	$TeCl_4$, SF_4 , $IO_2F_2^-$
		3	2	T-подібна форма: AX_3E_2	ClF_3 , $BrCl_3$
		2	3	Лінійна: AX_2E_3	ICl_2^- , I_3^- , XeF_2
6	Октаедр	6	0	Октаедр: AX_6	PF_6^- , AlF_6^{3-} , SbF_6^-
		5	1	Квадратна піраміда: AX_5E	IF_5 , ClF_5 , $SbCl_5^{2-}$
		4	2	Плаский квадрат: AX_4E_2	ICl_4^- , BrF_4^- , XeF_4

Метод ВЗ широко використовують хіміки. Він досить наочний, дає змогу зрозуміти, чому атоми різних елементів утворюють неоднакову кількість ковалентних зв'язків, добре пояснює спрямованість ковалентного зв'язку, структуру і властивості багатьох простих речовин та хімічних сполук. Однак у деяких випадках метод ВЗ не може пояснити природу утворених зв'язків, властивості й будову молекул або його висновки суперечать досліду. З точки зору методу ВЗ, незрозумілою є стійкість молекул та іонів з непарним числом електронів (NO , ClO_2), він призводить до хибних висновків при розгляді молекули кисню (не може пояснити її парамагнітність) тощо.

Для пояснення структури і властивостей молекул нині широко використовують метод МО, який розглядає молекулу як одне ціле. Подібно до того, як в атомі електрон рухається по атомних орбіталях, у молекулі електрони рухаються по молекулярних орбіталях. Стан електрона в молекулі визначається чотирма молекулярними квантовими числами: n , ℓ , m_ℓ та m_s . Розподіл електронів у молекулі по молекулярних орбіталях відбувається відповідно до

фундаментальних принципів: принципу мінімальної енергії, принципу Паулі та урахування правила Гунда. Найпоширенішим способом будови молекулярних орбіталей є метод лінійної комбінації атомних орбіталей, який скорочено позначають як метод МО-ЛКАО.

Кількість молекулярних орбіталей дорівнює кількості атомних орбіталей. У методі МО розрізняють зв'язуючі, розпушувальні та незв'язуючі молекулярні орбіталі. Молекула буде стійкою тоді, коли кількість електронів на зв'язуючих молекулярних орбіталах більша за кількість електронів на розпушувальних молекулярних орбіталах. Згідно з методом МО хімічний зв'язок може утворюватися й одним електроном, якщо він знаходиться на зв'язуючій орбіталі. Якщо на молекулярних орбіталах знаходиться непарна кількість електронів, то молекула буде парамагнітною, а якщо всі електрони спарені – діамагнітною.

■ **Приклад 6.** Поясніть з точки зору МО утворення молекулярного іона H_2^- .

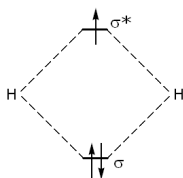


Рис. 3.1. Енергетична діаграма молекулярних орбіталей для молекулярного іона H_2^-

Розв'язання. Із двох атомних орбіталей атомів Гідрогену в молекулярному іоні H_2^- утворюються дві молекулярні орбіталі: одна зв'язуюча σ та одна розпушувальна σ^* . На цих молекулярних орбіталах знаходяться три електрони. Отже, електронна конфігурація іона в основному стані – $(\sigma_{1s})^2(\sigma_{1s}^*)^1$, тобто на зв'язуючій орбіталі знаходяться два електрони, а на розпушувальній – один. Звідси випливає, що молекулярний іон повинен бути стійким, кратність зв'язку в ньому дорівнює 0,5. Оскільки є один неспарений електрон, молекулярний іон H_2^- є парамагнітним.

■ **Приклад 7.** Поясніть збільшення енергії зв'язку при виділенні одного електрона з молекули фтору F_2 .

Розв'язання. Молекула фтору F_2 має електронну структуру:

$(\sigma_{1s})^2(\sigma_{1s}^*)^2(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2pz})^2(\pi_{2px}\pi_{2py})^4(\pi_{2px}^*\pi_{2py}^*)^4$ – кратність зв'язку дорівнює одиниці. Якщо молекула F_2 втрачає один електрон, то він переміщується з розпушувальної орбіталі. Кратність зв'язку при цьому збільшується до 1,5, відповідно збільшується й енергія зв'язку. Це і пояснює, чому енергія зв'язку в молекулярному іоні F_2^- більша, ніж у молекулі F_2 .

Запитання, задачі і вправи

- 4.27. Дайте характеристику орбіталей σ -, π - та δ -типу.
- 4.28. Які є типи хімічного зв'язку при кратності зв'язку, що дорівнює один, два, три?
- 4.29. Сформулюйте основні положення методу ВЗ.
- 4.30. Чому атом Сульфуру здатний утворювати зв'язки з шістьма атомами Флуору (SF_6), а атом Оксигену – лише з двома (OF_2)?
- 4.31. Сформулюйте основні положення методу МО.
- 4.32. Чому останнім часом метод МО застосовується більш широко, ніж метод ВЗ?
- 4.33. Яка відмінність між атомними та молекулярними орбіталями?
- 4.34. Як визначити порядок зв'язку для двоатомних молекул з точки зору методів ВЗ та МО?
- 4.35. Дайте визначення поняття насиченості ковалентного зв'язку. Поясніть це з точки зору методу ВЗ.
- 4.36. Поясніть, чому існує молекула SF_6 , але не існує молекули SH_6 .
- 4.37. Що мають на увазі, коли кажуть про спрямованість хімічного зв'язку? Як це пояснити з точки зору методу ВЗ?
- 4.38. Сформулюйте основні положення методу гібридизації. Які орбіталі можуть, а які не можуть зазнавати гібридизації? Наведіть приклади.
- 4.39. Які типи гібридних орбіталей можливі для атомів, що мають електрони на s- та p-валентних оболонках? Наведіть приклади.
- 4.40. Покажіть, які типи гібридних орбіталей можливі за наявності в атомах електронів на d-, s- та p-орбіталях. Яка геометрична конфігурація молекул можлива для кожного з цих випадків? Наведіть приклади.
- Відповідь:** для орбіталей dsp^2 – плоский квадрат, d^2sp^3 – октаедр, d^3s – тетраедр, dsp^3 – тригональна біпіраміда, dsp^3 та d^4s – квадратна піраміда.
- 4.41. Чому при утворенні хімічного зв'язку використання хімічних орбіталей виявляється більш енергетично вигідним, ніж звичайні атомні орбіталі?
- 4.42. Поясніть, чому молекули BF_3 та NF_3 мають різні (які саме) форми.
- 4.43. Молекули NH_3 , NF_3 та NCl_3 мають форму піраміди. Яку форму має молекула $\text{N}(\text{SiH}_3)_3$? Чому?
- Відповідь:** пласка.
- 4.44. Поясніть, чому молекула H_2O – пласка, а молекула CO_2 – лінійна.
- 4.45. Поясніть, чому в молекулах H_2O та NH_3 валентні кути H-E-N відповідно дорівнюють $104,5$ та $107,3^\circ$.
- 4.46. Поясніть, чому в ряді $\text{H}_2\text{O-H}_2\text{S-H}_2\text{Se-H}_2\text{Te}$ та $\text{NH}_3\text{-PH}_3\text{-AsH}_3$ валентний кут H-E-N поступово наближується до прямого.

4.47. Чи однакова геометрична конфігурація таких молекул: BCl_3 , PCl_3 , ICl_3 , TiCl_3 , CrCl_3 ? Яку саме конфігурацію мають ці молекули та чому?

4.48. Як і чому змінюється геометрична конфігурація часточок при перетворенні від BF_3 до BF_4^- та від NH_3 до NH_4^+ ?

4.49. Сформулюйте основні положення моделі відштовхування електронних пар валентної оболонки Гіллеспі (ВЕПВО). Покажіть на прикладах, як ця теорія допомагає передбачати геометрію молекул та іонів.

4.50. Як з точки зору моделі ВЕПВО передбачити будову таких молекул: XeF_6 , PF_5 , SF_4 , ClF_3 , OF_2 ?

Відповідь: деформований октаедр, тригональна біпіраміда, деформований тетраедр, Т-подібна, кутова.

4.51. Користуючись методом ВЕПВО складіть геометричну форму таких молекул: PCl_3 , CO_2 , SO_2 , H_2Te .

Відповідь: тригонально-пірамідальна, лінійна, кутова, кутова.

4.52. Яка геометрична будова комплексного іона TeCl_6^{2-} ? Чи узгоджується будова цього іона з передбаченням методу ВЕПВО і чому?

Відповідь: октаедр.

4.53. Молекула BF_3 має форму правильного трикутника, а молекула NH_3 має форму трикутної піраміди. Яку форму матиме сполука H_3NBF_3 ?

4.54. Поясніть, чому молекула NH_3 має більший дипольний момент, ніж молекула NF_3 .

4.55. У молекулі P_4 атоми Фосфору розміщені у вершинах правильного тетраедра. Поясніть будову цієї молекули з точки зору методу ВЗ. В якому стані гібридизації перебувають атоми Фосфору?

4.56. Як теорія ВЗ пояснює, що р-елементи парних груп часто мають валентність, яка передається парним числом, а елементи непарних груп – непарним?

4.57. Чому для атомів Фосфору, Сульфуру та Хлору максимальна валентність збігається з номером групи, а для атомів Нітрогену, Оксигену та Флуору вона менша за номер групи?

4.58. Чи можуть електрони, які перебувають на передостанній та третій зовні електронних оболонках, брати участь в утворенні хімічних зв'язків? Відповідь обґрунтуйте.

4.59. Яку максимальну валентність можуть мати атоми Карбону, Нітрогену та Бору? Чому атоми Силіцію, Фосфору та Алюмінію можуть мати більшу валентність?

4.60. Які хімічні зв'язки називають донорно-акцепторними? Наведіть приклади сполук, в яких атоми сполучені за допомогою донорно-акцепторного зв'язку.

4.61. На прикладах гомоядерних молекул II періоду поясніть опис молекулярних структур за допомогою методів ВЗ та МО.

4.62. Які молекулярні орбіталі називають зв'язуючими, розпушувальними та незв'язуючими? Наведіть приклади молекул сполук, які мають такі типи молекулярних орбіталей.

4.63. Чому не може існувати молекула He_2 , але можливе існування молекулярного іона He_2^+ ?

4.64. Порівняйте значення методу гібридизації орбіталей для опису молекули з точки зору методів МО та ВЗ.

4.65. Які структури називають резонансними? Який з методів, МО чи ВЗ, використовує поняття резонансу?

4.66. Поясніть з точок зору методів МО та ВЗ, чому енергія зв'язку в молекулі H_2 більша, ніж у молекулі Li_2 .

4.67. Атом Бору в молекулі BF_3 тривалентний. Чому в молекулі B_2 не утворюється потрійний зв'язок?

4.68. Чому молекула O_2 парамагнітна в основному стані? Чи будуть парамагнітними молекулярні іони O_2 та O_2^+ ?

Відповідь: має два неспарені електрони, так, ні.

4.69. Чи можна за допомогою методу ВЗ пояснити парамагнітність молекули O_2 ?

Відповідь: можна, але досить складно.

4.70. У якій молекулі треба очікувати більшу енергію зв'язку: N_2 чи NO і чому?

Відповідь: для молекули азоту.

4.71. Як з точки зору методів ВЗ та МО можна пояснити більшу міцність зв'язку Карбон–Оксиген у молекулі CO , ніж у молекулі CO_2 ?

4.72. Електронегативність кисню за Полінгом дорівнює 3,5, а вуглецю – 2,5. Поясніть, чому в молекулі CO негативний заряд має атом вуглецю.

4.73. Чому, незважаючи на велику різницю в електронегативностях атомів Карбону ($\chi_{\text{C}} = 2,5$) та Флуору ($\chi_{\text{F}} = 4,0$), молекула CF_4 – неполярна?

4.74. Як, використовуючи методи ВЗ та МО, пояснити полярність зв'язку?

4.75. Який порядок зв'язків у молекулі бензолу між атомами Карбону? Як це пояснити з точки зору методів МО та ВЗ?

4.76. Чим відрізняються діаграми молекулярних орбіталей молекул CO і N_2 ?

4.77. Побудуйте енергетичну діаграму молекулярних орбіталей LiH. На її прикладі поясніть, які молекулярні орбіталі називаються зв'язуючими, розпушувальними та незв'язуючими.

4.78. Порівняйте можливості методів ВЗ і МО для опису молекулярних структур.

4.79. Які часточки називають вільними радикалами? Наведіть приклади.

4.80. Чи є вільними радикалами такі молекули: CrCl_3 , FeCl_3 та CuCl_2 ?

Відповідь: ні.

4.81. При утворенні хімічного зв'язку ядра атомів наближаються одне до одного. Чому вони не зливаються?

4.82. Чому одинарний зв'язок буває лише σ -типу? Коли утворюється π -зв'язок?

4.83. Поясніть, чому молекула NO, на відміну від молекули NO_2 , набагато менш схильна до димеризації.

4.84. Складіть діаграми молекулярних орбіталей молекул HCl та BF_3 .

4.85. Використовуючи метод МО, розгляньте можливість існування таких часточок: HeH, HeF, H_2^+ , H_2^- , B_2^+ , B_2^- , Li_2 , Be_2^+ , O_2^{2+} , O_2^{2-} .

4.86. Поясніть, чому вилучення одного електрона зменшує міцність зв'язку в молекулі N_2 , але збільшує її в молекулах O_2 та F_2 .

4.87. Поясніть, чому при вилученні електрона від молекули Флуору спостерігається значніше зміцнення зв'язку, ніж при вилученні електрона від молекули Оксигену.

4.88. Відомо, що при вилученні електрона від молекули Флуору або Оксигену зв'язок зміцнюється. Чому ж тоді Флуор і Оксиген існують у вигляді молекул, а не у вигляді іонів?

4.89. Відомо, що існують молекули Li_2 , Na_2 , K_2 , Rb_2 . Чи може існувати молекула LiRb? Відповідь обґрунтуйте.

Відповідь: така молекула не існує.

4.90. Складіть діаграми молекулярних орбіталей для NF, NF^+ та NF^- . Яка з цих часточок має парамагнітні властивості?

4.91. Визначте кількість і форму молекулярних орбіталей молекули берилій гідриду та побудуйте діаграму молекулярних рівнів цієї молекули. Яку форму має молекула BeH_2 ?

4.92. Порівняйте можливості методів МО і ВЗ для опису молекул, що мають багаточентрові зв'язки.

4.93. Поясніть утворення π -дативного зв'язку. Наведіть приклади. Який із методів – МО або ВЗ – можна використати для цих пояснень?

4.94. Чому молекули N_2 та O_2 стійкі, а молекули P_2 та S_2 схильні до полімеризації?

Відповідь: Сульфур та Фосфор мають більші атомні радіуси, ніж Оксиген та Нітроген. Це призводить до зниження р_л-р_л-перекривання між атомами, внаслідок чого зменшується стійкість кратних зв'язків.

4.95. Поясніть, чому молекули C_2H_6 та B_2H_6 мають різну просторову будову й різні типи зв'язків.

4.96. Поясніть причину зменшення довжини зв'язку зі збільшенням його кратності.

4.97. Поясніть, чому енергія подвійного зв'язку менша за подвоєну енергію одинарного зв'язку. Яке буде співвідношення між значеннями енергій потрійного зв'язку та потроєною енергією одинарного зв'язку?

4.98. Як пояснити, що енергія зв'язку $H-F$ більша за енергію зв'язків $H-H$ та $F-F$?

4.99. Поясніть будову молекули метану з точки зору методів МО та ВЗ.

4.100. Які властивості повинні мати молекули типових донорів та акцепторів, якщо їх розглядати з точки зору методу ВЗ?

4.101. Чому іони Ve^{2+} більше здатні до комплексоутворення, ніж іони Ca^{2+} ?

4.102. Поясніть з точки зору методу ВЗ характер хімічних зв'язків у молекулах $Fe(CO)_5$ та $Cr(NH_3)_6Cl_3$.

4.103. Поясніть, чому в карбонільних та ціанідних комплексах стабілізується низький ступінь окиснення центрального іона.

4.4. Іонний зв'язок. Поляризація іонів

Під час взаємодії атомів, які великою мірою відрізняються за електронегативністю, утворюється іонний зв'язок. На відміну від ковалентного, іонний зв'язок не має спрямованості та насиченості. Відсутність таких властивостей призводить до того, що кожний іон оточений максимальною кількістю іонів, які мають протилежний знак. Отже, всі іонні сполуки в твердому агрегатному стані мають іонну кристалічну ґратку. При цьому протилежно заряджені іони впливають один на одного, тобто іони поляризуються. Отже, електрони зміщуються з зовнішньої оболонки щодо ядра. Поляризація іонів приводить до зменшення ступеня іонності зв'язку та до збільшення ковалентної складової.

Процес поляризації є двобічним. Поряд з поляризацією іонів спостерігається їхня поляризуюча дія на сусідні іони.

Експериментально встановлено, що:

- 1) аніони деформуються більше, ніж катіони;
- 2) для катіонів з однаковими радіусами поляризованість іонів із інертно-газовою оболонкою менша, ніж для іонів з недобудованою 18-електронною

оболонкою, які, в свою чергу, деформуються менше, ніж іони з 18-електронною оболонкою;

3) поляризованість іонів зменшується зі збільшенням їхнього позитивного заряду за однакової будови зовнішньої електронної оболонки, наприклад, поляризованість зменшується у ряді $\text{Na}^+ > \text{Mg}^{2+} > \text{Al}^{3+}$;

4) для іонів, які мають однаковий заряд та будову зовнішнього електронного шару, деформованість збільшується зі збільшенням іонного радіуса.

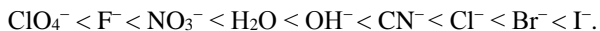
Поляризуюча дія іонів зростає:

1) зі збільшенням їхнього заряду, наприклад, поляризуюча дія збільшується у ряді $\text{Na}^+ < \text{Ca}^{2+} < \text{Y}^{3+}$;

2) зі зменшенням радіуса (отже, у ряді $\text{Li}^+ > \text{Na}^+ > \text{K}^+ > \text{Rb}^+ > \text{Cs}^+$, найменше деформуються іони літію);

3) деформуюча дія катіона збільшується при перетворенні від іонів із 8-електронним шаром до іонів із незавершеним шаром, особливо до іонів із завершеною 18-електронною оболонкою. Отже, порівнюючи іони однакового радіуса та заряду (Ca^{2+} , Mn^{2+} та Zn^{2+}), можна сказати, що перші мають меншу поляризуючу дію, ніж іони Mn^{2+} , а найбільшу матимуть іони Zn^{2+} .

Деформованість однозарядних аніонів зростає в ряді:



■ **Приклад 8.** Поясніть різне забарвлення таких сполук: CuF_2 – біле, CuCl_2 – жовте, CuBr_2 V чорне.

Розв’язання. Електронні орбіталі аніона з більшим радіусом деформуються легше. Колір речовини зумовлюється поглинанням світла у видимій ділянці спектра світла, а поглинання світла пов’язане зі збудженням зовнішніх електронів. Якщо іони не поляризовані, то для збудження електронів потрібна більша енергія (ультрафіолетова частина). Якщо іони поляризовані, то для збудження електронів потрібна менша енергія (видима частина спектра), внаслідок чого речовина має певне забарвлення.

■ **Приклад 9.** Поясніть зниження температури плавлення солі CuCl (430°C) порівняно з температурою плавлення солі NaCl (810°C), незважаючи на те, що радіуси іонів Na^+ та Cu^+ однакові (0,098 нм).

Розв’язання. Іони Cu^+ , які мають 18-електронну оболонку, виявляють сильнішу поляризуючу дію на іони Cl^- , ніж іони Na^+ , які мають 8-електронну інертгазову оболонку. Отже, електростатична взаємодія в CuCl виявляється меншою, ніж у NaCl , що призводить до зниження температури плавлення.

Запитання, задачі і вправи

4.104. Поясніть, чому за кімнатної температури іонні сполуки існують у вигляді іонних кристалів, а не у вигляді окремих молекул.

4.105. Як визначити сталу Маделунга, і чому вона однакова для NaCl та MgO?

4.106. Поясніть основну ідею Полінга, яку він запропонував для оцінки іонних радіусів.

4.107. Поясніть, що мають на увазі, коли кажуть про неспрямованість та ненасиченість іонного зв'язку.

4.108. При описі іонних сполук часто нехтують ковалентною складовою. Чи завжди можливе таке спрощення?

4.109. Чому неможливий 100 %-й іонний зв'язок? Як оцінити частку ковалентного зв'язку в іонних сполуках?

4.110. У чому виявляється поляризуюча дія іонів?

4.111. Чому елементи, які мають високий ступінь окиснення, не утворюють іонних сполук?

4.112. Покажіть, від яких факторів залежить поляризуюча дія іонів та як саме.

4.113. Як змінюється поляризуюча дія іонів:

а) Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} ;

б) Al^{3+} , Sc^{3+} , Y^{3+} ;

в) Ca^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+} ?

Відповідь: а) зменшується; б) зменшується; в) збільшується.

4.114. Як змінюється поляризованість іонів:

а) F^- , Cl^- , Br^- , I^- ;

б) Mg^{2+} , Na^+ , F^- , O^{2-} ;

в) S^{2-} , Se^{2-} , Te^{2-} ?

Відповідь: в усіх випадках збільшується.

4.115. Чи можна віднести до іонних сполук AuCl_3 , CrO_2 , NbCl_5 , WF_6 , OsO_4 ? Відповідь обґрунтуйте.

Відповідь: ні.

4.116. Чому у водному розчині CaCl_2 практично повністю дисоціює на іони, а HgCl_2 – практично не дисоціює?

4.117. Чому аргентум фторид добре розчинний у воді, а аргентум хлорид – практично нерозчинний?

4.118. Чому при перетворенні AgCl на AgI збільшується інтенсивність забарвлення?

4.119. Чому кальцій хлорид має температуру плавлення 770°C , а кадмій хлорид – 560°C , хоча іонні радіуси Ca^{2+} та Cd^{2+} близькі (відповідно 0,104 та 0,099 нм)?

4.120. Чому натрій та калій гідроксиди плавляться без розкладання, а арґентум (I) та купрум (I) гідроксиди – нестійкі за кімнатної температури?

4.121. Чому AuI_3 за кімнатної температури не стійкий, а AuCl_3 – досить стійкий?

4.122. Іонні радіуси Sr^{2+} та Pb^{2+} близькі. Яка зі сполук – SrF_2 або PbF_2 – матиме вищу температуру плавлення і чому?

Відповідь: SrF_2 .

4.123. Як пояснити зміну забарвлення оксидів у ряді: K_2O , CaO (білий), Sc_2O_3 , TiO_2 , V_2O_5 (оранжевий), ClO_3 (червоний), Mn_2O_7 (зелений)?

4.124. Поясніть, як змінюється температура плавлення у ряді: SrF_2 – SrCl_2 – SrBr_2 – SrI_2 .

4.125. Поясніть, чому кристалічний PbI_2 має жовте забарвлення, а розчин його у воді – безбарвний.

4.126. Поясніть, чому HgCl_2 безбарвний, $\text{Ag}_2[\text{HgI}_4]$ – жовтий, HgI_2 – яскраво-червоний, а $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ – безбарвний.

4.127. Що таке термочутливі фарби? Наведіть приклади та поясніть, чому вони змінюють своє забарвлення. Де застосовують такі фарби?

4.128. Поясніть підвищення температури термічної дисоціації гідроксидів у ряді:

	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$\text{Sr}(\text{OH})_2$	$\text{Ba}(\text{OH})_2$
t, $^\circ\text{C}$	160	550	780	900

4.129. Поясніть, чому зі зменшенням ступеня окиснення Титану збільшується інтенсивність забарвлення його хлоридів: TiCl_4 (безбарвний); TiCl_3 (фіалковий); TiCl_2 (чорний).

4.130. Поясніть, чому оксиди наведених нижче металів білого кольору, а їхні сульфіди – забарвлені: CdO (білий); CdS (жовтий); PbO (білий); PbS (чорний).

4.131. Поясніть збільшення ступеня дисоціації галогеноводневих кислот у ряді: HF – HCl – HBr – HI .

4.132. Що можна сказати про колір хлориду цього металу, якщо його йодид безбарвний? Чи правильне протилежне твердження?

Відповідь: хлорид буде безбарвний; зворотнє твердження неправильне.

4.133. Поясніть гідроліз солей у водному розчині з точки зору поляризації іонів.

4.134. Поясніть, чому солі NaNO_2 та Na_2CO_3 – стійкі сполуки, а кислоти HNO_2 та H_2CO_3 легко розкладаються.

4.135. Поясніть, чому кальцій гідроксид має лише основні властивості, а цинк гідроксид – амфотерні.

4.136. Як можна пояснити добру розчинність більшості іонних кристалів у полярних розчинниках?

4.5. Металічний зв'язок

Метали посідають особливе місце серед твердих тіл. Найкращим способом щодо пояснення будови кристалів з металічними властивостями є використання зонної теорії. Згідно з цією теорією, при взаємодії атомів металу утворюється N енергетичних рівнів, дуже близько розташованих один до одного. На цих рівнях, відповідно до принципу Паулі, може знаходитися $2N$ електронів, причому ці рівні об'єднані у зону.

Зонна теорія дає загальний підхід до розгляду властивостей не лише металічних, а й іонних та ковалентних кристалів. Зовнішні електрони всіх атомів кристалу знаходяться у нижній (валентній) зоні. Вільна зона, яка розташована безпосередньо над валентною зоною, називається зоною провідності. Якщо валентна зона та зона провідності перекриваються, що характерно для металів, то електрони можуть вільно пересуватися по кристалічній ґратці, а якщо валентна зона та зона провідності не перетинаються, між ними виникає так звана заборонена зона. Саме ширина забороненої зони і визначає електрофізичні властивості твердих тіл: ізолятор (ширина забороненої зони понад 3 eV) або напівпровідник (ширина забороненої зони 0,1–3 eV).

■ **Приклад 10.** Поясніть, чому Літій має металічні властивості.

Розв'язання. Атом Літію має таку електронну структуру: $1s^2 2s^1$. При об'єднанні N атомів у зоні буде існувати N рівнів, на яких можна розташувати $2N$ електронів. Оскільки атом Літію містить лише N електронів, зона буде заповненою лише наполовину. Отже, для літію у твердому стані можна очікувати металічну провідність.

Запитання, задачі і вправи

4.137. Сформулюйте основні положення зонної теорії. Як за допомогою цієї теорії пояснити металічні, напівпровідникові та діелектричні властивості твердих тіл?

4.138. Чому алюміній та олово є металами, а бор та силіцій – напівпровідниками?

4.139. Поясніть, чому берилій, магній, кальцій, стронцій та барій є металами, незважаючи на те, що вони мають по два електрони на останньому s-рівні.

4.140. Чому у ряді Cs–Ba–La–Hf–W збільшується теплота сублімації? Як повинна змінюватися густина та температура плавлення цих металів?

Відповідь: густина і температура плавлення збільшуються.

4.141. Алмаз, силіцій, германій та сіре олово мають однакову кристалічну структуру. Чому алмаз є діелектриком, силіцій та германій – напівпровідниками, а олово – провідником?

4.142. Чому перехідні метали мають високі значення ентальпії сублімації, температури плавлення та кипіння?

4.143. Чому введення невеликої кількості бору або фосфору у кристалічну ґратку силіцію збільшує її електропровідність?

4.144. Аналогом якого напівпровідника можна вважати алюміній фосфід?

4.145. Чому алмаз – діелектрик, а графіт – добрий провідник електричного струму?

4.146. Чому температура плавлення цинку, кадмію та ртуті набагато нижча за температуру плавлення хрому, молібдену та вольфраму?

4.147. Поясніть зменшення теплоти сублімації простих речовин у ряді Si–P–S.

4.148. Поясніть зміну характеру хімічного зв'язку у ряді Ge–GaAs–ZnSe–CuBr. Чи є всі наведені речовини напівпровідниками?

4.6. Водневий зв'язок. Міжмолекулярна взаємодія

При взаємодії атомів Гідрогену з найбільш електронегативними елементами він здатний утворювати водневий зв'язок, який є містковим зв'язком між двома електронегативними атомами. Наявність водневого зв'язку приводить до помітної асоціації молекул фтороводню, води, аміаку і багатьох органічних сполук. Енергія водневого зв'язку невелика і становить 5–40 кДж/моль. Отже, наявність водневого зв'язку зумовлює немонотонну зміну фізичних властивостей для подібних сполук.

Між молекулами речовини, крім хімічних сил, завжди діють дуже слабкі (на більше 5 кДж/моль) сили міжмолекулярної взаємодії, або сили Ван-дер-Ваальса. Основою цих сил є електростатичні далекодіючі взаємодії. Розрізняють три типи міжмолекулярної взаємодії: орієнтаційна, індукційна та дисперсійна.

■ **Приклад 11.** Поясніть, чому температура кипіння HF вища, ніж HCl (відповідно 20 та -65 °C).

Розв'язання. Флуор – більш електронегативний елемент, ніж Хлор. Між молекулами HF, на відміну від молекул HCl, утворюються міцні водневі зв'язки, для розриву яких потрібна додаткова енергія, що і приводить до підвищення температури кипіння HF.

Запитання, задачі і вправи

4.149. Яка природа сил Ван-дер-Ваальса? Назвіть три основні типи цих сил.

4.150. Чи можна перетворити на рідини ідеальний газ? Відповідь обґрунтуйте.

4.151. Як змінюється стійкість гідратів $E \cdot 5,75H_2O$ у ряді Ar–Xe?

4.152. Покажіть відмінність водневого зв'язку від сил Ван-дер-Ваальса. Чому водневий зв'язок не можна вважати чисто фізичною силою?

4.153. Поясніть, чому температура кипіння води не вписується в загальну закономірність зміни температур кипіння халькогеноводнів:

	H ₂ O	H ₂ S	H ₂ Se	H ₂ Te
т _{кип} , °C	100	-60	-41	-2

Наведіть інші аналогічні приклади.

4.154. Який водневий зв'язок називається міжмолекулярним, а який – внутрішньомолекулярним?

4.155. Поясніть, чому температура кипіння благородних газів закономірно збільшується від гелію до радону.

4.156. Поясніть закономірність зміни температур кипіння наведених нижче речовин:

	BF ₃	BCl ₃	BBr ₃	BI ₃
т _{кип} , °C	-101	13	91	210

4.157. Поясніть зниження температури плавлення у ряді:

	Sb	Te	I	Xe
Т _{пл} , °C	631	450	113	-111

Як у цьому ряді змінюється характер зв'язку у твердих речовинах?

4.158. Яка речовина і чому повинна мати вищу температуру плавлення – водень чи метан?

Відповідь: метан.

4.159. Як впливають і чому на температуру плавлення водневі зв'язки?

4.160. Між молекулами яких речовин можуть утворюватися водневі зв'язки: HF, H₂O, H₂Te, NH₃, CH₄, SiH₄, HCOOH, PH₃, C₂H₅OH?

4.161. Чому гелій не можна добути у твердому стані при атмосферному тиску?

4.162. Поясніть, чому молекули оцтової кислоти навіть у газоподібному стані димерні.

4.163. Поясніть, чому в побуті ширше використовують бутан–пропанову суміш газів або бутан, а не метан чи етан.

4.164. Як пояснити, що температура кипіння води значно вища за температуру кипіння фтороводню, хоч дипольний момент молекули H₂O ($6,1 \cdot 10^{-30}$ Кл·м) менший, ніж у молекули HF ($6,4 \cdot 10^{-30}$ Кл·м)?

4.165. Як і чому змінюється агрегатний стан простих речовин від фтору до йоду за кімнатної температури?

4.166. Поясніть, чому теплоти плавлення LiCl, NaCl, KCl (відповідно 20,1; 26,3; 28 кДж/моль) більші за теплоти плавлення HF, H₂O, NH₃ (відповідно 4,56; 6,02; 6,5 кДж/моль).

4.167. Чи однакова природа хімічного зв'язку, яка зумовлює димеризацію алюміній хлориду та фтороводневої кислоти?

Відповідь: ні.

4.168. Порівняйте будову молекул алюміній фториду та хлориду у твердому стані. Поясніть велику різницю між температурами плавлення цих сполук (відповідно 1 290 та 193 °С).

ГЛАВА 5

ОСНОВНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Усі речовини мають певний запас внутрішньої (прихованої) енергії, значну частину якої становить енергія хімічних зв'язків. Перетворення речовин супроводжуються розривом одних зв'язків та утворенням інших, що, як правило, приводить до виділення чи поглинання енергії. Енергія виділяється, якщо сумарна внутрішня енергія продуктів реакції менша, ніж реагентів, або збільшується – при зворотному співвідношенні. Енергетичні зміни протягом реакції найчастіше виявляються у виділенні чи поглинанні теплоти. Реакції, що відбуваються з виділенням теплоти, називають екзотермічними, а з поглинанням теплоти – ендотермічними.

Тепловий ефект хімічної реакції ($\Delta_r H^*$) – це кількість теплоти, яка виділяється чи поглинається при утворенні чи перетворенні певної кількості (як правило, 1 моль) речовини. Він залежить від температури, а якщо в реакції беруть участь гази, то часто і від тиску.

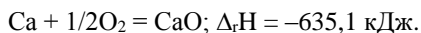
Для спрощення розв'язання багатьох теоретичних та прикладних термохімічних задач уведено так звані стандартні умови: температура 25 °С, або 298 К, та тиск 101,3 кПа. Тепловий ефект реакції, що відповідає стандартним умовам, позначається як $\Delta_r H^\circ$ (298 К). Надалі, коли йтиметься про такі умови, температура (298 К) не вказуватиметься.

Важливою термодинамічною характеристикою хімічної сполуки є її теплота утворення $\Delta_f H^{**}$ (для стандартних умов – $\Delta_f H^0$) – кількість теплоти, що виділяється чи поглинається при утворенні 1 моль сполуки із простих речовин. Якщо елемент утворює кілька простих речовин чи існують кілька поліморфних модифікацій простої речовини, то вибирають серед них найстійкішу за заданих умов. Зрозуміло, що для останньої $\Delta_f H = 0$.

Індекс «r» означає «реакція» (reaction). Індекс «f» означає «утворення» (formation).

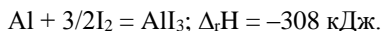
Значення теплот утворення сполук за стандартних умов можна знайти в довідковій літературі. Так, стандартна теплота утворення кальцій оксиду [$\Delta_f H^\circ(\text{CaO})$] становить $-635,1$ кДж/моль. Це означає, що при утворенні 56 г (1 моль) кальцій оксиду в результаті реакції між 40 г (1 моль) кальцію та 16 г кисню (0,5 моль O_2) за температури 25 °С та тиску 101,3 кПа виділяється 635,1 кДж теплоти. Ця реакція екзотермічна, її тепловий ефект записують зі знаком мінус (теплова енергія виділяється, тобто втрачається реакційною системою). Для ендотермічної реакції значення теплового ефекту додатне і його записують зі знаком плюс.

Тепловий ефект можна вказувати безпосередньо разом із рівнянням реакції. Відповідний запис називається термохімічним рівнянням. У ньому можуть бути і дробові коефіцієнти. Наприклад:



■ **Приклад 1.** Під час реакції алюмінію з йодом виділилося 77 кДж теплоти. Які маси речовин прореагували? Теплота утворення алюміній йодиду дорівнює -308 кДж/моль. Залежністю теплового ефекту реакції від температури знехтувати.

Розв'язання. Записуємо термохімічне рівняння:



Складаємо пропорції та розв'язуємо їх:

$M(\text{Al}) = 27$ г/моль; $M(\text{I}) = 127$ г/моль;

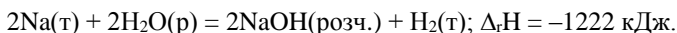
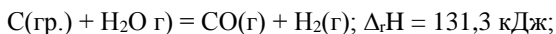
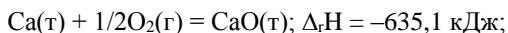
27 г Al ($3 \cdot 127$ г I₂) реагують з виділенням 308 кДж теплоти;

x г Al (y г I₂) – 77 кДж;

$x = 6,75$ г; $y = 95,25$ г.

Відповідь: прореагувало $6,75$ г алюмінію та $95,25$ г йоду.

Тепловий ефект реакції залежить від агрегатного стану речовин (для твердих кристалічних речовин – від поліморфної модифікації). Отже, в термохімічних рівняннях вказують відповідні відомості про реагенти та продукти*:



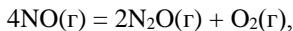
Обчислення теплових ефектів реакцій, в тому числі й тих, які в реальних умовах не відбуваються, а також розрахунки термохімічних характеристик речовин проводять на підставі термохімічних законів, що є наслідками закону збереження енергії.

Перший закон термохімії констатує, що тепловий ефект цієї реакції дорівнює тепловому ефекту зворотної реакції, взятому з протилежним знаком.

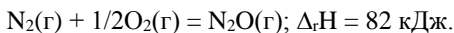
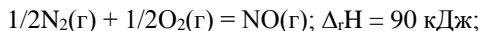
*Тут і далі (т) означає тверда речовина, (р) – рідка речовина, (г) – газ, (розч.) – розчинена речовина, (гр.) – графіт.

Другий закон термохімії (закон Гесса) встановлює, що тепловий ефект реакції не залежить від шляху її перебігу (тобто, від числа проміжних стадій та їхньої послідовності), а залежить лише від початкового і кінцевого станів речовин (реагентів та продуктів).

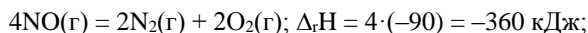
■ **Приклад 2.** Обчислити тепловий ефект реакції



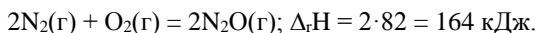
використовуючи такі термохімічні дані:



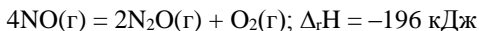
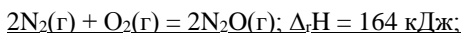
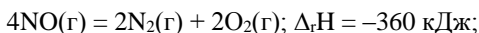
Розв'язання. Припускаємо, що реакцію з невідомим тепловим ефектом можна провести по стадіях. Спочатку розкладемо 4 моль NO на кисень та азот:



а потім синтезуємо з азоту та кисню 2 моль N₂O:

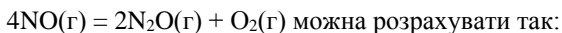


Провівши алгебраїчне додавання термохімічних рівнянь, що відповідають двом гіпотетичним стадіям перетворення, дістанемо:



Відповідь: тепловий ефект реакції дорівнює -196 кДж .

Цю задачу можна використати для ілюстрації важливого наслідку термохімічних законів, застосування якого спрощує розв'язання багатьох задач: тепловий ефект реакції дорівнює різниці між алгебраїчною сумою теплот утворення продуктів та такою самою сумою для реагентів. При цьому кожне значення теплоти утворення множимо на кількість речовини продукту чи реагенту (в молях), вказану коефіцієнтом у рівнянні реакції. Так, в умові попередньої задачі фактично наведено значення теплот утворення NO (90 кДж/моль) та N₂O (82 кДж/моль). Тепловий ефект реакції



$\Delta_r\text{H} = 2\Delta_f\text{H}(\text{N}_2\text{O}) - 4\Delta_f\text{H}(\text{NO}) = 2 \cdot 82 - (4 \cdot 90) = -196 \text{ кДж}$. Зауважимо, що $\Delta_f\text{H}(\text{O}_2) = 0$.

Крім теплот утворення, існують інші термохімічні характеристики речовин, такі, наприклад, як теплота розчинення (тепловий ефект процесу розчинення 1 моль речовини у достатній кількості розчинника), теплота згоряння (тепловий ефект реакції 1 моль речовини з надлишком кисню). Розрахунки за участю цих величин здійснюють аналогічно.

■ **Приклад 3.** Стандартна теплота згоряння бензолу до рідкої води дорівнює -3270 кДж/моль. Використовуючи стандартні теплоти утворення води та вуглекислого газу, обчислити теплоту утворення бензолу за стандартних умов.

Розв'язання. Складаємо термохімічне рівняння реакції бензолу з киснем:
 $C_6H_6(p) + 15/2O_2(g) = 6CO_2(g) + 3H_2O(p)$; $\Delta_f H^\circ = -3\ 270$ кДж.

Виражаємо тепловий ефект реакції через теплоти утворення реагентів та продуктів:

$$-3\ 270 = 6\Delta_f H^\circ[CO_2(g)] + 3\Delta_f H^\circ[H_2O(p)] - \Delta_f H^\circ[C_6H_6(p)].$$

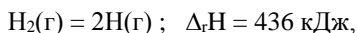
Розраховуємо теплоту утворення бензолу:

$$\Delta_f H^\circ[C_6H_6(p)] = 6 \cdot (-393,5) + 3 \cdot (-285,8) + 3\ 270 = 51,6 \text{ кДж/моль.}$$

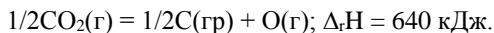
Відповідь: теплота утворення бензолу за стандартних умов дорівнює $51,6$ кДж/моль.

Розпадання молекул на атоми супроводжується енергетичним ефектом – відбувається поглинання теплоти. Величина цього ефекту характеризує міцність (енергію) зв'язків між атомами.

Енергію хімічного зв'язку визначають за кількістю теплоти, яка поглинається за розривання $6,02 \cdot 10^{23}$ зв'язків («1 моль» зв'язків), що відбувається у газовій фазі. Так, енергія зв'язку Н–Н відповідає тепловому ефекту такого процесу:



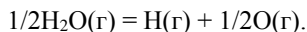
а енергія зв'язку С=О:



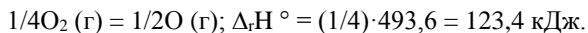
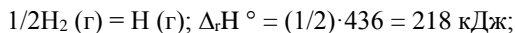
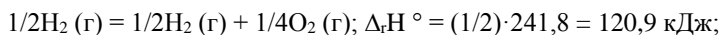
Зауважимо, що зв'язок С=О є не тільки в молекулі карбон (IV) оксиду, але й у деяких інших сполуках, і його енергія виявляється неоднаковою (в кетонах та альдегідах, наприклад, вона трохи менша, ніж у CO_2). Те саме стосується і багатьох інших зв'язків (С–Н, С–С, Н–Н, О–Н тощо).

■ **Приклад 4.** Обчислити енергію зв'язку О–Н в молекулі води, якщо $\Delta_f H^\circ[H_2O(g)] = -241,8$ кДж/моль, а енергії зв'язків Н–Н та О=О дорівнюють відповідно 436 та $493,6$ кДж/моль.

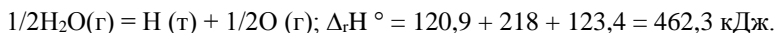
Розв'язання. Оскільки кожна молекула води має два зв'язки О–Н, то енергія цього зв'язку відповідає тепловому ефекту розщеплення $1/2$ моль води на атоми (атомізація $1/2$ моль води):



Це перетворення можна здійснити у три стадії: спочатку провести розкладання води на молекулярні кисень та водень, а потім розкласти молекули кисню та водню на атоми. Записуємо відповідні термохімічні рівняння:



Склавши три рівняння та значення теплових ефектів, дістанемо:



Відповідь: енергія зв'язку O–H в молекулі води дорівнює 462,3 кДж/моль.

У термохімічних розрахунках часто використовують значення теплот утворення іонів, енергії кристалічних ґраток іонних сполук. Теплоту утворення іона визначають тепловим ефектом процесу перетворення простої речовини її 1 моль відповідних іонів. Енергія кристалічної ґратки – величина, що дорівнює кількості теплоти, яка виділяється при утворенні 1 моль кристалічної іонної сполуки із вільних іонів.

Хімічні реакції можуть здійснюватися за різних умов. При проведенні їх у замкненому (постійному) об'ємі зміна внутрішньої енергії речовин дорівнює тепловому ефекту реакції (за відсутності виділення чи поглинання інших видів енергії, крім теплової). Найчастіше реакції проводять у відкритому реакційному просторі (за постійного тиску). У цьому випадку внаслідок хімічного перетворення може змінюватися об'єм і виконуватися так звана робота розширення. Якщо система не буде виконувати ніякої іншої роботи, то загальна енергетична зміна складатиметься із зміни внутрішньої енергії речовин та роботи розширення. Ця величина називається зміною ентальпії. Зміна ентальпії відповідає тепловому ефекту хімічного перетворення, здійсненого за постійного тиску, тому зміну ентальпії та тепловий ефект часто позначають однаково – ΔH . Зауважимо, що робота розширення набагато менша за тепловий ефект, і нею будемо нехтувати.

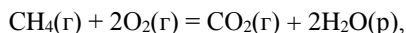
Якщо хімічна реакція є екзотермічною, то вона здебільшого відбувається мимовільно і досить бурхливо. Отже, зменшення внутрішньої енергії для реакційної системи є сприятливою умовою. Однак тепловий ефект реакції сам по собі не може бути мірою хімічної спорідненості, визначати рушійну силу реакції, оскільки відомі ендотермічні реакції, що за певних умов також здійснюються мимовільно. В останньому випадку визначальною є друга тенденція – досягнення реакційною системою найбільш імовірного стану, тобто стану, що реалізується найбільшим числом способів (мікростанів). Кожний мікростан речовини характеризується певним взаємним розташуванням атомів, молекул, іонів. Чим більше число мікростанів є можливим, тим вищою є

невпорядкованість речовини. Мірою неупорядкованості є ентропія S (за стандартних умов – S°). Ентропія відноситься до 1 моль речовини і виражається у джоулях на моль·кельвін (Дж/моль·К).

Серед трьох агрегатних станів речовини твердий стан має найменшу ентропію (найбільш упорядкований), а газоподібний – найбільшу ентропію (найменш упорядкований). Значення ентропій неоднакові для різних поліморфних модифікацій кристалічної речовини.

Зміна ентропії у ході реакції дорівнює різниці між сумою ентропій продуктів та сумою ентропій вихідних речовин з урахуванням їхнього стану та стехіометричних коефіцієнтів.

■ **Приклад 5.** Обчислити зміну ентропії за стандартних умов для такої реакції:



використавши довідкові дані.

Розв'язання. $\Delta_r S^\circ = 2S^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{р})] + S^\circ[\text{CO}_2(\text{г})] - S^\circ[\text{CH}_4(\text{г})] - 2S^\circ[\text{O}_2(\text{г})] = 2 \cdot 70,1 + 213,7 - 186,3 - 2 \cdot 205,0 = -242,4$ Дж/(моль·К).

Відповідь: зміна ентропії дорівнює $-242,4$ Дж/моль·К.

У багатьох випадках характер зміни ентропії при хімічних реакціях можна передбачити, не вдаючись до обчислень. Так, у наведеній вище реакції горіння метану з кожних трьох молекул газоподібних речовин утворюються одна молекула газу та дві молекули рідини. Оскільки рідина має набагато меншу ентропію, ніж газ, то ентропія в результаті перетворення зменшиться, тобто $\Delta S < 0$. Якщо реакція, в якій реагентами та продуктами є гази, супроводжується зменшенням об'єму, то ентропія при цьому також зменшується; при збільшенні об'єму ентропія зростає. Чим складніша молекула речовини (за умови однакового агрегатного стану), тим вища ентропія останньої. Так, $S[\text{H}_2\text{O}_2(\text{р})] > S[\text{H}_2\text{O}(\text{р})]$; $S[\text{C}_3\text{H}_8(\text{г})] > S[\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})] > S[\text{CH}_4(\text{г})]$, тощо. Зазначимо, що різниця між значеннями ентропій речовин, що є «сусідами» в таких рядах, незначна. Очевидною є і така закономірність: розчинення твердої речовини у рідині приводить до збільшення ентропії, а розчинення газу в рідині – до зменшення.

Отже, для визначення можливості перебігу реакції треба враховувати як ентальпійний, так і ентропійний фактори. У термодинаміці існує функція, що називається енергією Гіббса, складовими якої є ентальпія й ентропія:

$$G = H - TS.$$

Зміну енергії Гіббса для ізобарно-ізотермічних процесів, тобто таких, які відбуваються за сталих температури та тиску, розраховують за формулою:

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

Хімічні реакції можуть відбуватися самодовільно у напрямі, що відповідає, зменшенню енергії Гіббса в системі ($\Delta G < 0$). Такий висновок узгоджується з обома тенденціями, що сприяють реакції: $\Delta H < 0$ та $\Delta S > 0$. Якщо $\Delta H > 0$, а $\Delta S < 0$, то реакція не відбувається за будь-яких температур, оскільки ΔG завжди буде додатна. Реакції, для яких $\Delta H > 0$, а $\Delta S > 0$ або $\Delta H < 0$, а $\Delta S < 0$, можливі, але за певних температурних умов. У першому випадку ΔG буде від'ємною за досить високого значення T , у другому – за досить низького значення.

Вираз для зміни енергії Гіббса за стандартних умов запишемо так:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - 298 \Delta S^\circ.$$

У довідниках поряд із такими термодинамічними характеристиками речовин, як $\Delta_f H^\circ$ та S° часто наведено значення $\Delta_f G^\circ$. Останні є зміною енергій Гіббса в реакціях утворення сполук із простих речовин за стандартних умов і можуть бути розраховані за формулою:

$$\Delta_f G^\circ = \Delta_f H^\circ - 298 \Delta S^\circ.$$

Якщо $\Delta_f G^\circ$ для деякої речовини – величина додатна, то таку речовину не можна добути із простих речовин за стандартних умов, а якщо $\Delta_f G^\circ < 0$, то відповідна реакція за таких умов можлива.

Оскільки значення енергії Гіббса та ентальпії наводять у кілоджоулях на моль, а ентропії – у джоулях на моль-кельвін, то для узгодження одиниць вимірювання при розрахунках ΔG слід зменшити ентропійний член рівняння у 1 000 разів:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S/1\,000.$$

■ **Приклад 6.** Обчислити стандартну енергію Гіббса для аміаку (або зміну енергії Гіббса в реакції утворення аміаку з простих речовин за стандартних умов), використовуючи наведені в додатку відповідні значення $\Delta_f H^\circ$ та S° . Чи можливий синтез аміаку за стандартних умов?

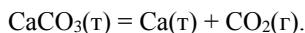
Розв'язання. $1/2N_2(g) + 3/2H_2(g) = NH_3(g)$; $\Delta_f G^\circ[NH_3(g)] = \Delta_f H^\circ[NH_3(g)] - 298 \cdot S^\circ[NH_3(g)] - 1/2S^\circ[N_2(g)] - 3/2S^\circ[H_2(g)]$: $1\,000 = -46,2 - 0,298 \cdot (192,6 - 0,5 \cdot 191,5 - 1,5 \cdot 130,5) = -16,7$ кДж/моль.

Відповідь: стандартна енергія Гіббса для аміаку дорівнює $-16,7$ кДж/моль. Оскільки $\Delta_r G^\circ [\text{NH}_3(\text{r})] < 0$, то синтез аміаку з простих речовин за стандартних умов можливий.

Вираз для енергії Гіббса використовують також для визначення температури, вище чи нижче якої реакцію можна здійснити. Якщо залежностями ентальпії та ентропії від температури знехтувати, то для таких розрахунків можна взяти стандартні значення ентальпії та ентропії.

■ **Приклад 7.** Обчислити температуру, вище якої починається розкладання кальцій карбонату, вважаючи, що ентальпія та ентропія не залежать від температури.

Розв'язання. Записуємо рівняння реакції розкладання кальцій карбонату:



Розраховуємо $\Delta_r G$:

$$\Delta_r G = \Delta_f H^\circ [\text{CaO}(\text{т})] + \Delta_f H^\circ [\text{CO}_2(\text{г})] - \Delta_f H^\circ [\text{CaCO}_3(\text{т})] - 0,001T \{ S^\circ [\text{CaO}(\text{т})] + S^\circ [\text{CO}_2(\text{г})] - S^\circ [\text{CaCO}_3(\text{т})] \} = -635,1 - 393,5 + 1\,206,8 - 0,001T(38,1 + 213,7 - 91,7) = 178,2 - 0,1601T.$$

За $\Delta_r G = 0$ система знаходиться у стані рівноваги, тобто ні пряма, ні зворотна реакції не домінують. Знаходимо температуру, що відповідає стану рівноваги:

$$\Delta_r G^\circ = 0 = 178,2 - 0,1601T; T = 1\,113 \text{ К}.$$

За $T > 1113 \text{ К}$ $\Delta_r G < 0$. Отже, розкладання кальцій карбонату почнеться за температури, вищої за $1\,113 \text{ К}$ (840°C).

Відповідь: розкладання кальцій карбонату починається за температури, вищої за 1113 К (840°C).

Хімічні реакції мають не тільки енергетичні, а й кінетичні характеристики. Серед останніх найважливішими є швидкість реакції, залежність швидкості реакції від різних факторів, механізм перебігу реакції.

Швидкість реакції вимірюється кількістю речовини, яка вступила в реакцію чи утворилася внаслідок реакції за одиницю часу в одиниці об'єму реакційної суміші (для гомогенної реакції) чи на одиниці поверхні розділу фаз (для гетерогенної реакції). Іншими словами, швидкість реакції дорівнює зміні концентрації речовини (для гомогенної реакції – об'ємної, тобто молярної концентрації, вираженої у молях на літр, для гетерогенної – «поверхневої», вираженої в молях на квадратний метр) за одиницю часу. Оскільки швидкість реакції протягом перетворення здебільшого змінюється, то її визначають для

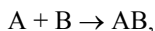
кожного конкретного моменту реакції як похідну від концентрації речовини в часі:

$$V = +dC/dt.$$

Швидкість реакції – додатна величина. Отже, якщо C – концентрація реагента (він витрачається, $dC < 0$), то перед похідною треба ставити знак мінус, а якщо C – концентрація продукту (він утворюється, $dC > 0$), то – знак плюс.

Швидкість реакції залежить від природи реагуючих речовин, їхньої концентрації, температури, а іноді ще й від інших факторів – наявності випромінювання, «сторонніх» речовин (каталізаторів, інгібіторів).

Якщо хімічна реакція є гомогенною і відбувається внаслідок зіткнення двох часточок (молекул, атомів, іонів)



то її швидкість прямо пропорційна добутку молярних концентрацій цих часточок:

$$v = kC_A C_B.$$

Для гомогенних реакцій, під час яких одночасно взаємодіють три часточки (наприклад, перетворення $A + 2B \rightarrow AB$, з «елементарним актом» взаємодії $A + B + B \rightarrow AB_2$),

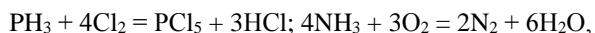
$$v = k' C_A C_B C_B = k' C_A C_B^2.$$

Кількість часточок, що беруть участь в елементарному акті взаємодії, визначає так звану молекулярність реакції, а показник ступеня біля значення концентрації речовини – порядок реакції за цією речовиною. Так, остання реакція є тримолекулярною, має перший порядок за речовиною A та другий – за речовиною B .

Узагальненням записаних математичних виразів (кінетичних рівнянь) є закон діючих мас: швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, взятих у ступенях, що дорівнюють відповідним стехіометричним коефіцієнтам. Коефіцієнт пропорційності k називається константою швидкості реакції. Його значення залежить від природи реагуючих речовин, температури та деяких інших факторів.

Швидкість гетерогенної реакції (наприклад, взаємодія газу чи рідини з твердою речовиною) за умови незмінності ступеня подрібнення твердої речовини (сталості поверхні розділу фаз) та температури залежить тільки від концентрації речовини в рідкій чи газоподібній фазі.

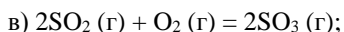
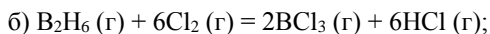
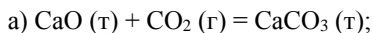
Закон діючих мас у наведеному вище формулюванні в окремих випадках не може бути застосований. Внаслідок того, що одночасна взаємодія більш ніж трьох часточок надто мало ймовірна, такі реакції, як



відбуваються у кілька стадій. Кожна стадія здійснюється в результаті взаємодії максимум трьох часточок і може бути описана законом діючих мас (на відміну від сумарного процесу). Найповільніша стадія визначає швидкість усієї реакції.

Слід зауважити, що порядок реакції нерідко не збігається із стехіометричним коефіцієнтом, навіть якщо останній дорівнює 2 чи 1. Більшість реакцій є складними, налічують кілька стадій, і порядок реакції за будь-яким реагентом може бути дробовим і навіть від'ємним. У таких випадках порядок реакції (показник ступеня біля концентрації реагента у кінетичному рівнянні) визначається лише за результатами експериментального дослідження кінетики реакції. Однак при розв'язанні задач з метою спрощення вважатимемо, що якщо сума коефіцієнтів для реагентів не перевищує три, то відповідна реакція є простою, одностадійною, і елементарний акт взаємодії відповідає запису хімічного рівняння.

■ **Приклад 8.** Написати вирази для швидкостей наведених нижче реакцій (для випадків, коли це можливо):



Розв'язання. Реакція «а» – гетерогенна, її швидкість залежить лише від концентрації газоподібного реагенту:

$$v = kC(\text{CO}_2).$$

Реакція «б» відбувається у кілька стадій (сума стехіометричних коефіцієнтів для реагентів у рівнянні перевищує 3). Без інформації про окремі стадії перетворення скласти кінетичне рівняння неможливо.

Для реакції «в», що є гомогенною:

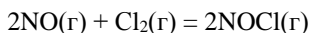
$$v = k'C^2(\text{SO}_2)C(\text{O}_2).$$

Реакція «г» відбувається у твердій речовині, тому швидкість цієї реакції постійна:

$$v = k^n.$$

Відповідь: а) $v = kC(\text{CO}_2)$; в) $v = k'C^2(\text{SO}_2)C(\text{O}_2)$; г) $v = k''$.

■ **Приклад 9.** У скільки разів збільшиться чи зменшиться швидкість реакції



а) при збільшенні концентрації NO втричі; б) при зменшенні тиску газів удвічі?

Розв'язання. Записуємо кінетичне рівняння для реакції: $v = kC^2(\text{NO})C(\text{Cl}_2)$.

Збільшення концентрації NO втричі приведе до зростання швидкості реакції у $3^2 = 9$ разів. За зменшення тиску удвічі так само зменшиться кількість речовини кожного газу в одиниці об'єму, тобто концентрація. Отже, швидкість реакції зменшиться в $2^2 \cdot 2 = 8$ разів.

Відповідь: швидкість реакції: а) збільшиться у 9 разів; б) зменшиться у 8 разів.

Швидкість майже всіх реакцій з підвищенням температури зростає. У більшості випадків за збільшення температури на 10°C швидкість реакцій зростає у 2–4 рази (правило Вант-Гоффа). Це число називається температурним коефіцієнтом швидкості реакції (γ). Його можна розрахувати, використовуючи таке рівняння:

$$\gamma = v_{t+10}/v_t = k_{t+10}/k_t,$$

де v_t і k_t – відповідно швидкість та константа швидкості реакції за температури t ; v_{t+10} та k_{t+10} – відповідно такі самі величини за температури $t + 10$. Якщо температура зростає на Δt градусів, то швидкість реакції збільшується в $\gamma^{\Delta t/10}$ разів.

■ **Приклад 10.** За підвищення температури на 40°C швидкість реакції збільшилася в 25 разів. Знайти температурний коефіцієнт швидкості реакції та визначити, у скільки разів зменшиться швидкість реакції за зниження температури на 15°C .

Розв'язання. Визначаємо температурний коефіцієнт швидкості реакції:

$$\gamma^{\Delta t/10} = \gamma^{40/10} = \gamma^4 = 25; \gamma = 25^{1/4} = (5)^{1/2} = 2,24.$$

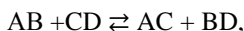
За зниження температури на 15°C швидкість реакції зменшиться у $2,24^{15/10} = 2,24^{1,2}$ рази. Продовжити розрахунок можна за допомогою логарифмування:

$$a = 2,24^{1,5}; \lg a = 1,5 \lg 2,24 = 1,5 \cdot 0,35 = 0,525; a = 3,35.$$

Відповідь: температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2,24. Швидкість реакції зменшиться у 3,35 раза.

Багато хімічних реакцій можуть відбуватися як у прямому, так і зворотному напрямках. У деяких випадках можна підібрати умови, за яких виявляється можливим і пряме, і зворотне перетворення. Якщо у таких умовах змішати реагенти, то почнеться пряма реакція. Її швидкість спочатку буде максимальною, проте з часом вона зменшуватиметься (реагенти витрачаються, їхні концентрації знижуються). Разом з тим між продуктами прямої реакції розвиватиметься зворотна реакція; її швидкість зростатиме (продукти утворюються, їхні концентрації збільшуватимуться). Врешті настане момент, коли швидкості прямої та зворотної реакцій зрівняються і далі змінюватися не будуть. Такий стан системи називається хімічною рівновагою.

Якщо відбувається гомогенна реакція



то за встановлення хімічної рівноваги:

$$v_{\text{пр}} = v_{\text{зв}}, \text{ тобто } k_{\text{пр}}C(AB)C(CD) = k_{\text{зв}}C(AC)C(BD).$$

Перенесемо константи швидкостей прямої та зворотної реакцій, що є сталими величинами, в один бік рівняння, а концентрації – в інший. Замінивши позначення концентрацій на прийняті для стану рівноваги та відношення двох сталих однією, дістанемо:

$$[AC][BD]/[AB][CD] = k_{\text{пр}}/k_{\text{зв}} = K.$$

Величина K називається константою хімічної рівноваги. Вона, як і константи швидкостей $k_{\text{пр}}$ та $k_{\text{зв}}$, за заданої температури є величиною сталою, що не залежить від концентрацій речовин. Чим вище значення K , тим більший вихід продуктів прямої реакції.

У випадку гетерогенної реакції вираз для константи рівноваги містить концентрації лише тих речовин, що знаходяться у рідкій та газоподібній фазах, або парціальні тиски газів.

Значення константи рівноваги залежить від способу запису хімічного рівняння. Наприклад, для рівняння $A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$:

$$K = \frac{[AB]^2}{[A_2][B_2]},$$

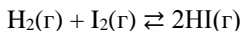
а для $1/2A_2 + 1/2B_2 \rightleftharpoons AB$:

$$K' = [AB]/\{[A_2]^{1/2}[B_2]^{1/2}\},$$

тобто $K' = K^{1/2}$.

Отже, для кінетичних розрахунків хімічні рівняння записуватимемо звичайним способом – лише з цілими і найменшими коефіцієнтами.

■ **Приклад 11.** Обчислити константу рівноваги



за деякої температури, якщо вихідна суміш містила двократний надлишок водню, а ступінь перетворення йоду на момент досягнення рівноваги становить 25 %.

Розв'язання. Нехай рівноважна концентрація HI дорівнює C моль/л. Оскільки на утворення 1 моль HI витрачається 0,5 моль I_2 , то концентрація йоду під час реакції зменшилася на $C/2$ моль/л. Це становить, відповідно до умови задачі, 25 % початкової концентрації I_2 . Остання, таким чином, становила $(C/2) \cdot 4 = 2C$ моль/л. Початкова концентрація водню, згідно з умовою, була вдвічі більшою, тобто $4C$ моль/л.

Тепер знаходимо рівноважні концентрації йоду та водню:

$$[\text{I}_2] = 2C - C/2 = 3/2C \text{ (моль/л)}; [\text{H}_2] = 4C - C/2 = 7/2C \text{ (моль/л)}.$$

Обчислюємо константу рівноваги:

$$K = [\text{HI}]^2/[\text{H}_2][\text{I}_2] = C^2/(7/2)C(3/2)C = 4/21 = 0,19.$$

Відповідь: константа рівноваги дорівнює 0,19.

Якщо реагенти і продукти є газами, то для константи рівноваги можна використати інший вираз, де замість концентрацій записано відповідні парціальні тиски (зрозуміло, що числове значення і розмірність K будуть іншими).

При зміні температури, а інколи і тиску, хімічна рівновага порушується. Це відбувається тоді, коли швидкості прямої та зворотної реакцій неоднаково залежать від зовнішніх умов. Рівновага зміститься в бік реакції, швидкість якої при зміні умов зростає більше в результаті концентрації речовин, а отже, і швидкості прямої та зворотної реакцій будуть змінюватися, доки не встановиться нова хімічна рівновага, що характеризуватиметься іншим значенням константи K .

Напрямок зміщення рівноваги визначається принципом Ле Шательє. Згідно з ним, якщо система, що знаходиться у стані хімічної рівноваги, зазнає зовнішнього впливу, то рівновага зміщується у бік тієї реакції, яка зменшує цей вплив. Так, підвищення температури викликає зміщення рівноваги в бік ендотермічної реакції (теплота поглинається, система охолоджується). Підвищення тиску призведе до зміщення рівноваги у напрямі зменшення сумарної кількості речовини газів (тиск знижується). Збільшення концентрації однієї з речовин викличе інтенсивніший перебіг тієї реакції, внаслідок якої ця речовина витратиться (буде реагентом).

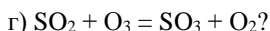
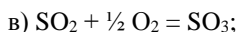
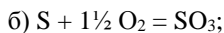
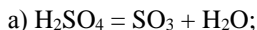
Запитання, задачі і вправи

5.1. Поясніть, чому хімічні реакції відбуваються, як правило, з виділенням або поглинанням теплоти.

5.2. Як узгоджуються закон збереження маси речовин та наявність енергетичних ефектів при хімічних реакціях із законом Ейнштейна $E = mc^2$?

5.3. Під час реакції, що відбулася у суміші 10 г карбон (II) оксиду та 8 г кисню, виділилося 141,5 кДж теплоти. Напишіть термохімічне рівняння.

5.4. Дайте визначення теплоти утворення хімічної сполуки. Тепловий ефект якої з наведених нижче реакцій відповідає теплоті утворення сульфур (VI) оксиду:



5.5. Визначте теплоту утворення цинк сульфід, якщо під час реакції 0,25 г сірки з надлишком цинку виділилося 1,6 кДж теплоти. Запишіть відповідне термохімічне рівняння.

Відповідь: $-204,8$ кДж/моль.

5.6. Яка кількість теплоти виділиться при вибуху 1 л водню та 2 л хлору, взятих за нормальних умов, якщо теплота утворення хлороводню становить 91,8 кДж/моль?

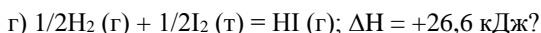
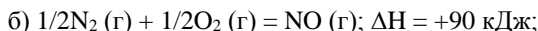
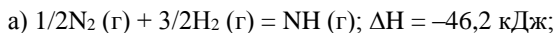
Відповідь: 8,2 кДж.

5.7. Яка кількість теплоти виділиться під час реакції, що відбувається в термітній суміші стехіометричного складу масою 500 г згідно з рівнянням

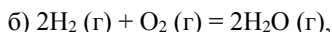
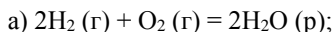


Відповідь: 1 936 кДж.

5.8. Які з реакцій є ендотермічними, а які – екзотермічними:



5.9. Чи будуть однаковими теплові ефекти реакцій:



здійснених за однакових умов? Якщо так, то як саме? Відповідь обґрунтуйте.

Відповідь: 11,86 кг.

5.10. Теплота згоряння метану становить -890 кДж/моль. Яку масу води, взятої за 20 °С, можна нагріти до кипіння, якщо спалити 10 л метану за нормальних умов? Питома теплоємність води дорівнює $4,18$ Дж/(г·К). Втрачати теплоту та випаровуванням води знехтуйте.

5.11. Перетворення моноклінної модифікації сірки на ромбічну відбувається за кімнатної температури дуже повільно. Який експеримент слід поставити, щоб за його результатами визначити тепловий ефект вказаного перетворення?

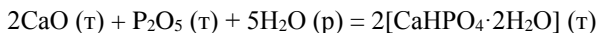
5.12. Які умови в термохімії та термодинаміці прийнято за стандартні? Який стан речовини вважають стандартним? Чим викликана необхідність введення стандартних умов та стандартного стану?

5.13*. Визначте тепловий ефект реакції термічного розкладання амоній дихромату, якщо теплота утворення цієї солі дорівнює $-1\ 800$ кДж/моль. Вважайте, що при цій реакції вода виділяється у газоподібному стані.

Відповідь: -308 кДж.

*У цій та наступних задачах за відсутності спеціальних вказівок розрахунки виконані для стандартних умов, використовуючи значення ΔH° та S° , наведені у Дод. 1.

5.14. Визначіть тепловий ефект реакції



за стандартних умов. Теплота утворення дигідрату кальцій гідрогенфосфату дорівнює $-2\ 397,4$ кДж/моль.

Відповідь: $-603,6$ кДж.

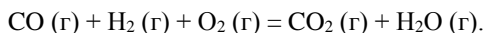
5.15. Визначте теплоту утворення рідкого гідроген пероксиду, якщо теплота його розкладання (до рідкої води) становить $-98,1$ кДж/моль.

Відповідь: $-187,7$ кДж/моль.

5.16. Теплота згоряння пропану за стандартних умов дорівнює $-2\ 220$ кДж/моль. Знайдіть теплоту утворення пропану.

Відповідь: $-103,7$ кДж/моль.

5.17. Обчисліть тепловий ефект реакції горіння водяного газу (еквімолярної суміші карбон (II) оксиду та водню)



Яка кількість теплоту виділиться при згорянні 1 000 л водяного газу, взятого за нормальних умов?

Відповідь: $-262,4$ кДж.

5.18. Теплота утворення октану C_8H_{18} дорівнює $-208,8$ кДж/моль. Яка кількість теплоти виділиться при згорянні 1 кг октану? Вважайте, що продуктом реакції є рідка вода.

Відповідь: $4,835 \cdot 10^4$ кДж.

5.19. Обчисліть, яка кількість теплоти виділиться при каталітичному розкладанні деякої маси бертолетової солі, якщо утворюється 0,224 л кисню.

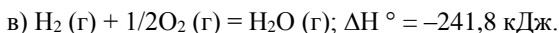
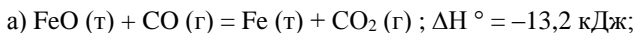
5.20. За нагрівання 8,4 г магній карбонату було поглинуто 8 кДж теплоти. Визначте ступінь розкладання сполуки.

Відповідь: 79,3 %.

5.21. У продуктах реакції хлору з йодоводнем виявили 35,5 г хлору, що не прореагував. Внаслідок реакції виділилося 66,3 кДж теплоти. Яку масу хлору було взято для реакції?

Відповідь: 55,4 г.

5.22. Обчисліть тепловий ефект реакції відновлення ферум (II) оксиду воднем (один з продуктів реакції – водяна пара), виходячи з таких термохімічних рівнянь:



Відповідь: 28 кДж.

5.23. Визначте питому теплоту пароутворення води за стандартних умов.

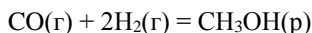
Відповідь: 2,44 кДж/г.

5.24. Чому дорівнює тепловий ефект реакції горіння рідкого етанолу, якщо теплота пароутворення $C_2H_5OH (р)$ становить 42,36 кДж/моль, а теплота утворення $C_2H_5OH (г)$ дорівнює $-235,31$ кДж/моль?

Відповідь: $-1319,45$ кДж.

5.25. Виведіть та сформулюйте правило визначення теплових ефектів хімічних реакцій з використанням молярних теплот згорання реагентів та продуктів реакцій.

5.26. Користуючись правилом із попередньої задачі (5.25), визначте тепловий ефект реакції



за стандартних умов. Теплота згорання метанолу до рідкої води дорівнює $-726,5$ кДж/моль.

Відповідь: $-128,1$ кДж.

5.27. У якому випадку тепловий ефект реакції має меншу похибку: за використання теплот утворення реагентів і продуктів реакції чи теплот згоряння цих речовин? Вважайте, що похибка у визначенні будь-якої термохімічної характеристики речовини однакова і становить близько 5 %.

5.28. Амоній нітрат за нагрівання може розкладатися за такими схемами:



Яка реакція є більш екзотермічною? Дайте обґрунтовану відповідь, не проводячи розрахунків.

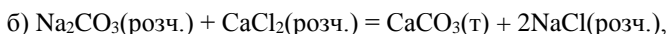
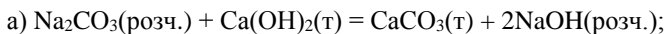
5.29. За однакових умов спалили рівні об'єми метану та етилену (з утворенням рідкої води). В якому випадку виділиться більше теплоти? Дайте відповідь, не проводячи розрахунків, а зіставляючи відповідні термохімічні характеристики речовин.

5.30. Теплові ефекти реакцій нейтралізації соляної кислоти гідроксидами літію, натрію чи калію практично однакові. Як це можна пояснити? Чи буде таким самим тепловий ефект реакції натрій гідроксиду з оцтовою та азотною кислотами і чому?

5.31. При розчиненні 10,6 г безводної соди Na_2CO_3 у великій кількості води виділилося 2,51 кДж теплоти, а при розчиненні такої самої маси кристалогідрату $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ було поглинуто 2,48 кДж теплоти. Обчисліть теплоту гідратації натрій карбонату.

Відповідь: $-92,0$ кДж/моль.

5.32. Визначте теплові ефекти реакцій:



використовуючи дані, наведені в Додатку, а також теплоти утворення іонів $\text{Ca}^{2+}(\text{розч.})$, $\text{CO}_3^{2-}(\text{розч.})$ та $\text{OH}^-(\text{розч.})$, що відповідно дорівнюють $-543,0$; $-546,3$ та $-229,9$ кДж/моль.

Відповідь: а) $-135,2$ кДж; б) $-117,5$ кДж.

5.33. Теплота утворення кальцій гідроксиду з оксидів CaO (т) та H_2O (р) становить $-65,1$ кДж/моль. Визначте теплоту утворення кальцій оксиду.

Відповідь: $-634,2$ кДж/моль.

5.34. Метал розчиняють у кислоті. В якому випадку виділиться більше теплоти: при проведенні досліду в закритому реакторі чи у відкритому? Відповідь аргументуйте.

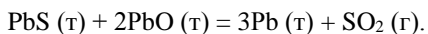
5.35. Що таке ентальпія? В чому подібність та відмінність між зміною ентальпії під час реакції та тепловим ефектом реакції?

5.36. У яких випадках стандартна ентальпія утворення простої речовини дорівнює нулю, а в яких – відмінна від нуля? Наведіть приклади.

5.37. У науковій літературі можна знайти таке твердження: стійкість сполуки тим більша, чим нижча ентальпія її утворення. Прокоментуйте це твердження. Як воно узгоджується з тим, що алюміній сульфід ($\Delta_f H^\circ(\text{Al}_2\text{S}_3) = -724$ кДж/моль) легко розкладається водою, а бісмут (III) сульфід ($\Delta_f H^\circ(\text{Bi}_2\text{S}_3) = -155,6$ кДж/моль) нею не розкладається?

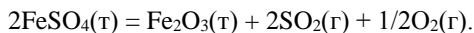
5.38. Охарактеризуйте зміну ентальпії за фізичних перетворень: випаровуванні, плавленні, сублімації, поліморфних перетвореннях. Дайте необхідні пояснення.

5.39. Визначте зміну ентальпії за стандартних умов для реакції



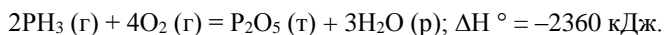
Відповідь: 242,1 кДж.

5.40. Визначте зміну ентальпії за стандартних умов для реакції термічного розкладання



Відповідь: 439,2 кДж.

5.41. Обчисліть стандартну ентальпію утворення фосфіну, виходячи з такого термохімічного рівняння:

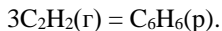


Відповідь: 5,3 кДж/моль.

5.42. Обчисліть зміну ентальпії за перетворення графіту на алмаз, якщо ΔH° згоряння алмазу становить $-397,9$ кДж/моль, а ΔH° згоряння графіту дорівнює $-396,0$ кДж/моль.

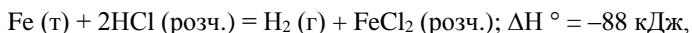
Відповідь: 1,9 кДж.

5.43. Ентальпії згоряння бензолу та ацетилену відповідно дорівнюють -3270 та -1302 кДж/моль. Визначте зміну ентальпії при перетворенні ацетилену на бензол



Відповідь: -636 кДж.

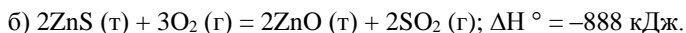
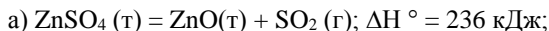
5.44. Обчисліть стандартну ентальпію утворення безводного ферум (II) хлориду, виходячи з такого термохімічного рівняння



та ентальпій розчинення FeCl та HCl , що відповідно дорівнюють $-81,7$ та $-73,3$ кДж/моль. Інші необхідні величини подано в додатку.

Відповідь: $-336,5$ кДж/моль.

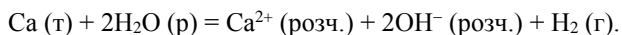
5.45. Обчисліть стандартну ентальпію утворення цинк сульфату, виходячи з таких термохімічних рівнянь:



При розв'язанні задачі використайте дані з Додатку.

Відповідь: $-984,3 \text{ кДж/моль}.$

5.46. Обчисліть зміну стандартної ентальпії у реакції



Стандартні ентальпії утворення Ca^{2+} (розч.) та OH^- (розч.) відповідно дорівнюють $-543,0$ та $-229,9 \text{ кДж/моль}.$

Відповідь: $-431,2 \text{ кДж}.$

5.47. Що таке енергія зв'язку та енергія атомізації? Проілюструйте кількісний взаємозв'язок між дими величинами на прикладах молекул CO_2 , NH_3 , CH_4 .

5.48. Визначте тепловий ефект реакції $\text{C}_2\text{H}_4 (\text{т}) + \text{H}_2 (\text{г}) = \text{C}_2\text{H}_6 (\text{г})$, виходячи зі значень енергій зв'язків Н–Н (436 кДж/моль), С–С (348 кДж/моль), С=C (615 кДж/моль) та С–Н (416 кДж/моль).

Відповідь: $-129 \text{ кДж}.$

5.49. Обчисліть теплоту утворення нітроген (II) оксиду, виходячи з енергій атомізації азоту, кисню та NO, які відповідно дорівнюють $945,3$; $493,6$ та $631,6 \text{ кДж/моль}.$

Відповідь: $87,8 \text{ кДж/моль}.$

5.50. Обчисліть енергію атомізації сульфур (VI) оксиду, виходячи з теплоти його утворення, енергій атомізації кисню ($493,6 \text{ кДж/моль}$) та сірки (277 кДж/моль).

Відповідь: $1\,413,2 \text{ кДж}.$

5.51. Виходячи з енергії зв'язку С=О (640 кДж/моль), енергій атомізації графіту (718 кДж/моль) та кисню ($493,6 \text{ кДж/моль}$), обчисліть стандартні ентальпії утворення карбон (II) оксиду та карбон (IV) оксиду. Порівняйте добути значення з табличними. Назвіть можливі причини деякого розходження цих значень.

Відповідь: CO: $324,8 \text{ кДж/моль}$; CO₂: $68,4 \text{ кДж/моль}.$

5.52. Використавши значення енергій атомізації графіту (718 кДж/моль) та хлору (243 кДж/моль), а також стандартної ентальпії утворення карбон тетрахлориду, визначте енергію зв'язку С–Cl в молекулі CCl₄.

Відповідь: $335 \text{ кДж}.$

5.53. Виходячи зі значень енергій зв'язків N–H (391 кДж/моль), N–Cl (200 кДж/моль), енергій атомізації хлору (243 кДж/моль) та хлороводню (432 кДж/моль), обчисліть зміну ентальпії в реакції



Відповідь: 2 кДж.

5.54. Визначте стандартну теплоту утворення газоподібного іона хлору, якщо енергія атомізації хлору дорівнює 243 кДж/моль, а енергія спорідненості атома хлору до електрона – 351 кДж/моль.

Відповідь: –229,5 кДж/моль.

5.55. Що таке енергія кристалічної ґратки? Визначте енергію кристалічної ґратки натрій хлориду, виходячи з теплоти утворення сполуки, енергії атомізації хлору, енергії спорідненості атома хлору до електрона (відповідні значення взяти з попередньої задачі), а також енергії іонізації атома натрію (496 кДж/моль) та сублимації натрію (108,3 кДж/моль).

Відповідь: –786,2 кДж.

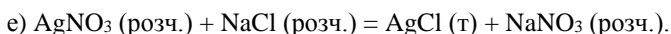
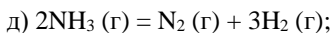
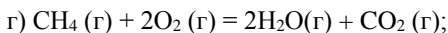
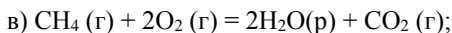
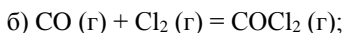
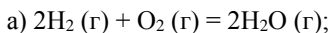
5.56. Енергія кристалічної ґратки амоній хлориду дорівнює 683 кДж/моль. Обчисліть енергію спорідненості аміаку до протона, якщо стандартна ентальпія утворення газоподібного іона H^+ дорівнює 1 533 кДж/моль, а газоподібного іона Cl^- становить –243 кДж/моль.

Відповідь: 875 кДж.

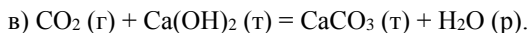
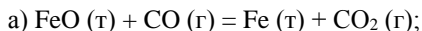
5.57. Що таке ентропія? Як змінюється ентропія при перетворенні твердої речовини на рідину, рідини на газ, газу на тверду речовину; при розчиненні твердої речовини у воді та газу у воді?

5.58. Чому, на відміну від стандартної ентальпії утворення простої речовини, її ентропія для стандартного стану не дорівнює нулю? Коли ентропія має нульове значення?

5.59. Не виконуючи обчислень, визначте (де можливо) знак ΔS для таких перетворень:



5.60. Користуючись таблицею стандартних ентропій (див. Додаток), визначте ΔS° для реакцій:



5.61. Що таке енергія Гіббса? Який існує зв'язок цієї величини з ентальпією та ентропією?

5.62. Виходячи зі значень стандартних ентальпій утворення та ентропій, наведених у Додатку, обчисліть стандартні енергії Гіббса для карбон (IV) оксиду, барій сульфату, амоній хлориду, фосфор (V) оксиду. Зіставте одержані дані з наведеними у довіднику.

5.63. Які властивості сполук можна характеризувати, маючи у своєму розпорядженні значення їхніх енергій Гіббса.

5.64. На Рис. 5.1 зображено залежності зміни енергії Гіббса від температури для реакцій $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$; $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ та $2\text{C} + \text{O}_2 = 2\text{CO}$. Яка лінія та якому перетворенню відповідає і чому?

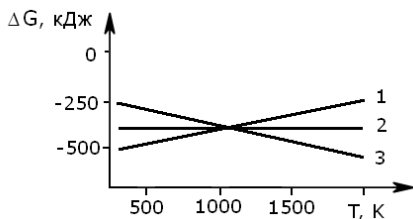


Рис.5.1. Залежності ΔG від температури для реакцій:

- 1 - $\text{C}(\text{гр}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г})$;
 2 - $2\text{C}(\text{гр}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}(\text{г})$;
 3 - $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г})$

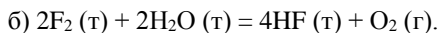
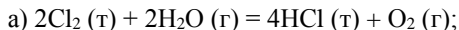
5.65. Проаналізуйте такі процеси, що відбуваються мимовільно, з точки зору зміни ентальпії та ентропії: а) вибух суміші водню та хлору; б) випаровування ефіру; в) розкладання амоній дихромату; г) вибух воднево-кисневої суміші.

5.66. Проаналізувавши рівняння $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, визначте можливість само довольного перебігу реакції за таких умов: а) $\Delta H > 0$; $\Delta S > 0$; б) $\Delta H < 0$; $\Delta S < 0$; в) $\Delta H > 0$; $\Delta S < 0$; г) $\Delta H < 0$; $\Delta S > 0$.

5.67. Чи можна в деяких випадках зробити висновок про можливість перебігу реакції тільки на підставі знаку величини ΔH чи ΔS ? Відповідь обґрунтуйте.

5.68. Чи завжди реакція, для якої $\Delta G < 0$, дійсно відбувається? Відповідь аргументуйте.

5.69. За допомогою розрахунків визначте можливість перебігу реакцій за стандартних умов:

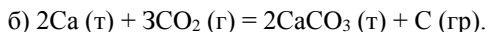
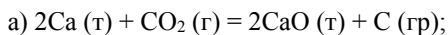


Чи зміниться відповідь, якщо в першій реакції братиме участь рідка вода?

Відповідь: в обох випадках може відбуватися лише друга реакція.

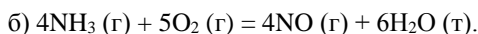
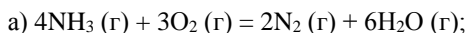
5.70. Чи може ферум (III) оксид реагувати з водою за стандартних умов? Відповідь підтвердіть розрахунками.

5.71. За допомогою розрахунків визначте, чи може реагувати кальцій з вуглекислим газом за стандартних умов згідно з такими хімічними рівняннями:



Відповідь: реакції «а» і «б» можливі.

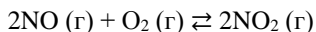
5.72. Користуючись табличними даними, але не проводячи розрахунків, зробіть висновок про те, яка з двох реакцій найбільш ймовірна:



5.73. За допомогою розрахунків визначте, чи можливе відновлення ферум (III) оксиду воднем до металу за стандартних умов. Обчисліть температуру, вище якої починається ця реакція, вважаючи, що ентальпія та ентропія не залежать від температури.

Відповідь: 684 К.

5.74. Виконавши необхідні обчислення, з'ясуйте, яка реакція (пряма чи зворотна) має відбуватися в системі

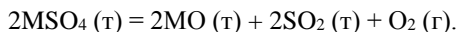


за стандартних умов? Визначте температуру, за якої встановлюється рівновага. Залежністю ентальпії та ентропії від температури знехтуйте.

Відповідь: 775 К.

5.75. Яка речовина – CaO чи BaO – активніше реагує з водою? Відповідь підтвердіть розрахунками.

5.76. За допомогою обчислень знайдіть значення температур, вище яких починається розкладання сульфатів лужноземельних елементів за такою схемою:



Порівняйте термічну стійкість сполук та зробіть необхідні коментарі.

Відповідь: CaSO₄: 1 790 К; SrSO₄: 2 010 К; BaSO₄: 2 110 К.

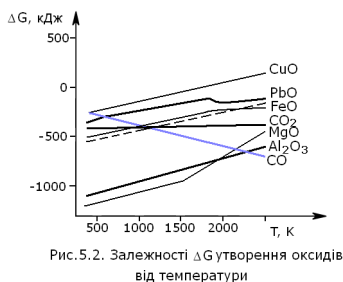
5.77. На підставі розрахунків зробіть висновок щодо того, яка сіль є більш термостійкою – цинк карбонат чи кадмій карбонат.

Відповідь: кадмій карбонат.

5.78. Чи можна відповісти на питання попередньої задачі, враховуючи розрахунки ΔH , а не ΔG ? Дайте необхідні обґрунтування, підтвердіть свою думку відповідними розрахунками.

Відповідь: можна.

5.79. Використовуючи діаграму залежності ΔG утворення оксидів (у перерахунку на 1 моль кисню як реагента) від температури, подану на Рис. 5.2, визначте, оксиди яких металів і за яких умов можна відновити вуглецем або карбон (II) оксидом.



5.80. Амоній нітрат може розкладатися за нагрівання, зазнаючи окисно-відновних перетворень згідно зі схемами



або з утворенням аміаку та кислоти. За допомогою обчислень визначте, яка реакція найбільш ймовірна за стандартних умов, наприклад при ударі, а яка – за підвищеної температури, наприклад 600 К. Залежністю ΔH та ΔS від температури знехтуйте.

5.81. Обчисліть температуру, вище якої можливе розщеплення молекули кисню на атоми, якщо зміна ентропії для цього процесу становить 322 Дж/моль·К, а енергія атомізації кисню дорівнює 493,6 кДж/моль.

Відповідь: 1 530 К.

5.82. Дайте визначення швидкості хімічної реакції.

5.83. Які основні фактори впливають на швидкість гомо- та гетерогенної реакцій і як саме?

5.84. Збільшується, зменшується чи залишається постійною з часом швидкість: а) гомогенної реакції; б) гетерогенної реакції? Відповідь обґрунтуйте.

5.85. Охарактеризуйте причини повільного (швидкого) перебігу таких хімічних перетворень:

- а) іржавіння заліза;
- б) полімеризації етилену;
- в) нейтралізації розчину лугу розчином кислоти;
- г) розкладання вугільної кислоти;
- д) реакції аргентум нітрату з натрій хлоридом (реагенти розчинені у воді);
- е) взаємодії в суміші твердих речовин – гашеного вапна та амоній хлориду.

5.86. Сформулюйте закон діючих мас. Що таке константа швидкості реакції та який її фізичний зміст? Від чого залежить константа швидкості реакції та чи може змінюватися її значення протягом реакції?

5.87. Чи в усіх випадках можна передбачити характер математичної залежності швидкості реакції від концентрації? Відповідь обґрунтуйте.

5.88. Що називається порядком та молекулярністю реакції? В яких випадках порядок і молекулярність реакції збігаються за величиною, а в яких – відмінні одне від одного? Чи можуть вони дорівнювати нулю або набувати дробового значення?

5.89. В одну чи кілька стадій найбільш ймовірний перебіг таких реакцій за участю газів:

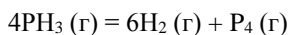
- а) $4\text{HBr} + \text{O}_2 = 2\text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- б) $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$;
- в) $\text{CO}_2 + \text{H}_2 = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$;
- г) $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$;
- д) $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$?

Відповідь аргументуйте.

5.90. Напишіть вирази кінетичного рівняння для таких простих реакцій, тобто тих, що відбуваються в одну стадію:

- а) $\text{PCl}_3 (\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) = \text{PCl}_5 (\text{г})$;
- б) $2\text{CO} (\text{г}) = \text{CO}_2 (\text{г}) + \text{C} (\text{т})$;
- в) $\text{H}_2 (\text{г}) + 2\text{NO} (\text{г}) = \text{N}_2\text{O} (\text{г}) + \text{H}_2\text{O} (\text{г})$;
- г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 (\text{т}) = \text{Al}_2\text{O}_3 (\text{т}) + 3\text{SO}_3 (\text{г})$.

5.91. Як зміниться швидкість реакції



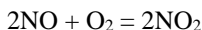
при зменшенні концентрації фосфіну в 5 разів, якщо експериментально встановлено, що розкладання фосфіну – реакція першого порядку. В одну чи кілька стадій відбувається це перетворення?

Відповідь: у 4,64 раза.

5.92. У скільки разів треба підвищити тиск у газовій суміші, щоб швидкість реакції $2A + B = C$ збільшилася у 27 разів?

Відповідь: у 3 рази.

5.93. Як зміниться швидкість реакції



при збільшенні концентрації NO вдвічі, концентрації O_2 – втричі та одночасному підвищенні тиску вдвічі?

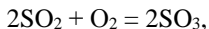
Відповідь: швидкість реакції збільшиться у 96 разів.

5.94. У скільки разів слід збільшити концентрацію кисню, щоб при зменшенні концентрації сірчистого газу втричі швидкість реакції утворення сірчаного ангідриду залишилася незмінною?

Відповідь: у 9 разів.

5.95. У першій резервуар помістили 1 моль газу A та 2 моль газу B, в другий, такої самої місткості, – 2 моль газу A та 1 моль газу B. Температури реакційних сумішей однакові. Чи з однаковою швидкістю відбуватимуться в обох резервуарах реакції $A + B = C$; $A + 2B = E$?

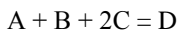
5.96. Як зміниться швидкість реакції



якщо об'єм системи: а) зменшити вдвічі; б) збільшити втричі?

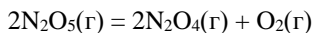
Відповідь: а) збільшиться у 8 разів; б) зменшиться у 27 разів.

5.97. Експериментально встановлено, що швидкість реакції

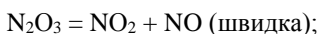
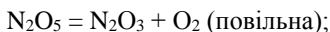


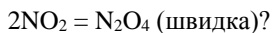
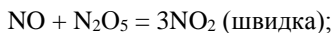
зростає вчетверо при збільшенні концентрації A у 2 рази, не залежить від концентрації B та зростає вдвічі при збільшенні концентрації C у 2 рази. Напишіть математичний вираз закону діючих мас для цієї реакції. В одну чи кілька стадій вона відбувається?

5.98. У скільки разів зросте швидкість реакції



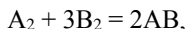
при збільшенні концентрації N_2O_5 вдвічі, якщо відомо, що реакція є складною і відбувається у такі стадії:





5.99. Реакція $A \rightarrow B$ має нульовий порядок. Що можна сказати про швидкість цієї реакції?

5.100. У певний момент перебігу реакції



у замкненому об'ємі концентрації A_2 , B_2 та AB , відповідно, становили 2; 0,5 та 4 моль/л. Визначте вихідні концентрації реагентів.

Відповідь: $[A_2] = 4$ моль/л; $[B_2] = 6,5$ моль/л.

5.101. Через деякий час після початку реакції водню з парою йоду концентрації водню, йоду та йодоводню відповідно становили 0,049; 0,024 та 0,010 моль/л. Визначте концентрації речовин у той момент, коли концентрація водню стане меншою за вказану на 0,012 моль/л.

Відповідь: $[H_2] = 0,037$ моль/л; $[I_2] = 0,012$ моль/л; $[HI] = 0,034$ моль/л.

5.102. За 508 °С константа швидкості реакції водню і парою йоду дорівнює 0,16. Вихідні концентрації водню та йоду відповідно становили 0,05 та 0,06 моль/л. Чому дорівнювала швидкість реакції на її початку, а також тоді, коли концентрація йоду зменшилася вдвічі?

Відповідь: $4,8 \cdot 10^{-4}$; $9,6 \cdot 10^{-5}$.

5.103. Які причини збільшення швидкості реакції з підвищенням температури? Що таке температурний коефіцієнт швидкості реакції? Дайте визначення енергії активації.

5.104. Чому за підвищення температури збільшується швидкість як ендотермічної, так і екзотермічної реакції?

5.105. Чому дорівнює температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо за підвищення температури на 30 °С константа швидкості реакції збільшується в 13,8 раза?

Відповідь: 2,4.

5.106. Дві реакції відбуваються за 20 °С з однаковою швидкістю. Яке буде співвідношення швидкостей цих реакцій за 70 °С, якщо температурний коефіцієнт швидкості однієї з них дорівнює 2, а іншої – 3?

Відповідь: 1:7,6.

5.107. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2,5. У скільки разів зменшиться швидкість реакції за зниження температури на 25 °С? Як зміниться при цьому константа швидкості реакції?

Відповідь: у 9,9 раза.

5.108. На скільки градусів слід підвищити температуру, щоб швидкість реакції збільшилася у 40 разів, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 4?

Відповідь: на 26,6 °.

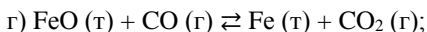
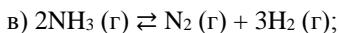
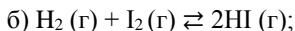
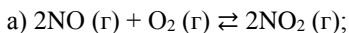
5.109. Два реагенти змішали у стехіометричному відношенні. Через 10 хв. після початку реакції, що відбувається за 120 °С, кожна з речовин прореагувала наполовину. Скільки треба часу, щоб досягти такого самого ступеня перетворення за 80 та 170 °С, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2,5?

Відповідь: 390 хв.; 0,1 хв.

5.110. Виведіть формулу для розрахунку температурного коефіцієнта швидкості реакції, якщо відомо час, за який за двох різних температур досягається однаковий ступінь перетворення речовини.

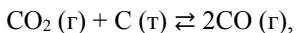
5.111. Опишіть стан хімічної рівноваги. Як змінюються швидкості прямої та зворотної реакцій з початку перетворення до моменту досягнення рівноваги? Чи припиняється пряма (зворотна) реакція після встановлення рівноваги?

5.112. Виходячи з рівності швидкостей прямої та зворотної реакцій, виведіть математичні вирази для констант рівноваги у кожній з наведених нижче реакційних систем:

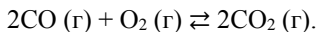
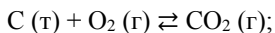


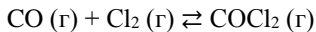
5.113. Які фактори впливають на зміну значення константи рівноваги: зміна тиску, температури або концентрацій реагентів та продуктів реакції, заміна каталізатора?

5.114. Запишіть вираз для константи рівноваги



увівши в нього константи рівноваг:

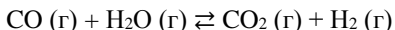


5.115. Реакція

відбувається в закритій посудині місткістю 40 л. У рівноважній суміші міститься 56 г CO, 142 г Cl₂ та 198 г COCl₂. Визначте константу рівноваги.

Відповідь: 20.

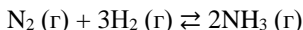
5.116. Вихідні концентрації карбон (II) оксиду та водяної пари відповідно становлять 3 та 2 моль/л. Константа рівноваги



за 850 °С дорівнює 1. Обчисліть рівноважні концентрації речовин.

Відповідь: [CO] = 1,8 моль/л; [H₂O] = 0,8 моль/л; [CO₂] = 1,2 моль/л; [H₂] = 1,2 моль/л.

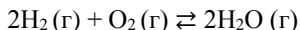
5.117. Константа рівноваги



за 400 °С дорівнює 0,1 л²/моль². Рівноважні концентрації водню та аміаку відповідно становлять 0,20 та 0,08 моль/л. Визначте вихідну концентрацію азоту, враховуючи, що перетворення відбувається у закритому реакторі.

Відповідь: 8,04 моль/л.

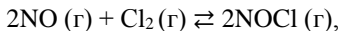
5.118. Константа рівноваги



за деякої температури дорівнює 1 л/моль. Визначте рівноважні концентрації речовин, якщо вихідна концентрація кожного з реагентів дорівнювала 2 моль/л, а реакція здійснювалася у постійному об'ємі.

Відповідь: [H₂O] = 2,3 моль/л; [H₂] = 1,7 моль/л; [O₂] = 1,85 моль/л.

5.119. Вихідні концентрації нітроген (II) оксиду та хлору відповідно дорівнюють 0,5 та 0,3 моль/л. Обчисліть константу рівноваги



якщо до моменту досягнення рівноваги прореагувало 25 % нітроген (II) оксиду. Реакція відбувається у замкненому просторі.

Відповідь: 0,468 л/моль.

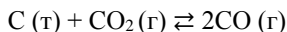
5.120. Константа рівноваги



за деякої температури дорівнює 4. Який ступінь термічного розкладання АВ в момент досягнення рівноваги за цих умов?

Відповідь: 80 %.

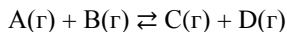
5.121. Парціальний тиск вуглекислого газу при досягненні рівноваги в системі



дорівнює 20,26 кПа, а загальний тиск газової суміші становить 101,3 кПа. Визначте константу рівноваги.

Відповідь: 324 кПа.

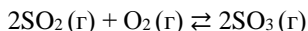
5.122. Хімічна рівновага



встановилася при концентраціях речовин А, В, С та D, що дорівнювали відповідно 1, 2, 3 та 4 моль/л. У системі збільшили кількість речовини В вдвічі. Обчисліть концентрації всіх речовин у момент встановлення нової рівноваги.

Відповідь: [A] = 0,66 моль/л; [B] = 3,66 моль/л; [C] = 3,34 моль/л.

5.123. При 900 К константа рівноваги



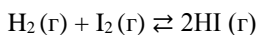
дорівнює 10 л/моль. Чи відбуватиметься за цієї температури реакція (якщо так, то яка – пряма чи зворотна?) в таких сумішах:

- а) 2 моль SO₂, 1 моль O₂, 2 моль SO₃;
- б) 0,5 моль SO₂, 0,25 моль O₂, 1 моль SO₃;
- в) 1 моль SO₂, 0,4 моль O₂, 2 моль SO₃?

5.124. Чи впливає (якщо так, то як саме) на наведені нижче хімічні рівноваги а) підвищення температури; б) підвищення тиску:

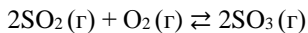
- а) $2\text{HI (г)} \rightleftharpoons \text{H}_2 (\text{г}) + \text{I}_2 (\text{г}); \Delta\text{H} = -53,2 \text{ кДж};$
- б) $\text{C (т)} + \text{H}_2\text{O (г)} \rightleftharpoons \text{CO (г)} + \text{H}_2 (\text{г}); \Delta\text{H} = 132 \text{ кДж};$
- в) $2\text{SO}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 (\text{г}); \Delta\text{H} = -198 \text{ кДж};$
- г) $\text{CO}_2 (\text{г}) + \text{C (т)} \rightleftharpoons 2\text{CO (г}); \Delta\text{H} = 172 \text{ кДж};$
- д) $\text{NH}_4\text{Cl (т)} \rightleftharpoons \text{NH}_3 (\text{г}) + \text{HCl (г}); \Delta\text{H} = 176 \text{ кДж}.$

5.125. У скільки разів більше, порівняно зі стехіометричною кількістю, слід узяти водню, щоб перетворити 95 % йоду на йодоводень, якщо константа рівноваги



за температури 445 °С дорівнює 50?

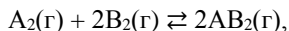
Відповідь: у 2,394 раза.

5.126. Рівновага

встановилася при концентраціях SO_2 , O_2 та SO_3 відповідно 0,1, 0,05 та 0,9 моль/л. Як зміниться швидкість прямої та зворотної реакцій за збільшення тиску вдвічі? Чи зміститься рівновага реакції? Виконайте необхідні розрахунки.

5.127. Константа деякої рівноваги за 273 К дорівнює $2 \cdot 10^{-3}$, а за 573 К – $5 \cdot 10^{-5}$. Який знак має ΔH прямої реакції?

5.128. Чи зміститься хімічна рівновага (якщо так, то в який бік)



якщо тиск збільшити вдвічі й одночасно підвищити температуру на 20°C ? Температурні коефіцієнти швидкостей прямої та зворотної реакцій відповідно дорівнюють 2 та 3. Екзотермічною чи ендотермічною є пряма реакція?

ГЛАВА 6
РОЗЧИНИ.
СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КІЛЬКІСНОГО СКЛАДУ РОЗЧИНІВ.
ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ
РОЗБАВЛЕНИХ РОЗЧИНІВ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ

Розчином називається гомогенна (однорідна) суміш двох чи кількох речовин. Залежно від агрегатного стану розрізняють тверді, рідкі та газоподібні розчини. Найчастіше зустрічаються рідкі розчини. Найважливішим розчинником є вода, тому матеріал цього, а також наступного розділів майже повністю присвячено водним розчинам.

Розчинення – складний процес, що включає як фізичні явища (руйнування структур речовини та розчинника, що розчиняються, взаємна дифузія часточок речовини та розчинника тощо), так і хімічні. До останніх належить насамперед сольватація (у водних розчинах – гідратація) – процес приєднання молекул розчинника до часточок розчиненої речовини (молекул, іонів) з утворенням сольватів (гідратів). Чимало сполук, що містять молекули розчинника, виділено з розчинів. Найважливішими серед них є кристалогідрати: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ та ін. Можливе і більш глибоке перетворення речовин під дією розчинника, наприклад, гідроліз (див. Главу 7).

Утворення розчину здебільшого супроводжується певним термічним ефектом, що є алгебраїчною сумою термoeфектів усіх стадій процесу розчинення. Найбільший внесок до енергетики розчинення дають дві стадії – руйнування структури речовин, насамперед, кристалічної ґратки розчинюваної речовини (ендотермічна стадія) та хімічна взаємодія між часточками розчинюваної речовини та розчинника (екзотермічна стадія).

Енергетичною характеристикою процесу утворення розчину є *ентальпія розчинення*. Вона визначається зміною ентальпії при розчиненні 1 моль речовини у великій кількості цього розчинника. Інколи замість ентальпії розчинення використовують термін теплота розчинення.

■ **Приклад 1.** При розчиненні у воді 1 г калій хлориду було поглинуто 0,23 кДж теплоти. Визначити ентальпію розчинення солі.

Розв'язання. Складаємо пропорцію і розв'язуємо її.

При розчиненні 1 г KCl поглинається 0,23 кДж;

74,5 г KCl (1 моль) – x кДж; x = 17,1 кДж.

Відповідь: ентальпія розчинення калій хлориду дорівнює 17,1 кДж/моль.

■ **Приклад 2.** На скільки градусів зменшиться температура при розчиненні 10,1 г калій нітрату в 190 г води, якщо ентальпія розчинення солі дорівнює 34,9 кДж/моль? Вважати, що питома теплоємність розчину така сама, як і води, і дорівнює 4,18 Дж/(г·К).

Розв'язання. Визначаємо, скільки теплоти поглинається при утворенні розчину.

При розчиненні 101 г KNO_3 (1 моль) поглинається 34,9 кДж;
10,1 г KNO_3 – x кДж; $x = 3,49$ кДж, або 3 490 Дж.

Прийнявши до уваги, що питома теплоємність дорівнює кількості теплоти, яка необхідна для нагрівання 1 г речовини на 1 °С, записуємо формулу для питомої теплоємності розчину:

$$c_m = \Delta H / (m\Delta t),$$

де m – маса розчину; ΔH – кількість поглинутої теплоти при розчиненні; Δt – зміна температури при розчиненні. Визначаємо, на скільки градусів зменшиться температура при утворенні розчину:

$$\Delta t = \Delta H / c_m m = 3490 / 4,18 \cdot (10,1 + 190) = 4,17 \text{ }^\circ\text{C}.$$

Відповідь: при розчиненні температура зменшиться на 4,17 °С.

Здатність речовини розчинятися у заданому розчиннику за заданих умов (температурі, тиску) характеризується **розчинністю** – максимальною масою речовини, яка може розчинитися у 100 г розчинника. Розчин із граничним вмістом розчиненої речовини називається **насиченим**. Іноді розчинність виражають масовою часткою розчиненої речовини у насиченому розчині.

Розчинність газів у рідинах зі збільшенням температури зменшується, а із підвищенням тиску збільшується. Остання залежність описується законом Генрі:

$$m = kp,$$

де m – маса газу, що припадає на цю масу розчинника; p – тиск (у разі суміші газів – парціальний); k – коефіцієнт пропорційності.

Часто розчинність газів у рідинах характеризують **коефіцієнтом абсорбції** – числом об'ємів газу, що розчиняються в одному об'ємі розчинника з утворенням насиченого розчину. Слід зазначити, що об'єм розчинюваного газу (а отже і коефіцієнт абсорбції) не залежить за незмінної температури від парціального тиску газу. Цей висновок впливає із закону Генрі. Дійсно, за збільшення тиску газу в n разів маса розчиненого газу також збільшиться в n разів, але об'єм цієї маси (при новому тиску) буде таким самим, що і попередньої (при початковому тиску).

Розчинність твердих речовин у рідинах практично не залежить від тиску, але залежить від температури, причому, як правило, збільшується при її зростанні. Останнє використовують на практиці (очищення речовин методом перекристалізації).

■ **Приклад 3.** Розчинність деякої безводної солі за $80\text{ }^{\circ}\text{C}$ становить 25 г, а при $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ – 10 г на 100 г води. Скільки грамів солі виділиться при охолодженні 100 г насиченого при $80\text{ }^{\circ}\text{C}$ розчину до $10\text{ }^{\circ}\text{C}$?

Розв’язання. Виходячи з даних розчинності солі, із $25 + 100 = 125$ г насиченого за $80\text{ }^{\circ}\text{C}$ розчину при охолодженні має виділитися $25 - 10 = 15$ г солі. Розраховуємо, скільки грамів солі виділиться із 100 г насиченого при $80\text{ }^{\circ}\text{C}$ розчину: $m = 15 \cdot 100 / 125 = 12$ г.

Відповідь: при охолодженні розчину виділиться 12 г солі.

■ **Приклад 4.** Які маси води та щавлевої кислоти $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ треба взяти для того, щоб добути при перекристалізації 20 г дигідрату кислоти охолодженням насиченого за $90\text{ }^{\circ}\text{C}$ розчину до $10\text{ }^{\circ}\text{C}$? Розчинність безводної кислоти за 90 та $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ відповідно становить 120 та 5,3 г на 100 г води.

Розв’язання. Спочатку визначаємо розчинність кристалогідрату за 90 та $10\text{ }^{\circ}\text{C}$:

$M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 126$ г/моль; $M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 90$ г/моль.

Розрахунок для $90\text{ }^{\circ}\text{C}$:

90 г безводної кислоти відповідає 126 г дигідрату,

120 г – x г; $x = 168$ г.

Оскільки 168 г $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ містять $168 - 120 = 48$ г води, то для розчинення цієї маси кристалогідрату за $90\text{ }^{\circ}\text{C}$ потрібно $100 - 48 = 52$ г води. Розчинність кристалогідрату за $90\text{ }^{\circ}\text{C}$ становить:

$168 \cdot 100 / 52 = 323$ г $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ в 100 г води.

Розрахунок для $10\text{ }^{\circ}\text{C}$:

90 г безводної кислоти відповідає 126 г кристалогідрату,

5,3 г – y г; $y = 7,42$ г.

У 7,42 г $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ міститься $7,42 - 5,30 = 2,12$ г води. Для розчинення 7,42 г кристалогідрату за $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ потрібно $100 - 2,12 = 97,88$ г води.

Розчинність $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ за $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ становить $7,42 \cdot 100 / 97,88 = 7,58$ г в 100 г води.

Тепер знаходимо, скільки грамів води та кристалогідрату слід узяти, щоб добути після перекристалізації 20 г $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$:

розчин 323 г $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ в 100 г води виділяє $323 - 7,58 = 315,42$ г кристалогідрату;

розчин z г $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ в q г води – 20 г кристалогідрату;

$z = 323 \cdot 20 / 315,42 = 20,5$ г; $q = 100 \cdot 20 / 315,42 = 6,34$ г.

Відповідь: для добування 20 г $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ перекристалізацією треба взяти 20,5 г $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ та 6,34 г води.

Кількісний склад розчину визначається його концентрацією. Існує кілька способів вираження концентрації розчинів.

Масова частка розчиненої речовини B (ω_B) дорівнює відношенню маси речовини B до маси розчину і виражається числом, меншим за одиницю, або у відсотках. Розчин із масовою часткою розчиненої речовини, наприклад, 5 %, – це такий розчин, у кожних 100 г якого міститься 5 г цієї речовини.

Молярна частка розчиненої речовини B (χ_B) дорівнює відношенню кількості речовини B до сумарної кількості речовини та компонентів розчину і виражається числом, меншим за одиницю.

Молярна концентрація речовини B (c_B) дорівнює відношенню кількості речовини B до об'єму розчину (в літрах), має розмірність моль на літр (моль/л). Вживається скорочений запис одиниці молярної концентрації – М. Наприклад, 0,1 М NaCl означає децимолярний (0,1 моль/л) розчин натрій хлориду, в 1 л якого міститься 0,1 моль солі. Застарілий термін молярність вживати не рекомендується.

Молярна концентрація еквівалентів речовини B [$c_{EK}(B)$] – дорівнює відношенню кількості речовини еквівалентів B до об'єму розчину (в літрах), має розмірність моль на літр (моль/л). Вживається скорочений запис одиниці молярної концентрації еквівалентів – н. Наприклад, 0,01 н. розчин HCl означає сантинормальний (0,01 моль/л) розчин хлороводню. Застарілі терміни нормальність та нормальна концентрація, а також символ N застосовувати не рекомендується.

■ **Приклад 5.** Обчислити масову частку натрій дигідрогенфосфату у розчині, що приготовлений розчиненням 10 г $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ у 100 г води.

Розв'язання. Знаходимо, яка маса безводної солі міститься у 10 г кристалогідрату:

$M(\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 138$ г/моль; $M(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 120$ г/моль;

у 138 г $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ міститься 120 г NaH_2PO_4 ;

у 10 г $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – x г NaH_2PO_4 ; $x = 8,7$ г.

Обчислюємо масову частку безводної солі в розчині: $\omega(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 8,7 / (100 + 10) = 0,0791$.

Відповідь: масова частка натрій дигідрогенфосфату у розчині становить 0,0791, або 7,9 %.

■ **Приклад 6.** Визначити молярну концентрацію та молярну концентрацію еквівалентів розчину сірчаної кислоти, якщо масова частка H_2SO_4 в ньому дорівнює 13 %, а густина розчину – $1,09 \text{ г/см}^3$.

Розв’язання. Оскільки молярна концентрація та молярна концентрація еквівалентів чисельно дорівнюють відповідно кількості речовини або кількості речовини еквівалентів, що містяться в 1 л розчину, то спочатку обчислюємо масу чистої сірчаної кислоти, що знаходиться в 1 л, або $1 \cdot 1,09 = 1,09 \text{ кг}$ розчину:

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,13 \cdot 1,09 = 0,1417 \text{ кг, або } 141,7 \text{ г.}$$

Знаходимо молярну концентрацію речовини: $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$;
 $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4)/[M(\text{H}_2\text{SO}_4)V(p)] = 141,7/(98 \cdot 1) = 1,446 \text{ моль/л.}$

Розраховуємо молярну концентрацію еквівалентів H_2SO_4 . Оскільки $M_{\text{ЕК}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4):2 = 49 \text{ г/моль}$ (вважаємо, що сірчана кислота використовується як двоосновна кислота (для інших випадків в умовах задач даються відповідні вказівки)), а молярну концентрацію еквівалентів розраховують за формулою:

$$c_{\text{ЕК}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4)/[M_{\text{ЕК}}(\text{H}_2\text{SO}_4)V(p)],$$

то очевидно, що $c_{\text{ЕК}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1,446 = 2,892 \text{ моль/л.}$

Відповідь: молярна концентрація розчину сірчаної кислоти дорівнює $1,446 \text{ моль/л}$, а молярна концентрація еквівалентів – $2,892 \text{ моль/л}$.

Зробимо узагальнення, що спрощують розрахунки концентрацій розчинів:

1) відношення значень молярної концентрації та молярної концентрації еквівалентів обернено пропорційне відношенню молярної маси та молярної маси еквівалента розчиненої речовини;

2) молярна концентрація еквівалентів речовини у z разів більша за її молярну концентрацію (z – еквівалентне число, див. Главу 1).

Неважко дійти висновку, що однакові об’єми розчинів з рівними молярними концентраціями еквівалентів містять такі порції речовин, які повністю витрачаються, реагуючи одна з одною. Для загального випадку об’єми розчинів, що прореагували, обернено пропорційні їхнім молярним концентраціям еквівалентів:

$$V_1:V_2 = c_{\text{ЕК}2}:c_{\text{ЕК}1}, \text{ або } c_{\text{ЕК}1} \cdot V_1 = c_{\text{ЕК}2} \cdot V_2.$$

■ **Приклад 7.** Який об’єм $0,1 \text{ н.}$ розчину сірчаної кислоти треба взяти для повної нейтралізації розчину 1 г аміаку в 50 мл води? Густина розчину аміаку вважати рівною густині води.

Розв’язання. Розраховуємо молярну концентрацію еквівалентів розчину аміаку.

Аміак у розчині утворює однокислотну основу, тому $M_{\text{ЕК}}(\text{NH}_3) = M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}$.

Об'єм розчину аміаку становить $m(p):\rho(p) = (1 + 50):1 = 51 \text{ мл}$, або $0,051 \text{ л}$.

$$c_{\text{ЕК}}(\text{NH}_3) = m(\text{NH}_3)/[M_{\text{ЕК}}(\text{NH}_3)V(p)] = 1/(17 \cdot 0,051) = 1,15 \text{ моль/л.}$$

Тепер обчислюємо об'єм розчину кислоти, необхідний для нейтралізації розчину аміаку:

$$c_{\text{ЕК}}(\text{NH}_3) \cdot V(p, \text{NH}_3) = c_{\text{ЕК}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(p, \text{H}_2\text{SO}_4);$$

$$V(p, \text{H}_2\text{SO}_4) = c_{\text{ЕК}}(\text{NH}_3) \cdot V(p, \text{NH}_3) / c_{\text{ЕК}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,15 \cdot 0,051 / 0,1 = 0,586 \text{ л.}$$

Відповідь: для нейтралізації розчину аміаку необхідно взяти $0,586 \text{ л}$ $0,1 \text{ н}$ розчину сірчаної кислоти.

Важливими фізичними властивостями рідких розчинів є осмотичний тиск, тиск пари розчинника над розчином, температури замерзання (кристалізації розчинника) та кипіння. Для розбавлених розчинів, в яких ефекти взаємодії розчинника з розчиненою речовиною незначні, названі властивості практично не залежать від хімічної природи речовини, а визначаються лише числом її часточок (кількістю речовини) та кількістю розчинника.

Осмоз – явище дифузії розчинника у розчин через напівпроникну перегородку (така перегородка проникна лише для молекул розчинника, але не для більших за розміром часточок розчиненої речовини), що розміщується між ними. Молекули розчинника можуть проходити крізь перегородку в обох напрямках, але їхній перехід з чистого розчинника у розчин здійснюється інтенсивніше, оскільки концентрація молекул розчинника у самому розчиннику вища, ніж у розчині. Зрівняти швидкості цих двох протилежних процесів, тобто припинити надходження молекул розчинника у розчин, можна, створивши на розчин певний тиск, який називається **осмотичним тиском**. Роль останнього може відігравати гідростатичний тиск (виникає тоді, коли рівень розчину в системі, де відбувається осмос, стає вищим за рівень розчинника).

Для розбавленого розчину неелектроліту осмотичний тиск пропорційний молярній концентрації розчиненої речовини та абсолютній температурі (закон Вант-Гоффа):

$$\pi = cRT.$$

Формула має такий вигляд за умови, що осмотичний тиск π виражений у кілопаскалях і використовується значення універсальної газової сталої $R = 8,31 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$. Після нескладних перетворень цієї формули можна дістати вираз, аналогічний формулі Менделєєва–Клапейрона:

$$\pi V = mRT/M,$$

де M_2 – молярна маса розчиненої речовини, г/моль; m – маса розчиненої речовини, г; V – об'єм розчину, л.

Отже, осмотичний тиск дорівнює тиску, що створювала б розчинена речовина, якби вона була газом і займала за певної температури об'єм, рівний об'ємові розчину.

Розчини з однаковим осмотичним тиском називаються *ізотонічними*.

■ **Приклад 8.** Визначити осмотичний тиск розчину, в 200 мл якого міститься 11,4 г цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$. Температура розчину дорівнює $7^\circ C$.

Розв'язання. Обчислюємо молярну концентрацію цукру:

$$M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342 \text{ г/моль}; c = 11,4 / (342 \cdot 0,2) = 0,167 \text{ моль/л.}$$

Знаходимо осмотичний тиск: $\pi = cRT = 0,167 \cdot 8,31 \cdot (273 + 7) = 389 \text{ кПа}$.

Відповідь: осмотичний тиск розчину дорівнює 389 кПа.

■ **Приклад 9.** Знайти молярну масу аніліну, якщо його розчин з масовою часткою аніліну 1 % за $0^\circ C$ має осмотичний тиск 244 кПа. Густина розчину вважати рівною густині води.

Розв'язання. У кожних 100 г, або 100 мл (оскільки ρ (ρ) = 1) розчину міститься 1 г аніліну. Розраховуємо молярну масу аніліну:

$$\pi V = mRT/M; M = mRT/\pi V = 1 \cdot 8,31 \cdot 273 / (244 \cdot 0,1) = 93 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: молярна маса аніліну дорівнює 93 г/моль.

На кількісній аналогії між осмотичним та газовим тиском ґрунтується такий висновок: якщо в 22,4 л розчину міститься 1 моль неелектроліту, то осмотичний тиск такого розчину за $0^\circ C$ дорівнює 101,3 кПа. Цей висновок можна використати при розв'язанні деяких задач.

■ **Приклад 10.** Визначити осмотичний тиск децимолярного розчину неелектроліту за $0^\circ C$.

Розв'язання. Знаходимо кількість речовини неелектроліту, що припадає на 22,4 л децимолярного розчину:

1 л розчину містить 0,1 моль неелектроліту;

22,4 л розчину – x моль; $x = 2,24$ моль.

Обчислюємо осмотичний тиск розчину, що прямо пропорційний кількості речовини неелектроліту:

$$\pi = 101,3 \cdot 2,24 / 1 = 227 \text{ кПа.}$$

Відповідь: осмотичний тиск розчину дорівнює 227 кПа.

Присутність на поверхні (як і в об'ємі) розчину часточок нелеткої розчиненої речовини ускладнює випаровування розчинника, тому тиск його насиченої пари над розчином завжди нижчий, ніж над чистим розчинником за тієї самої температури. Для розбавлених розчинів неелектролітів тиск насиченої пари розчинника прямо пропорційний його молярній частці у розчині (закон Рауля):

$$p_1 = p_0 \cdot \chi_1,$$

де p_1 та p_0 – тиск насиченої пари над розчином та чистим розчинником відповідно, χ_1 – молярна частка розчинника, що дорівнює відношенню кількості речовини розчинника до суми кількостей речовини усіх складових розчину.

Після перетворення наведеної формули одержуємо вираз для визначення пониження тиску насиченої пари над розчином, яке прямо пропорційне молярній частці розчиненої речовини:

$$p_0 - p_1 = \Delta p = p_0 \cdot \chi_2,$$

де χ_2 – молярна частка розчиненої речовини. Неважко довести, що $\chi_1 + \chi_2 = 1$, а $\chi_2 = 1 - \chi_1$.

Надалі, коли йтиметься про тиск насиченої пари розчинника над розчином, вживатимемо спрощене словосполучення «тиск пари над розчином».

■ **Приклад 11.** Визначити тиск пари над розчином 12 г сечовини $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ в 180 г води за 100 °С.

Розв'язання. Розраховуємо молярну частку води в розчині:

$$M[\text{CO}(\text{NH}_2)_2] = 60 \text{ г/моль}; M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}.$$

Кількість речовини сечовини в розчині становить $12:60 = 0,2$ моль, а води – $180:18 = 10$ моль.

$$\chi_1 = v(\text{H}_2\text{O}) / \{v(\text{H}_2\text{O}) + v[\text{CO}(\text{NH}_2)_2]\} = 10 / (10 + 0,2) = 0,98.$$

Тиск пари над чистою водою (p_0) за 100 °С (температура кипіння води) дорівнює 101,3 кПа. Тепер підставляємо значення χ_1 та p_0 у відповідну формулу:

$$p_1 = p_0 \cdot \chi_1 = 101,3 \cdot 0,98 = 0,99 \text{ кПа}.$$

Розрахувати тиск пари можна також іншим способом:

$$p_1 = p_0 - \Delta p = p_0 - p_0 \chi_2 = 101,3 - 101,3 \cdot 0,2 / (10 + 0,2) = 0,99 \text{ кПа}.$$

Відповідь: тиск пари над розчином дорівнює 0,99 кПа.

■ **Приклад 12.** Визначити молярну масу неелектроліту, якщо тиск пари над його розчином у спирті з масовою часткою речовини 8 % за 20 °С становить 7,02 кПа, а тиск пари над чистим спиртом за цієї самої температури – 7,22 кПа.

Розв’язання. У кожних 100 г розчину міститься 92 г спирту та 8 г електроліту:

$$M(C_2H_5OH) = 46 \text{ г/моль}; M(\text{неелектроліту}) = x;$$

$$\nu(C_2H_5OH) = 92:46 = 2 \text{ моль}; \nu(\text{неелектроліту}) = 8:x;$$

$$p_1 = p_0 \chi_1; 7,02 = 7,22 \cdot 2 \cdot (2 + 8/x); x = 140,4 \text{ г/моль}.$$

Відповідь: молярна маса неелектроліту дорівнює 140,4 г/моль.

Кипіння рідини відбувається тоді, коли тиск її насиченої пари дорівнює зовнішньому (атмосферному) тиску. Оскільки тиск пари над розчином завжди нижчий, ніж над чистим розчинником, то розчин, нагрітий до температури кипіння розчинника (наприклад, водний розчин – до 100 °С за зовнішнього тиску 101,3 кПа), ще не закипає. Кипіння розчину починається за температури, що перевищує температуру кипіння розчинника (коли тиск пари над розчином зрівняється із зовнішнім).

Температура замерзання розчину (кристалізації з нього розчинника) також відрізняється від такої для чистого розчинника: вона нижча за температуру замерзання розчинника. Наявність розчиненої речовини ускладнює зближення молекул рідини, необхідне для формування кристалічної ґратки розчинника.

Підвищення температури кипіння розчину та пониження температури його замерзання порівняно з чистим розчинником пропорційні моляльній концентрації розчину c_m (виражається у молях розчиненої речовини на 1 000 г розчинника):

$$\Delta t_{\text{кип}} = t_{\text{кип}}(\text{розчин}) - t_{\text{кип}}(\text{розчинник}) = k_{e6} c_m;$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = t_{\text{зам}}(\text{розчинник}) - t_{\text{зам}}(\text{розчин}) = k_{кр} c_m.$$

Коефіцієнти пропорційності k_{e6} та $k_{кр}$ відповідно називаються **ебуліоскопічною** та **кріоскопічною константами**, і для кожного розчинника вони мають певні значення, що не залежать від природи розчиненої речовини та концентрації розчину. Наприклад, $k_{e6}(H_2O) = 0,52$; $k_{кр}(H_2O) = 1,86$.

Слід зауважити, що при кипінні розчину з нього видаляється розчинник (у вигляді пари), концентрація розчиненої речовини збільшується, отже температура кипіння розчину безперервно зростає. Процес замерзання розчину також відбувається у певному інтервалі температур: з розчину кристалізується розчинник (наприклад, з водного – лід), концентрація розчину, що залишається рідким, зростає, а температура його замерзання весь час знижується. Отже,

говорячи про температури кипіння та замерзання розчинів, мають на увазі температури початку цих процесів, коли в розчині певної концентрації утворюється перша бульбашка пари розчинника чи перший його кристалик. Індивідуальні речовини, на відміну від розчинів, зазнають фазових (агрегатних) перетворень за постійних температур.

■ **Приклад 13.** Скільки грамів гліцерину $C_3H_5(OH)_3$ треба розчинити у 100 г води, щоб добутий розчин закипів за $101\text{ }^\circ\text{C}$?

Розв'язання. Розраховуємо моляльну концентрацію розчину, що закипає за $101\text{ }^\circ\text{C}$:

$$c_m = \Delta t_{\text{кип}}/k_{e6} = (101 - 100):0,52 = 1,92 \text{ моль/кг води.}$$

У цьому розчині на 1 000 г води припадає 1,92 моль гліцерину; на 100 г води – x моль;

$$x = 0,192 \text{ моль.}$$

$$M[C_3H_5(OH)_3] = 92 \text{ г/моль. } M[(C_3H_5(OH)_3)] = 0,192 \cdot 92 = 17,7 \text{ г.}$$

Відповідь: у 100 г води треба розчинити 17,7 г гліцерину.

Знаючи температуру кипіння чи замерзання розчину та його масовий склад, можна розрахувати молярну масу розчиненої речовини. Так, якщо у G грамах розчинника міститься g грамів розчиненої речовини з невідомою молярною масою M , то вираз для моляльної концентрації розчину матиме такий вигляд: $c_m = g \cdot 1\,000/MG$.

$$\text{Тоді } \Delta t = k_g \cdot 1\,000/MG \text{ та } M = k_g \cdot 1\,000/G\Delta t.$$

■ **Приклад 14.** Бензольний розчин неелектроліту з масовою часткою речовини 4,35 % починає замерзати за $5,144\text{ }^\circ\text{C}$. Чистий бензол замерзає за $5,444\text{ }^\circ\text{C}$. Обчислити молярну масу неелектроліту, якщо криоскопічна константа для бензолу дорівнює 5,1.

Розв'язання. У кожних 100 г розчину міститься 4,35 г неелектроліту та $100 - 4,35 = 95,65$ г бензолу.

Підставляємо значення всіх величин у формулу

$$M = k_{кр} \cdot g \cdot 1000/G\Delta t = 5,1 \cdot 4,35 \cdot 1\,000/[95,65(5,444 - 5,144)] = 774 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: молярна маса неелектроліту дорівнює 774 г/моль.

Запитання, задачі і вправи

6.1. Як розуміти терміни розчинена речовина та розчинник? Чи завжди для розчинів, що містять воду, її слід визначати як розчинник?

6.2. Які процеси відбуваються при розчиненні? Виділіть серед них фізичні та хімічні явища. Наведіть приклади.

6.3. Які з перерахованих нижче властивостей води зумовлюють її високу розчинювальну здатність щодо багатьох неорганічних сполук: значний дипольний момент [$\mu(\text{H}_2\text{O}) = 6,13 \cdot 10^{-30}$ Кл·м]; висока діелектрична проникність [$\epsilon(\text{H}_2\text{O}) = 81$]; здатність її молекул брати участь в утворенні водневих (донорно-акцепторних) зв'язків, у іон-дипольній (диполь-дипольній) взаємодії; низька молярна маса; кутова будова молекули?

6.4. У кристалогідратах $\text{BeSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ та $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ усі молекули води складають координаційне оточення катіонів. Наскільки це відповідає акцепторним можливостям кожного катіона?

6.5. Розгляньте природу хімічних зв'язків у гідратах $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; $\text{CH}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$; $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Зробіть припущення щодо будови цих сполук у кристалічному стані.

6.6. Знайдіть у підручнику чи довіднику дані про розчинність у воді (за однакових умов) водню, сірководню, хлороводню. Як можна пояснити те, що ці гази значно відрізняються один від одного за розчинністю?

6.7. Чому гази можуть необмежено змішуватися між собою, тобто завжди утворювати один з одним однорідні суміші, чого здебільшого не спостерігається при змішуванні двох рідин або рідини і твердої речовини?

6.8. Дані таблиці розчинності свідчать про те, що солі одноосновних кислот, як правило, добре розчинні у воді, тоді як більшість середніх солей двоосновних кислот практично нерозчинні, а з-поміж середніх ортофосфатів розчиняються у воді лише солі натрію, калію та амонію. Як можна пояснити такі закономірності?

6.9. Зіставте поняття насичений розчин та концентрований розчин. Чи може насичений розчин бути розбавленим, а ненасичений – концентрованим? Відповідь поясніть та наведіть приклади.

6.10. Чи впливає у загальному випадку агрегатний стан речовини на тепловий ефект її розчинення? Відповідь обґрунтуйте.

6.11. Чому ендотермічні процеси розчинення відбуваються доволіно за будь-яких умов тоді, як ендотермічні хімічні реакції звичайно можливі лише за підвищених температур?

Відповідь: треба врахувати зміну ентропії.

6.12. Пересичений розчин є нестійкою системою: при перемішуванні чи внесенні «затравки» він розділяється на насичений розчин та тверду речовину. Передбачте знак теплового ефекту процесу розділення пересиченого розчину та зробіть необхідні пояснення.

6.13. Теплові ефекти розчинення безводного купрум (II) сульфату та мідного купоросу мають різні знаки. Який, на Вашу думку, знак теплового ефекту кожного процесу? Відповідь обґрунтуйте.

6.14. Графіки залежності розчинності кристалогідратів у воді від температури часто є ламаними чи кривими лініями, що мають кілька ділянок різного нахилу (кривизни). Як пояснити складний характер залежності розчинності цієї групи сполук від температури?

6.15. Які з наведених на Рис. 6.1 графіків можуть відповідати реальним залежностям розчинності солей, що утворюють кристалогідрати, від температури? Відповідь обґрунтуйте.

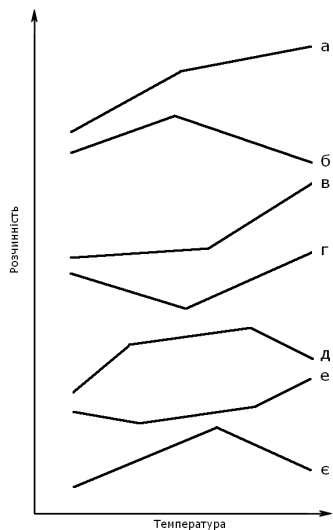


Рис.6.1. Варіанти залежності розчинності кристалогідратів від температури

6.16. При розчиненні 10,7 г $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ у воді поглинається 2,62 кДж теплоти. Визначте теплоту розчинення кристалогідрату.

Відповідь: 78,8 кДж/моль.

6.17. Внаслідок розчинення 1 моль сірчаної кислоти у 800 г води температура підвищилася на 22,9 °С. Визначте теплоту розчинення H_2SO_4 , вважаючи, що питома теплоємність розчину дорівнює питомій теплоємності води (4,18 Дж/(г·К)).

Відповідь: –86,0 кДж/моль.

6.18. Після розчинення 10 г натрій гідроксиду в 250 мл води температура підвищилася на 9,7 °С. Визначте теплоту розчинення натрій гідроксиду, вважаючи, що питома теплоємність розчину дорівнює питомій теплоємності води.

Відповідь: –42,2 кДж/моль.

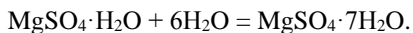
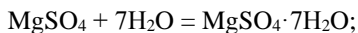
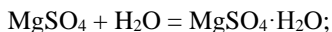
6.19. Обчисліть теплоту гідратації стронцій хлориду, якщо теплоти розчинення безводної солі та $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ відповідно дорівнюють –47,7 та 31,0 кДж/моль.

Відповідь: –78,7 кДж/моль.

6.20. При розчиненні 32 г CuSO_4 у 1 000 г води виділяється 13,1 кДж теплоти, а при розчиненні 50 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ у тій самій кількості води поглинається 2,34 кДж теплоти. Визначте теплоту гідратації купрум (II) сульфату.

Відповідь: –77,2 кДж/моль.

6.21. Ентальпії розчинення MgSO_4 , $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ та $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ відповідно дорівнюють $-84,8$; $-55,7$ та $15,9$ кДж/моль. Обчисліть ентальпії утворення гідратів за такими схемами:



Відповідь: $-29,1$ кДж/моль; $-100,7$ кДж/моль; $-71,6$ кДж/моль.

6.22. При розчиненні 8 г CuSO_4 у 192 г води температура підвищилася на $3,95$ °С. Визначте ентальпію утворення $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ із безводної солі, якщо ентальпія розчинення кристалогідрату становить $11,7$ кДж/моль. Питому теплоємність розчину вважати рівною питомій теплоємності води.

Відповідь: $-77,7$ кДж/моль.

6.23. Ентальпія розчинення амоній нітрату у воді дорівнює $26,7$ кДж/моль. На скільки градусів зміниться температура води та як саме (підвищиться, понизиться), якщо у 180 г її розчинити 20 г NH_4NO_3 ? Питома теплоємність розчину, який утворюється, дорівнює $3,76$ Дж/(г·К).

Відповідь: температура знизиться на $8,87$ °С.

6.24. У рідині розчинили тверду речовину або іншу рідину. Чи можна стверджувати, що маса (об'єм) розчину, що утворився, дорівнює сумі мас (об'ємів) розчиненої речовини та розчинника? Відповіді обґрунтуйте, наведіть приклади.

6.25. Чи впливає тиск на розчинність твердих речовин (рідин, газів) у воді? Якщо так, то як саме? Дайте необхідні пояснення.

6.26. В одному об'ємі води за нормальних умов розчиняється $1,7$ об'ємів вуглекислого газу. Під яким тиском необхідно розчиняти вуглекислий газ у воді, щоб добути його розчин з масовою часткою 1 %?

Відповідь: 303 кПа.

6.27. Приймаючи, що повітря складається лише з кисню (об'ємна частка – 21 %) та азоту (79 %), визначте склад повітря (за об'ємом), що виділяється з води за 20 °С. Коефіцієнти абсорбції кисню та азоту за цієї температури відповідно дорівнюють $0,0310$ та $0,0154$.

Відповідь: $34,9$ % O_2 ; $65,1$ % N_2 .

6.28. У 100 г насиченого водного розчину натрій нітрату за 30 °С міститься 40 г солі. Яку мінімальну масу води слід узяти, щоб розчинити за цієї температури 10 г NaNO_3 ?

Відповідь: 15 г.

6.29. Розчинність безводного купрум (II) сульфату за 20 °С відповідає вмісту 17,2 г речовини у 100 г розчину. В якій масі води слід розчинити 20 г мідного купоросу, щоб добути за цієї температури насичений розчин?

Відповідь: 54,4 г.

6.30. Розчинність калій нітрату за 60 та 10 °С відповідно дорівнює 110 та 25 г на 100 г води. Скільки грамів солі виділиться при охолодженні 42 г її насиченого розчину від 60 до 10 °С?

Відповідь: 17 г.

6.31. Розчинність солі, яка не утворює кристалогідратів, за 17 та 80 °С відповідно становить 13,8 та 64,7 г на 100 г води. Яку масу солі та води треба взяти, щоб, провівши перекристалізацію охолодженням насиченого розчину від 80 до 17 °С, добути 1 кг солі?

Відповідь: 1,27 кг солі та 1,96 кг води.

6.32. За температури 30 °С розчинність безводного натрій карбонату становить 29 г, а при 0 °С – 6,75 г на 100 г розчину. Скільки грамів кристалічної соди $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ виділиться при охолодженні 500 г насиченого розчину від 30 до 0 °С?

Відповідь: 367 г.

6.33. Яку масу води та кристалічної соди треба взяти, щоб при охолодженні розчину до 0 °С, насиченого за 30 °С, добути $14,3 \text{ г } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$? Використайте дані з розчинності сполуки з попередньої задачі.

Відповідь: 4,24 г води; 15,25 г кристалічної соди.

6.34. Скільки грамів чистого мідного купоросу можна добути перекристалізацією солі при охолодженні насиченого розчину від 90 до 10 °С, якщо було взято 5 кг технічного мідного купоросу, що містив 5 % домішок? Розчинність CuSO_4 за 90 та 10 °С відповідно становить 62,5 та 17,6 г на 100 г води.

Відповідь: 3,79 кг.

6.35. Якщо до насиченого розчину кальцій хлориду додати невелику кількість безводної солі (CaCl_2), а через деякий час відфільтрувати осад та прожарити його, то маса залишку перевищуватиме масу попередню взятої солі. Дайте пояснення результатам досліду.

Відповідь: взяти до уваги, що сіль утворює кристалогідрат.

6.36. Скільки грамів натрій гідроксиду міститься в 40 мл розчину з масовою часткою сполуки 32 % та густиною $1,25 \text{ г/см}^3$?

Відповідь: 16 г.

6.37. Із 200 г розчину деякої солі, що не утворює кристалогідратів, з масовою часткою речовини 15 % при охолодженні виділилося 8 г осаду цієї солі. Знайдіть масову частку солі в насиченому розчині, що утворився над осадом.

Відповідь: 11,5 %.

6.38. Яка масова частка купрум (II) сульфату в розчині, що утворився при розчиненні 2 г мідного купоросу в 30 г води?

Відповідь: 4 %.

6.39. У якій масі води слід розчинити 50 г мідного купоросу, щоб добути розчин із масовою часткою CuSO_4 10 %?

Відповідь: 270 г.

6.40. Скільки грамів натрій хлориду треба розчинити у 500 г розчину з масовою часткою цієї самої солі 5 %, щоб утворився розчин з масовою часткою солі 10 %?

Відповідь: 27,8 г.

6.41. До 200 мл концентрованої соляної кислоти (масова частка HCl 36 %, густина $1,18 \text{ г/см}^3$) долили 1 л води. Обчисліть масову частку хлороводню в добутому розчині.

Відповідь: 6,87 %.

6.42. Який об'єм води слід долити до 100 мл розчину соляної кислоти з масовою часткою HCl 20 % та густиною $1,14 \text{ г/см}^3$, щоб приготувати розчин з масовою часткою HCl 5 %?

Відповідь: 342 мл.

6.43. Визначте масу 10 %-го розчину натрій хлориду, в якій треба розчинити 10 г цієї солі, щоб приготувати 20 %-й розчин.

Відповідь: 80 г.

6.44. Скільки грамів кристалогідрату $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ та води треба взяти для приготування 200 г 5,7 %-го розчину барій хлориду?

Відповідь: 13,4 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ та 186,6 г води.

6.45. Яку масу мідного купоросу треба розчинити в 270 г води, щоб добути розчин з масовою часткою CuSO_4 10 %?

Відповідь: 50 г.

6.46. В якому об'ємі розчину з масовою часткою купрум (II) сульфату 10 % та густиною $1,05 \text{ г/см}^3$ слід розчинити 25 г мідного купоросу, щоб утворився розчин з масовою часткою солі 20 %?

Відповідь: 104,7 мл.

6.47. При охолодженні 76 г розчину ферум (II) сульфату з масовою часткою речовини 30 % виділилося 13,9 г кристалів залізного купоросу

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Визначте масову частку FeSO_4 у розчині, що залишився над кристалами.

Відповідь: 24,5 %.

6.48. У 2 л етанолу (густина $0,79 \text{ г/см}^3$) за нормальних умов розчинили 4 л сірководню. Обчисліть масову частку H_2S в добутому розчині.

Відповідь: 0,384 %.

6.49. Який об'єм хлороводню слід розчинити за нормальних умов у 240 мл води, щоб приготувати розчин соляної кислоти з масовою часткою 25 %?

Відповідь: 49,1 л.

6.50. Які маси розчину цукру з масовою часткою речовини 40 % та води слід узяти для приготування 500 г розчину з масовою часткою цукру 30 %?

Відповідь: 375 г 40 %-го розчину цукру та 125 г води.

6.51. Скільки грамів фосфор (V) оксиду треба розчинити у 250 г води, щоб утворився розчин метафосфатної кислоти HPO_3 з масовою часткою 20 %?

Відповідь: 53,9 г.

6.52. Які маси сульфур (VI) оксиду та концентрованої сірчаної кислоти (масова частка H_2SO_4 98 %) треба змішати, щоб утворився олеум (розчин SO_3 у чистій сірчаній кислоті) масою 1 000 кг з масовою часткою сульфур (VI) оксиду 20 %?

Відповідь: 265 кг SO_3 ; 735 кг H_2SO_4 .

6.53. Визначте масу натрію, яку треба «розчинити» в 1 л води, щоб добути розчин лугу з масовою часткою 2 %.

Відповідь: 11,62 г.

6.54. Змішали 300 г розчину амоній нітрату з масовою часткою солі 20 % та 500 г розчину цієї самої сполуки з масовою часткою 40 %. Чому дорівнює масова частка NH_4NO_3 в добутому розчині?

Відповідь: 32,5 %.

6.55. Обчисліть молярну концентрацію та молярну концентрацію еквівалентів розчину алюміній хлориду з масовою часткою солі 16 % та густиною $1,15 \text{ г/см}^3$.

Відповідь: 1,38 моль/л; 4,14 моль/л.

6.56. Технічний калій гідроксид масою 3,5 г розчинили у воді, добувши 500 мл розчину. За даними хімічного аналізу молярна концентрація розчину становила 0,1 моль/л. Яка масова частка КОН в речовині?

Відповідь: 80 %.

6.57. Як, виходячи з розчину сірчаної кислоти з масовою часткою речовини 80 % та густиною $1,732 \text{ г/см}^3$, приготувати 2 л 6 М розчину H_2SO_4 ?

Відповідь: 848 мл 80 %-ої H_2SO_4 розбавити водою до загального об'єму 2 л.

6.58. Яка молярна концентрація розчину, приготовленого розчиненням 20 г $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ у воді та доведеного до загального об'єму 500 мл?

Відповідь: 0,1625 моль/л.

6.59. Змішали 500 мл 0,2 М розчину NaOH та 2 л 0,1 М розчину NaCl . Яка молярна концентрація іонів Натрію в добутому розчині? Зміною об'єму при змішуванні розчинів знехтуйте.

Відповідь: 0,12 моль/л.

6.60. До 800 мл 3 н. розчину KOH долили 1,2 л розчину з масовою часткою калій гідроксиду 12 % та густиною $1,1 \text{ г/см}^3$. Чому дорівнює молярна концентрація еквівалентів речовини у розчині? Зміною об'єму при змішуванні розчинів знехтуйте.

Відповідь: 2,615 моль/л.

6.61. Який об'єм 6 М розчину HCl слід розбавити водою для приготування 250 мл 2,5 М розчину HCl ?

Відповідь: 104,2 мл.

6.62. Визначте масову частку хлороводню в 11,8 н. розчині HCl з густиною $1,18 \text{ г/см}^3$.

Відповідь: 36,5 %.

6.63. До 400 мл води долили 100 мл розчину сірчаної кислоти з масовою часткою речовини 96 % та густиною $1,84 \text{ г/см}^3$, внаслідок чого добули розчин з густиною $1,22 \text{ г/см}^3$. Обчисліть масову частку H_2SO_4 та молярну концентрацію еквівалентів кислоти в добутому розчині.

Відповідь: 30,2 %; 7,53 моль/л.

6.64. Виведіть формулу $\frac{c_{\text{ЕК К}}}{c_{\text{ЕК Л}}} = \frac{V_{\text{Л}}}{V_{\text{К}}}$, де $c_{\text{ЕК К}}$ та $c_{\text{ЕК Л}}$ – відповідно молярні концентрації еквівалентів кислоти та лугу, а $V_{\text{К}}$ та $V_{\text{Л}}$ – об'єми розчинів кислоти та лугу, які було витрачено у реакції нейтралізації. Чи збережеться знак рівності, якщо у формулу ввести молярні концентрації кислоти та лугу або масові частки цих речовин у розчинах? Якщо так, то в яких саме випадках?

6.65. На нейтралізацію 60 мл 0,25 н. розчину H_2SO_4 втратили 180 мл розчину калій гідроксиду. Чому дорівнює молярна концентрація розчину лугу?

Відповідь: 0,0833 моль/л.

6.66. Для нейтралізації розчину соляної кислоти об'ємом 25 мл витратили 24,4 мл 1 н. розчину NaOH. Визначте концентрацію HCl у грамах на літр розчину.

Відповідь: 35,6 г/л.

6.67. У яких об'ємних співвідношеннях слід змішати 2 М розчин H_3PO_4 та децинормальний розчин цієї самої кислоти, щоб приготувати 0,5 н. розчин H_3PO_4 ?

Відповідь: на 1 об'єм 2 М H_3PO_4 – 13,75 об'ємів 0,1 н. H_3PO_4 .

6.68. До 50 мл розчину натрій карбонату долили надлишок розчину сірчаної кислоти. Виділилося 560 мл газу (за нормальних умов). Визначте молярну концентрацію еквівалентів натрій карбонату в розчині.

Відповідь: 1 моль/л.

6.69. Для повної нейтралізації 1 г деякої двохосновної кислоти витратили 111,1 мл 0,2 н. розчину NaOH. Обчисліть молярну масу кислоти.

Відповідь: 90 г/моль.

6.70. Скільки грамів розчину аргентум нітрату з масовою часткою солі 5 % слід узяти для проведення реакції обміну із 120 мл 0,6 н. розчину AlCl_3 ?

Відповідь: 245 г.

6.71. Який об'єм 0,2 н. розчину лугу треба втратити для повного осадження іонів Феруму із 100 мл 0,15 М розчину $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$?

Відповідь: 225 мл.

6.72. Калій перманганат реагує з ферум (II) сульфатом в присутності сірчаної кислоти, перетворюючись на манган (II) сульфат та окиснюючи Ферум до тривалентного стану. Складіть рівняння реакції та визначте, скільки грамів калій перманганату треба взяти для приготування 2 л 0,1 н. розчину KMnO_4 , що буде використаний для вказаної реакції?

Відповідь: 6,32 г.

6.73. На повне окиснення розчину ферум (II) сульфату в кислому середовищі витрачено 40 мл 0,1 н. розчину KMnO_4 . Визначте масу FeSO_4 , що містилася в розчині.

Відповідь: 0,608 г.

6.74. Охарактеризуйте явище осмосу. Що таке осмотичний тиск?

6.75. Визначте осмотичний тиск розчину, що містить у 200 мл 0,1 моль неелектроліту за 20 °С.

Відповідь: 1218 кПа.

6.76. Чому дорівнює осмотичний тиск розчину, в 1 л якого міститься 18,4 г гліцерину $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$? Температура розчину становить 17 °С.

Відповідь: 482 кПа.

6.77. Осмотичний тиск розчину глюкози $C_6H_{12}O_6$ за $0\text{ }^\circ\text{C}$ дорівнює 454 кПа. Обчисліть молярну концентрацію розчину.

Відповідь: 0,2 моль/л.

6.78. Визначте осмотичний тиск водного розчину ацетону $(CH_3)_2CO$ з масовою часткою речовини 5 % та густиною $0,9\text{ г/см}^3$ при $7\text{ }^\circ\text{C}$.

Відповідь: 1807 кПа.

6.79. Осмотичний тиск розчину неелектроліту за $0\text{ }^\circ\text{C}$ становить 80 кПа. Чому дорівнює осмотичний тиск цього самого розчину за $27\text{ }^\circ\text{C}$?

Відповідь: 87,9 кПа.

6.80. Визначте молярну масу неелектроліту, якщо розчин, приготовлений розчиненням 24,4 г речовини в 2 л води, має за $0\text{ }^\circ\text{C}$ осмотичний тиск 131,7 кПа. Вважати, що густина розчину дорівнює 1 г/см^3 .

Відповідь: 59,8 г/моль.

6.81. Відповідним перетворенням формули $\pi = CRT$ покажіть, що осмотичний тиск розчину дорівнює тиску, що створювала б розчинена речовина, якби була газом і займала об'єм, рівний об'єму розчину.

6.82. Із 342 г цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$ та води приготовлено 22,4 л розчину. Обчисліть двома способами осмотичний тиск такого розчину за $0\text{ }^\circ\text{C}$.

Відповідь: 101,3 кПа.

6.83. У 40 мл розчину міститься 0,72 г неелектроліту. Цей розчин є ізотонічним $0,1\text{ М}$ розчину сечовини $CO(NH_2)_2$. Обчисліть молярну масу неелектроліту.

Відповідь: 180 г/моль.

6.84. За $20\text{ }^\circ\text{C}$ змішали 1 л розчину неелектроліту, що мав осмотичний тиск 243,4 кПа, з 3 л розчину неелектроліту, що мав осмотичний тиск 486,8 кПа. Визначте осмотичний тиск добутого розчину. Зміною об'єму при змішуванні знехтуйте.

Відповідь: 426 кПа.

6.85. Розчини формальдегіду $HCHO$ та глюкози $C_6H_{12}O_6$ мають однакові концентрації (у грамах розчиненої речовини на літр розчину) і знаходяться за однакової температури. Чи однакові осмотичні тиски цих розчинів? Якщо ні, то яке їхнє співвідношення?

6.86. Якщо припустити, що рух води по стеблах дерев відбувається звичайно за рахунок осмосу, обчисліть, яку молярну концентрацію повинен мати ґрунтовий розчин, щоб рідина піднялася на верхівку 60-метрового дерева за температури $27\text{ }^\circ\text{C}$.

Відповідь: 0,237 моль/л.

6.87. Два стакани з однаковими рівнями рідини (в одному – вода, в іншому – водний розчин нелеткої речовини) накрили скляним ковпаком, ізолювавши від зовнішнього середовища. Через деякий час рівень рідини в одному зі стаканів (якому?) збільшився, а в іншому – зменшився. Поясніть описане явище.

6.88. Як можна пояснити те, що тиск пари розчинника над розчином нелеткої речовини менший за тиск пари над чистим розчинником?

6.89. Тиск пари чистого ацетону $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ за 20°C дорівнює 23,94 кПа. Обчисліть тиск пари над розчином 2,5 г камфори $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$ в 100 г ацетону за такої самої температури.

Відповідь: 23,71 кПа.

6.90. Як зменшиться тиск пари над розчином (порівняно з чистим розчинником), що містить 9 г глюкози у 270 г води, за 100°C ?

Відповідь: 0,337 кПа.

6.91. Визначте тиск пари за 14°C над розчином формальдегіду з масовою часткою речовини 10 %, якщо тиск пари над чистою водою за цієї самої температури становить 1,6 кПа.

Відповідь: 1,5 кПа.

6.92. Обчисліть тиск пари над водним розчином сахарози $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ з масовою часткою речовини 10 % за 100°C .

Відповідь: 100,71 кПа.

6.93. Над яким водним розчином неелектроліту тиск пари більший: над одно- чи двомоляльним та у скільки разів?

Відповідь: над одномоляльним розчином більше у 1,018 раза.

6.94. За 20°C тиск пари над водою дорівнює 2,34 кПа. Скільки грамів гліцерину $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ треба розчинити у 360 г води, щоб зменшити тиск пари на 0,1 кПа?

Відповідь: 82,1 г.

6.95. Тиск пари над водним розчином глюкози за 55°C дорівнює 14,83 кПа. Обчисліть масову частку речовини в розчині, якщо тиск пари над водою за цієї самої температури становить 15,74 кПа.

Відповідь: 38 %.

6.96. Тиск пари над розчином, приготовленим із 27 г неелектроліту і 108 г води, за 75°C дорівнює 36 кПа, а над водою за цієї самої температури – 38,6 кПа. Обчисліть молярну масу неелектроліту.

Відповідь: 62,3 г/моль.

6.97. Визначте масову частку глюкози у водному розчині, якщо зменшення тиску пари над розчином становить 2,5 % від тиску пари над чистим розчинником.

Відповідь: 20,4 %.

6.98. Розчин гліцерину має за 0 °С осмотичний тиск, що дорівнює 567 кПа. Який тиск пари над розчином за цієї самої температури, якщо тиск пари над чистою водою за 0 °С становить 0,61 кПа? Густина розчину вважати рівною 1 г/см³.

Відповідь: 607 Па.

6.99. Перетворіть вираз $p_1 = p_0\chi_1$ на вираз $\Delta p = p_0\chi_2$ (p_1 та p_0 – відповідно тиск пари над розчином та чистим розчинником; χ_1 та χ_2 – відповідно молярні частки розчинника та розчиненої речовини).

6.100. Чому розчин нелеткої речовини закипає за більш високої температури, ніж чистий розчинник?

6.101. Як можна пояснити те, що температура замерзання розчину нижча за температуру замерзання чистого розчинника?

6.102. Побудуйте графіки зміни температури водного розчину з часом у відкритому посуді за таких умов:

- розчин нагрівається, закипає і кипить протягом певного часу;
- розчин охолоджується і замерзає протягом певного часу.

Поясніть хід кривих. Крім цього, побудуйте відповідні графіки для чистої води. Зіставте їх та зробіть необхідний коментар.

6.103. Обчисліть температуру початку кипіння розчину 18 г цукру C₁₂H₂₂O₁₁ у 200 г води.

Відповідь: 100,137 °С.

6.104. За якої температури закипає водний розчин глюкози з масовою часткою речовини 10 %?

Відповідь: 100,321 °С.

6.105. Водні розчини глюкози та сечовини CO(NH₂)₂ мають однакові масові частки речовин. Яке співвідношення значень підвищення температур кипіння розчинів?

Відповідь: $\Delta t(\text{гліц.}): \Delta t(\text{сеч.}) = 1:3$.

6.106. Розчин, що складається з 4,6 г гліцерину C₃H₅(OH)₃ та 200 г води, закипає за 56,73 °С. Чистий ацетон кипить за 56,30 °С. Обчисліть ебуліоскопічну константу ацетону.

Відповідь: 1,72.

6.107. Визначте молярну масу неелектроліту, якщо розчин 8 г його у 142 мл бензолу (густина бензолу 0,88 г/см³) закипає за температури, на 1,285 °С

вищій за температуру кипіння чистого бензолу. Ебуліоскопічна константа бензолу дорівнює 2,57.

Відповідь: 128 г/моль.

6.108. Зі скількох атомів складається молекула жовтого фосфору, якщо температура кипіння розчину 0,36 г речовини в 60 г сірковуглецю на 0,12 °С вища за температуру кипіння чистого розчинника? Ебуліоскопічна константа сірковуглецю дорівнює 2,4.

Відповідь: з чотирьох атомів.

6.109. Поясніть явище танення льоду в морозну погоду, якщо його посипати сіллю.

6.110. За якої температури почне замерзати розчин 500 мл гліцерину (густина гліцерину 1,26 г/см³) у 4 л води?

Відповідь: –3,19 °С.

6.111. Яку масу метанолу було розчинено у 800 г води, якщо розчин почав замерзати за –9 °С?

Відповідь: 124 г.

6.112. Розчин 1,477 г гідроген пероксиду в 100 г води починає замерзати при –0,805 °С. Обчисліть, виходячи з цих даних, молярну масу гідроген пероксиду.

Відповідь: 34,1 г/моль.

6.113. У 5 г бензолу розчинили 1 г полімеру з емпіричною формулою (C₂H₄)_n. Температура початку замерзання розчину виявилася на 0,44 °С нижчою, ніж температура замерзання чистого розчинника. Визначте *n*, якщо криоскопічна константа бензолу дорівнює 5,12.

Відповідь: *n* = 83.

6.114. Розчин сечовини у воді починає замерзати за 2 °С. За якої температури він закипить?

Відповідь: 100,559 °С.

6.115. Скільки грамів глюкози треба розчинити у 200 г води, щоб добутий розчин: а) закипів за 101 °С; б) почав замерзати за –1 °С?

Відповідь: а) 69,1 г; б) 19,4 г.

6.116. Водний розчин неелектроліту починає замерзати за –2,79 °С. Обчисліть тиск пари над розчином за 20 °С, якщо тиск пари над чистою водою за цієї самої температури дорівнює 2,34 кПа.

Відповідь: 2,28 кПа.

6.117. Водно-спиртова суміш з густиною 0,97 г/см³ починає замерзати за –10,26 °С. Визначте осмотичний тиск розчину за 20 °С.

Відповідь: 1,037 · 10⁴ кПа.

6.118. Скільки грамів води випарилося із розчину 36 г глюкози у 500 г води з моменту його закипання до моменту, коли температура розчину підвищилася на один градус?

Відповідь: 414 г.

6.119. Розчин 34,2 г цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 750 г води охолодили до $-3,72\text{ }^{\circ}C$. Скільки грамів льоду при цьому утворилося?

Відповідь: 700 г.

6.120. Температура початку замерзання водного розчину неелектроліту з масовою часткою речовини 25 % становить $10\text{ }^{\circ}C$. Виведіть істинну формулу сполуки, якщо вона містить Карбон (масова частка 38,7 %), Гідроген (9,7 %) та Оксиген.

Відповідь: $C_2H_6O_2$, або $C_2H_4(OH)_2$ (етиленгліколь).

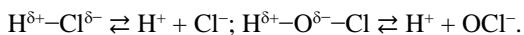
ГЛАВА 7

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ. ФІЗИЧНІ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

При розчиненні основи, кислоти та солі частково чи повністю розпадаються на заряджені часточки – іони. Цей процес називається електролітичною дисоціацією, а речовини, що розпадаються у розчині на іони, – електролітами.

Повнота процесу електролітичної дисоціації залежить від багатьох факторів, серед яких найважливішими є природа сполуки та властивості розчинника.

Речовини, що у кристалічному стані складаються з іонів (луги, майже всі солі), розчиняючись, «віддають» їх у розчин (електролітична дисоціація повна). Сполуки, що мають молекулярну будову, можуть поводитись у розчині по-різному: молекули одних сполук зазнають повного розпадань на іони, других – часткового, третіх – зовсім не утворюватимуть іонів. У молекулах речовин двох перших груп є полярні ковалентні зв'язки, більша чи менша частка яких під дією молекул розчинника розривається з утворенням іонів:



Молекули речовин третьої групи (серед них більшість – органічні) містять малополярні та неполярні зв'язки, що зберігаються і в розчині.

Із властивостей розчинника, що впливають на електролітичну дисоціацію розчинених речовин, виділяють його полярність (визначається величиною діелектричної проникності) та сольватуючу здатність (визначається міцністю хімічних зв'язків молекул розчинника з часточками розчиненої речовини). Вода – одна з найбільш полярних рідин, а гідрати здебільшого є досить стійкими. Цим переважно і пояснюється висока іонізуюча здатність води щодо електролітів. Що стосується інших розчинників, то спирти, наприклад, поступаються воді за полярністю та міцністю сольватів, і дисоціація в них електролітів відбувається гірше, ніж у воді.

Для оцінки здатності електролітів до розпадань на іони у розчинах існує така характеристика, як сила електроліту. Кількісно вона визначається ступенем електролітичної дисоціації, а якісно – часткою розчиненої речовини, що припадає на її дисоційований стан. Ця величина виражається додатним числом, що не перевищує одиниці, або у відсотках. Для так званих сильних електролітів значення α є близьким до одиниці, або до 100 %. Для слабких електролітів ступінь дисоціації незначний – менш ніж 0,03–0,05, або 3–5 %. Інколи виділяють проміжну групу речовин – електроліти середньої сили.

■ **Приклад 1.** У розчині кислоти НА на кожен пару іонів H^+ та A^- припадає чотири недисоційовані молекули. Визначити ступінь дисоціації речовини.

Розв'язання. В кожних п'яти молекулах речовини лише одна розпадається на іони.

$$\alpha = 1/5 = 0,2, \text{ або } 20 \%$$

Відповідь: ступінь дисоціації речовини дорівнює 0,2, або 20 %.

Ступінь електролітичної дисоціації, про що йтиметься далі, можна розрахувати, виходячи із даних дослідження деяких фізичних властивостей розчинів. Обчислені значення α для розчинів речовин іонного типу (солей, лугів) не дорівнюють одиниці, хоча й наближаються до неї. Однак вважати, що у розчинах таких речовин є їхні недисоційовані молекули, немає ніяких підстав, оскільки навіть у твердому стані, тобто ще до розчинення, речовини цього типу складаються лише з іонів. Видимість неповної дисоціації ($\alpha < 1$) пояснюється тим, що частина іонів із різнойменними зарядами притягуються у розчині один до одного, утворюючи більш або менш стійкі утворення – асоціати (переважно – іонні пари). Отже, ступінь дисоціації іонних речовин, визначений за результатами експерименту, називають уявним (позірним).

Якщо речовина (молекулярної природи) дисоційована у розчині частково, то процес електролітичної дисоціації має зворотний характер:



Існуючу рівновагу характеризують за допомогою константи рівноваги, що називається константою електролітичної дисоціації:

$$K = [A^+][B^-]/[AB],$$

де $[A^+]$, $[B^-]$ та $[AB]$ – рівноважні концентрації іонів та недисоційованих молекул у розчині електроліту.

Нехай концентрація електроліту АВ дорівнює C моль/л, а ступінь дисоціації – α . Тоді після вираження концентрацій іонів та недисоційованих молекул із залученням значень C та α матимемо:

$$K = \alpha^2 C / (1 - \alpha).$$

Цей вираз називається законом розведення Оствальда. Для електролітів, що дисоціюють дуже слабко ($\alpha \ll 1$), наведену формулу можна спростити:

$$K = \alpha^2 C / (1 - \alpha) \approx \alpha^2 C.$$

Аналіз формули дає змогу дійти важливого висновку. Оскільки константа рівноваги не залежить від концентрації, то ступінь дисоціації при підвищенні концентрації має зменшуватися, а при пониженні концентрації – збільшуватися.

■ **Приклад 2.** Визначити ступінь електролітичної дисоціації фтороводневої кислоти в 0,1 М розчині, якщо константа дисоціації кислоти дорівнює $7,4 \cdot 10^{-4}$.

Розв'язання. Підставляємо значення концентрації та константи дисоціації кислоти у вираз закону діючих мас:

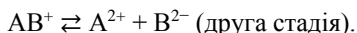
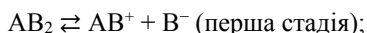
$$7,4 \cdot 10^{-4} = 0,1\alpha x^2 / (1 - \alpha); \quad 0,1\alpha^2 + 7,4 \cdot 10^{-4}\alpha - 7,4 \cdot 10^{-4} = 0.$$

Хімічний смисл матиме лише додатний корінь квадратного рівняння:

$$\alpha = 8,23 \cdot 10^{-2}, \text{ або } 8,23 \text{ \%}.$$

Відповідь: ступінь електролітичної дисоціації кислоти дорівнює 0,0823, або 8,23 %.

Якщо електроліт складається з молекул AB_2 , то він дисоціює ступінчасто:



Кожна зі стадій характеризується своїми значеннями ступеня та константи дисоціації (α_1 та K_1 ; α_2 та K_2). Добуток ступінчастих констант дисоціації дорівнює так званій загальній константі дисоціації електроліту:

$$K_1 = [AB^+][B^-]/[AB_2], \quad K_2 = [A^{2+}][B^{2-}]/[AB^+];$$

$$K_1 \cdot K_2 = [AB^+][B^-]/[AB_2] \cdot [A^{2+}][B^{2-}]/[AB^+] = [A^{2+}][B^-]^2/[AB_2] = K.$$

Електроліт, що складається з молекул AB_3 зазнає триступінчастої дисоціації, електроліт AB_4 – чотириступінчастої тощо. Кожна наступна стадія дисоціації відбувається меншою мірою, ніж попередня:

$$\alpha_1 > \alpha_2 > \dots > \alpha_n; \quad K_1 > K_2 > \dots > K_n.$$

Значення осмотичного тиску, тиску пари розчинника, підвищення температури кипіння та пониження температури замерзання розчинів електролітні, знайдені за даними експериментів, перевищують ті, що розраховані за формулами, наведеними у Главі 6. Це очевидно, оскільки кількість часточок у розчині електроліту (молекул та іонів у сумі) більша, ніж у розчині неелектроліту з такою самою концентрацією. Якщо число часточок збільшиться в i разів, то (для розчинів електролітів):

$$\pi = icRT; \quad p_1 = p_0\chi_1 = p_0v_1/(iv_2 + v_1);$$

$$\Delta p = p_0\chi_2 = p_0iv_2/(iv_2 + v_1);$$

$$\Delta t = i\kappa_m,$$

де v_1 – кількість речовини розчинника, моль; v_2 – кількість розчиненої речовини, моль (інші позначення такі самі, що й у попередній главі). Коефіцієнт i називається ізотонічним коефіцієнтом, або коефіцієнтом Вант-Гоффа. Якщо ступінь дисоціації сполуки у розчині дорівнює α , то для «двоіонного» електроліту AB $i = 1 + \alpha$, для «триіонного» AB_2 – $i = 1 + 2\alpha$, «к-іонного» – $i = 1 + (k - 1)\alpha$. Зауважимо, що прикладом двоіонного електроліту може бути молекулярна (ступінь дисоціації в записаній формулі – істинний) чи іонна сполука, наприклад, $NaCl$ (ступінь дисоціації – уявний), а три- чи к-іонного – лише іонні речовини, оскільки для молекулярних, наприклад, H_2SO_4 , ступінь дисоціації (середньостатистичний для всіх стадій дисоціації) не матиме фізичного змісту.

■ **Приклад 3.** Обчислити ізотонічний коефіцієнт для 2 н. розчину хлориду лужноземельного елемента, що має за 20 °С осмотичний тиск 5 600 кПа. Який уявний ступінь дисоціації електроліту в цьому розчині?

Розв’язання. Молярна концентрація 2 н. розчину солі MCl_2 становить 1 моль/л:

$$\pi = icRT; i = \pi/cRT = 5\,600/1 \cdot 8,31 \cdot (273 + 20) = 2,3.$$

Сіль – «триіонний» електроліт, тому $i(MCl_2) = 1 + 2\alpha$.

Звідси:

$$\alpha = (i - 1)/2 = (2,3 - 1)/2 = 0,65, \text{ або } 65 \%$$

Відповідь: ізотонічний коефіцієнт дорівнює 2,3, а уявний ступінь дисоціації електроліту – 0,65, або 65 %.

■ **Приклад 4.** Температура замерзання розчину натрій хлориду з молярною концентрацією 0,4 моль/кг води дорівнює $-1,39$ °С. Визначити тиск водяної пари над розчином за 25 °С, якщо тиск пари над чистою водою за цієї самої температури дорівнює 3,1 кПа.

Розв’язання. Спочатку визначаємо ізотонічний коефіцієнт:

$$\Delta t_{зам} = iK_{крс_m}; i = \Delta t_{зам}/K_{крс_m} = 1,39/186 \cdot 0,4 = 1,87.$$

У розчині на кожні 0,4 моль солі припадає 1 000 г води, або $1\,000/18 = 55,5$ моль.

Обчислюємо тиск водяної пари над розчином:

$$p_1 = p_0 v_1 / (i v_2 + v_1) = 3,1 \cdot 55,5 / (1,87 \cdot 0,4 + 55,5) = 3,06 \text{ кПа.}$$

Відповідь: тиск водяної пари над розчином становить 3,06 кПа.

Вода є електролітом і дисоціює на катіони Гідрогену та аніони гідроксиду:



Кожний з іонів зазнає гідратації. Стійкішими є гідрати катіона, найпростіший з яких – іон гідроксонію $\text{H}^+\cdot\text{H}_2\text{O}$, або H_3O^+ . З метою спрощення «гідратну частину» іонів здебільшого не наводять.

Ступінь дисоціації води при 25 °C дорівнює $1,8 \cdot 10^{-9}$ або $1,8 \cdot 10^{-7} \%$, константа дисоціації:

$$K = [\text{H}^+][\text{OH}^-]/[\text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-16}.$$

Оскільки вода дисоціює дуже слабо, то концентрація недисоційованих молекул практично дорівнює концентрації всіх її молекул (1 л води містить 1 000:18 = 55,5 моль речовини; $c = 55,5$ моль/л). Майже такою самою є концентрація води і в розбавлених водних розчинах різних речовин. Звільнившись у виразі для константи дисоціації води від знаменника, що виявився сталою величиною, матимемо:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,5 = 1 \cdot 10^{-14}.$$

Отже, добуток концентрацій іонів H^+ та OH^- для води і водних розчинів за цієї температури є сталою величиною. Він називається іонним добутком води і позначається $K(\text{H}_2\text{O})$.

У чистій воді концентрації іонів H^+ та OH^- однакові:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = (10^{-14})^{1/2} = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

У водних розчинах кислот концентрація іонів Гідрогену більша за концентрацію гідроксид-іонів, тобто $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л (наприклад, $2 \cdot 10^{-7}$ чи $8 \cdot 10^{-1}$ моль/л), а у розчинах основ – менша, тобто $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ моль/л (наприклад, $1 \cdot 10^{-8}$ чи $3 \cdot 10^{-12}$ моль/л). Замість таких малих чисел краще користуватися їхніми десятковими логарифмами, взятими з протилежним знаком. Від'ємний логарифм концентрації катіонів Гідрогену називається водневим показником (позначають рН), а гідроксид-іонів – гідроксильним показником (рОН):

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]; \text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-].$$

Водневий показник використовують значно частіше, ніж гідроксильний. Для будь-якого водного розчину за 25 °C:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14; \text{pH} = 14 - \text{pOH} (\text{pOH} = 14 - \text{pH}).$$

Для розрахунків рН та рОН розчинів сильних кислот та основ вважати, що розчинена речовина дисоціює повністю; в інших випадках слід враховувати ступінь дисоціації електроліту.

■ **Приклад 5.** Розрахувати рН та рОН децинормального водного розчину азотної кислоти.

Розв'язання. Азотна кислота є сильним електролітом. Отже:

$$[\text{H}^+] = c(\text{HNO}_3) = 0,1 \text{ моль/л}; \text{pH} = -\lg 0,1 = 1; \text{pOH} = 14 - 1 = 13.$$

Відповідь: для 0,1 н. розчину HNO_3 рН = 1; рОН = 13.

■ **Приклад 6.** Яка молярна концентрація барій гідроксиду у водному розчині, якщо рН розчину дорівнює 12,3, а уявний ступінь дисоціації сполуки у ньому становить 80 % ?

Розв'язання. Знаходимо гідроксильний показник:

$$\text{pOH} = 14 - 12,3 = 1,7.$$

Для розрахунку концентрації іонів OH^- виконаємо такі дії:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = 1,7; \lg[\text{OH}^-] = -1,7;$$

виражаємо добуте значення логарифму сумою від'ємного цілого числа та додатного числа, меншого за одиницю: $-1,7 = -2 + 0,3$;

знаходимо за допомогою таблиці логарифмів чи калькулятора числа, логарифми яких дорівнюють -2 та $+0,3$: це, відповідно, 10^{-2} та $2,0$;

врахувавши, що логарифм добутку двох чисел дорівнює сумі логарифмів цих чисел, дістаємо:

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

Оскільки 1 моль $\text{Ba}(\text{OH})_2$ містить 2 моль іонів OH^- , то

$$[\text{OH}^-] = \alpha \cdot 2c(\text{Ba}(\text{OH})_2); c(\text{Ba}(\text{OH})_2) = [\text{OH}^-]/2\alpha = 2 \cdot 10^{-2}/2 \cdot 0,8 = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

Відповідь: молярна концентрація $\text{Ba}(\text{OH})_2$ дорівнює $1,25 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

Додавання до розчину однойменних іонів (наприклад, розчинення у розчині кислоти її солі), згідно з принципом Ле Шательє, має зменшити дисоціацію електроліту, що знаходився у розчині. У цьому можна переконатися, розв'язавши наступну задачу.

■ **Приклад 7.** Визначити рН 0,1 М розчину нітритної кислоти HNO_2 та розчину нітритної кислоти та натрій нітриту NaNO_2 в однакових концентраціях, що дорівнюють 0,1 моль/л. Константа дисоціації кислоти становить $4,6 \cdot 10^{-4}$. Вважайте, що сіль у розчині продисоціювала повністю.

Розв'язання. Знаходимо ступінь дисоціації кислоти в її децимолярному розчині:

$$K = \alpha^2 C / (1 - \alpha); 4,6 \cdot 10^{-4} = \alpha^2 \cdot 0,1 / (1 - \alpha);$$

$$0,1\alpha^2 + 4,6 \cdot 10^{-4}\alpha = 4,6 \cdot 10^{-4} = 0;$$

$$\text{додатний корінь рівняння: } \alpha = 6,55 \cdot 10^{-2}.$$

Обчислюємо рН розчину кислоти:

$$[\text{H}^+] = \alpha c(\text{HNO}_2) = 6,55 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1 = 6,55 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л};$$

$$\text{pH} = -\lg(6,55 \cdot 10^{-3}) = -(0,82 - 3) = 2,18.$$

Тепер розраховуємо рН розчину, де містяться кислота та сіль. Використаємо вираз для константи дисоціації кислоти: $K = [\text{H}^+][\text{NO}_2^-]/[\text{HNO}_2]$.

Кислота продисоціювала у децимолярному розчині всього на 6,55 %, а наявність нітрит-іонів під солі приводить до зменшення її дисоціації. Отже (із дуже незначною похибкою), можна вважати, що концентрація недисоційованих молекул кислоти у розчині, де є кислота та сіль, дорівнює загальній концентрації кислоти, а рівноважна концентрація іонів NO_2^- – концентрації повністю дисоційованої солі:

$$[\text{HNO}_2] = c(\text{HNO}_2) = 0,1 \text{ моль/л}; [\text{NO}_2^-] = c(\text{NaNO}_2) = 0,1 \text{ моль/л},$$

$$\text{тоді } K = 4,6 \cdot 10^{-4} = [\text{H}^+][\text{NO}_2^-]/[\text{HNO}_2] = [\text{H}^+] \cdot 0,1/0,1 = [\text{H}^+];$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(4,6 \cdot 10^{-4}) = 3,34.$$

Відповідь: рН розчину кислоти дорівнює 2,18, а рН розчину, що містить кислоту та сіль, – 3,34.

Насичений розчин малорозчинного електроліту, що контактує з осадом речовини, є рівноважною гетерогенною системою. Два протилежні процеси – перехід іонів осаду в розчин та «повернення» їх з розчину в осад – зрівноважують один одного. Константа такої рівноваги, згідно із законом діючих мас, дорівнює добутку концентрацій іонів у насиченому розчині. Ця величина, що є постійною за цієї температури, називається добутком розчинності та позначається символом ДР. Так, для насиченого розчину барій сульфату, що знаходиться в рівновазі з осадом,

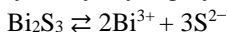


Осад Розчин

вираз для константи рівноваги (добутка розчинності) матиме вигляд:

$$\text{ДР}(\text{BaSO}_4) = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}],$$

а для насиченого розчину бісмут сульфіді



Осад Розчин

$$\text{ДР}(\text{Bi}_2\text{S}_3) = [\text{Bi}^{3+}]^2[\text{S}^{2-}]^3.$$

Якщо концентрацію сполуки у насиченому розчині, тобто її розчинність, позначити через ν моль/л, то

$$\text{ДР}(\text{BaSO}_4) = s \cdot s = s^2; \text{ДР}(\text{Bi}_2\text{S}_3) = (2s)^2 \cdot (3s)^3 = 108s^3.$$

Із постійності величини ДР випливає, що підвищення концентрації у насиченому розчині одного з іонів, на які дисоціює малорозчинний електроліт (наприклад, внаслідок додавання натрій сульфату в насичений розчин барій сульфату), має привести до зменшення концентрації іншого іона, причому такого, щоб добуток нових концентрацій іонів виявився рівним ДР. Розчинність електроліту зменшиться, і частина його випаде в осад.

Якщо добуток концентрацій іонів, з яких складається малорозчинний електроліт, менший за його ДР, то відповідний розчин є ненасиченим (осаду немає); якщо дорівнює ДР, то розчин насичений (осад також відсутній); якщо перевищує ДР, то розчин відповідає перенасиченому, і в ньому має утворитися деяка кількість осаду. Осадження продовжуватиметься доти, доки добуток концентрацій іонів у розчині не дорівнюватиме ДР.

■ **Приклад 8.** Розчинність кальцій фториду за 25 °С становить 0,0016 г на 100 г води. Визначити добуток розчинності солі.

Розв'язання. Визначаємо розчинність кальцій фториду CaF_2 у молях на літр.

Оскільки насичений розчин цієї солі є дуже розбавленим, то його густина практично дорівнює густині води (1 г/см³). Отже, в 1 л розчину міститься $0,0016 \cdot 1000/100 = 0,016$ г кальцій фториду:

$$M(\text{CaF}_2) = 78 \text{ г/моль}; \nu(\text{CaF}_2) = 0,016/78 = 2,05 \cdot 10^{-4} \text{ моль};$$

$$s(\text{CaF}_2) = 2,05 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Концентрації іонів солі в насиченому розчині становитимуть:

$$[\text{Ca}^{2+}] = 2,05 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}; [\text{F}^-] = 2 \cdot 2,05 \cdot 10^{-4} = 4,10 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л};$$

$$\text{ДР}(\text{CaF}_2) = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^-]^2 = 2,05 \cdot 10^{-4} \cdot (4,10 \cdot 10^{-4})^2 = 3,45 \cdot 10^{-11}.$$

Відповідь: добуток розчинності CaF_2 дорівнює $3,45 \cdot 10^{-11}$.

■ **Приклад 9.** Обчислити розчинність лантан йодату в грамах на літр, якщо добуток розчинності $\text{La}(\text{IO}_3)_3$ дорівнює $6,3 \cdot 10^{-12}$.

Розв'язання. Позначаємо розчинність солі через s (моль/л). Тоді:

$$[\text{La}^{3+}] = s \text{ моль/л}; [\text{IO}_3^-] = 3s \text{ моль/л}; \text{ДР}(\text{La}(\text{IO}_3)_3) = 6,3 \cdot 10^{-12} = [\text{La}^{3+}][\text{IO}_3^-]^3 =$$

$$= s \cdot (3s)^3 = 27s^4;$$

$$s^4 = 2,3 \cdot 10^{-13}.$$

Після логарифмування добутого виразу знаходимо s (останній етап розрахунку пояснений у Прикл. 6):

$$4 \lg s = \lg 2,3 + \lg(10^{-13}); 4 \lg s = 0,36 - 13 = -12,64;$$

$$\lg s = -3,16 = -4 + 0,84; s = 6,9 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Тепер знаходимо розчинність солі у грамах на літр:

$M(\text{La}(\text{IO}_3)_3) = 664 \text{ г/моль}; s = 664 \cdot 6,9 \cdot 10^{-4} = 0,458 \text{ г/л.}$

Відповідь: розчинність $\text{La}(\text{IO}_3)_3$ становить 0,458 г/л.

■ **Приклад 10.** У скільки разів розчинність барій сульфату в сантимольному розчині BaCl_2 менша, ніж у чистій воді? $\text{ДР}(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$.

Розв'язання. Розраховуємо розчинність BaSO_4 у воді. Позначивши розчинність через s (моль/л), дістаємо:

$$\text{ДР}(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = s^2; s = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Нехай розчинність барій сульфату в 0,01 М розчині BaCl_2 становить s моль/л. Концентрація іонів SO_4^{2-} також дорівнює s моль/л, а іонів Ba^{2+} – $(s' + 0,01)$ моль/л.

Підставивши ці значення концентрацій у вираз для ДР, знаходимо s' :

$$\text{ДР}(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = (s' + 0,01)s'$$

Розчинність BaSO_4 в чистій воді становить близько 10^{-5} моль/л, а в розчині BaCl_2 значно менша. Отже, значенням s' (у дужках), порівняно з 0,01, можна знехтувати:

$$(s' + 0,01)s' = 0,01s' = 1,1 \cdot 10^{-10}; s' = 1,1 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л}; s/s' = 1,05 \cdot 10^{-5} / (1,1 \cdot 10^{-8}) = 1 \text{ 000.}$$

Відповідь: розчинність барій сульфату в розчині BaCl_2 в 1 000 разів менша, ніж у воді.

■ **Приклад 11.** Чи утвориться осад, якщо змішати рівні об'єми розчинів NaCl та TlNO_3 , концентрація кожного з яких дорівнює 0,02 моль/л? $\text{ДР}(\text{TlCl}) = 1,7 \cdot 10^{-4}$.

Розв'язання. Під час злипання рівних об'ємів розчинів відбувається їхнє взаємне розбавлення вдвічі. Отже, у кінцевому розчині концентрації іонів складають: $[\text{Cl}^-] = 0,01$ моль/л; $[\text{Tl}^+] = 0,01$ моль/л; $[\text{Tl}^+][\text{Cl}^-] = 0,01 \cdot 0,01 = 10^{-4} < \text{ДР}(\text{TlCl})$.

Відповідь: осад не утворюється.

Характерним типом хімічних перетворень за участю електролітів є реакції обміну – процеси, в результаті яких речовини частково або повністю обмінюються іонами.

Обмінна реакція між електролітами відбувається в напрямі зменшення кількості іонів у розчині. Це можливе у таких випадках:

- 1) частина іонів вилучається з розчину внаслідок утворення осаду чи газу;
- 2) продукт реакції є більш слабким електролітом, ніж електроліти-реагенти;

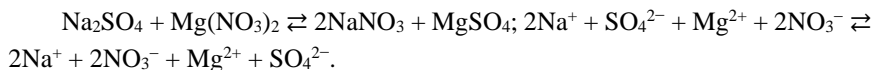
3) утворюються малодисоційовані складні іони – гідроген-аніони слабких кислот (наприклад, HCO_3^- , HPO_4^{2-}), гідроксокатіони слабких основ та амфотерних гідроксидів (FeOH^+ , $\text{Al}(\text{OH})_2^+$), комплексні іони ($[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$).

Якщо малорозчинні або слабкодисоційовані речовини є серед продуктів і серед реагентів, то напрям реакції відповідає утворенню найменш розчинної чи найменш дисоційованої сполуки.

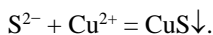
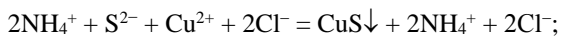
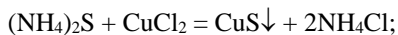
Для реакцій між електролітами, крім звичайних, «молекулярних» рівнянь записують і так звані іонно-молекулярні рівняння, що розкривають суть перетворень цього типу. В іонно-молекулярному рівнянні вказують ту форму речовини, що домінує в реакційному середовищі: сильні електроліти, що перебувають у розчині, подають відповідними іонами, а слабкі електроліти, гази, малорозчинні речовини, що утворюють осад, – у молекулярній, недисоційованій формі.

■ **Приклад 12.** Чи можливі реакції у водному розчині між: а) натрій сульфатом і магній нітратом; б) амоній сульфідом і купрум (II) хлоридом; в) алюміній перхлоратом, взятим у надлишку, та натрій гідроксидом; г) хром (III) сульфатом та калій гідроксидом, взятим у надлишку; д) аргентум хроматом (осад) та соляною кислотою; е) натрій дигідрогенфосфатом та калій гідроксидом? Скласти іонно-молекулярні рівняння реакцій.

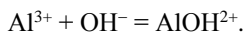
Розв'язання. Реакція «а» неможлива, оскільки всі іони залишаються в розчині без зміни:



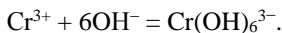
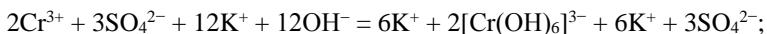
Реакція «б» відбувається внаслідок зв'язування частини іонів в осад:



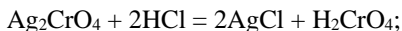
Реакція «в» відбувається через утворення слабкодисоційованого складного іона (гідроксокатіона):



Реакція «і» відбувається, оскільки частина іонів зв'язується у комплексні іони:

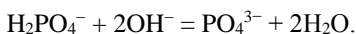


Реакція «д» можлива, тому що її продукт AgCl менш розчинний, ніж реагент Ag_2CrO_4 , а кислота, яка утворюється, є слабшою за вихідну:

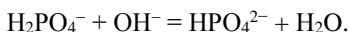
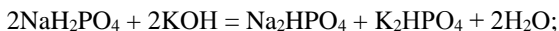


$\text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = 2\text{AgCl} + \text{H}_2\text{CrO}_4$ (хроматну кислоту, як електроліт середньої сили, можна записати в іонно-молекулярному рівнянні як у недисоційованій, так і в дисоційованій формах).

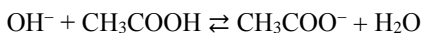
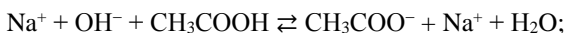
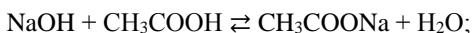
Реакція «є» відбувається внаслідок того, що її продукт (вода) дисоціює слабше за реагент (дигідрогенфосфат-іони):



Можливий також перебіг реакції «є» з утворенням гідрогенфосфат-іонів:



Реакції обміну між електролітами можуть відбуватися не до кінця. У деяких випадках має місце встановлення хімічної рівноваги, яка зміщена (здебільшого – досить істотно) у бік утворення менш дисоційованої сполуки чи іона. Наприклад, після взаємодії еквівалентних кількостей натрій гідроксиду та оцтової кислоти:



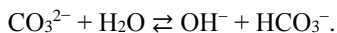
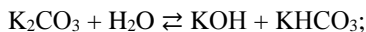
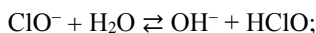
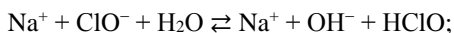
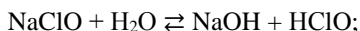
кінцевий розчин має слабколужну реакцію (проба з індикатором). Отже, у розчині залишається невелика частка іонів OH^- і така сама частка молекул оцтової кислоти. Рівновага реакції виявляється зміщеною у бік утворення

води як більш слабкого електроліту ($K = 1,8 \cdot 10^{-16}$) порівняно з оцтовою кислотою ($K = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

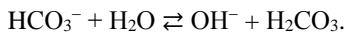
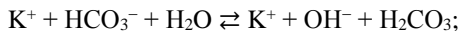
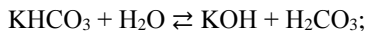
Така сама рівновага встановлюється і після розчинення у воді твердої солі – натрій ацетату. У цьому випадку також матимемо слабколужний розчин: невелика частка солі прореагує з водою з утворенням сильної основи та слабкої кислоти. Останнє перетворення належить до важливої групи реакцій обміну – реакцій гідролізу солей. Розглянемо гідроліз солей детальніше.

Отже, гідролізу можуть зазнавати солі, утворені одним (кислотою чи основою) чи двома (і кислотою, і основою) слабкими електролітами. Гідроліз солей сильних основи та кислоти не відбувається.

Якщо сіль утворена сильною основою та слабкою кислотою, то одним із продуктів гідролізу є ця сама основа, яка зумовлює лужну реакцію розчину солі, а другим – речовина кислотної природи: слабка кислота чи кисла сіль (якщо кислота, яка брала участь в утворенні солі, є багатоосновною):



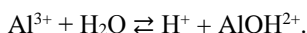
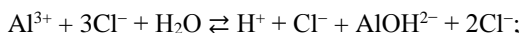
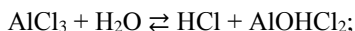
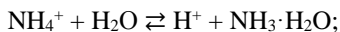
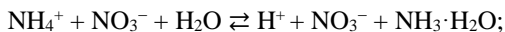
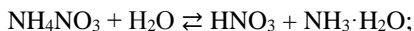
Із записаних іонно-молекулярних рівнянь випливає, що гідроліз солей вибраного типу полягає у взаємодії аніона слабкої кислоти з водою, який відщеплює від неї катіон Гідрогену та приєднує до себе. Оскільки іон HCO_3^- здатний приєднувати ще один катіон Гідрогену, то гідроліз калій карбонату може відбуватися далі (з водою реагуватиме кисла сіль):



Отже, остання реакція є другою стадією гідролізу калій карбонату. Для солей, здатних до ступінчастого гідролізу, часто здійснюється лише перша стадія процесу (подальші стадії практично не відбуваються).

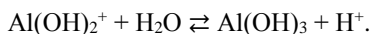
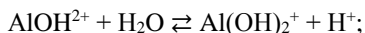
У наведених прикладах гідролітична рівновага реакції зміщена ліворуч, у напрямку утворення найменш дисоційованих часточок – молекул води. Глибина гідролізу солей цього типу здебільшого незначна. Якщо сіль утворена

слабкою основою (нею може бути й амфотерний гідроксид) та сильною кислотою, то продуктами гідролізу є ця кислота, що надає розчину кислій реакції, та речовина основної природи: слабка основа чи основна сіль (якщо основа, за участі якої утворилася сіль, – багатокислотна):



Суть гідролізу солей цього типу полягає у приєднанні катіонами солі гідроксил-аніонів, що відщеплюються молекулами води.

Для другого перетворення можливі ще дві стадії:

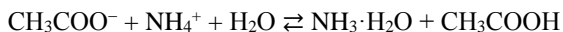
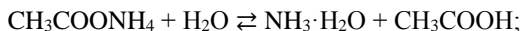


Однак за звичайних умов гідроліз відбувається практично лише за першою стадією.

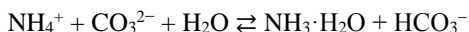
Гідроліз солей, утворених слабкою основою та сильною кислотою, навіть за першою стадією, як правило, відбувається неповністю.

Якщо сіль утворена слабкими основою та кислотою, то вона значною мірою, а нерідко і повністю, гідролічує, утворюючи основу (чи основну сіль) та кислоту (чи кислу сіль). Кислотність при цьому кінцевого розчину буває різною.

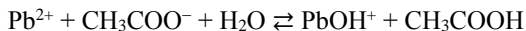
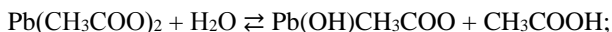
Приклади гідролізу солей цього типу:



(гідроліз неповний; середовище нейтральне, оскільки кислота й основа – електроліти однакової сили (див. Додаток. Таблиця констант дисоціації кислот та основ);



(гідроліз неповний; середовище слабколужне, оскільки основа дисоціює сильніше, ніж карбонатна кислота за другою стадією);



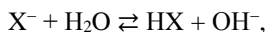
(гідроліз неповний; середовище слабкокислое, тому що кислота дисоціює сильніше, ніж $\text{Pb}(\text{OH})_2$ за другою стадією основної дисоціації);



(гідроліз повний; середовище практично нейтральне).

Гідролітичний процес з кількісного боку характеризують ступенем та константою гідролізу. Ступінь гідролізу – це частка солі, що зазнала гідролізу, або відношення кількості речовини солі, що прореагувала з водою, до загальної кількості речовини її. Найчастіше ступінь гідролізу записують як відношення концентрації одного з продуктів гідролізу до загальної концентрації солі. Константа гідролізу K_{Γ} – це відношення добутку рівноважних концентрацій продуктів гідролізу до рівноважної концентрації солі, тобто концентрації тієї частини речовини, що не прореагувала з водою.

Для солі типу MX (NaF , KCN тощо), утвореної сильною основою та слабкою кислотою, що гідролізує за рівнянням



вирази для ступеня та константи гідролізу мають такий вигляд:

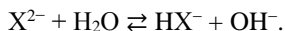
$$\alpha_{\Gamma} = [\text{HX}]/C_{\text{MX}} = [\text{OH}^-]/C_{\text{MX}}; K_{\Gamma} = [\text{HX}][\text{OH}^-]/[\text{X}^-].$$

Помноживши чисельник і знаменник у виразі для константи гідролізу на $[\text{H}^+]$, матимемо:

$$K_{\Gamma} = [\text{HX}][\text{OH}^-]/[\text{X}^-] \cdot [\text{H}^+]/[\text{H}^+] = K(\text{H}_2\text{O})/K(\text{HX}).$$

Отже, чим менше значення $K(\text{HX})$ (чим слабша кислота), тим більша величина K_{Γ} (тим сильніший гідроліз солі).

Якщо сіль цього типу утворена двоосновною кислотою та має склад M_2X (Na_2CO_3 , K_2S тощо), то її гідроліз, як уже зазначалося, відбувається практично лише за першою стадією:



У цьому випадку:

$$K_{\Gamma} = [\text{HX}^-][\text{OH}^-]/[\text{X}^{2-}] = [\text{HX}^-][\text{OH}^-]/[\text{X}^{2-}] \cdot [\text{H}^+]/[\text{H}^+] = K(\text{H}_2\text{O})/K_2(\text{H}_2\text{X}).$$

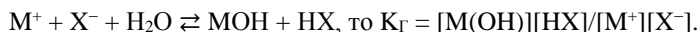
Аналогічно можна вивести вирази для константи гідролізу солі слабкої основи та сильної кислоти. Для солі складу MX

$$K_{\Gamma} = K(\text{H}_2\text{O})/K(\text{MOH}),$$

а для солі складу MX_2 –

$$K_{\Gamma} = K(\text{H}_2\text{O})/K_2(\text{M}(\text{OH})_2).$$

Якщо сіль складу MX утворена слабкою кислотою HX та слабкою основою MOH , і гідроліз її відбувається неповністю (наприклад, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$):



Помноживши чисельник та знаменник на $[\text{H}^+][\text{OH}^-]$, матимемо:

$$K_{\Gamma} = [\text{M}(\text{OH})][\text{HX}]/[\text{M}^+][\text{X}^-] \cdot [\text{H}^+][\text{OH}^-]/[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K(\text{H}_2\text{O})/K(\text{MOH})K(\text{HX}).$$

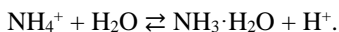
Зв'язок між ступенем та константою гідролізу аналогічний до того, який встановлюється згідно із законом розведення Оствальда для відповідних характеристик процесу електролітичної дисоціації:

$$K_{\Gamma} = \alpha_{\Gamma}^2 \cdot C_{\text{соли}} / (1 - \alpha_{\Gamma}).$$

Оскільки константа гідролізу, як константа одного з видів хімічної рівноваги, не залежить від концентрації, то при підвищенні концентрації солі згідно з останнім виразом ступінь гідролізу зменшується, а при пониженні – збільшується.

■ **Приклад 13.** Чому дорівнюють ступінь та константа гідролізу амоній хлориду в 0,03 М розчині, якщо рН розчину становить 5,5?

Розв'язання. Гідроліз амоній хлориду відбувається внаслідок взаємодії катіонів солі з водою:



Знаходимо концентрацію іонів Гідрогену:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = 5,5; \lg[\text{H}^+] = -5,5 = -6 + 0,5;$$

$$[\text{H}^+] = 3,16 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л.}$$

Розраховуємо ступінь та константу гідролізу:

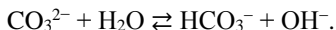
$$\alpha_{\Gamma} = [\text{H}^+]/C_{\text{соли}} = 3,16 \cdot 10^{-6} \cdot (3 \cdot 10^{-2}) = 1,05 \cdot 10^{-4}, \text{ або } 0,0105 \%;$$

$$K_{\Gamma} = \alpha_{\Gamma}^2 \cdot C_{\text{соли}} / (1 - \alpha_{\Gamma}) = (1,05 \cdot 10^{-4})^2 \cdot 3 \cdot 10^{-2} / (1 - 1,05 \cdot 10^{-4}) = 3,3 \cdot 10^{-10}.$$

Відповідь: ступінь гідролізу дорівнює $1,05 \cdot 10^{-4}$, або 0,0105 %, а константа гідролізу – $3,3 \cdot 10^{-10}$.

■ **Приклад 14.** Обчислити рН 0,1 н. розчину натрій карбонату.

Розв'язання. Гідроліз натрій карбонату відбувається згідно з рівнянням:



Знаходимо константу гідролізу солі, використавши наведене в додатку значення константи дисоціації карбонатної кислоти за другою стадією:

$$K_{\Gamma} = K(\text{H}_2\text{O})/K_2(\text{H}_2\text{CO}_3) = 10^{-14}/4,7 \cdot 10^{-11} = 2,13 \cdot 10^{-4}.$$

Молярність розчину солі дорівнює $0,1:2 = 0,05$. Розраховуємо ступінь гідролізу Na_2CO_3 :

$$K_{\Gamma} = 2,13 \cdot 10^{-4} = \alpha_{\Gamma}^2 \cdot C_{\text{соли}}/(1 - \alpha_{\Gamma}) = \alpha_{\Gamma}^2 \cdot 0,05/(1 - \alpha_{\Gamma});$$

$0,05\alpha_{\Gamma}^2 + 2,13 \cdot 10^{-4}\alpha_{\Gamma} - 2,13 \cdot 10^{-4} = 0$; додатний корінь рівняння $\alpha_{\Gamma} = 6,32 \cdot 10^{-2}$.

Тепер обчислюємо концентрацію гідроксид-іонів та рН розчину:

$$[\text{OH}^-] = \alpha_{\Gamma} \cdot C_{\text{соли}} = 6,32 \cdot 10^{-2} \cdot 5 \cdot 10^{-2} = 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л};$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\lg[\text{OH}^-]) = 14 + \lg(3,16 \cdot 10^{-3}) = 14 - 3 + 0,5 = 11,5.$$

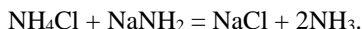
Відповідь: рН 0.1 н. розчину Na_2CO_3 дорівнює 11,5.

Реакції за участю електролітів, що полягають в обміні чи сполученні іонів, відбуваються не лише у водному розчині. За інших умов (неводні розчини, відсутність розчинника) багато речовин нагадують класичні кислоти, основи, солі, хоча згідно з теорією Арреніуса вони не належать до жодного з цих класів сполук.

Однак не тільки вода, а й деякі інші розчинники здатні до самоіонізації, наприклад, рідкий аміак:

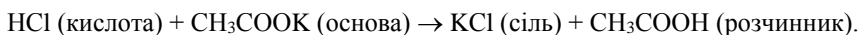


За так званою концепцією сольвосистем сполуки, що збільшують концентрацію катіонів розчинника, належать до кислот (у цьому розчиннику), а ті, що збільшують концентрацію аніонів розчинника, – до основ. Так, у рідкому аміаку кислотою є будь-яка сіль амонію, а основою – амід (наприклад, NaNH_2 чи $\text{Ca}(\text{NH}_2)_2$). Реакцією нейтралізації у цьому розчиннику є така:



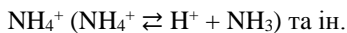
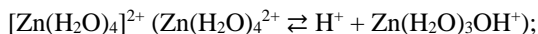
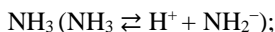
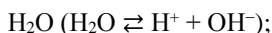
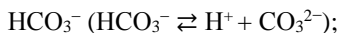
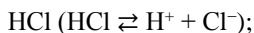
■ **Приклад 15.** Назвати реакцію нейтралізації, що відбуватиметься в чистій оцтовій кислоті як розчиннику.

Розв'язання. Кислотою має бути речовина, що дисоціює з утворенням іонів Гідрогену (катіони розчинника), а основою – речовина, що містить ацетат-іони (аніони розчинника). Приклад реакції нейтралізації:

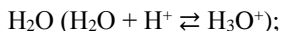
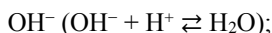
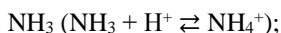


Згідно з концепцією кислот та основ Бренстеда–Лоурі, або протолітичною концепцією, кислоти – це речовини або часточки, що є донорами протонів (серед них є і класичні кислоти), а основи – речовини або часточки, що є акцепторами протонів.

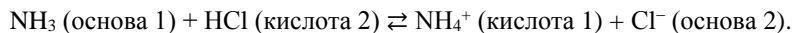
Кислоти Бренстеда–Лоурі:



Основи Бренстеда–Лоурі:



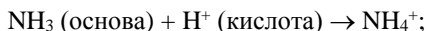
Реакція кислоти з основою згідно з протолітичною концепцією призводить до утворення інших кислоти та основи:

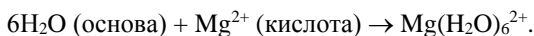
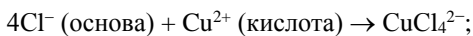
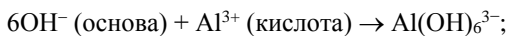


Речовини (іони) NH_3 та NH_4^+ , Cl^- та HCl є двома парами спряжених основи та кислоти. Термін «нейтралізація» в концепції Бренстеда–Лоурі не використовується.

Ознака кислоти за концепцією Льюїса – це здатність приєднувати одну чи кілька електронних пар, тобто виявляти акцепторні властивості, а основи – їх віддавати, бути донором електронних пар. Кислоти Льюїса – катіони металічних елементів, іони H^+ тощо; основи Льюїса – $:\text{NH}_3$, $:\text{OH}_2$, $:\text{OH}^-$, $:::\text{Cl}^-$, тощо.

Кислотно-основними перетвореннями, згідно з концепцією Льюїса, крім «класичних» реакцій ($\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$), є реакції комплексоутворення, наприклад:





Активність різних молекул та іонів у кислотно-основних перетвореннях неоднакова. Існує концепція жорстких і м'яких кислот та основ Пірсона, або концепція ЖМКО, яка класифікує кислоти та основи Льюїса, виділяє кілька факторів, від яких залежить здатність до взаємодії між ними.

Жорсткі основи та кислоти – це молекули чи іони невеликих розмірів (останні, здебільшого, з «інертногазовими» електронними оболонками), які важко поляризуються. При взаємодії двох таких часточок (основи та кислоти) здійснюється зв'язок з високою часткою іонності. Жорсткі основи – F^- , OH^- , H_2O , NH_3 , Cl^- тощо; жорсткі кислоти – H^+ , Li^+ , Be^{2+} , Al^{3+} тощо.

М'які основи та кислоти – невеликі за розміром часточки, які мають пухкі зовнішні електронні оболонки, що легко поляризуються. Зв'язок між двома іонами такого типу характеризується значною часткою ковалентності. М'які основи – I^- , S^{2-} , NCS^- , H^- тощо; м'які кислоти – Hg^{2+} , Pb^{2+} , Tl^+ , Cd^{2+} тощо.

Між собою найбільш активно та найбільш повно реагують жорстка основа із жорсткою кислотою, м'яка основа із м'якою кислотою, а продукти цих перетворень є найстійкішими.

Розглянуті концепції кислот та основ характеризують різні особливості кислотно-основної взаємодії, доповнюють одна одну, дають змогу передбачити й пояснити поведінку реагуючих речовин за різних умов.

Запитання, задачі і вправи

7.1. Які речовини називаються електролітами? Чи завжди оцтова кислота, натрій хлорид, калій гідроксид виявляють властивості електролітів? Дайте необхідні пояснення.

7.2. Які типи речовин іонізовані в розплавленому (рідкому) стані?

7.3. Які властивості розчинника та особливості будови його молекул впливають на можливість електролітичної дисоціації розчинених у ньому речовин?

7.4. Як пояснити різну електропровідність спиртового та водного розчинів однакової концентрації однієї й тієї самої солі? Який розчин має вищу електропровідність?

7.5. Хлороводень, розчиняючись у воді, майже повністю іонізується, а в мурашиній кислоті його іонізація відбувається приблизно на третину. У чому причина такої відмінності?

7.6. Що називається діелектричною проникністю?

7.7. Співставте механізми появи іонів у розчині при розчиненні у воді натрій хлориду та хлороводню.

7.8. Як відбувається гідратація катіонів та аніонів? Які типи хімічного зв'язку реалізуються при утворенні іонних гідратів? Чи однакові за стійкістю катіонні та аніонні гідрати? Відповідь обґрунтуйте.

7.9. Як пояснити те, що із водного розчину часто кристалізуються безводні солі, хоча всі іони у ньому гідратовані?

7.10. Дайте визначення основ, кислот, солей з урахуванням особливостей електролітичної дисоціації сполук.

7.11. Складіть схеми електролітичної дисоціації кількох кислих, основних, подвійних, комплексних солей та дайте необхідні пояснення.

7.12. Чим відрізняються сильні та слабкі електроліти? Чи можна передбачити належність речовини до першої чи другої групи електролітів, знаючи її будову?

7.13. Чи можна вважати барій сульфат та кальцій карбонат слабкими електролітами і чому?

7.14. Як змінюється сила кислоти, якщо її молекулі оцтової кислоти атоми Гідрогену метильної групи заміщувати на атоми галогену?

7.15. Що таке ступінь електролітичної дисоціації? Від яких факторів залежить його значення і як саме? Відповідь обґрунтуйте.

7.16. Маємо два розчини з концентраціями іонів Гідрогену $8 \cdot 10^{-6}$ та $4 \cdot 10^{-5}$ моль/л. У якому розчині міститься більше цих іонів та у скільки разів?

7.17. Заповніть пропуски в таблиці, що характеризують розчини оцтової кислоти:

C, моль/л	1	0,1	$1 \cdot 10^{-4}$
α	$4 \cdot 10^{-3}$...	$4,2 \cdot 10^{-2}$	11,8 %	30,6 %
$[H^+]$, моль/л	...	$1,3 \cdot 10^{-3}$	$4,2 \cdot 10^{-4}$	$1,18 \cdot 10^{-4}$...

7.18. Чи зміниться значення ступеня дисоціації оцтової кислоти (якщо так, то як саме) після: а) доливання в її водний розчин сильної кислоти; б) розчинення натрій ацетату; в) розбавлення розчину; г) нагрівання розчину?

7.19. Яких часточок найбільше, а яких найменше у 50 %-му водному розчині оцтової кислоти?

Відповідь: найменше ацетат-іонів.

7.20. Узято 1 моль ферум (III) сульфату, 2 моль хром (III) хлориду, 3 моль натрій карбонату та 4 моль калій гідроксиду. Де міститься найбільше, а де – найменше сумарне число іонів?

7.21. Як пояснити те, що ступінь дисоціації натрій хлориду у водному розчині за результатами експерименту (наприклад, криоскопії чи вивчення електропровідності) менше за 100 %, хоча у твердому стані та у розчині молекул солі немає?

7.22. Розкрийте фізичний зміст величини уявний ступінь дисоціації.

7.23. У розчинах солей складу M^+A^- , $M^2_2A^{2-}$, $M^{2+}A_2^-$ та $M^{2+}A^{2-}$ з однаковою молярною концентрацією уявний ступінь дисоціації найвищий для солей першого типу, а найнижчий – для солей останнього типу. Як це пояснити?

7.24. Чи однакові концентрації іонів Гідрогену в розчинах різних кислот однієї й тієї самої концентрації (молярної, молярної еквівалентів, у масових частках)? Наведіть приклади та дайте необхідні пояснення.

7.25. Дайте визначення константи електролітичної дисоціації. Чи для всіх електролітів можна її розрахувати? Від яких факторів залежить величина цієї константи?

7.26. Яку характеристику і чому краще використовувати для опису поведінки слабких електролітів у розчинах – ступінь дисоціації чи константу дисоціації?

7.27. Розташуйте кислоти в порядку зростання їхньої сили: оцтову ($K = 1,8 \cdot 10^{-5}$), валеріанову ($K = 1,5 \cdot 10^{-5}$) та нітритну ($K = 4,6 \cdot 10^{-4}$).

7.28. Виведіть математичний вираз закону розведення Оствальда для електроліту складу АВ (встановіть зв'язок константи електролітичної дисоціації із ступенем дисоціації та молярною концентрацією електроліту).

7.29. Обчисліть константу дисоціації оцтової кислоти, якщо ступінь її дисоціації в 0,1 н. розчині дорівнює 1,32 %.

Відповідь: $1,74 \cdot 10^{-5}$.

7.30. За якої концентрації нітритної кислоти ступінь дисоціації сполуки становить 0,2?

Відповідь: $9,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

7.31. Ступінь дисоціації мурашиної кислоти НСООН у деякому розчині становить 3 %. Розрахуйте концентрацію іонів Гідрогену в розчині в молях на літр.

Відповідь: $5,82 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

7.32. Обчисліть концентрацію гідроксид-іонів у розчині аміаку, що містить 2 моль/л NH_3 .

Відповідь: $6 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

7.33. У скільки разів треба розбавити розчин слабого електроліту типу АВ, щоб ступінь дисоціації його збільшився вдвічі?

Відповідь: у $4(1 - \alpha)/(1 - 2\alpha)$ рази.

7.34. У скільки разів збільшиться чи зменшиться ступінь дисоціації оцтової кислоти CH_3COOH , якщо до її розчину з концентрацією 0,2 моль/л додати такий самий об'єм 0,2 М розчину натрій ацетату CH_3COONa ? Вважати дисоціацію солі повною.

Відповідь: зменшиться у 53 рази.

7.35. У яких випадках електролітична дисоціація має ступінчастий характер? Що таке ступінчаста константа дисоціації? Запишіть математичні вирази таких величин для ортофосфатної кислоти. Яке співвідношення значень ступінчастих та повної констант дисоціації?

7.36. Насичений водний розчин вуглекислого газу за 25 °С та 101,3 кПа має концентрацію 0,04 моль/л. Обчисліть концентрації карбонат- та гідрогенкарбонат-іонів у цьому розчині, пам'ятаючи, що константи дисоціації кислоти розраховано для випадку повної взаємодії оксиду з водою.

Відповідь: $[\text{CO}_3^{2-}] = 4,7 \cdot 10^{-11}$ моль/л; $[\text{HCO}_3^-] = 1,3 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

7.37. Чи можуть натрій сульфід Na_2S (подібно до H_2S) або калій ортофосфат K_3PO_4 (подібно до H_3PO_4) дисоціювати ступінчасто? Відповідь обґрунтуйте.

7.38. Що таке ізотонічний коефіцієнт? Який фізичний зміст цієї величини?

7.39. Розчин бензойної кислоти в бензолі має значення ізотонічного коефіцієнта, менше за одиницю. Як це можна пояснити?

7.40. Виведіть формули, що встановлюють зв'язок між ізотонічним коефіцієнтом та ступенем дисоціації для електролітів AB (двоіонного), AB_2 (триіонного), AB_{k-1} (k -іонного).

7.41. Визначте ізотонічний коефіцієнт для децимоляльного розчину оцтової кислоти, що починає замерзати за $-0,19$ °С.

Відповідь: 1,02.

7.42. Обчисліть уявний ступінь дисоціації натрій хлориду в розчині з концентрацією солі 2 моль/л, якщо осмотичний тиск розчину за 0 °С дорівнює 6,9 МПа.

Відповідь: 52 %.

7.43. Розчин, в 1 л якого міститься 34,2 г цукру $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, є ізотонічним 0,06 М розчину калій нітрату. Визначте уявний ступінь дисоціації калій нітрату в цьому розчині.

Відповідь: 67 %.

7.44. Чому дорівнює молярна концентрація неелектроліту в розчині, який є ізотонічним 0,05 н. розчину калій сульфату? Уявний ступінь дисоціації солі у цьому розчині становить 68 %.

Відповідь: 0,059 моль/л.

7.45. Визначте осмотичний тиск розчину сульфату двовалентного елемента з молярною концентрацією еквівалентів 0,1 моль/л, якщо уявний ступінь дисоціації солі дорівнює 0,5.

Відповідь: 187 кПа.

7.46. Тиск водяної пари над розчином 22,2 г кальцій хлориду в 1 000 г води за 20 °С становить 2,32 кПа, а тиск пари над водою за цієї самої температури – 2,34 кПа. Визначте уявний ступінь дисоціації солі у розчині.

Відповідь: 69,5 %.

7.47. Обчисліть тиск пари над розчином 24,8 г калій хлориду в 100 г води за 100 °С, якщо уявний ступінь дисоціації солі дорівнює 75 %.

Відповідь: 91,7 кПа.

7.48. Розчин калій нітрату з масовою часткою солі 8,43 % закипає за 100,8 °С. Обчисліть уявний ступінь дисоціації KNO_3 в розчині.

Відповідь: 69 %.

7.49. Розчин 0,1 моль електроліту у 125 г води починає замерзати за – 2,4 °С. Уявний ступінь дисоціації електроліту дорівнює 0,61. Які кількості речовини іонів утворюються при дисоціації 1 моль електроліту?

Відповідь: 2 моль.

7.50. Внаслідок розчинення 6 г натрій хлориду в 100 г води тиск водяної пари зменшився на 70 Па (над чистою водою дорівнював 2,34 кПа). За якої температури почне замерзати приготовлений розчин?

Відповідь: –3,2 °С.

7.51. У схемі електролітичної дисоціації води здебільшого записують катіони Гідрогену та аніони гідроксилу. Які іони існують у чистій воді насправді? Які типи хімічного зв'язку в них реалізуються та яка їхня просторова будова?

7.52. Чи зміниться валентний кут (якщо так, то як саме) при перетворенні молекули води на іон гідроксонію? Відповідь обґрунтуйте.

7.53. Іон гідроксонію може приєднувати ще три молекули води. Запишіть формулу продукту такого перетворення, охарактеризуйте його просторову будову.

7.54. Чи здатна в принципі молекула води до ступінчастої дисоціації? У разі позитивної відповіді поясніть, чому про це не згадується.

7.55. Обчисліть ступінь електролітичної дисоціації води, якщо кожен літр її містить $1,2 \cdot 10^{17}$ іонів.

Відповідь: $1,79 \cdot 10^{-7}$ %.

7.56. Чиста оцтова кислота зазнає, як і вода, незначної дисоціації. Запишіть схему цього процесу з урахуванням сольватації катіонів.

7.57. Складіть схему дисоціації перхлоратної кислоти у рідкому фторо-водні з урахуванням сольватації протонів.

7.58. Що таке іонний добуток води?

7.59. Іонний добуток води за 0; 25 та 60 °С відповідно дорівнює $1,15 \cdot 10^{-15}$; $1,008 \cdot 10^{-14}$ та $9,55 \cdot 10^{-14}$. Екзотермічним чи ендотермічним є процес електролітичної дисоціації води?

7.60. Що таке водневий (рН) та гідроксильний (рОН) показники? Чи змінюються їхні значення для чистої води при зміні температури?

7.61. Чи може водневий показник за 25 °С дорівнювати нулю; 14; перевищувати 14; бути від'ємною величиною? Відповідь обґрунтуйте, наведіть приклади.

7.62. У скільки разів треба збільшити чи зменшити концентрацію іонів Гідрогену (гідроксили), щоб рН розчину: а) збільшився на одиницю; б) зменшився на дві одиниці?

7.63. Розмістіть наведені дані про розчини (концентрації іонів наведено у молях на літр) у порядку збільшення їхньої кислотності:

а) $[H^+]$: 10^{-4} ; 10^{-7} ; $8 \cdot 10^{-7}$; $2 \cdot 10^{-5}$; $0,5 \cdot 10^{-4}$;

б) рН: 3; 4,8; 7,4; 7,0;

в) $[OH^-]$: 10^{-3} ; 10^{-11} ; $2 \cdot 10^{-2}$; $2 \cdot 10^{-11}$; $0,2 \cdot 10^{-2}$;

г) $[H^+] = 10^{-6}$; $[OH^-] = 10^{-6}$; рН = 4,5; рОН = 5,4; $[H^+] = 5,0$.

Укажіть, де кислі, лужні та нейтральні розчини.

7.64. Маємо розчини з рН = 10 та рН = 6. В якому з них міститься більше іонів Гідрогену (гідроксили) та у скільки разів?

7.65. Обчисліть співвідношення кількості іонів H^+ та OH^- в розчині з рН = 5.

7.66. Чи можна розчин кислоти з рН = 4 розбавити водою до концентрації іонів Гідрогену 10^{-8} моль/л? Відповідь обґрунтуйте.

7.67. Обчисліть рН та рОН сантинормального розчину соляної кислоти.

7.68. Яка концентрація іонів H^+ та OH^- в розчині, якщо рН його дорівнює: а) 3,0; б) 5,5; в) 9,2?

7.69. Обчисліть рН 0,005 М розчину кальцій гідроксили, вважаючи основу повністю дисоційованою.

Відповідь: 12.

7.70. Обчисліть масу натрій гідроксиду, що міститься у 5 л розчину з рН = 11, вважаючи дисоціацію основи повною.

Відповідь: 0,2 г.

7.71. Для яких електролітів розбавляння їхніх розчинів у 10 разів приводить до збільшення (зменшення) значення рН на одиницю?

7.72. Визначте рН децинормального розчину натрій гідроксиду, якщо уявний ступінь дисоціації луку в розчині становить 85 %.

Відповідь: 12,81.

7.73. Обчисліть рН 0,2 М розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 , якщо сполука продисоціювала за першою стадією на 28 %. Дисоціацією за другою стадією знехтуйте.

Відповідь: 1,25.

7.74. Ступінь дисоціації оцтової кислоти у розчині з рН = 3,52 становить 6 %. Визначте молярну концентрацію розчину.

Відповідь: $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

7.75. Обчисліть молярну концентрацію розчину мурашиної кислоти з рН = 3.

Відповідь: $6,55 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

7.76. Обчисліть рН міліномального розчину нітратної кислоти.

Відповідь: 3,31.

7.77. Концентрація розчину одноосновної органічної кислоти дорівнює $6,67 \cdot 10^{-3}$ моль/л, а рН = 5. Визначте константу її дисоціації.

Відповідь: $1,5 \cdot 10^{-8}$.

7.78. Обчисліть рН розчину барій гідроксиду з масовою часткою $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,171 %, вважаючи дисоціацію сполуки повною, а густину розчину – рівною одиниці.

Відповідь: 12,3.

7.79. Визначте рН розчину, добутого розчиненням 11,2 л аміаку за нормальних умов у 500 мл води. Густина розчину дорівнює $0,99 \text{ г/см}^3$.

Відповідь: 11,62.

7.80. До 1 л чистої води додали 1 краплю (0,02 мл) концентрованої азотної кислоти з масовою часткою HNO_3 63 % та густиною $1,39 \text{ г/см}^3$. Визначте рН добутого розчину, вважаючи, що кислота продисоціювала повністю.

Відповідь: 3,56.

7.81. Розчин азотної кислоти з рН = 2 змішали з рівним об'ємом розчину натрій гідроксиду з рН = 11. Визначте рН добутого розчину.

Відповідь: 2,35.

7.82. Скільки грамів чистої мурашиної кислоти треба долити до 2 л розчину цієї самої кислоти з рН = 3,5, щоб зменшити рН на 0,5? Збільшенням об'єму розчину при доливанні кислоти знехтуйте.

Відповідь: 0,52 г.

7.83. Яким об'ємом води слід розбавити 1 л оцтової кислоти з масовою часткою речовини 0,6 % та густиною 1 г/см^3 для приготування розчину з $\text{pH} = 3$? Зміною об'єму при змішуванні знехтуйте.

Відповідь: 770 мл.

7.84. Температура початку замерзання розчину барій гідроксиду з молярною концентрацією еквівалентів речовини $0,0178 \text{ моль/л}$ та густиною $\sim 1 \text{ г/см}^3$ дорівнює $-0,088 \text{ }^\circ\text{C}$. Визначте pH розчину.

Відповідь: 12,47.

7.85. У розчини калій гідроксиду та аміаку додали певну кількість амоній хлориду. Чи зміниться pH розчинів? Якщо так, то як саме?

7.86. Визначте pH розчину, 1 л якою містить 6 г оцтової кислоти та 4,1 г натрій ацетату. Вважайте, що сіль продисоціювала повністю.

Відповідь: 4,44.

7.87. Визначте pH розчину, що містить еквімолярні кількості аміаку та амоній нітрату. Дисоціацію солі вважайте повною.

Відповідь: 9,25.

7.88. Як зміниться pH , якщо розбавити вдвічі: а) $0,2 \text{ M}$ розчин оцтової кислоти; б) розчин, що містить $0,2 \text{ моль/л}$ оцтової кислоти та $0,2 \text{ моль/л}$ калій ацетату? Вважайте, що сіль продисоціювала повністю.

Відповідь: а) збільшиться на 0,14; б) практично не зміниться.

7.89. Що таке добуток розчинності? Запишіть його математичний вираз для аргентум хлориду, кальцій гідроксиду, калій гексафтороалюмінату.

7.90. Чи змінюється величина добутку розчинності при: а) зміні температури; б) додаванні сухої речовини в її насичений розчин?

7.91. Чи застосовується поняття добутку розчинності для добре розчинних речовин, наприклад, натрій хлориду? Відповідь обґрунтуйте.

7.92. Концентрація барій карбонату в насиченому розчині дорівнює $2,0 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$. Визначте $\text{DP}(\text{BaCO}_3)$.

Відповідь: $4,0 \cdot 10^{-10}$.

7.93. В 1 л води може розчинитися не більш, ніж $0,0062 \text{ г}$ кальцій карбонату. Обчисліть $\text{DP}(\text{CaCO}_3)$.

Відповідь: $3,84 \cdot 10^{-5}$.

7.94. Кальцій гідроксид та кальцій селеніт мають однакові значення добутку розчинності. Чи однакова розчинність сполук? Якщо ні, то яка зі сполук більш розчинна?

Відповідь: $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

7.95. У 300 мл насиченого розчину плюмбум йодиду міститься $40,5 \text{ мг}$ іонів Pb^{2+} . Чому дорівнює $\text{DP}(\text{PbI}_2)$?

Відповідь: $1,1 \cdot 10^{-7}$.

7.96. Виходячи зі значення ДР(PbSO_4), визначте концентрацію цієї солі в молях на літр та в грамах на літр у насиченому розчині.

Відповідь: $1,27 \cdot 10^{-4}$ моль/л; 0,0385 г/л.

7.97. Скільки грамів Аргентуму міститься в 1 л насиченого розчину аргентум ортофосфату?

Відповідь: $1,52 \cdot 10^{-3}$ г.

7.98. Визначте розчинність солі $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ в грамах на літр.

Відповідь: 9,52 г/л.

7.99. Розчинність солі MgNH_4PO_4 становить 0,86 мг у 100 г води. Визначте добуток розчинності сполуки.

Відповідь: $2,47 \cdot 10^{-13}$.

7.100. Скільки потрібно літрів води для розчинення 1 мг купрум (II) сульфід?

Відповідь: $\approx 5 \cdot 10^{13}$ л.

7.101. У насиченому розчині якої сполуки – KBF_4 чи K_3AlF_6 , – міститься більше іонів калію? Відповідь дайте на підставі розрахунків.

7.102. Визначте рН насиченого розчину кальцій гідроксиду.

Відповідь: 12,35.

7.103. Обчисліть рН, вище якого починається осадження кальцій гідроксиду із 0,01 М розчину CaCl_2 .

Відповідь: 12,37.

7.104. Концентрація іонів Ca^{2+} у зразку твердої води становить $2 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Визначте максимальну концентрацію іонів Флуору, яка може бути досягнута у такій воді.

Відповідь: $1,41 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

7.105. Який реактив – натрій сульфат чи натрій сульфід – чутливіший для виявлення іонів Pb^{2+} і чому?

Відповідь: зіставте добутки розчинності відповідних солей свинцю.

7.106. Осад якої солі утвориться першим при доливанні розчину плюмбум нітрату до розчину суміші натрій йодиду та натрій сульфату, якщо молярні концентрації солей однакові? Чи можна дати відповідь, не проводячи розрахунків?

7.107. Розчин містить іони Ag^+ та Ba^{2+} в однакових молярних концентраціях. Яка сіль почне випадати в осад першою при додаванні до цього розчину (по краплях) розчину калій хромату?

7.108. Стронцій сульфат масою 1 г повільно промили 1 л води. Якою може бути максимальна втрата солі при цьому? Як можна зменшити втрати

важкорозчинної солі під час промивання? Відповідь мотивуйте, розв'язавши складену Вами відповідну задачу.

Відповідь: 0,896 г.

7.109. Обчисліть розчинність аргентум хромату, г/л: а) у воді; б) в 0,01 М розчині AgNO_3 ; в) в 0,01 М розчині K_2CrO_4 .

Відповідь: а) 0,0332 г/л; б) $1,33 \cdot 10^{-5}$ г/л; в) $3,32 \cdot 10^{-3}$ г/л.

7.110. Чи утвориться осад кальцій сульфату, якщо змішати: а) однакові об'єми 0,2 М розчину CaCl_2 та 0,2 М розчину Na_2SO_4 ; б) однакові об'єми розчинів CaCl_2 та Na_2SO_4 з молярними концентраціями еквівалентів солей 0,02 моль/л; в) 100 мл 0,01 М розчину CaCl_2 та 400 мл 0,001 М розчину Na_2SO_4 .

Відповідь: а) так; б) ні; в) ні.

7.111. У пробірці за кімнатної температури змішали 1 мл розчину плюмбум нітрату з молярною концентрацією еквівалентів солі 0,2 моль/л та 2 мл 0,01 М розчину NaCl . Чи утвориться осад?

Відповідь: ні.

7.112. Визначте концентрацію натрій хлориду в розчині, вище якої осад аргентум броміду починає перетворюватися на осад аргентум хлориду.

Відповідь: $2,4 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

7.113. Децимолярний розчин сірководню, що містить деяку кількість перхлоратної кислоти, має рН = 2. Яка максимальна концентрація іонів Pb^{2+} та Hg^{2+} може бути в такому розчині?

Відповідь: $1,9 \cdot 10^{-10}$ моль/л Pb^{2+} ; $1,2 \cdot 10^{-35}$ моль/л Hg^{2+} .

7.114. За допомогою розрахунків визначте, чи можна осадити надлишком сірководню катіони Fe^{2+} з розчину, в якому вони містяться в концентрації 0,01 моль/л при рН = 2. Розчинність H_2S у воді за 25 °С дорівнює 0,1 моль/л.

Відповідь: ні.

7.115. До розчину, що містить хлориди стронцію та барію у концентраціях 0,01 моль/л, поступово доливають концентрований розчин натрій сульфату. Яка сполука випадатиме в осад першою? Яка частка відповідних двозарядних катіонів залишиться у розчині на початку осадження другої сполуки? Зміною об'єму при доливанні осаджувача знехтуйте.

Відповідь: 0,034 % іонів Ba^{2+} .

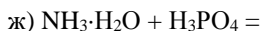
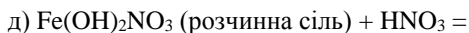
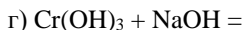
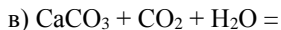
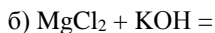
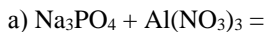
7.116. Чи впливає рН розчину на осадження $\text{Zn}(\text{OH})_2$, BaSO_4 , BaCO_3 , PbCl_2 , NH_4MgPO_4 ? Відповідь обґрунтуйте.

7.117. Чи можна за допомогою однієї реакції, використавши водні розчини, перетворити PbSO_4 на PbS , Ag_2CrO_4 на AgCl , PbCO_3 на PbCl_2 , CuS на $\text{Cu}(\text{OH})_2$? Відповіді обґрунтуйте.

Відповідь: використайте значення добутків розчинності.

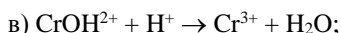
7.118. Назвіть фактори, що зумовлюють можливість перебігу реакцій обміну між електролітами. Відповідь аргументуйте, навівши приклади.

7.119. Складіть рівняння реакцій у молекулярній та іонно-молекулярній формах:



з) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (надлишок) + $\text{NaOH} =$ (утворюється розчинна сполука алюмінію).

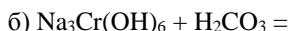
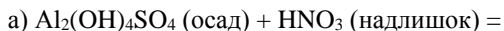
7.120. Складіть молекулярні рівняння реакцій, що відповідають таким іонно-молекулярним рівнянням:

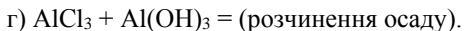
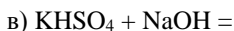


7.121. Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій у розчині між: а) кальцій гідроген карбонатом і соляною кислотою; б) барій гідроген карбонатом і сірчаною кислотою; в) дигідроксоалюміній нітратом (розчинна сіль) і азотною кислотою; г) гідроксокупрум нітратом (розчинна сіль) і натрій гідроксидом; д) калій дигідрогенортофосфатом та натрій ортофосфатом.

7.122. Розчин калій гідроксиду доливають до берилій гідроксиду, ферум (II) гідроксиду, а також до розчинів літій хлориду, нікель сульфату, натрій гідрогенкарбонату. В яких випадках відбуватимуться реакції? Напишіть відповідні молекулярні та іонно-молекулярні рівняння.

7.123. Складіть рівняння реакцій у молекулярній та іонно-молекулярній формах:

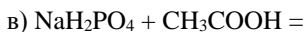
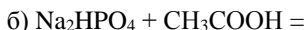
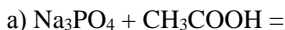




7.124. Один із студентів продуктами реакції водного розчину цинк гідроксохлориду з азотною кислотою назвав цинк хлорид, цинк нітрат і воду, а інший – цинк нітрат, соляну кислоту і воду. Як оціните такі відповіді? Яка Ваша інтерпретація взаємодії цих реагентів?

7.125. Доведіть теоретично можливість реакції між дигідрофосфатом та гідрогепкарбонатом натрію у водному розчині за звичайних умов (обґрунтуйте використання суміші цих солей як «сухих дріжджів» для розпушування тіста). Напишіть відповідне рівняння реакції в молекулярній та іонно-молекулярній формах.

7.126. Напишіть рівняння реакцій, які можливі:

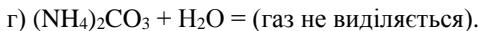
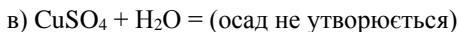
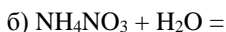
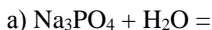


Відповідь: порівняйте значення відповідних констант дисоціації кислот.

7.127. Наскільки правильним є твердження, що будь-яка кислота здатна реагувати з будь-якою основою? Відповідь аргументуйте.

7.128. Які із солей зазнають гідролізу: алюміній сульфат, калій сульфід, плумбум нітрат, натрій йодид, амоній хлорид, літій перхлорат. Складіть відповідні рівняння реакцій у молекулярній та іонно-молекулярній формах, врахувавши, що всі продукти цих реакцій – розчинні у воді сполуки.

7.129. Складіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій:



7.130. Чому в іонно-молекулярних рівняннях реакцій у водних розчинах солей цинку, алюмінію, феруму записують катіони Zn^{2+} , Al^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , хоча ці солі зазнають гідролізу і в розчині утворюються гідроксокатіони?

7.131. Вкажіть розчини перерахованих нижче сполук, що мають $\text{pH} < 7$; $\text{pH} > 7$; $\text{pH} = 7$: FeCl_3 , NaNO_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, KNO_3 , $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Zn}$, $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$. Відповідь обґрунтуйте.

7.132. Чи можна вважати, що нейтральне середовище розчину солі свідчить про відсутність її гідролізу? Відповідь обґрунтуйте.

7.133. Як переконатися, не проводячи розрахунків та вимірювань, що гідроліз таких солей, як натрій карбонат, цинк хлорид, калій сульфід, плумбум нітрат, відбувається практично лише за першою стадією?

7.134. Яку реакцію середовища (слабкокисло, слабколужну, близьку до нейтральної) повинні мати розчини таких солей амонію: NH_4CN , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, NH_4NO_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$? Відповідь аргументуйте.

7.135. Складіть рівняння реакцій гідролізу (у молекулярній та іонно-молекулярній формах) таких солей: NaHS , $\text{NaAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$, Na_2HPO_4 . Осади в другому і третьому випадках не утворюються.

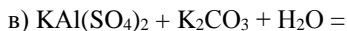
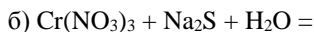
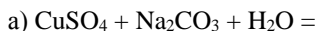
7.136. Розташуйте перераховані нижче солі в порядку посилення їхнього гідролізу: HCOOK , KCN , KNO_2 , KClO .

7.137. Чи можуть розчини солей, утворених сильними основами та сильними кислотами, мати: а) кислу реакцію; б) лужну реакцію? При позитивній відповіді наведіть приклад і дайте необхідні пояснення.

7.138. У розчинах яких солей гідроліз відбувається сильніше і чому: FeCl_2 чи FeCl_3 ; $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ чи $\text{KCr}(\text{OH})_4$; NaCN чи NH_4CN ; K_2CO_3 чи KHCO_3 ; AlCl_3 чи $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$; BeSO_4 чи MgSO_4 ; $\text{NaCr}(\text{OH})_4$ чи Na_2CrO_4 ; CuCl_2 чи $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$?

7.139. Відомо, що гідроліз іонів Bi^{3+} відбувається сильніше, ніж іонів Al^{3+} . Однак Bi_2S_3 з водою не реагує, тоді як Al_2S_3 розкладається водою повністю. Яка можлива причина такої невідповідності?

7.140. Складіть рівняння реакцій між двома солями, що супроводжуються неповним (реакція «а») чи повним (реакції «б» та «в») гідролізом одного з продуктів іонного обміну:



7.141. Чому при дії амоній хлориду на розчин натрій силікату виділяється газ та утворюється осад? Відповідь аргументуйте та напишіть рівняння реакції.

7.142. При розбавлянні водою підкисленого розчину вісмут (III) нітрату утворюється осад оксосолі. Напишіть рівняння реакції.

7.143. Внаслідок взаємодії плумбум ацетату з натрій карбонатом у водному розчині осаджується основна сіль, що містить однакову кількість гідроксид- та карбонат-іонів. Складіть рівняння реакції.

7.144. Чому для добування чистого цинк карбонату з водного розчину на розчинену сіль цинку діють не карбонатом лужного елемента, а його

гідрогенкарбонатом чи амоній карбонатом? Утворення якої домішки можливе при осадженні $ZnCO_3$? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

7.145. Запропонуйте механізм гідролізу катіонів металічних елементів з урахуванням того, що вони містяться в розчині у гідратованому стані, а одними із продуктів гідролізу є іони гідроксонію.

7.146. Як і чому змінюється здатність аквакатіонів до відщеплення протонів у парах $Fe(H_2O)_6^{2+} - Fe(H_2O)_6^{3+}$; $Mg(H_2O)_6^{2+} - Ca(H_2O)_6^{2+}$? Наведіть факти на користь Вашої відповіді.

7.147. Чи можна добути безводні солі тривалентних елементів, що є похідними летких кислот, нагріванням їхніх кристалогідратів? Які перетворення при цьому відбуваються? Запропонуйте кілька варіантів схем термічного розкладання $AlCl_3 \cdot 6H_2O$ та $Fe(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$.

7.148. У який бік зміщена рівновага реакції гідролізу солі слабкої основи і сильної кислоти; солі сильної основи і слабкої кислоти? Відповідь обґрунтуйте.

7.149. Які фактори сприяють посиленню гідролізу солі і чому?

7.150. Необхідно приготувати розчини $BiCl_3$ та $SnCl_2$ – сполук, що легко гідролізують з утворенням поганорозчинних основних солей. Як виконати це завдання?

7.151. Які з наведених нижче іонів не можуть перебувати у значних кількостях у нейтральному (кислому, лужному) середовищі: Va^{2+} , HSO_4^- , CO_3^{2-} , Li^+ , H_3O^+ , NH_4^+ , PO_4^{3-} , $Zn(OH)_4^{2-}$, Al^{3+} , $FeOH^{2+}$, Cl^- ? Дайте аргументовану відповідь.

7.152. Виведіть математичне рівняння, що зв'язує константу гідролізу, ступінь гідролізу та молярну концентрацію солі сильної основи і слабкої кислоти типу M^+A^- .

7.153. Обчисліть ступінь гідролізу калій ортофосфату в 0,1 М розчині, якщо $pH = 12,7$.

Відповідь: 50 %.

7.154. Виразіть константи гідролізу купрум (II) хлориду і натрій сульфїту через іонний добуток води та константи дисоціації відповідних кислот і основ.

7.155. Обчисліть константу гідролізу натрій ацетату та ступінь гідролізу солі в 0,1 М розчині.

Відповідь: $K_H = 5,55 \cdot 10^{-10}$; $\alpha_H = 0,0074$ %.

7.156. Визначте ступінь гідролізу плюмбум нітрату в розчині з молярною концентрацією еквівалентів солі 0,05 моль/л та константу гідролізу [$K_1(Pb(OH)_2) = 1 \cdot 10^{-4}$; $K_2(Pb(OH)_2) = 2 \cdot 10^{-7}$].

Відповідь: $\alpha_H = 0,14$ %; $K_H = 5 \cdot 10^{-8}$.

7.157. Обчисліть ступінь гідролізу калій ціаніду та рН для 0,1 та 0,001 М розчинів солі та порівняйте результати.

Відповідь: $\alpha_{\Gamma} = 1,4 \%$; 13% ; $pH = 11,15$; $pH = 10,1$.

7.158. Обчисліть, у скільки разів збільшиться ступінь гідролізу натрій ацетату за підвищення температури розчину від 25 до 60 °С. Іонний добуток води та константа дисоціації оцтової кислоти за 60 °С відповідно дорівнюють $9,55 \cdot 10^{-14}$ та $1,54 \cdot 10^{-5}$.

Відповідь: у 3,35 раза.

7.159. Чому дорівнює рН розчину, в 50 мл якого міститься 0,214 г амоній хлориду?

7.160. Водневий показник (рН) 0,1 М розчину натрієвої солі одноосновної органічної кислоти дорівнює 10. Обчисліть константу дисоціації кислоти.

Відповідь: $1 \cdot 10^{-7}$.

7.161. Визначте ступінь гідролізу амоній ацетату в сантимольарному розчині солі.

Відповідь: 0,55 %.

7.162. Ортофосфатна кислота за силою вважається середньою, а оцтова – слабкою. Проте натрій ортофосфат гідролізує сильніше за натрій ацетат. Як це пояснити?

7.163. Виконайте розрахунки та поясніть, чому розчин натрій дигідрофосфату у воді має слабкокисло реакцію, натрій гідрофосфату – слабколужну, а натрій ортофосфату – сильнолужну.

7.164. За допомогою математичних перетворень покажіть, що рН розчину кислої солі, утвореної сильною основою, практично не залежить від концентрації.

Відповідь: вражайте, що сіль гідролізує незначною мірою, тобто концентрація «кислих» аніонів приблизно дорівнює загальній концентрації солі.

7.165. Складіть схему самоіонізації чистої сірчаної кислоти з урахуванням сольватації катіона, що утворюється.

7.166. Поясніть з точки зору концепції сольвосистем, кислотою чи основою є у рідкому фтороводні: а) натрій фторид; б) бор фторид? Відповідь обґрунтуйте.

7.167. Рідкий бром трифторид дисоціює з утворенням двоелементних катіона та аніона. Калій фторид у цьому розчиннику має основні властивості, а станум (IV) фторид – кислотні. Напишіть схеми відповідних рівноваг та дайте пояснення.

Відповідь: $2\text{BrF}_3 \rightleftharpoons \text{BrF}_2^+ + \text{BrF}_4^-$.

7.168. Напишіть рівняння реакції в рідкому аміаку між відповідними сполуками цинку та калію, що аналогічна реакції між гідроксидами цих елементів у водному розчині.

Відповідь: $\text{Zn}(\text{NH}_2)_2 + \text{KNH}_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{NH}_2)_4]$.

7.169. Напишіть рівняння реакцій у рідкому аміаку за участю кальцій аміду $\text{Ca}(\text{NH}_2)_2$, що свідчать про амфотерні властивості сполуки в цьому розчиннику.

Відповідь: $\text{Ca}(\text{NH}_2)_2$ (основа) + $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \dots$

7.170. Складіть рівняння реакцій сольволізу BCl_3 , NOCl та SO_2Cl_2 у рідкому аміаку.

Відповідь: $\text{BCl}_3 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{B}(\text{NH}_2)_3 + \dots$

7.171. Напишіть рівняння реакції між $[\text{N}(\text{CH}_3)_4]_2\text{SO}_3$ та SOCl_2 у рідкому сульфур (IV) оксиді, яка, згідно з концепцією сольвосистем, класифікується як реакція нейтралізації.

7.172. Враховуючи самоіонізацію $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons \text{NO}^+ + \text{NO}_3^-$ і співставивши цей процес із самоіонізацією води, напишіть рівняння реакції магнію з рідким динітроген тетраоксидом, що подібна до реакції цього металу з водою.

7.173. На відміну від чистих азотної та сірчаної кислот їхня суміш має помітну електропровідність. Поясніть це, взявши до уваги, що при електролізі суміші на катоді виділяються нітрогеновмісні сполуки.

7.174. Наведіть приклади кислот та основ згідно з протолітичною концепцією Бренстеда–Лоурі, що є: а) нейтральними молекулами; б) катіонами; в) аніонами.

7.175. Згідно з теорією Арреніуса і протолітичною концепцією вода є амфотерною сполукою. Наведіть хімічні рівняння, які б підтверджували здатність молекул води виявляти кислотні та основні властивості відповідно до названих теоретичних уявлень.

7.176. Вода у рідкому фтороводні, а азотна кислота в безводній сірчаній кислоті мають основні властивості. Запишіть рівняння відповідних хімічних рівноваг.

7.177. Кислотою чи основою є вода в реакціях з аміаком, ціановоднем, натрій карбонатом, цинк хлоридом? Відповідь обґрунтуйте, напишіть відповідні іонно-молекулярні рівняння.

7.178. Назвіть спряжені пари кислота–основа для рівноваги: $\text{HNO}_3 + \text{HF}(\text{p}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{NO}_3^+ + \text{F}^-$.

7.179. Наведіть по два приклади пар спряжених кислоти та основи, якщо: а) кислота є нейтральною частинкою, а основа – зарядженою частинкою; б) кислота є іоном, а основа – молекулою.

7.180. Як відомо, ціановодень є дуже слабкою кислотою. Назвіть частинку, що є спряженою основою до цієї кислоти. Сильною чи слабкою основою вона має бути?

7.181. Аміак є кращим донором електронної пари, ніж вода. В якому з цих розчинників ціановоднева кислота буде сильнішою і чому?

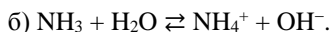
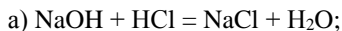
7.182. Кислоти, які є сильними у водному розчині, виявляються слабкими у чистій оцтовій кислоті. Як це пояснити?

7.183. Дайте пояснення, чому натрій нітрат у водному розчині не гідролізує, а у чистій оцтовій кислоті зазнає сольволізу. Складіть іонно-молекулярне рівняння відповідної реакції.

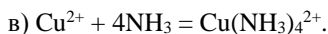
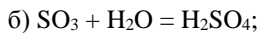
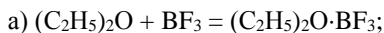
7.184. Етиловий спирт можна титрувати в рідкому фтороводні перхлоратною кислотою. Дайте інтерпретацію відповідної хімічної реакції з позицій протолітичної концепції.

Відповідь: треба врахувати, що спирт у рідкому аміаку виявляє основні властивості.

7.185. Охарактеризуйте, виходячи з теорії Арреніуса, концепцій Бренстеда–Лоурі та Льюїса, кислотно-основні функції речовин та часточок, що беруть участь у таких перетвореннях:



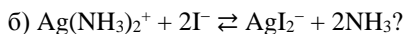
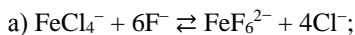
7.186. Визначте кислоту та основу Льюїса у кожному з таких перетворень:



7.187. Яка з двох молекул повинна бути більш слабкою основою Льюїса – NF_3 чи NH_3 , та сильнішою кислотою Льюїса – BF_3 чи BBr_3 ? Дайте необхідні роз'яснення.

7.188. Алюміній фторид в рідкому фтороводні не розчиняється, але якщо до фтороводню додати натрій фторид, то сполука алюмінію розчиняється. При пропусканні крізь добутий розчин газуваного бор трифториду відбувається осадження AlF_3 . Поясніть наведені спостереження, складіть рівняння відповідних реакцій.

7.189. У який бік, згідно з концепцією ЖМКО, зміщені рівноваги реакцій:



Відповідь обґрунтуйте.

7.190. Які атоми в тiocіанат-іоні NCS^- мають донорні властивості? Який з них має координуватися згідно з концепцією ЖМКО до катіона: а) Fe^{3+} ; б) Hg^{2+} ; в) Ag^+ ; г) Zn^{2+} ?

7.191. Чи існує взаємозв'язок між належністю часточок до жорстких (м'яких) кислот (основ) та їхньою здатністю до окиснення (відновлення)? При позитивній відповіді дайте необхідні пояснення та наведіть приклади.

ГЛАВА 8

ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ. ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ. ЕЛЕКТРОЛІЗ. КОРОЗІЯ

Окисно-відновними називаються реакції, які супроводжуються зміною ступеня окиснення атомів елементів, що входять до складу реагуючих речовин.

Елемент, атоми якого віддають електрони, називається відновником. Під час реакції він окиснюється. Елемент, атоми якого приймають електрони, називається окисником. Під час реакції він відновлюється.

Окисно-відновні реакції поділяють на три типи:

- 1) міжмолекулярні: $C + O_2 = CO_2$;
- 2) внутрішньомолекулярні: $2KNO_3 = 2KNO_2 + O_2$;
- 3) реакції диспропорціонування (самоокиснення-самовідновлення):
 $Cl_2 + KOH = KCl + KClO + H_2O$.

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій потрібно чітко розуміти, які речовини можуть бути окисниками, а які – відновниками, як змінюватимуться ступені окиснення атомів елементів, що входять до складу реагуючих речовин.

Коротко розглянемо найважливіші окисники та відновники. Окисниками можуть бути:

- 1) елементарні речовини, атоми яких легко приєднують електрони, тобто типові неметали – F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , O_2 , O_3 ;
- 2) позитивно заряджені іони металів з високими ступенями окиснення – Sn^{4+} , Fe^{3+} , Ce^{4+} , Cu^{2+} , Hg^{2+} тощо, а також іони Гідрогену H^+ . Залежно від умов перебігу реакції ці іони можуть відновлюватися як до іонів з більш низьким ступенем окиснення, так і до вільного стану;
- 3) кисеньвімісні сполуки, що містять атоми металів або неметалів з високими ступенями окиснення: HNO_3 , H_2SO_4 , H_2SeO_4 , $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, $KClO_3$, $HClO_4$, $HBrO_4$ тощо.

Як відновники можуть бути:

- 1) елементарні речовини, атоми яких здатні легко віддавати електрони: метали, водень, вуглець та ін.;
- 2) негативно заряджені атоми неметалів: H_2S , H_2Se , H_2Te , HI , HBr та їхні солі, а також AsH_3 , PH_3 , NH_3 , $NaNH_2$, CaH_2 та ін.;
- 3) деякі іони металів з низькими ступенями окиснення: Sn^{2+} , Fe^{2+} , Hg_2^{2+} , Cr^{2+} та ін.

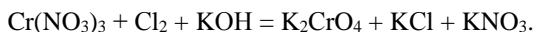
Якщо елемент, який входить до складу хімічної сполуки або простої речовини, має проміжний ступінь окиснення, то він може і приєднувати, і віддавати електрони. У першому випадку речовина є окисником, у другому – відновником, наприклад: I_2 ; S ; H_2O_2 ; HNO_2 ; H_2SO_3 та солі цих кислот; H_2S_2 та дисульфід металів; MnO_2 та ін.

Здебільшого складання рівнянь окисно-відновних реакцій – процес досить складний, особливо розставляння коефіцієнтів для реакцій. Отже, при складанні таких рівнянь рекомендується дотримуватися певної послідовності:

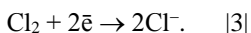
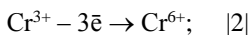
- 1) скласти схему реакції та визначити елементи, які змінюють ступені окиснення;
- 2) записати рівняння електронного балансу;
- 3) підставити у схему рівняння коефіцієнти, які знайдено за рівнянням електронного балансу;
- 4) повністю розставити коефіцієнти у рівнянні реакції.

■ **Приклад 1.** Напишіть рівняння реакції $Cr(NO_3)_3 + Cl_2 + KOH = \dots$

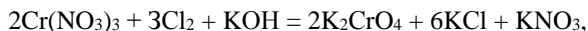
Розв’язання. Оскільки хлор у вигляді простої речовини (Cl_2) є сильним окисником, він легко приєднує електрони і перетворюється на хлорид-іони (Cl^-). Іони хрому (Cr^{2+}) у лужному середовищі можуть окиснюватися до хромат-іонів (CrO_4^{2-}). Отже, схему реакції можна записати так:



Записуємо рівняння електронного балансу:



Підставляємо коефіцієнти, які знайдені за рівнянням електронного балансу, до рівняння:

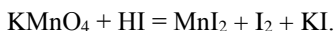


після чого повністю розставляємо коефіцієнти у рівнянні реакції.

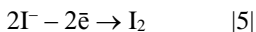
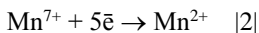


■ **Приклад 2.** Складіть рівняння реакції $KMnO_4 + HI = \dots$

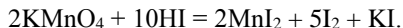
Розв’язання. У калій перманганаті іони Mn^{7+} є сильним окисником. У кислому середовищі іони Mn^{7+} легко відновлюються до іонів Mn^{2+} . Йодид-іони (I^-) є відновником, які окиснюються до елементарного йоду (I_2). Складаємо схему реакції:



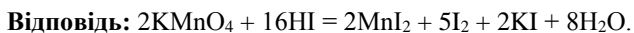
Потім складаємо рівняння електронного балансу:



Коефіцієнти, знайдені за рівнянням електронного балансу, підставляємо до рівняння реакції:



Розставляємо коефіцієнти в рівнянні реакції, враховуючи, що HI витрачається не лише на окиснення, а й на утворення солей – калій та манган (II) йодидів.



В окисно-відновних реакціях, як і в кислотно-лужних реакціях, можна використовувати поняття еквівалент. Еквівалент речовини, яка бере участь в окисно-відновному процесі, визначається діленням молекулярної маси цієї речовини на кількість електронів, які віддає (або приєднує) одна молекула речовини.

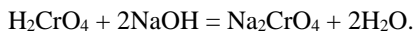
■ **Приклад 3.** Визначте молярну масу еквівалент речовини $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ як окисника, якщо в результаті реакції утворюється FeSO_4 .

Розв'язання. Оскільки під час відновлення іон Fe^{3+} приєднує один електрон і перетворюється на іон Fe^{2+} , а в молекулі $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ є два іони Fe^{3+} , то молярна маса еквівалента речовини $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ дорівнює молекулярній масі, поділеній на два, тобто $400/2 = 200$ г.

Відповідь: молярна маса еквівалента речовини $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ дорівнює 200 г.

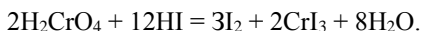
■ **Приклад 4.** Чи буде однаковою молярна маса еквівалента речовини хромової кислоти H_2CrO_4 при взаємодії її з NaOH та HI ?

Розв'язання. При взаємодії H_2CrO_4 з NaOH відбувається така реакція:



Оскільки хромова кислота двоосновна, молярна маса еквівалента речовини її у цій реакції дорівнює половині молекулярної маси, тобто $118/2 = 59$ г.

При взаємодії хромової кислоти з йодистоводневою кислотою відбувається окисно-відновна реакція:



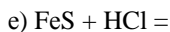
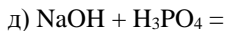
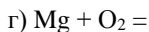
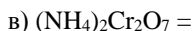
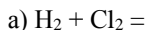
Кожна молекула H_2CrO_4 в цій реакції приєднує три електрони і молярна маса еквівалента речовини її дорівнює молекулярній масі, поділеній на три, тобто $118/3 = 39,33$ г.

Відповідь: при взаємодії H_2CrO_4 з NaOH та HI молярні маси еквівалентів речовини хромової кислоти різні.

Запитання, задачі і вправи

8.1. Які хімічні реакції називаються окисно-відновними? Який процес називається окисненням, а який – відновленням? Наведіть приклади.

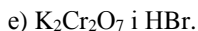
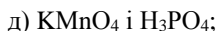
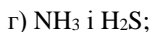
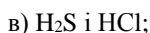
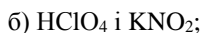
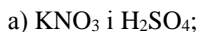
8.2. Які з наведених нижче реакцій є окисно-відновними:



8.3. Сформулюйте основні правила написання окисно-відновних рівнянь. Напишіть кілька рівнянь та поясніть принципи розставляння у них коефіцієнтів.

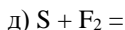
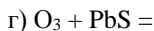
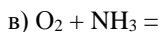
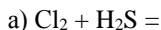
8.4. Використовуючи наведений нижче список речовин, напишіть усі можливі окисно-відновні рівняння: NaOH , Cl_2 , HCl , Zn , FeS , O_2 , KMnO_4 , KNO_3 , NH_3 , SO_2 .

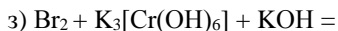
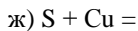
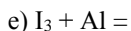
8.5. Виходячи зі ступеня окиснення атомів елементів, оцініть можливість перебігу окисно-відновних реакцій:



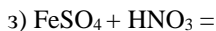
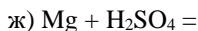
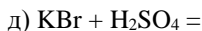
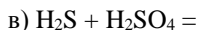
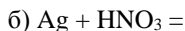
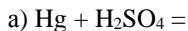
8.6. Які речовини в хімічних реакціях є окисниками? Наведіть приклади.

8.7. Напишіть рівняння хімічних реакцій, в яких окисниками є прості речовини:

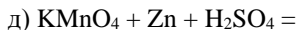
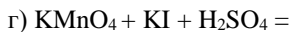
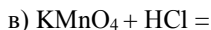
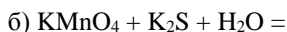




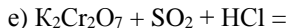
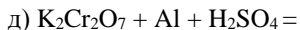
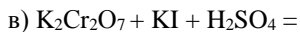
8.8. Напишіть рівняння хімічних реакцій, в яких окисниками є сульфат-на або нітратна концентровані кислоти:



8.9. Напишіть рівняння хімічних реакцій, в яких окисником є перманганат калію:

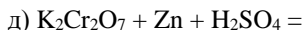
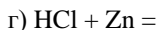
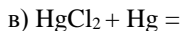
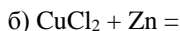
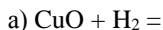


8.10. Напишіть рівняння хімічних реакцій, в яких окисником є дихромат калію:

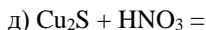
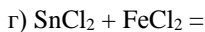
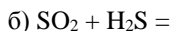
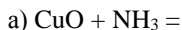


8.11. Які речовини в хімічних реакціях є відновниками? Наведіть приклади хімічних реакцій за участю цих речовин.

8.12. Напишіть рівняння хімічних реакцій, в яких відновниками є прості речовини:

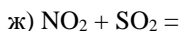
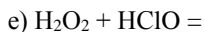
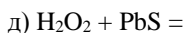
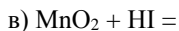
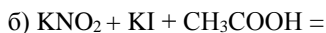


8.13. Напишіть рівняння хімічних реакцій, в яких відновниками є складні речовини:

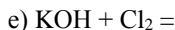
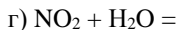
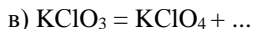
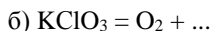


8.14. Поясніть, які сполуки мають окисно-відновну подвійність. Наведіть приклади.

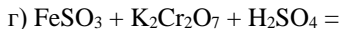
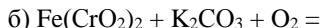
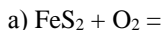
8.15. Напишіть рівняння хімічних реакцій, в яких одна й та сама речовина є окисником і відновником:



8.16. Напишіть рівняння окисно-відновних реакцій і вкажіть міжмолекулярні й внутрішньомолекулярні реакції та реакції диспропорціонування:



8.17. Напишіть рівняння хімічних реакцій, в яких відновник містить два відновлюючі елементи:



8.18. Як визначити молярну масу еквівалента речовини в окисно-відновних реакціях? Обчисліть молекулярні маси еквівалентів речовин HNO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HClO_3 , H_2SO_3 та HI .

Відповідь: залежно від умов перебігу хімічних реакцій наведені речовини можуть відновлюватися або окислюватися до різних продуктів.

8.19. Відомо, що залежно від умов перебігу реакції KMnO_4 може відновлюватися до Mn^{2+} , MnO_2 або MnO_4^- . Обчисліть молярні маси еквівалентів речовини KMnO_4 у кожному з цих випадків.

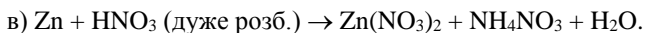
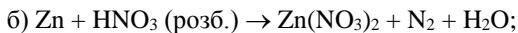
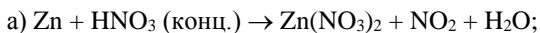
8.20. Чи збігаються молярні маси еквівалентів речовини сірчаної кислоти при взаємодії її з NaOH , H_2SO_3 та HI ?

8.21. Концентрація розчину KMnO_4 при титруванні ним у кислому середовищі з утворенням іонів Mn^{2+} дорівнює 0,1 н. Якою буде нормальність

цього розчину при використанні його в нейтральному середовищі з утворенням MnO_2 ?

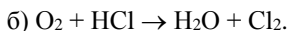
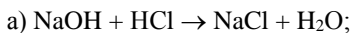
Відповідь: 0,06 н.

8.22. Визначте молярні маси еквівалентів речовини азотної кислоти при взаємодії її з цинком у таких реакціях:



Відповідь: а) 63; б) 12,6; в) 7,875.

8.23. Визначте молярні маси еквівалентів речовини HCl при взаємодії її з гідроксидом натрію та киснем у таких реакціях:



Відповідь: а) 63; б) 12,6; в) 7,875.

8.24. Визначте нормальність 5 %-го розчину K_2CrO_4 ($\rho = 1,04$ г/см³) та 10 %-го розчину $KClO_3$ ($\rho = 1,09$ г/см³). Калій хромат відновлюється до іонів Cr^{3+} , а калій йодат – до вільного йоду.

Відповідь: 0,0893 н. для K_2CrO_4 та 0,1019 для $KClO_3$.

8.25. До надлишку підкисленого розчину KI долили 120 мл 0,25 н. розчину KIO_3 . Визначте масу виділеного йоду.

Відповідь: 4,527 г.

8.26. До підкисленого розчину KI долили 100 мл 0,15 н. розчину $K_2Cr_2O_7$. Визначте, скільки мілілітрів 0,2 н. розчину натрій тіосульфату треба прилити, щоб зв'язати весь йод, який виділився внаслідок реакції.

Відповідь: 75 мл.

8.27. Яким об'ємом 0,5 н. розчину K_2CrO_4 можна замінити в реакції окиснення 10 г $KMnO_4$?

Відповідь: обчислення проведено за умови, що $KMnO_4$ відновлювався до Mn^{2+} .

8.28. Визначте, яку кількість 0,1 н. розчину $KMnO_4$ треба долити до 10 г 5 %-го розчину H_2O_2 для його повного окиснення в кислому, нейтральному та сильнолужному середовищах.

Відповідь: 194,1 мл – в кислому середовищі; 490,2 мл – у нейтральному середовищі; 1470,6 мл – у сильнолужному середовищі.

8.29. Скільки літрів SO_2 (за нормальних умов) треба пропустити крізь 200 мл 0,12 н. розчину йоду для повного його відновлення?

Відповідь: 0,2688 л.

8.30. Скільки мілілітрів 0,1 н. розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ можна відновити в сірчано-кислому розчині за допомогою 2 л H_2S , взятого за нормальних умов?

Відповідь: 1785,7 мл.

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

Базова

1. Горичев И. Г. Руководство по неорганическому синтезу / И. Г. Горичев, Б. Е. Зайцев, Н. А. Киприянов. – М.: Химия, 1997. – 319 с.
2. Гринвуд Н. Химия элементов: в 2-х Т.: пер. с англ. – Т. 1 / Н. Гринвуд, А. Эрншо. – М.: БИНОМ. Лаб. знаний, 2008. – 607 с.
3. Гринвуд Н. Химия элементов: в 2-х Т.: пер. с англ. – Т. 2 / Н. Гринвуд, А. Эрншо. – М.: БИНОМ. Лаб. знаний, 2008. – 670 с.
4. Неорганическая химия: в 3-х Т. / под ред. Ю. Д. Третьякова. – Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии: учебник для студ. высш. учеб. заведений / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 240 с.
5. Неорганическая химия: в 3-х Т. / под ред. Ю. Д. Третьякова. – Т. 2: Химия непереходных элементов: учебник для студ. высш. учеб. заведений / А. А. Дроздов, В. П. Зломанов, Г. Н. Мазо, Ф. М. Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 368 с.
6. Неорганическая химия: в 3-х Т. / под ред. Ю. Д. Третьякова. – Т. 3: Химия переходных элементов. – Кн. 1: учебник для студ. высш. учеб. заведений / А. А. Дроздов, В. П. Зломанов, Г. Н. Мазо. – М.: Издательский центр «Академия», 2007. – 352 с.
7. Неорганическая химия: в 3-х Т. / под ред. Ю. Д. Третьякова. – Т. 3: Химия переходных элементов. – Кн. 2: учебник для студ. высш. учеб. заведений / А. А. Дроздов, В. П. Зломанов, Г. Н. Мазо. – М.: Издательский центр «Академия», 2007. – 400 с.

Допоміжна

1. Третьяков Ю. Д. Неорганическая химия. Химия элементов: учебник для вузов: в 2-х кн. – Кн. I / Ю. Д. Третьяков, Л. И. Мартыненко, А. Н. Григорьев. – М.: Химия, 2001. – 472 с.
2. Третьяков Ю. Д. Неорганическая химия. Химия элементов: учебник для вузов: в 2-х кн. – Кн. II / Ю. Д. Третьяков, Л. И. Мартыненко, А. Н. Григорьев. – М.: Химия, 2001. – 583 с.
3. Турова Н. Я. Неорганическая химия в таблицах / Н. Я. Турова. – М., 1997. – 116 с.
4. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Я. А. Угай. – Изд. 5, стер. – М.: Высш. шк., 2007. – 526 с.
5. Хьюи Дж. Неорганическая химия. Строение вещества и реакционная способность / Дж. Хьюи. – М.: Химия, 1987. – 696 с.
6. Шрайвер Э. Неорганическая химия: в 2-х Т. / Э. Шрайвер, П. Эткинс. – М.: Мир, 2004. – Т. 1. – 679 с., Т. 2. – 486 с.

Навчальне видання

Розанцев Георгій Михайлович
Борисова Катерина Володимирівна
Белоусова Катерина Євгенівна

ОСНОВИ ХІМІЇ ТА БІОГЕОХІМІЇ

Редактор
Технічний редактор

А. О. Цяпало
О. К. Гомон

Підписано до друку 27.09.2016
Формат 60 x 84/16. Папір офсетний.
Друк – цифровий. Умовн. друк. арк. 11,16
Тираж 40 прим. Зам. № 59

Донецький національний університет
21021, м. Вінниця, вул. 600-річчя, 21.
Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи
до Державного реєстру
серія ДК № 1854 від 24.06.2004 р.