

Серія «Олімпіади»
Заснована 2005 року

В. В. Ткачов

Хімія

Олімпіадний мінімум

8
клас

Книга скачана с сайта <http://e.kniga.in.ua>



Издательская группа «Основа» —
«Электронные книги»

Харків
Видавнича група «Основа»
2011

УДК 37.016
ББК 74.262.4
Т48

Серія «Олімпіади»
Заснована 2005 року

Ткачов В. В.
Т48 Хімія. Олімпіадний мінімум. 8 клас. — Х.: Вид. група «Основа», 2011. — 223, [1] с.: табл. — (Серія «Олімпіади») ISBN 978-617-00-0740-7.

Посібник містить добірку теоретичних матеріалів та практичних завдань, необхідних для підготовки учнів до участі в олімпіадах з хімії всіх рівнів. На його основі можна організувати базову підготовку учнів восьмих класів. Учні старших класів можуть використовувати посібник для повторення базових знань курсу хімії. Посібник також може використовуватися для підготовки й проведення занять у профільних класах та позакласній роботі.

УДК 37.016
ББК 74.262.4

ISBN 978-617-00-0740-7

© Ткачов В. В., 2010
© ТОВ «Видавнича група «Основа», 2011

ЗМІСТ

ВСТУП	5
А. Правила округлення	5
Б. Кількісні характеристики речовини	7
Частина I. СТРУКТУРА РЕЧОВИНИ	12
Розділ 1. Елементарні частинки. Ядро. Атом	12
Розділ 2. Електронна будова атомів елементів	25
Розділ 3. Хімічний зв'язок і будова молекул	38
Розділ 4. Формула речовини та стехіометричні співвідношення	46
Розділ 5. Водневий зв'язок. Міжмолекулярні взаємодії. Асоціати	54
Розділ 6. Газоподібний стан речовини	57
Розділ 7. Конденсований стан речовини	60
Розділ 8. Суміші речовин	62
Розділ 9. Основні класи неорганічних сполук	69
Розділ 10. Неосновні класи неорганічних сполук	77
Частина II. ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ	80
Розділ 11. Рівняння реакцій і стехіометричні співвідношення	80
Розділ 12. Термохімія	89
Розділ 13. Розчини	94
Розділ 14. Окисно-відновні реакції (ОВР)	99
Частина III. ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ	109
Розділ 15. Гідроген та його сполуки	109
Розділ 16. Оксиген та його сполуки	115
Розділ 17. Галогени та їхні сполуки	123

Розділ 18. Халькогени та їхні сполуки	134
Розділ 19. Нітроген та його сполуки	143
Розділ 20. Фосфор та його сполуки	152
Розділ 21. Елементи IV групи головної підгрупи	156
Розділ 22. Лужні метали	166
Розділ 23. Be, Mg і лужноземельні метали	171
Розділ 24. Елементи III групи ПТХЕ	175
Розділ 25. Деякі <i>d</i> -елементи та їхні сполуки	180
Розділ 26. Інертні гази	195

ВІДПОВІДІ НА ЗАДАЧІ ДЛЯ САМОСТІЙНОГО РОЗВ'ЯЗАННЯ	200
---	-----

ВСТУП

А. ПРАВИЛА ОКРУГЛЕННЯ

Абсолютна похибка результату вимірювань — це значення, на яке може відрізнятись істинна величина від величини, отриманої експериментально або наведеної в задачі. Для наведеного в умові задачі даного абсолютна похибка становить половину одиниці останнього розряду, якщо в умові немає інших указівок¹.

А.1. Результат, що дорівнює 10, має абсолютну похибку $\frac{1}{2} = 0,5$, а результат, який дорівнює 10,00, має похибку $\frac{0,01}{2} = 0,005$.

Відносна похибка результату вимірювань — це відношення абсолютної похибки до величини даного².

А.2. За результату, що дорівнює 10, і абсолютної похибки 0,5 відносна похибка дорівнює $\frac{0,5}{10} = 0,05$ (5 %); а за результату 10,00 і абсолютної похибки 0,005 відносна похибка становить $\frac{0,005}{10,00} = 0,0005$ (0,05 %).

Значуща цифра — це будь-яка цифра числа, що стоїть після нульової цифри включно (порядок числа виключається)³.

А.3. І число 10, і число 0,0075, і число $6,2 \cdot 10^{23}$ мають по дві значущі цифри, а числа 10,00; 2,242; $6,023 \cdot 10^{23}$ — по чотири значущі цифри.

Правило округлення: кількість значущих цифр у відповіді не повинна перевищувати кількість значущих цифр у найменш точно заданому даному умови. У всіх проміжних результатах необхідно зберігати на одну значущу цифру більше, ніж у відповіді (проте, не прийнято наводити у відповіді одну значущу цифру, необхідно навести мінімум дві)⁴.

А.4. Якщо відома густина рідини $\rho = 1,065$ г/мл, то її маса m в об'ємі V (25,0 мл) визначається добутком: $m = V \cdot \rho = 25,0 \cdot 1,065 = 26,625$ (г). Дві останні цифри в цьому числі слід відкинути як неправильні, оскільки вони не відповідають найменш точному вимірюванню однієї з вихідних величин: $m = 26,6$ г.

Приклади розв'язання задач

1. Обчисліть абсолютну й відносну похибки, що допускаються під час округлення числа 1,86 до 2.

Розв'язання

Абсолютна похибка становить $\Delta X = 2 - 1,86 = 0,14$ (г); відносна похибка дорівнює $\frac{0,14}{1,86} \cdot 100\% = 7,53\%$.

2. Вимірювання певної величини можна виразити числом 2,9514. Похибка вимірювання — $\pm 0,01$. Яке число має правильно виражати результат вимірювання? Скільки правильних цифр воно містить і яка цифра в ньому буде сумнівною?

Розв'язання

Величина абсолютної похибки свідчить про те, що зазначена величина може варіювати від 2,94 до 2,96. Отже, правильно виражати результат вимірювання може цифра 2,95, тобто правильними будуть дві перші цифри (2,9), а сумнівною — третя (5).

3. Маса кисню об'ємом 22,215 л становить 31,999 г. Чому дорівнює густина кисню?

Розв'язання

Підставимо дані умови задачі у формулу:

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{31,999}{22,215} = 1,4404.$$

За об'ємом похибка становить $\frac{0,001}{22,215} \cdot 100\% = 0,0045\%$, а за масою — $\frac{0,001}{31,999} \cdot 100\% = 0,00312\%$. У будь-якому разі відносна похибка в обчисленні густини матиме порядок тисячних часток відсотка, що й отримуємо в разі її оцінювання числом 1,4404: $\frac{0,001}{1,4404} \cdot 100\% = 0,06943$.

Задачі для самостійного розв'язання

1. Скільки значущих цифр містять числа: 2,0; 0,2; 4,05; 4,50; $4,5 \cdot 10^{-3}$; $4,5 \cdot 10^3$; 0,003; 3,00; 1,5004?

2. Які числа слід узяти замість 0,2934 і 1,2368, якщо обчислення проводять з точністю до сотих часток одиниці?

3. Піпетка об'ємом 25 мл градуйована з похибкою 0,05 мл. Обчисліть відносну похибку вимірювання об'єму рідини цією піпеткою.

4. Температуру, що дорівнює 300 К, вимірили з точністю: а) ± 2 К; б) $\pm 0,02$ К. Обчисліть відносну похибку цих вимірювань.

5. Результати зважування двох порцій речовини: а) на аналітичних терезах — 2,000 г; б) на технохімічних терезах — 0,20 г. Обчисліть відносну похибку цих вимірювань.

6. 22,215 л кисню мають масу 31,999 г. Чому дорівнює густина кисню?

Б. КІЛЬКІСНІ ХАРАКТЕРИСТИКИ РЕЧОВИНИ

Наразі в більшості країн світу використовується метрична система, що називається Міжнародною системою одиниць СІ (від фр. Le Systeme International d'Unites), у якій використовується лише сім основних одиниць, а решта виводиться з них.

Маса. Одиницею маси є кілограм, еталон якого, виготовлений із платино-іридієвого сплаву, дотепер зберігається в Міжнародному бюро мір і ваг у Севрі (Франція).

У разі використання важільних терезів маса тіла m_1 зрівнюється з відомою масою іншого тіла (важок) m_2 . У разі використання пружинних терезів насправді вимірюється не маса тіла, а його вага — величина, що залежить від прискорення сили тяжіння: $W = m \cdot g$.

Об'єм. Для вимірювання об'єму використовується одиниця, що походить від метра¹, — метр кубічний — м³. У більшості випадків ця одиниця занадто велика, тому береться її тисячна частка — 10^{-3} м³ — літр (дм³), або мільйонна частка — 10^{-6} м³ = 1 см³ = 1 мл (мілілітр). Більшість лабораторного волюметричного устаткування (приладів для вимірювання об'єму) градуйована саме в мілілітрах (на них же завжди вказується й температура, за якої можна здійснювати вимірювання).

Б.1. Еталоном метра служить платино-іридієвий брус, що зберігається в Міжнародному бюро мір і ваг у Севрі. Наразі визначення метра звучить так: довжина, що дорівнює числу 1650763,73, помноженому на довжину хвилі оранжевої лінії (6056 Å) спектра, що випромінюється ізотопом Криптону-86 у вакуумі.

Густина — це співвідношення маси речовини до її об'єму $\rho = \frac{m}{V}$, що в одиницях СІ виражається в кг/м³. У хімії густину рідких і твердих тіл частіше виражають у г/см³ = г/мл (1 кг/м³ = 0,001 г/см³). Густина ж газів частіше виражають у г/л (1 кг/м³ = 1 г/л).

Сила — це міра дії на певне тіло з боку іншого тіла. Ньютон (Н) — одиниця сили в системі СІ. 1 ньютон визначається як сила, яка надає тілу масою 1 кг прискорення в 1 м/с^2 : $F = m \cdot a$.

Тиск — це сила, що діє на одиницю площі: $P = \frac{F}{S}$. Тиск вимірюється в паскалях — Па (1 Па = 1 Н/м^2). Часто використовуються й інші одиниці тиску — атмосфера (атм) і міліметри ртутного стовпчика (мм рт. ст.): $1 \text{ атм} = 760 \text{ мм рт. ст.} = 101,325 \text{ кПа}$. Зрідка трапляється й така одиниця тиску, як торр (на честь винахідника ртутного барометра Торрічеллі): $1 \text{ торр} = 1 \text{ мм рт. ст.} = 133,3 \text{ Па}$.

Енергія — це міра здатності виконання механічної роботи. І хоча виділяють різні види енергії, усі вони вимірюються механічним еквівалентом. Одиницею енергії в СІ є Джоуль. 1 джоуль (Дж) — це кількість енергії, еквівалентна роботі сили 1 ньютон (Н) на шляху завдовжки в 1 м ($1 \text{ Дж} = 1 \text{ Н} \cdot 1 \text{ м}$).

Потенціальна енергія визначається положенням тіла, на яке діє прискорювальна сила. Якщо це сила тяжіння, то потенціальна енергія визначається виразом: $E = m \cdot g \cdot h$.

Кінетична енергія (енергія руху) визначається масою тіла та його швидкістю: $E = \frac{1}{2} m \cdot v^2$.

Температура — це міра середньої кінетичної енергії частинок речовини, що визначається за умовною температурною шкалою. У системі СІ прийнято температурну шкалу Кельвіна² (К), хоча залишаються актуальними й деякі інші шкали³.

Б.2. Шкала Кельвіна була запропонована в 1848 р. англійським фізиком В. Томсоном (лорд Кельвін). За 0 К ($-273,15 \text{ }^\circ\text{C}$) припиняється будь-який тепловий рух атомів і молекул.

Б.3. Шкала Цельсія була введена в 1742 р. шведським професором астрономії А. Цельсіусом. За цією шкалою точку замерзання води прийнято за $0 \text{ }^\circ\text{C}$, а точку кипіння води — за $100 \text{ }^\circ\text{C}$. Величина градуса в шкалах Кельвіна й Цельсію однакова, тобто зміна температури на 1 К еквівалентна зміні температури на $1 \text{ }^\circ\text{C}$. Переведення температури з однієї шкали в іншу здійснюється співвідношенням: $0 \text{ К} = 0 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15$.

За шкалою Фаренгейта (була запропонована голландським натурфілософом Г. Д. Фаренгейтом у 1714 р.), точку замерзання води прийнято такою, що дорівнює $32 \text{ }^\circ\text{F}$, а точку кипіння води — $212 \text{ }^\circ\text{F}$, тобто різниця між точкою замерзання води й точкою її кипіння становить не $100 \text{ }^\circ\text{F}$, а $180 \text{ }^\circ\text{F}$. Отже, співвідношення між температурою за Фаренгейтом і температурою за Цельсієм матиме вигляд:

$$^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} (^{\circ}\text{F} - 32); \quad ^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5} ^{\circ}\text{C} + 32.$$

Теплова енергія (теплота) відповідає повній кінетичній енергії частинок речовини. Хоча за одиницю теплоти прийнято Джоуль, дуже широко продовжує використовуватися й така одиниця, як калорія. Калорія — це кількість енергії (теплоти), необхідна для підвищення температури 1 г води на 1 °C (1 кал = 4,184 Дж).

Електрохімічна енергія пов'язана з хімічними реакціями, під час яких виникає електричний струм: $E = U \cdot I \cdot t$, де U — напруга; I — сила струму; t — час проходження струму. Кількість електрики зазвичай вимірюється в кулонах (Кл)⁴.

Б.4. Кулон — одиниця електричного заряду (приблизно відповідає заряду $6,28 \cdot 10^{18}$ електронів).

Швидкість протікання струму через провідник (сила струму) виражається в амперах. Ампер (А) — це сила струму, що виникає під час проходження через провідник заряду в 1 Кл за 1 с ($1 \text{ А} = 1 \text{ Кл} / 1 \text{ с}$): $I = \frac{Q}{t}$.

Електричний струм у провіднику залежить від **різниці електричного потенціалу**, або **напруги**. Напруга — це різниця потенціальної енергії електронів у двох різних точках. Вимірюється напруга у вольтах. Вольт (В) — напруга між двома точками, у процесі переміщення між якими зарядом в 1 Кл виконується робота в 1 Дж ($1 \text{ В} = 1 \text{ Дж} / 1 \text{ Кл}$)⁵.

Б.5. 1 електронвольт (еВ) — це енергія, необхідна для переміщення заряду в 1 електрон між точками з різницею потенціалів 1 В.

Кількість речовини — це порція речовини, що містить стільки структурних елементів (атомів, молекул, йонів або будь-яких інших частинок), скільки атомів міститься в 0,012 кг Карбону-12. Одиницею кількості речовини є моль⁶. Моль будь-якої речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ частинок⁷ речовини.

Б.6. Термін «моль» увів німецький фізикохімік В. Оствальд. Корінь слова — той самий, що й у слові «молекула» (від лат. «маса»). Синонімом слова «моль» у той час був також термін «грам-молекула».

Б.7. Цьому числу відповідає стала Авогадро — $N_A = 6,022045 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.

Молярна маса речовини — M — це маса 1 моль частинок речовини.

Молярна маса еквівалента речовини⁸ — $M_{\text{екв}}$ — це маса 1 моль еквівалента речовини.

Молярний об'єм газоподібної речовини — V_m — це об'єм 1 моль частинок речовини за нормальних умов (тиску 1 атм і температури 0 °С), дорівнює 22,4 л.

Молярний об'єм еквівалента газоподібної речовини⁸ — $V_{\text{екв}}$ — це об'єм 1 моль еквівалента газоподібної речовини.

Б.8. Більш докладно про поняття «еквівалент», «молярна маса еквівалента», «молярний об'єм еквівалента» див. у п. 4.3. і 8.2.4.

Приклади розв'язання задач

1. Стверджується, що молекула — це найменша частинка речовини, що зберігає всі її властивості. Які з наведених нижче властивостей речовин не відповідають властивостям молекул?

Густина, твердість, розчинність у воді, смак, колір, розмір, швидкість руху, температура кипіння, тиск.

Розв'язання

Окремо взята молекула може мати такі властивості:

- густину: частинку, що має і масу, і об'єм, можна охарактеризувати через густину, хоча, зрозуміло, її величина не матиме нічого спільного з густиною речовини з фізичних таблиць;
- смак: дія смакових рецепторів ґрунтується на молекулярному контакті з молекулою речовини;
- колір: властивість ґрунтується на здатності атомів молекули поглинати й випромінювати хвилі певної довжини;
- розмір: як і будь-яка частинка, молекула має певні просторові параметри;
- швидкість руху;
- тиск: тиск речовини, власне, і складається з тисків окремих молекул.

Окремо взята молекула не може мати такі властивості:

- твердість: як опір твердого тіла вдавненню або дряпанню не стосується молекули (щодо окремої молекули терміни «твердий» або «газоподібний» практично не мають сенсу);
- розчинність у воді: визначається як відношення маси розчиненої речовини до маси (об'єму) води; зрозуміло, що для однієї молекули це визначення позбавлене змісту;
- температура кипіння: оскільки не існує агрегатного стану молекули, то й немає температури, за якої він змінюється.

2. Обчисліть число атомів Гідрогену в 1 м^3 води.

Розв'язання

Знаючи об'єм води та її густину, обчислимо масу води:

$$m = \rho \cdot V = 1000 \text{ кг/м}^3 \cdot 1 \text{ м}^3 = 1000 \text{ кг.}$$

Кількість речовини води становитиме:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1000 \text{ 000 г}}{18 \text{ г/моль}} = 55 \text{ 555,6 моль.}$$

Оскільки на одну молекулу води припадає два атоми Гідрогену, $n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 55 \text{ 555,6 моль} = 111 \text{ 111,2 моль}$ атомів Гідрогену.

Знаючи кількість частинок в 1 моль речовини (N_A), обчислимо кількість атомів Гідрогену:

$$N(\text{H}) = n(\text{H}) \cdot N_A = 111 \text{ 111,2 моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 6,7 \cdot 10^{28} \text{ шт.}$$

Задачі для самостійного розв'язання

7. Приймаючи радіус Землі за 6,4 тис. км, обчисліть об'єм земної кулі в кубічних нанометрах.

8. Обчисліть густину металевого бруска розміром $1 \times 2 \times 5$ см, маса якого — 75 г.

9. Обчисліть кінетичну енергію тіла масою 10 кг, що рухається зі швидкістю 50 м/с.

10. Яка кількість калорій тепла потрібна для нагрівання 100 г води від 10 до 20 °С?

11. Яку кількість тепла (кал) можна було б одержати, перетворюючи електричну енергію на теплову, якщо сила струму дорівнює 5 А, а напруга — 110 В, упродовж 1 хвилини, якби таке перетворення можна було здійснити без втрат?

12. Ртуть замерзає за температури -400 °F. Скільки це становить градусів за шкалою Цельсія?

13. 1 літр киплячої води перелили в посудину, що містить 3 літри води за температури 20 °С. Якою буде температура води після змішування? (Утратами теплоти, пов'язаними з нагріванням посудини, можна знехтувати.)

14. Експериментально встановлено, що 5,00 л деякого газу за н. у. мають масу 9,80 г. Обчисліть молярну масу газу.

15. Обчисліть масу (кг) однієї молекули кисню.

16. Обчисліть кількість речовини еквівалента води у 8,00 г мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Частина I. СТРУКТУРА РЕЧОВИНИ

Речовина — це одна з форм існування матерії, для якої характерні: а) дискретність (від лат. *discretus* — «відокремлений», «переривчастий»), тобто існування у вигляді окремих, просторово обмежених частинок (корпускул); б) маса спокою.

Відповідно до рівнів дискретності речовини можна поділити на такі угруповання:

- елементарні частинки;
- атомні частинки;
- молекулярні частинки;
- асоціати;
- агрегати.

Розділ 1. ЕЛЕМЕНТАРНІ ЧАСТИНКИ. ЯДРО. АТОМ

1.1. Елементарні частинки — це найдрібніші з відомих частинок. Вони поділяються на три класи: а) фотони; б) лептони (дві родини — електронна та мюонна); в) адрони (дві родини — мезонна й баріонна). Наразі налічується понад 200 видів елементарних частинок. Зупинімося докладніше тільки на трьох з них^{1.1.1}:

	Електрон	Протон	Нейтрон
Символ	e^-	p	n
Маса спокою, кг	$9,1 \cdot 10^{-31}$	$1,6725 \cdot 10^{-27}$	$1,6748 \cdot 10^{-27}$
Маса спокою, а.о.м.	$5,5 \cdot 10^{-4}$	1,007276	1,008665
Маса спокою, m_e	1	1 836	1 840
Заряд, Кл	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	0
Заряд (відносний)	-1	+1	0
Радіус, м	$2,8177 \cdot 10^{-15}$		

1.1.1. Електрон (від грецьк. «бурштин») — термін було введено в науковий обіг у 1894 р. ірландським фізиком Дж. Дж. Стоуні для позначення одиниці мінімальної кількості електрики. Відкрив електрон у 1897 р. англійський фізик Дж. Дж. Томсон і незалежно від нього — німецький фізик Е. Віхерт. У 1902 р. англійський фізик В. Томсон (лорд Кельвін) висунув гіпотезу щодо будови атома,

у якій електронам надавалася зовнішня частина атома. У 1910 і 1913 рр. американський фізик Р. Міллікен з високою точністю виміряв заряд і масу електрона.

1.1.2. Протон (від грецьк. «перший») у 1886 р. виявив німецький фізик Е. Гольдштейн. Точні вимірювання заряду й маси протона здійснив у 1906 р. Дж. Дж. Томсон. Власне назву й місце для цієї частинки в моделі атома ввів у 1920 р. англійський фізик Е. Резерфорд.

1.1.3. Нейтрон (від лат. «ні той, ні інший») відкрив англійський фізик Дж. Чедвік.

Приклади розв'язання задач

1. Покажіть на прикладі атома Гелію, як розподіляється маса атома між ядром та електронною оболонкою.

Розв'язання

Ядро атома Гелію утворюється двома протонами та двома нейтронами, спільна маса яких становить:

$$m(\text{ядра}) = 4 \cdot 1,7 \cdot 10^{-27} = 6,8 \cdot 10^{-27} \text{ (кг)}.$$

Маса двох електронів становить:

$$m(\text{ел.}) = 2 \cdot 9,1 \cdot 10^{-31} = 1,8 \cdot 10^{-30} \text{ (кг)}.$$

Легко обчислити, що маси ядра й електронів співвідносяться, як $6,8 \cdot 10^{-27} : 1,8 \cdot 10^{-30} = 3778 : 1$. Якщо виразити масову частку ядра від маси атома, то вона становитиме:

$$\omega(\text{ядра}) = \frac{3778}{3779} \cdot 100 \% = 99,97 \%$$

2. Масові частки Магнію й Феруму в земній корі становлять 2,3 і 4,1 % відповідно. Визначте, яких атомів — Mg чи Fe — більше в земній корі й у скільки разів?

Розв'язання

Масова частка елемента визначається масою атомів елемента (A) та їх кількістю (x) у земній корі:

$$\omega(\text{Mg}) = \frac{A(\text{Mg}) \cdot x_1}{m(\text{земн. корі})}; \quad \omega(\text{Fe}) = \frac{A(\text{Fe}) \cdot x_2}{m(\text{земн. корі})}.$$

Виходячи з даних про масові частки елементів, виведемо співвідношення між кількістю атомів кожного з елементів у земній корі:

$$\frac{x_1}{x_2} = \frac{\omega(\text{Mg}) \cdot A(\text{Fe})}{\omega(\text{Fe}) \cdot A(\text{Mg})} = \frac{2,3 \cdot 56}{4,1 \cdot 24} = 1,3.$$

Отже, кількість атомів Магнію в земній корі перевищує кількість атомів Феруму в 1,3 рази.

Задачі для самостійного розв'язання

17. Під час роботи звичайної електричної лампи через її нитку розжарювання проходить струм силою 1 ампер (1 А). Скільки електронів проходить через нитку розжарювання за секунду?

18. Скільки електронів в 1 кг електронів? Скільки протонів міститься в 1 кг протонів?

19. Масові частки Алюмінію й Силіцію в земній корі становлять 8,2 і 27,7 % відповідно. Визначте, яких атомів — Al чи Si — більше в земній корі й у скільки разів?

1.2. Атомні частинки (крім власне атомів, до них належать атомні йони, атомні радикали й атомні йони-радикали) — система з елементарних частинок, що взаємодіють, яка складається з позитивно зарядженого ядра й електронної оболонки.

Атом є електронейтральним (заряд ядра дорівнює заряду електронів), загальна його маса зосереджена в ядрі, розміри ядра є незначними порівняно з розмірами атома.

Протони та нейтрони, що становлять ядро атома, називаються **нуклонами**. Сума протонів у ядрі атома визначає його **протонне число** (Z). Сума нейтронів у ядрі атома визначає його **нейтронне число** (N). Загальна кількість нуклонів у ядрі атома визначає його **нуклонне число** (A). Отже:

$$A = Z + N.$$

Атоми, що мають певне значення нуклонного і протонного чисел, називаються **нуклідами**. Нукліди, що мають однакове значення протонного числа, але різне значення нейтронного числа, називаються **ізотопами**. Сума ізотопів з однаковим протонним числом називається **хімічним елементом**. Для кожного хімічного елемента існує своє літерне позначення (символ) і назва^{1.2.1}. Для позначення на письмі ізотопів одного елемента використовують індекси: верхній вказує нуклонне число, а нижній — протонне. Наприклад: ${}^1_1\text{H}$ і ${}^2_1\text{P}$ ($Z = 1$)^{1.2.2-1.2.4}. Атоми, що мають однакове значення нуклонного числа, але різне значення протонного числа, називаються **ізобарами**. Наприклад: ${}^{40}_{18}\text{Ar}$, ${}^{40}_{19}\text{K}$ і ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ ($A = 40$).

1.2.1. У середні віки не розрізняли поняття «хімічний елемент» і «проста речовина». Для їх позначення різні автори використовували різні назви й символи. Англійський учений Дж. Дальтон

спробував спростити й уніфікувати символіку елементів. У 1789 р. французький хімік А. Л. Лавуазьє запропонував давати елементам латинські назви. Буквену символіку для позначення елементів увів шведський хімік Й. Я. Берцеліус.

1.2.2. Маса атомів, виражена в одиницях СІ (кг), називається **абсолютною атомною масою**. Наприклад: $m_a(\text{H}) = 1,67 \cdot 10^{-27}$ кг; $m_a(\text{C}) = 1,993 \cdot 10^{-26}$ кг; $m_a(\text{O}) = 2,667 \cdot 10^{-26}$ кг.

Атомна маса виражає масу атомів в атомних одиницях маси. **Атомна одиниця маси** (у західній літературі — Дальтон — d) — це

маса $\frac{1}{12}$ нукліда ^{12}C ; а.о.м. (d) дорівнює:

$$d = \frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C}) = \frac{1}{12} \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг} = 1,6606 \cdot 10^{-27} \text{ кг}.$$

Відносна атомна маса є безрозмірною: $A_r(^1\text{H}) = 1$; $A_r(^{16}\text{O}) = 16$.

1.2.3. Уперше відносну атомну масу почав використовувати Д. Дальтон. За одиницю Дальтон брав масу Гідрогену. Й. Я. Берцеліус використовував систему відносних атомних мас, у якій значення 16 мав Оксиген.

1.2.4. Обчислення істинної атомної маси тривалий час було досить складною процедурою. Одне з корисних правил, що дозволяють полегшити цю процедуру, установили в 1819 р. французькі вчені П. Л. Дюлонг і А. Т. Пті (правило Дюлонга—Пті): кількість теплоти, необхідна для підвищення температури 1 моль будь-якого металу на 1°C , приблизно постійна й дорівнює 6,4 калорії (25,12 Джоуля):

$$A(\text{металу X}) = \frac{6,4}{\text{питома теплоємність металу X}}.$$

Атоми, що мають однакове значення нейтронного числа, але різне значення нуклонного числа, називаються **ізотонами**. Наприклад: $^{136}_{54}\text{Xe}$, $^{138}_{56}\text{Ba}$ і $^{139}_{57}\text{La}$ ($N = 82$).

Приклади розв'язання задач

1. Про який метал може йтися, якщо його питома теплоємність становить 0,24 кал/г·град?

Розв'язання

Атомна маса невідомого металу дорівнює $A_r(\text{X}) = \frac{6,4}{0,24} = 26,7$, що найбільше відповідає атомній масі металу алюмінію Al.

2. Якщо радіуси атома та його ядер оцінюються величинами 10^{-1} і 10^{-6} нм, то яким буде співвідношення об'ємів атома та його ядра?

Розв'язання

Об'єм кулі обчислюється за формулою:

$$V = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3.$$

Тоді співвідношення об'ємів набуде вигляду:

$$\frac{V(\text{атома})}{V(\text{ядра})} = \frac{(r(\text{атома}))^3}{(r(\text{ядра}))^3} = \frac{10^{-3}}{10^{-18}} = 10^{15} : 1.$$

Задачі для самостійного розв'язання

20. Обчисліть масу ядра атома, виходячи з припущення, що воно має радіус 1 см.

21. Виразіть атомні маси Гелію, Сульфуру й Кальцію за шкалою атомних мас Берцеліуса (*див. п. 1.2.3.*).

22. Обчисліть приблизну атомну масу Кальцію, якщо відомо, що питома теплоємність кальцію становить 0,156 кал/г·град.

23. Вставте пропущені слова:

- а) текучий, _____, смердючий, _____, нестійкий;
 б) Ga — Франція; Ge — Німеччина; Ru — Росія; Po — _____;
 в) H — _____; N — Д. Резерфорд; Al — Х. К. Ерстед; P — Х. Бранд;
 г) Sr — Стронціан; Y — Іттербю; Ho — _____; Hf — Копенгаген.

24. Обчисліть масу в грамах однієї молекули озону.

1.3. Ядро атома — це система елементарних частинок, що взаємодіють між собою. Маса ядра завжди менша за арифметичну суму мас нуклідів^{1.3.1.}

1.3.1. Це твердження легко перевірити. Наприклад, ядро атома ${}^4_2\text{He}$ має масу 4,0015506 а.о.м., тоді як сума двох протонів ($2 \cdot 1,007276$ а.о.м.) і двох нейтронів ($2 \cdot 1,008665$ а.о.м.) становить 4,031882 а.о.м. Різниця мас дорівнює 0,030331 а.о.м.

Різниця між арифметичною сумою мас нуклідів і масою ядра атома називається дефектом маси. Дефект маси відповідає енергії, що виділяється під час утворення ядра з протонів і нейтронів і може бути обчислена зі співвідношення: $E = m \cdot c^2$, де E — енергія, m — дефект маси, c — швидкість світла у вакуумі — $3 \cdot 10^8$ м/с^{1.3.2.}

Енергія, що виділяється, відповідає величині ядерних сил, які утримують нуклони в ядрі атома^{1.3.3}.

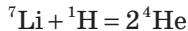
1.3.2. Зменшення маси на $5,03676 \cdot 10^{-29}$ кг (переведемо відносну масу абсолютну) у процесі утворення ядра атома ${}^4_2\text{He}$ з двох протонів і двох нейтронів відповідає виділенню величезної кількості енергії: $E = 5,04 \cdot 10^{-29} \text{ кг} \cdot (3 \cdot 10^8 \text{ м/с})^2 = 4,5 \cdot 10^{-13} \text{ Дж/атом} = 2,7 \cdot 10^{11} \text{ Дж/моль}$. Отже, середня енергія зв'язку в ядрі Гелію в розрахунку на один нуклон становить $6,75 \cdot 10^{10} \text{ Дж/моль}$.

1.3.3. Відповідно до закону Кулона, два протони відштовхуються один від одного із силою, прямо пропорційною електричним зарядам і обернено пропорційною відстані між ними: $F = \frac{Q_1 \cdot Q_2}{R^2}$.

Однак, коли два протони зближаються на відстань, яку можна порівняти з розмірами атомного ядра (близько 10^{-12} см), вони вже не відштовхуються, а притягуються.

Приклади розв'язання задач

1. Дано реакцію:



Обчисліть енергетичний ефект цієї реакції, якщо атомні маси ізоотопів Літію, Гідрогену й Гелію відповідно дорівнюють 7,01655; 1,00733 і 4,00297 а.о.м. Скільки вугілля потрібно було б спалити для одержання такої ж кількості теплоти?

Розв'язання

Дефект мас становить:

$$\Delta m = (7,01655 + 1,00733) - 2 \cdot 4,00297 = 0,01794 \text{ а.о.м.},$$

$$\text{або } 2,9798 \cdot 10^{-29} \text{ кг}.$$

Енергетичний ефект реакції становить:

$$E = 2,98 \cdot 10^{-29} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 = 2,7 \cdot 10^{-12} \text{ Дж/атом},$$

$$\text{або } 2,7 \cdot 10^{-12} \cdot 6 \cdot 10^{23} = 16,2 \cdot 10^8 \text{ кДж/моль}.$$

Згідно з табличними даними, спалювання 1 моль вугілля дає 393,5 кДж теплоти. Отже, для спалювання знадобиться $\frac{16,2 \cdot 10^8}{393,5} = 4,1 \cdot 10^6$ моль вугілля (49,2 т).

Задачі для самостійного розв'язання

25. Для вимірювання енергії мікрочастинок застосовується позасистемна одиниця електронвольт (еВ): $1 \text{ еВ} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ Дж} =$

= 96 486 Дж/моль. Середня енергія зв'язку в ядрі ${}^4\text{He}$ становить близько 7 МеВ. Виразіть енергію зв'язку в джоулях на атом і в джоулях на моль.

26. Обчисліть дефект мас у процесі утворення атома ${}^{12}\text{C}$ з протонів, нейтронів і електронів. (Маса атома ${}^{12}\text{C}$ становить $1,9927 \cdot 10^{-26}$ кг.) Яким є тепловий ефект цього процесу?

27. Відомо, що дефект мас для ядра атома Дейтерію (${}^2\text{H}$) становить $1,85 \cdot 10^{-3}$ а.о.м. Обчисліть, у скільки разів енергія зв'язку $E_{\text{зв}}$ між протоном і нейтроном у ядрі вища за енергію зв'язку між атомами Гідрогену в молекулі H_2 (436 кДж/моль)?

28. Припускають, що за рахунок випромінювання енергії маса Сонця щосекунди зменшується на 4 млн т. Якій кількості енергії (кДж) відповідає цей дефект маси? Яку частку (%) своєї маси ($2 \cdot 10^{33}$ г) Сонце втрачає впродовж одного року?

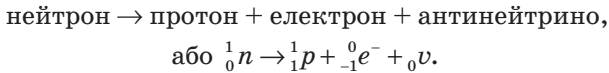
1.4. Ядра деяких нуклідів здатні розпадатися^{1.4.1}. Явище мимовільного розпаду ядер з випромінюванням *альфа*-, *бета*- і *гамма*-променів називається **радіоактивністю**^{1.4.1–1.4.2}. Відповідно до **закону радіоактивного розпаду**, число атомів радіоактивного елемента, що розпадаються за одиницю часу, пропорційне їх загальній наявній кількості^{1.4.3}.

1.4.1. Радіоактивність елементів виникає за такого кількісного співвідношення протонів до нейтронів (воно виражається величиною $\frac{Z}{A}$), за якого ядро переходить у збуджений стан. Значення цієї величини, за якої стійкість ядер виявляється максимальною, дорівнює 0,5 для легких нуклонів і 0,38 — для важких ($Z \sim 100$) (див. п. 1.4.3.).

Усі нукліди поділяються на стійкі (такі, що не піддаються розпаду) і нестійкі (радіоактивні). На Землі існує близько 280 природних стійких ізотопів. Нестійкі ізотопи ще називають радіоактивними ізотопами, радіоізотопами або радіонуклідами. Вони, у свою чергу, поділяються на природні та штучні (див. нижче). Розпад їх триває до утворення стійких ізотопів.

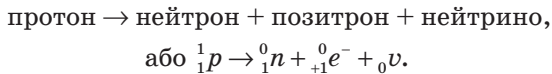
1.4.2. Явище радіоактивності було відкрито французьким фізиком А. Беккерелем у 1896 р., а назву одержало в 1898 р. від Марії Кюрі. **Альфа-промені** — α — є пучками ядер Гелію ${}^4_2\text{He}$ (геліон), початкова швидкість яких доходить до 20 тис. км/с. Нормальна довжина пробігу α -частинки в повітрі (15 °С, 1 атм) становить 2,6–8,6 см і є сталою величиною для певного нукліда. Закінчивши свій політ, геліон приєднує два електрони й перетворюється на атом Гелію.

Бета-промені — β — це пучки електронів, що викидаються ядрами, довжина пробігу яких може досягати в повітрі 100 см. Початкова швидкість β -частинок значною мірою варіює навіть у одного радіоактивного елемента (може досягати 300 000 км/с). Можливість β -розпаду пов'язана з тим, що нейтрон здатний перетворюватися, за певних умов, на протон:



Гамма-промені — γ — це електромагнітне випромінювання з дуже високою частотою.

Ядра деяких атомів здатні випромінювати частинки, що мають заряд +1 і масу, близьку до маси електрона, — позитрони. Мабуть, ідеться про таке перетворення:



1.4.3. Розрізняють такі види радіоактивності:

- а) *альфа*-розпад: ${}^{227}_{89}\text{Ac} \rightarrow {}^{223}_{87}\text{Ac} + {}^4_2\text{He}$
- б) *бета*-розпад: ${}^{28}_{13}\text{Al} \rightarrow {}^{28}_{14}\text{Si} + {}^0_{-1}e^-$
- в) позитронний розпад: ${}^{27}_{14}\text{Si} \rightarrow {}^{27}_{13}\text{Al} + {}^0_{+1}e^+$
- г) *К*-захоплення: ${}^{40}_{23}\text{V} + {}^0_{-1}e^- \rightarrow {}^{40}_{22}\text{Ti}$

(Рівняння наведених реакцій дано в спрощеній формі, без урахування випущення γ -променів і особливих частинок — нейтрино й антинейтрино).

Позитронний розпад і *К*-електронне захоплення збільшують число нейтронів, тому вони більш характерні для легких нуклідів з дефіцитом нейтронів (співвідношення $\frac{Z}{A}$ більше за оптимальне). Важким елементам з надлишком нейтронів (відношення $\frac{Z}{A}$ менше за оптимальне) властивий β -розпад, що зменшує число нейтронів у ядрі. Для важких ядер, навіть за умов наближення відношення $\frac{Z}{A}$ до оптимального, енергетично вигідним є α -розпад або спонтанний поділ (див. п. 1.6.).

Швидкість розпаду різних нуклідів варіює в дуже широких межах (від мілісекунди до мільярдів років) і оцінюється **періодом напіврозпаду**. Період напіврозпаду — це інтервал часу, за який початкова кількість радіоактивного нукліда зменшується вдвічі^{1.4.4}.

1.4.4. За одиницю радіоактивного розпаду в СІ прийнято беккерель (Bк) — радіоактивність, за якої за 1 секунду відбувається один

акт розпаду. 1 резерфорд (Rd) = $1 \cdot 10^6$ Вк. Позасистемна одиниця — кюрі (Ки) = $3,7 \cdot 10^{10}$ Вк (число α -частинок, які випромінює Радій масою 1 г за 1 с).

Якщо позначити число атомів, що розпадаються за 1 с, через P , а їх загальне початкове число — через A , то закон радіоактивного розпаду можна описати таким співвідношенням:

$$P = \lambda \cdot A,$$

де λ — константа розпаду (має для кожного нукліда своє значення).

Константа розпаду — це співвідношення числа атомів, що розпадаються за одиницю часу, до їх загального числа. Величина, зворотна константі розпаду, — $\tau = \frac{1}{\lambda}$ — показує, зі скількох атомів щосекунди розпадається один, і називається **середньою тривалістю життя атомів** певного радіоактивного елемента.

Період напіврозпаду $T_{1/2}$ пов'язаний з константою розпаду співвідношенням:

$$\lambda \cdot T_{1/2} = 0,693.$$

Якщо ж нас цікавить маса речовини, що залишилася після розпаду, то її обчислюють за формулою:

$$m_T = m_0 \cdot \left(\frac{1}{2} \right)^{\frac{T}{T_{1/2}}},$$

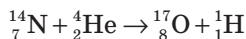
де m_0 — початкова маса речовини;

T — час розпаду;

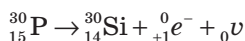
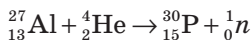
$T_{1/2}$ — період напіврозпаду.

Стійкі (стабільні) атоми можна перетворити на атоми радіоактивні шляхом бомбардування їх частинками, що рухаються з високими швидкостями. У цьому випадку виникає явище **штучної радіоактивності**^{1.4.5}.

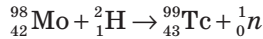
1.4.5. Першою ядерною реакцією, проведеною в лабораторних умовах (1919 р., Е. Резерфорд зі співробітниками), було перетворення:



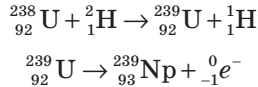
У цьому випадку ядро ${}^{17}_8\text{O}$ стійке, але в інших випадках можуть бути утворені нестійкі ядра й тоді виникає штучна радіоактивність (1933 р., І. Кюрі й Ф. Жоліо-Кюрі):



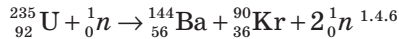
У 1937 р. уперше саме так було одержано новий елемент Технецій:



У 1940 р. було одержано перший трансурановий елемент Не-птуній:



У 1939 р. німецькі вчені О. Ган і Л. Мейтнер виявили новий вид ядерних перетворень — **поділ ядер**:



1.4.6. Як видно з рівняння, водночас із новими ядрами утворюються два нейтрони, що називаються вторинними нейтронами. Поява вторинних нейтронів приводить до розвитку ланцюгової реакції.

Приклади розв'язання задач

1. Складіть рівняння α -розпаду ${}^{238}\text{U}$ і β -перетворення продукту розпаду.

Розв'язання

Запишемо рівняння ядерних реакцій:



2. Було встановлено, що 1 г металевого Радію-226 випромінює $3,70 \cdot 10^{10}$ альфа-частинок на секунду. Обчисліть період напіврозпаду цього нукліда.

Розв'язання

Обчислимо кількість атомів ${}^{226}\text{Ra}$ в 1 г радію:

$$N({}^{226}\text{Ra}) = n \cdot N_A = \frac{1}{226} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 2,66 \cdot 10^{21}.$$

Знаючи загальну кількість атомів Радію та кількість атомів, що зазнали розпаду, обчислимо константу радіоактивності Радію-266:

$$\lambda = \frac{3,70 \cdot 10^{10}}{2,66 \cdot 10^{21}} = 1,39 \cdot 10^{-11}.$$

Оскільки період напіврозпаду й константа радіоактивності пов'язані між собою співвідношенням $\lambda \cdot T_{1/2} = 0,693$, обчислимо невідому величину:

$$T_{1/2} = \frac{0,693}{1,39 \cdot 10^{-11}} \approx 5 \cdot 10^{10} \text{ с} = 1\,600 \text{ років.}$$

34. З допомогою ядерних реакцій було одержано ізотоп масою 2 г з періодом напіврозпаду 12 год. Яка маса цього ізотопу залишиться через:

- а) добу; б) тиждень?

35. Період напіврозпаду Торію-232, що випромінює *альфа*-частинки, дорівнює $1,4 \cdot 10^{10}$ років. Обчисліть середнє число *альфа*-частинок, що випромінює 1 г цього ізотопу за 1 с за період його напіврозпаду.

36. Визначте вік шматка старого дерева, інтенсивність радіоактивного випромінювання ізотопу ^{14}C ($T_{1/2} = 5700$ років) якого в десять разів менша, ніж у такого самого шматка живого дерева того ж виду.

37. У деякому зразку води співвідношення числа атомів Тритію та Протію становить $1 : 1 \cdot 10^{19}$. Виходячи з того, що період напіврозпаду Тритію дорівнює 12,25 року, обчисліть число атомів Тритію в 9 г цієї води через 49 років.

1.5. Хімічний елемент є сумішшю нуклідів з однаковим значенням Z (ізоотопів). У хімічному відношенні відмінностей між ними практично немає^{1.5.1}, але кількість нейтронів (N) і атомна маса (A) у них різні, а отже, відносна атомна маса елемента має враховувати цей аспект^{1.5.2}. Різні табличні дані про атомні маси елементів мають різний ступінь точності й подеколи зазнають змін, що пов'язано з уточненнями в ізотопному складі для різних елементів^{1.5.3}.

1.5.1. В ізотопів Гідрогену ^1H (Протій), ^2H (Дейтерій — D) і ^3H (Тритій — T) різниця в масах настільки велика, що це позначається не лише на фізичних, але й на деяких хімічних властивостях. Наприклад: точка замерзання важкої дейтерієвої води D_2O дорівнює $+3,8^\circ\text{C}$, точка кипіння — $101,4^\circ\text{C}$, а густина за температури 20°C — $1,1059$ г/мл. Важка вода не підтримує життя тварин і рослин.

1.5.2. Атомна маса елемента є середньою алгебраїчною величиною від атомних мас (масових чисел) нуклідів цього елемента:

$$A(\text{E}) = A(^X\text{E}) \cdot \varphi(X) + A(^Y\text{E}) \cdot \varphi(Y) + A(^Z\text{E}) \cdot \varphi(Z) + \dots,$$

де $A(^X\text{E})$ — атомна маса нукліда;

$\varphi(X)$ — молярна частка (її ще називають атомною часткою) нукліда (у міст нукліда в природі).

1.5.3. Достатньо порівняти ряд величин: $A_r(\text{Ba}) = 137,34$; $A_r(\text{Mg}) = 24,305$; $A_r(\text{N}) = 14,0067$; $A_r(\text{F}) = 18,998403$. У тому випадку, якщо атомну масу наведено в дужках, ідеться про елемент, який не має стабільних ізотопів, і в таблиці вказується атомна маса

найбільш стійкого з них. Наприклад: елемент Астат має 24 ізотопи з відносними атомними масами від 196 до 219, але в таблиці зазначено масу [210], тому що саме ^{210}At живе довше за інших, період його напіврозпаду становить 8,3 години.

Приклади розв'язання задач

1. Природне срібло складається з двох нуклідів: ^{107}Ag і ^{109}Ag . Відносна атомна маса Аргентуму становить 107,8682. Скільки грамів кожного з нуклідів міститься у 2,5 моль ляпису (AgNO_3)?

Розв'язання

Виразимо молярну частку нукліда ^{107}Ag через x , а молярну частку нукліда ^{109}Ag — через $(1-x)$. Тоді величину відносної атомної маси Аргентуму можна виразити так:

$$107,8682 = 107x + 109(1-x),$$

$$\text{звідки } x = 0,5659.$$

Молярна частка нукліда ^{107}Ag становить 56,59 %, а нукліда ^{109}Ag — 43,41 %.

У 2,5 моль ляпису міститься 2,5 моль Аргентуму, з яких $2,5 \cdot 0,57 = 1,425$ моль (152 г) припадає на ^{107}Ag , а $2,5 \cdot 0,43 = 1,075$ моль (117 г) — на ^{109}Ag .

Задачі для самостійного розв'язання

38. Природний магній складається з трьох нуклідів: ^{24}Mg , ^{25}Mg і третього нукліда з невідомою атомною масою. Масові частки перших двох нуклідів відповідно становлять 78,7 % і 10,1 %. Обчисліть відносну атомну масу третього нукліда, якщо атомна маса природного магнію становить 24,305.

39. Відомо, що 44,009 г CO_2 звичайного нуклідного складу містять $6,622 \cdot 10^{21}$ атомів нукліда ^{13}C . Виходячи з наведених даних, обчисліть молярну (%) і масову (%) частки нукліда ^{13}C .

40. Атомна маса природного Броду становить 79,904. Обчисліть молярне співвідношення між нуклідами ^{79}Br і ^{81}Br у природі.

Розділ 2. ЕЛЕКТРОННА БУДОВА АТОМІВ ЕЛЕМЕНТІВ

2.1. Атом складається з ядра й електронної оболонки.

Електронна оболонка — це сукупність усіх електронів у певному атомі. Хімічні властивості елементів визначаються будовою електронної оболонки атомів.

2.2. Електрон має двоїсту природу, тобто є одночасно і частинкою, і хвилею^{2.2.1}. Частина атомного простору, у якому ймовірність перебування певного електрона є найбільшою (~90 %), називається атомної орбітальною. Кожен електрон в атомі займає певну орбіталь і утворює електронну хмару, що є сукупністю різних положень електрона, який швидко рухається. Для характеристики електронів та орбіталей використовуються квантові^{2.2.2} числа.

2.2.1. Хвильову природу електрона встановив у 1924 р. французький фізик Луї де Бройль. Рівняння, що визначає довжину хвилі електрона, має вигляд: $\lambda = \frac{h}{mv}$, де λ — довжина хвилі електрона; h — стала Планка ($h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж·с); m — маса електрона; v — швидкість руху електрона. У 1927 р. німецький фізик Вернер Гейзенберг відкрив **принцип невизначеності**, відповідно до якого через корпускулярно-хвильову подвійність матерії неможливо одночасно точно визначити положення частинки та її швидкість. Простіше кажучи, чим точніше ми описуємо хвильові характеристики речовини, тим менш точно ми описуємо її корпускулярні характеристики, і навпаки.

2.2.2. Квант (від лат. «скільки»; «як багато») — одне з ключових понять сучасної фізики. Поняття було введено німецьким фізиком Максом Планком (справжнє ім'я — Карл Еміль Людвіг), коли він зробив припущення (надалі підтверджене), що енергія поширюється, передається, поглинається й випускається не безперервно, а окремими порціями — квантами. Енергія кванта (E) залежить від частоти випромінювання (ν) і сталої Планка (h): $E = \nu \cdot h$.

2.2.2. Квант (від лат. «скільки»; «як багато») — одне з ключових понять сучасної фізики. Поняття було введено німецьким фізиком Максом Планком (справжнє ім'я — Карл Еміль Людвіг), коли він зробив припущення (надалі підтверджене), що енергія поширюється, передається, поглинається й випускається не безперервно, а окремими порціями — квантами. Енергія кванта (E) залежить від частоти випромінювання (ν) і сталої Планка (h): $E = \nu \cdot h$.

Приклади розв'язання задач

1. Нижче наведено довжини хвиль (m) різних видів випромінювання:

Радіохвилі	$10^3 - 10^{-3}$
Інфрачервоні промені	$10^{-3} - 7,6 \cdot 10^{-7}$

Видиме світло	$7,6 \cdot 10^{-7} — 3,8 \cdot 10^{-7}$
Ультрафіолетові промені	$3,8 \cdot 10^{-7} — 10^{-8}$
Рентгенівські промені	$10^{-8} — 10^{-11}$
Гамма-випромінювання	$10^{-11} — 10^{-14}$

Укажіть вид випромінювання, джерелом якого буде молекула водню, що рухається зі швидкістю 1500 м/с.

Розв'язання

Підставимо дані в рівняння де Бройля й обчислимо довжину хвилі молекули водню:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34}}{1500 \cdot 3,345 \cdot 10^{-27}} = 1,321 \cdot 10^{-10} \text{ (м)}.$$

Отже, випромінювання молекули водню перебуватиме в спектрі рентгенівського випромінювання.

Задачі для самостійного розв'язання

41. Обчисліть довжину хвилі де Бройля, що відповідає електрону, який рухається зі швидкістю $6 \cdot 10^6$ м/с.

42. Об'єднайте співвідношення $E = mc^2$ і $E = h\nu$ (E — енергія кванта випромінювання; m — маса частинки; h — стала Планка; c — швидкість світла, $3 \cdot 10^8$ м/с; ν — частота коливань випромінювань) і, з огляду на те що $c = \lambda\nu$ (λ — довжина хвилі), виведіть рівняння де Бройля, що пов'язує довжину хвилі випромінювання з масою.

43. Випромінювання з різною довжиною хвилі сприймається оком у вигляді різних кольорів. Кольори й відповідні довжини (нм) спектра видимого сонячного світла наведено нижче:

Червоний	$(7,60 - 6,20) \cdot 10^2$	Зелений	$(5,50 - 5,10) \cdot 10^2$
Жовтогарячий	$(6,20 - 5,85) \cdot 10^2$	Блакитний	$(5,10 - 4,80) \cdot 10^2$
Жовтий	$(5,85 - 5,75) \cdot 10^2$	Синій	$(4,80 - 4,60) \cdot 10^2$
Жовто-зелений	$(5,75 - 5,50) \cdot 10^2$	Фіолетовий	$(4,60 - 3,80) \cdot 10^2$

Якою є величина кванта енергії, що має частоту $6 \cdot 10^{14}$ с⁻¹? Чи сприйматиметься це випромінювання людським оком у вигляді певного кольору? Якого саме?

2.3. Енергія й розмір орбіталі й електронної хмари характеризуються **головним квантовим числом** $n^{2.3.1}$. Орбіталі з однаковим n становлять в атомі певний **енергетичний рівень**: $n = 1$ — K -рівень; $n = 2$ — L -рівень; $n = 3$ — M -рівень; $n = 4$ — N -рівень і т. д.

2.3.1. У 1913 р. датський фізик Н. Бор увів в опис атома уявлення про дискретні енергетичні стани електрона в атомі. Відповідно до постулатів Бора: а) електрон може обертатися навколо ядра лише за визначеними стаціонарними орбітами, і при цьому його енергія залишається постійною; б) поглинання кванта енергії переводить електрон на більш віддалену від ядра орбіту (такий же квант енергії виділяється під час зворотного перескоку електрона); в) головне квантове число n визначає номер орбіти, на якій перебуває електрон. Бор обчислив радіус стаціонарних орбіт і швидкість руху по них електрона:

$$r_n = \frac{h^2 \cdot n^2}{4\pi^2 \cdot m \cdot e^2} \quad \text{і} \quad v = \frac{2\pi \cdot e^2}{h \cdot n}.$$

Друге, **побічне (орбітальне), квантове число** (l) визначає просторову форму орбіталі. Побічне квантове число набуває значень від 0 до $(n-1)$ і має такі буквені позначення^{2.3.2}: $l = 0$ — s -орбіталь; $l = 1$ — p -орбіталь; $l = 2$ — d -орбіталь; $l = 3$ — f -орбіталь.

2.3.2. Буквені позначення орбіталей походять від початкових літер прикметників, якими користувалися наприкінці XIX ст. спектроскопісти: s (sharp) — різкий; p (principal) — головний; d (diffuse) — дифузійний; f (fundamental) — фундаментальний.

Ділянки певного енергетичного рівня, у яких розташовуються орбіталі з певними значеннями l , називаються **енергетичними підрівнями**.

Третє, **магнітне, квантове число** (m_l) описує орієнтацію орбіталі в просторі й може набувати значень від $(-l)$ до $(+l)$:

$$\text{за } l = 0 \quad m_l = 0;$$

$$\text{за } l = 1 \quad m_l = -1, 0, +1;$$

$$\text{за } l = 2 \quad m_l = -2, -1, 0, +1, +2;$$

$$\text{за } l = 3 \quad m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3.$$

Четверте, **магнітне спінове, квантове число** (m_s) відбиває здатність електрона обертатися навколо власної осі й набуває значень $+\frac{1}{2}$ і $-\frac{1}{2}$ для кожного зі значень $m^{2.3.3}$.

2.3.3. У 1925 р. голландські фізики Г. Е. Уленбек і С. А. Гудсміт відкрили, що електрон має властивості, які відповідають наявності в нього спіну: електрон можна уявити собі таким, що обертається навколо своєї осі. Величина спіну (момент кількості руху) однакова для всіх електронів, але напрямок обертання може змінюватися.

Оскільки електрон має заряд, під час його руху виникає магнітне поле. Електрон, що обертається, можна уявити собі як дуже дрібний магніт, який може орієнтуватися в магнітному полі в одному чи іншому напрямку.

Приклади розв'язання задач

1. Для яких атомних орбіталей сума $n + l = 8$? Укажіть елементи, атоми яких мають зазначену суму квантових чисел.

Розв'язання

Перелічимо значення квантових чисел, що відповідають умові завдання:

- $n = 1; l = 7$ — ні: для першої орбіти можливо лише одне значення $l = 0$;
- $n = 2; l = 6$ — ні: для другої орбіти можливі значення l від 0 до 1;
- $n = 3; l = 5$ — ні: для третьої орбіти можливі значення l від 0 до 2;
- $n = 4; l = 4$ — ні: для четвертої орбіти можливі значення l від 0 до 3;
- $n = 5; l = 3$ — так: для п'ятої орбіти можливе значення $l = 3$ ($5f$ -елементи — актиноїди);
- $n = 6; l = 2$ — так: для шостої орбіти можливе значення $l = 2$ ($6d$ -елементи — Ас + елементи VII періоду, побічної підгрупи);
- $n = 7; l = 1$ — ні: для сьомої орбіти можливі значення $l = 1$, однак існування $7p$ -елементів поки що остаточно не підтверджено;
- $n = 8; l = 0$ — ні (існування елементів, атоми яких мають вісім орбіт, експериментально не підтверджено).

Задачі для самостійного розв'язання

44. З допомогою квантових чисел розрахуйте:

- а) кількість підрівнів, що можуть перебувати на четвертому енергетичному рівні;
- б) кількість d -орбіталей, що може існувати на другому рівні;
- в) кількість f -орбіталей, можливу на п'ятому рівні.

2.4. Заповнення атомних орбіталей визначається певними закономірностями.

Принцип найменшої енергії: послідовність розміщення електронів на рівнях і підрівнях атома відповідає найменшій енергії електрона й атома.

Правило Клечковського: заповнення підрівнів відбувається в послідовності збільшення суми головного й побічного квантових

чисел, причому за однакового значення цієї суми заповнення під-рівнів відбувається в напрямі збільшення n або зменшення l ^{2.4.1}.

2.4.1. Послідовність енергетичних станів у порядку зростання енергії орбіталей можна представити у вигляді такого ряду:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \approx 3d < 4p < 5s \approx 4d < 5p < 6s \approx 5d \approx 4f < 6p < 7s \approx 6d \approx 5f < 7p.$$

Принцип Паулі: в атомі не може існувати двох електронів з однаковим значенням усіх чотирьох квантових чисел^{2.4.2}.

2.4.2. Фізичний зміст цього правила полягає в тому, що в одній і тій самій точці простору можуть перебувати лише два електрони з протилежними спінами. Такі електрони називаються спареними.

Правило Хунда: у межах певного підрівня атома електрони заповнюють максимальну кількість орбіталей^{2.4.3}.

2.4.3. Більш точно правило формулюється так: стійкому стану атома відповідає такий розподіл електронів у рамках енергетичного підрівня, за якого абсолютне значення сумарного спіну атома є максимальним. Так, з двох (a і b) можливих станів зовнішніх електронів у атомі Нітрогену найбільш стійким буде перший (a). Дійсно, сума спінів для положення (a) дорівнюватиме:

$$\left(+\frac{1}{2}\right) + \left(+\frac{1}{2}\right) + \left(+\frac{1}{2}\right) = +\frac{3}{2}$$

і втричі перебільшуватиме суму спінів для положення (b):

$$\left(+\frac{1}{2}\right) + \left(-\frac{1}{2}\right) + \left(+\frac{1}{2}\right) = +\frac{1}{2}.$$



Отже, електронну будову атома можна представити так:

Оболонка	Енергетичний рівень	Енергетичний підрівень	Орбіталь	Магнітне квантове число (m_l)	Сумарне число орбіталей (n^2)	Граничне число електронів на енергетичних підрівнях	Граничне число електронів на енергетичних рівнях ($2n^2$)
K	1	0	s	0	1	2	2
L	2	0	s	0	1	2	
		1	p	-1, 0, +1	3	6	8

Оболонка	Енергетичний рівень	Енергетичний підрівень	Орбіталь	Магнітне квантове число (m_l)	Сумарне число орбіталей (n^2)	Граничне число електронів на енергетичних підрівнях	Граничне число електронів на енергетичних рівнях ($2n^2$)
M	3	0	s	0	1	2	
		1	p	-1, 0, +1	3	6	
		2	d	-2, -1, 0, +1, +2	5	10	18
N	4	0	s	0	1	2	
		1	p	-1, 0, +1	3	6	
		2	d	-2, -1, 0, +1, +2	5	10	
		3	f	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7	14	32

Приклади розв'язання задач

1. Укажіть значення квантових чисел «останнього електрона» атома Fe.

Розв'язання

Електронна формула Fe має вигляд: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$. «Останній електрон» перебуває на третьому рівні ($n = 3$), на d -підрівні ($l = 2$). Загалом d -підрівень має п'ять орбіталей (-2, -1, 0, +1, +2), і, відповідно до правила Хунда, перші п'ять електронів займуть ці орбіталі. Отже, шостий d -електрон розміститься на орбіталі з $m_l = -2$ і матиме спін, протилежний спіну того електрона, що вже міститься на цій самій орбіталі:

$$m_s = -\frac{1}{2}.$$

2. Уявіть собі світ, де в атомів на одній електронній орбіталі може міститися лише один електрон. Побудуйте періодичну таблицю елементів (до IV періоду) для цього світу. Напишіть формули деяких речовин цього світу.

Розв'язання

Очевидно, що за зазначених умов кількість елементів у кожному з періодів зменшиться удвічі (n^2):

в разі збудження спарені електрони з $2s$ -орбіталі роз'єднуються й один з них переходить на вільну $2p$ -орбіталь: $1s^2 2s^2 2p^2$ (два неспарені електрони) $\rightarrow 1s^2 2s^1 2p^3$ (чотири неспарені електрони); в атома Сульфуру внаслідок збудження починає заповнюватися вакантна $3d$ -орбіталь: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ (два неспарені електрони) $\rightarrow [\text{Ne}] 3s^2 3p^3 3d^1$ (чотири неспарені електрони) $\rightarrow [\text{Ne}] 3s^1 3p^3 3d^2$ (шість неспарених електронів); в атома Купруму в стані збудження електрон з $3d$ -орбіталі переміщується на $4p$ -орбіталь: $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$ (один неспарений електрон) $\rightarrow [\text{Ar}] 3d^9 4s^1 4p^1$ (три неспарені електрони). В останньому випадку спостерігається перехід електронів з одного енергетичного рівня на інший, але (див. правило К्लечковського) у межах близьких за енергоємністю підрівнів ($3d \approx 4p$). Значно більших витрат енергії вимагає перехід з одного енергетичного рівня на інший у разі значної відмінності в їх енергоємності. Наприклад, у разі збудження Оксигену: $1s^2 2s^2 2p^4$ (два неспарені електрони) $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3 3s^1$ (чотири неспарені електрони), потрібно настільки значне «вкладення» енергії, що його не можна компенсувати утворенням додаткової кількості хімічних зв'язків (див. п. 3.1).

Приклади розв'язання задач

1. Обчисліть у джоулях і електронвольтах енергію збудження електрона в атомі Кальцію, якщо пари кальцію поглинають фотони з довжиною хвилі $6,573 \cdot 10^{-7}$ м.

Розв'язання

Виходячи з двох формул, що описують стан фотона ($\lambda = \frac{h}{m \cdot c}$ і $E = m \cdot c^2$), енергію фотона можна виразити через довжину його хвилі: $E = \frac{h \cdot c}{\lambda} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ м} \cdot \text{с}^{-1}}{6,537 \cdot 10^{-7} \text{ м}} = 3,041 \cdot 10^{-19} \text{ Дж}$, що відповідає $\frac{3,041 \cdot 10^{-19} \text{ Дж}}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ Дж}} = 1,898 \text{ еВ}$.

2. Наведіть електронні конфігурації незбуджених атомів та йонів:

а) F і F⁻;

б) Ba і Ba²⁺;

в) O, O⁺ і O²⁻;

г) Fe і Fe³⁺;

д) Hf і Hf⁴⁺.

Розв'язання

а) F — $1s^2 2s^2 2p^5$, і на один електрон більше в йона F⁻ — $1s^2 2s^2 2p^6$;

2.6.4. Знак і чисельне значення спорідненості щодо електрона ($E_{\text{спорід}}$) залежить від тих самих особливостей електронної будови атома, що визначають енергію йонізації: чим більша кількість зовнішніх електронів і чим менший його радіус, тим вища F .

2.6.5. Атом Хлору — $\text{Cl}^0_{+17})_2)_8)_7$ — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, — приєднавши електрон, перетворюється на частинку з надлишковим негативним зарядом — $\text{Cl}^-_{+17})_2)_8)_8$ — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ — хлор-аніон.

Обидві характеристики є кількісними й можуть бути визначені експериментально. Водночас значно частіше нас цікавитиме питання про відносну здатність атома того чи іншого елемента притягувати електрони — **електронегативність**^{2.6.6}. Ця характеристика не є величиною постійною і залежить від багатьох факторів (валентний стан елемента, тип сполуки та ін.).

2.6.6. Існує кілька варіантів шкали відносної електронегативності елементів. Найбільшого поширення набула історично перша з них, запропонована американським хіміком Л. Полінгом.

Приклади розв'язання задач

1. У наведеній нижче таблиці дано значення енергії відриву першого (I_1), другого (I_2) і третього (I_3) електронів від атомів елементів А, Б, В, Г і Д. Відомо, що серед цих елементів — Натрій, Барій, Алюміній, Хлор і Аргон. Розшифруйте буквені позначення елементів і поясніть свій вибір.

	I_1	I_2	I_3
А	700	1 200	1 650
Б	1 200	2 200	3 700
В	1 600	2 800	4 100
Г	500	4 600	7 000
Д	550	1 000	5 200

Розв'язання

З п'яти елементів (Na, Ba, Al, Cl, Ar) лише Аргон має завершений зовнішній енергетичний рівень, а отже, для відриву електрона від цього атома знадобиться найбільша енергія: В — Ar. Трохи меншу енергію йонізації за першим електроном матиме Хлор: Б — Cl. Щодо решти елементів однозначної впевненості немає. Зате можна припустити, що для атома Алюмінію енергія йонізації кожного наступного електрона хоча й буде зростати, але досить плавно (А — Al), у той час як I_1 для Натрію буде набагато меншою, ніж I_2

(другий електрон доведеться відривати від частинки — Na^+ — із завершеним зовнішнім електронним рівнем): Γ — Na . Для Барію різкий стрибок енергії йонізації, з тієї ж причини, відбудеться після втрати другого електрона ($I_3 \square I_2$): Δ — Ba .

Задачі для самостійного розв'язання

50. Енергія відриву електрона від атома Цезію становить 1,9 еВ. Обчисліть максимальну довжину хвилі світла, здатну вибити електрон з поверхні Цезію? До якої частини спектра належить таке світло?

51. Для елемента X дано енергії йонізації (кДж/моль):

I_1	I_2	I_3	I_4	I_5	I_6
1 402	2 856	4 578	7 475	9 445	53 266

Укажіть, у якій саме групі періодичної таблиці міститься X.

52. Напишіть електронні формули йонів: Al^{3+} , Se^{2-} , Cl^- .

53. Перша і друга енергії йонізації атомів (F, O і N) відповідно дорівнюють (еВ): 13,62; 14,53; 17,42 і 29,60; 34,99; 35,12. Укажіть енергії йонізації для кожного з елементів і обґрунтуйте свій вибір.

2.7. Розміри атомів та йонів визначаються розмірами електронної оболонки. Оскільки через хвильовий характер електронів оболонка не має чітко визначених меж, за радіус атома (йона) береться теоретично розраховане положення головного максимуму густини зовнішніх електронних хмар. Це і є **орбітальний радіус атома (йона)**.

Атомний радіус зростає внаслідок збільшення головного квантового числа n , але середній радіус для кожного енергетичного рівня в різних атомах неоднаковий, тому що залежить від **ефективного заряду ядра**^{2.7.1–2.7.2}.

2.7.1. Під ефективним зарядом ядра $Z_{\text{еф}}$ розуміють гаданий заряд, що впливає на розглянутий електрон. Величина $Z_{\text{еф}}$ завжди менша, ніж істинний заряд ядра Z , тому що кожен зовнішній електрон частково екранується від впливу ядра внутрішніми електронами. Для зовнішніх же електронів ступінь екранування істинного заряду ядра іншими електронами цього ж атома або йона можна охарактеризувати з допомогою **сталого екранування** S . Отже: $Z_{\text{еф}} = Z - S$.

2.7.2. Існують такі правила визначення S :

- 1) Електрони на більш високих енергетичних рівнях не роблять внеску в екранування.

- 2) Кожен електрон, що перебуває на тому самому енергетичному рівні, робить внесок у 0,35 у сталу екранування.
- 3) Кожен електрон на попередньому енергетичному рівні робить внесок у 0,85 (внесок d - і f -електронів оцінюється в 1,00).
- 4) Внески електронів на більш глибоких енергетичних рівнях оцінюються в 1,00. Наприклад: для останнього електрона К: $[\text{Ar}] 3d^5 4s^2$: $Z_{\text{еф}} = 19 - (8 \cdot 0,85) - (10 \cdot 1,00) = +2,20$; для Cs: $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^1 6s^2$: $Z_{\text{еф}} = 55 - (8 \cdot 0,85) - (46 \cdot 1,00) = +2,20$.

Залежність радіусів атомів та йонів від протонного числа елементів має періодичний характер. У періодах радіуси в міру збільшення заряду ядра зменшуються, а в підгрупах — збільшуються.

2.8. У періодичній таблиці хімічних елементів Д. І. Менделєєва (ПТХЕ) елементи розташовані в порядку зростання їх протонного числа^{2.8.1}.

2.8.1. У ПТХЕ Д. І. Менделєєва елементи розташовувалися в порядку збільшення їх атомної маси. У 1913 р. англійський фізик Г. Мозлі встановив, що порядковий номер елемента в ПТХЕ відповідає заряду ядра атома цього елемента.

Номер періоду відповідає кількості енергетичних рівнів в атомів періоду, тому кількість елементів у періоді може бути різною, відповідно до характеру заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів (див. 2.4.1.)^{2.8.2-2.8.3}.

2.8.2. I період: $1s^1 - 1s^2$ (2 елементи); II період: $2s^1 - 2s^2 2p^6$ (8 елементів); III період: $3s^1 - 3s^2 3p^6$ (8 елементів); IV період: $4s^1 - 3d^{10} 4s^2 4p^6$ (18 елементів); V період: $5s^1 - 4d^{10} 5s^2 5p^6$ (18 елементів); VI період: $6s^1 - 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$ (32 елементи); VII період: $7s^1 - 5f^{14} 6d^{10} 7s^2 7p^6$ (має бути 32 елементи).

2.8.3. Для деяких d - і f -елементів заповнення електронами орбіт здійснюється з порушенням правила Клечковського. Це стосується тих із них, у яких до половинного (5 для d - і 7 для f -елементів) або повного (10 для d - або 14 для f -елементів) заповнення підрівня не вистачає одного-двох електронів. Наприклад, в атома Хрому замість $[\text{Ar}] 3d^4 4s^2$ -конфігурації спостерігається перескок s -електрона на d -підрівень: $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$, а в Америцію замість конфігурації $[\text{Rn}] 5f^6 6d^1 7s^2$ виникає конфігурація $[\text{Rn}] 5f^7 6d^0 7s^2$. Усі подібні випадки запроголошено в спеціальних таблицях.

Вертикальні ряди елементів ПТХЕ мають назву «група». У стислій формі ПТХЕ групи складаються з двох підгруп — головної (вона об'єднує лише s - і p -елементи) та побічної (d -елементи).

Елементи, у яких електронами заповнюється f -підрівень, виділені окремо (лантаноїди й актиноїди)^{2.8.4}.

2.8.4. Наразі налічується близько 400 варіантів ПТХЕ. Деякі з них мають спіральну форму або розташовані на поверхні конуса, циліндра, куба, піраміди. Хоча тривимірні форми ПТХЕ дозволяють отримувати з неї трохи більше інформації, користуватися ними на практиці набагато складніше. Найбільш популярними на сьогодні є коротка й довга форми ПТХЕ.

Приклади розв'язання задач

1. Поясніть, чому Гідроген розташовують або в I, або в VII групі періодичної таблиці.

Розв'язання

На зовнішньому електронному шарі Гідрогену міститься один s -електрон, а отже, він, як і атоми лужних металів, може проявляти ступінь окиснення +1 і відновні властивості. Однак, енергія йонізації Гідрогену настільки велика, що навіть Флуор або Оксиген не утворюють з ним йонного зв'язку (на відміну від лужних металів).

Як і галогенам, атому Гідрогену не вистачає до завершення зовнішнього електронного шару одного електрона, і він може набувати ступінь окиснення -1 і проявляти окисні властивості. Подібно до галогенів, Гідроген утворює просту речовину складу E_2 .

Задачі для самостійного розв'язання

54. Наведіть обґрунтування того, що перший період ПТХЕ містить лише два елементи.

2.9. Зі зростанням порядкового номера (протонного числа) елементів у ПТХЕ спостерігаються характерні зміни в будові та властивостях атомів елементів. У періоді:

- 1) число електронних шарів не змінюється;
- 2) число електронів на зовнішньому (головна підгрупа) або передзовнішньому (побічна підгрупа) шарі збільшується;
- 3) радіус атомів зменшується;
- 4) енергія йонізації збільшується;
- 5) спорідненість щодо електрона збільшується;
- 6) електронегативність збільшується.

У головних підгрупах:

- 1) число електронних шарів атомів збільшується;
- 2) число електронів на зовнішньому шарі не змінюється;

- 3) радіус атомів збільшується;
- 4) енергія йонізації зменшується;
- 5) спорідненість щодо електрона зменшується;
- 6) електронегативність зменшується.

Розділ 3. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА МОЛЕКУЛ

3.1. Атоми елементів^{3.1.1} можуть узаємодіяти один з одним, утворюючи *молекулярні частинки* (до молекулярних частинок, крім молекул, належать також молекулярні йони, молекулярні радикали й молекулярні йони-радикали) — системи з найменшої сукупності атомних частинок, хімічно зв'язаних між собою в певному порядку. Утворення *хімічного зв'язку*^{3.1.2} у молекулі може відбуватися лише за умови, що новий енергетичний стан має нижчу повну енергію, ніж у вихідних атомів.

3.1.1. Виняток становлять лише атоми деяких інертних (благородних) газів: He, Ne, Ar.

3.1.2. На перших етапах формування атомно-молекулярного вчення вважалося, що атоми механічно з'єднуються між собою з допомогою гачків і петель. Потім виникла ідея, що зв'язок між атомами здійснюється силами всесвітнього тяжіння. На початку ХІХ ст. у працях Г. Деві та Й. Я. Берцеліуса було розроблено електрохімічну теорію, відповідно до якої в результаті взаємодії частинки набувають протилежних електричних зарядів, що й зумовлюють зв'язок (*див. йонний зв'язок*).

Хімічний зв'язок визначається низкою кількісних характеристик:

- *енергія зв'язку* — $E_{\text{зв}}$ (кДж/моль) — різниця енергій початкового та кінцевого станів системи^{3.1.3};

3.1.3. Експериментально зручніше обчислювати цю величину за кількістю енергії, яку буде витрачено на розрив зв'язку (енергія дисоціації), — $E_{\text{дис}}$. Знаючи енергію хімічних зв'язків у молекулі, можна судити про її реакційну здатність.

- *довжина зв'язку* — d (нм) — середня відстань між ядрами атомів, за якої сили притягання врівноважуються силами відштовхування й система має мінімальну енергію^{3.1.4};

3.1.4. Довжина й енергія зв'язку залежать як від радіуса атомів, що утворюють зв'язок, так і від кратності (кількість електронних пар, що зв'язують атоми). Чим менші радіуси атомів і вища кратність, тим менша довжина зв'язку й більша енергія зв'язку, і навпаки.

- *валентні кути* — кути між зв'язками в молекулі^{3.1.5}.

3.1.5. Якщо провести уявні прямі, що з'єднують ядра атомів (лінії зв'язку), то кути між цими прямими й будуть валентними кутами.

Приклади розв'язання задач

1. Для трьох речовин — H_2 , I_2 і HI — відомі їхні кількісні параметри, однак не відомо, якій з них вони належать:

$E_{\text{зв}}$, кДж/моль	150	436	295
d , нм	0,16	0,276	0,074

Установіть, якій з речовин властива кожна із зазначених характеристик.

Розв'язання

Очевидно, що атом Гідрогену, маючи найменший радіус, утворюватиме найменшу молекулу H_2 ($d = 0,074$ нм), а атом Йоду, з п'ятьма електронними шарами, утворить найбільшу молекулу I_2 ($d = 0,276$ нм). Тоді діаметр молекули йодоводню становитиме $0,16$ нм. Що ж до енергії зв'язку, то відомо, що, чим менша відстань між атомами в молекулі, тим важче розірвати зв'язок: $E_{\text{зв}}(\text{H}_2) = 436$ кДж/моль; $E_{\text{зв}}(\text{I}_2) = 150$ кДж/моль; $E_{\text{зв}}(\text{HI}) = 295$ кДж/моль.

2. Валентні кути в молекулах води й сірководню відповідно дорівнюють $104,5$ і 92° . Поясніть причини, з яких валентні кути речовин відрізняються один від одного.

Розв'язання

Скористаємося найпростішою схемою міркувань. Атоми Оксигену й Сульфору для утворення зв'язків використовують неспарені електрони двох p -орбіталей, кут між якими в атомі становить 90° . Деформація валентного кута відбувається за рахунок взаємного відштовхування однойменно заряджених атомів Гідрогену в молекулах. Оскільки Оксиген більш електронегативний, ніж Сульфур, то й полярність зв'язку $\text{O}-\text{H}$ у молекулі води виявиться вищою за полярність зв'язку $\text{S}-\text{H}$ у молекулі сірководню. Отже, величина однойменних зарядів H^+ у воді вища й сила відштовхування між ними сильніша.

3. Енергії зв'язків $\text{H}-\text{H}$, $\text{F}-\text{F}$ і $\text{H}-\text{F}$ відповідно дорівнюють: 436 , 153 і 563 кДж/моль. Скільки теплоти виділиться в результаті взаємодії водню з флуором, якщо їх узяти кількістю речовини 1 моль?

Розв'язання

Очевидно, що, для того щоб здійснити реакцію, доведеться витратити енергію на розрив зв'язків у молекулах водню та флуору, а саме: $436 + 153 = 589$ кДж/моль енергії. З отриманих у результаті 2 моль атомів Н і 2 моль атомів F утвориться 2 моль молекул Н–F, що забезпечить виділення $2 \cdot 536 = 1072$ кДж/моль. Загальним результатом реакції буде виділення $1072 - 589 = 483$ кДж енергії.

Задачі для самостійного розв'язання

55. Чому дорівнює $E_{\text{зв}}(\text{C}-\text{H})$, якщо повна енергія дисоціації метану — $E_{\text{дис}}(\text{CH}_4) = 1663$ кДж/моль?

56. Чи розкладатиметься йодоводень під дією ультрафіолетового випромінювання ($\lambda = 2 \cdot 10^7$ м), якщо $E_{\text{зв}}(\text{HI}) = 298,4$ кДж/моль? Підтвердьте свій висновок розрахунками.

57. Для трьох зв'язків — $\text{C}-\text{C}$, $\text{C}=\text{C}$ і $\text{C}\equiv\text{C}$ — відомо їхні кількісні параметри, однак не відомо, яким саме з них вони належать:

$E_{\text{зв}}$, кДж/моль	838	598	348
d , нм	0,120	0,154	0,135

Установіть відповідність між зазначеними зв'язками та властивими кожному з них характеристиками.

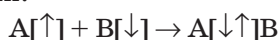
3.2. Теорія ковалентного зв'язку^{3.2.1-3.2.2} ґрунтується на положенні про особливу стійкість двох- і восьмиелектронних зовнішніх оболонок атомів.

3.2.1. Теорія була запропонована американським фізикохіміком Дж. Н. Льюїсом у 1916 р. і розвинена американським фізикохіміком І. Ленгмюром (Нобелівська премія 1932 р.).

3.2.2. Наразі для опису ковалентного зв'язку застосовуються два методи — метод валентних зв'язків і метод молекулярних орбіталей. У нижченаведеному тексті ковалентний зв'язок пояснюється відповідно до першого з них.

Хімічний зв'язок утворюється за рахунок перекривання електронних орбіталей зовнішньої електронної оболонки атомів. При цьому між атомами з'являється ділянка з підвищеною електронною густиною, що й зумовлює зв'язок між ядрами атомів. Принципово можливі два механізми утворення ковалентного зв'язку:

а) **обмінний механізм**, коли утворюють пару два електрони з протилежними спінами:



б) **донорно-акцепторний механізм**, у результаті якого загальною стає готова електронна пара одного атома (донор) за наявності вакантної й енергетично вигідної орбіталі іншого атома (акцептор):



У багатьох випадках кількість зв'язків, які утворює атом, перевищує кількість неспарених електронів цього атома. Це пояснюється переходом атома в збуджений стан^{3.2.3}, за якого відбувається розпадання електронних пар і електрони переходять на вільну й енергетично доступну орбіталь більш високого рівня.

3.2.3. Такий перехід вимагає витрат енергії й має бути компенсований у процесі утворення зв'язків. Для Гелію або Флуору, наприклад, збудження вимагає настільки великих енергетичних витрат, що вони не можуть бути компенсовані шляхом утворення хімічних зв'язків.

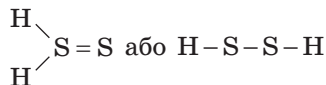
Приклади розв'язання задач

1. Поясніть, чому $E_{зв}$ у молекулі Cl_2 більша, ніж у молекулі F_2 , а далі в ряді $Cl_2 - Br_2 - I_2$ вона зменшується?

Розв'язання

Дійсно, якщо виходити з того, що, по-перше, у молекулах галогенів зв'язок утворюється за рахунок перекривання однієї електронної пари, а по-друге, зі збільшенням радіуса атомів збільшується довжина зв'язку та зменшується її міцність, у ряді $F_2 - Cl_2 - Br_2 - I_2$ енергія зв'язку мала б зменшуватися. Феномен хлору можна пояснити утворенням у молекулі додаткових зв'язків за донорно-акцепторним механізмом (неподілена електронна пара одного атома й $3d$ -орбіталь іншого).

2. Для молекули H_2S_2 можливі два варіанти будови молекули:



Яка з двох формул більш імовірна? Чому?

Розв'язання

Відповідно до першої формули, у молекулі наявні два різні за валентним станом атоми Сульфуру, причому один з них (валентність II) має ступінь окиснення 0 і перебуває в незбудженому стані, а другий атом Сульфуру (валентність IV) перебуває в першому збудженому стані та проявляє ступінь окиснення -2 . У другій молекулі

обидва атоми Сульфуру двовалентні, перебувають у незбудженому стані й мають ступінь окиснення -1 . Можна припустити, що ймовірність перебування в молекулі двох зв'язаних між собою атомів одного елемента в різному стані менша, ніж їх існування в однаково-му стані.

Задачі для самостійного розв'язання

58. Побудуйте льюїсові структури для молекул флуору, кисню й азоту та: а) укажіть число сполучних і неподілених пар електронів; б) розставте речовини в порядку зростання міцності зв'язків у молекулі; в) розставте речовини в порядку збільшення довжини зв'язків у молекулі.

59. Укажіть число валентних електронів атомів у молекулах H_2 , NH_3 , NH_4Cl , NO , CO і CO_2 . Побудуйте льюїсові структури для кожної з молекул.

60. Чи можливі донорна або акцепторна функції центрального атома в молекулах: BeF_2 , BF_3 , CF_4 , H_2O , PCl_5 ?

61. Запишіть електронні формули атомів Сульфуру та Хлору в сполучі $SOCl_2$.

62. Яка структура більше підходить для молекули: $S=C=O$ чи $C=S=O$? Чому?

3.3. Ковалентний зв'язок має три властивості: **насичуваність**^{3.3.1} (здатність атомів утворювати суворо визначену кількість зв'язків), **спрямованість**^{3.3.2} (перекривання електронних орбіталей можливе лише за їх певної взаємної орієнтації) і здатність до **поляризації**^{3.3.3} (здатність зв'язку під дією зовнішнього електричного поля ставати полярним або більш полярним).

3.3.1. Сумарна здатність атома утворювати ковалентні зв'язки — валентність — зумовлюється: а) числом одноелектронних хмар (обмінний механізм); б) числом двоелектронних хмар (донор); в) числом вільних орбіталей (акцептор).

3.3.2. Напрявленість зв'язку є результатом прагнення атома до утворення найбільш міцного зв'язку за рахунок досягнення найбільшої електронної густини між ядрами. Залежно від способу перекривання електронних хмарин розрізняють σ -, π - і δ -зв'язки. s -електрони здатні брати участь в утворенні лише σ -зв'язку; p -електрони можуть забезпечувати й σ - і π -зв'язування, а d -електрони — і σ -, і π -, і δ -зв'язування.

Оскільки електронні хмари спрямовані в просторі, то й хімічні зв'язки матимуть просторову направленість.

3.3.3. Ковалентний зв'язок може бути неполярним і полярним. В останньому випадку виникає система (**диполь**) з двох різних за величиною, але протилежних за знаком зарядів (δ^+ і δ^-), відстань між якими називають **довжиною диполя** — l . Ступінь полярності такого зв'язку визначається величиною **електричного моменту диполя** — μ , що дорівнює добутку абсолютного заряду на довжину диполя: $\mu = g \cdot l$. Величина моменту диполя вимірюється в дебаях ($D = 3,34 \cdot 10^{-30}$ Кл · м). Моменти диполів — величини векторні, тобто характеризуються спрямованістю.

Якщо частинка речовини потрапляє в електричне поле (роль зовнішнього електричного поля можуть відігравати заряджені частинки, що входять до складу речовини), відбувається поляризація — зміцнення центрів ваги позитивних і негативних зарядів. Чим більший заряд зарядженої частинки (йона) і менший її радіус, тим більша його поляризувальна дія і менша власна здатність поляризуватися.

Приклади розв'язання задач

1. Обчисліть кількість σ - і π -зв'язків у молекулах речовин: SF_6 , SiCl_4 , SO_2 , POCl_3 , C_2H_6 , C_2H_4 , C_2H_2 , COCl_2 , SO_2Cl_2 .

Розв'язання

SF_6 — шість валентних електронів Сульфуру забезпечують утворення шести спільних електронних пар з атомами Флуору: шість σ -зв'язків;

SiCl_4 — чотири валентні електрони Силіцію забезпечують утворення чотирьох спільних електронних пар з атомами Хлору: чотири σ -зв'язки;

SO_2 — чотири валентні електрони Сульфуру забезпечують утворення двох зв'язків з кожним з атомів Оксигену, тільки один з яких може бути σ -зв'язком: два σ - і два π -зв'язки;

POCl_3 — п'ять валентних електронів Фосфору забезпечують утворення трьох спільних електронних пар з атомами Хлору та двох зв'язків з Оксигеном, лише один з яких може бути σ -зв'язком: чотири σ - й один π -зв'язок;

C_2H_6 — з чотирьох валентних електронів Карбону один бере участь в утворенні зв'язку C–C, а решта три — в утворенні трьох електронних пар із трьома атомами Гідрогену: сім σ -зв'язків;

C_2H_4 — з чотирьох валентних електронів Карбону два витрачаються на утворення двох електронних пар із двома атомами Гідрогену, а інші два — на утворення двох зв'язків C=C, лише один з яких може бути σ -зв'язком: п'ять σ -зв'язків і один π -зв'язок;

C_2H_2 — з чотирьох валентних електронів Карбону один бере участь в утворенні однієї електронної пари з атомом Гідрогену, а інші три — в утворенні трьох зв'язків $C \equiv C$, лише один з яких може бути σ -зв'язком: три σ -зв'язки та два π -зв'язки;

$COCl_2$ — з чотирьох валентних електронів Карбону два використовуються на утворення двох електронних пар із двома атомами Хлору, а інші два — на утворення двох зв'язків $C = O$, лише один з яких може бути σ -зв'язком: три σ -зв'язки й один π -зв'язок;

SO_2Cl_2 — із шести валентних електронів Сульфуру два беруть участь в утворенні двох електронних пар із двома атомами Хлору, а інші чотири — в утворенні чотирьох зв'язків $O = S = O$, лише два з яких можуть бути σ -зв'язком: чотири σ -зв'язки та два π -зв'язки.

2. Величина дипольного моменту молекули флуороводню дорівнює 1,91 D. Обчисліть ефективні заряди на атомах Гідрогену та Флуору, якщо відомо, що довжина зв'язку в молекулі становить 0,092 нм.

Розв'язання

Величина дипольного моменту становить:

$$1,91 \cdot 3,34 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м} = 6,38 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}.$$

Абсолютна величина заряду кожного з атомів становитиме:

$$q = \frac{\mu}{l} = \frac{6,38 \cdot 10^{-30}}{0,092 \cdot 10^{-9}} = 6,93 \cdot 10^{-20} \text{ (Кл)}.$$

(Цікаво відзначити, що ефективний заряд атомів у 2,3 раза менший за заряд електрона.)

Задачі для самостійного розв'язання

63. Наведіть приклади молекул, які містять:

- | | |
|---|---|
| а) тільки δ -зв'язки; | б) один δ - й один π -зв'язок; |
| в) два δ - й один π -зв'язок; | г) два δ - та два π -зв'язки; |
| д) три δ - й один δ -зв'язок; | е) три δ - та два π -зв'язки; |
| ж) чотири δ - та два π -зв'язки. | |

64. Три речовини складу $C_2H_2Cl_2$ мають такі електричні моменти диполів:

- | | |
|--------------------------------|--------------------------------|
| а) $6,34 \cdot 10^{-30}$ Кл·м; | б) $4,01 \cdot 10^{-30}$ Кл·м; |
| в) 0. | |

Укажіть формули цих речовин.

65. Електричний момент диполя молекули NF_3 майже в 7 разів менший за електричний момент диполя молекули NH_3 . Чим пояснюється така різниця?

3.4. Теорія йонного зв'язку^{3.2.1}, крім іншого, ґрунтується на тому положенні, що найбільшу стійкість мають атоми інертних газів, а отже, атомам решти елементів енергетично вигідно передати або прийняти певну кількість електронів, щоб набути електронної конфігурації інертного газу^{3.2.2}.

3.4.1. Теорія була запропонована в 1915 р. німецьким фізиком В. Косселем.

3.4.2. Усі одноатомні аніони й багато катіонів, дійсно, мають електронну будову інертних газів. Однак для катіонів існують і деякі інші стійкі електронні конфігурації:

а) $ns^2p^6d^{10}$ (Cu^{+1} , Zn^{2+} , Ga^{3+});

б) $ns^2p^6d^{10}(n+1)s^2$ (Sn^{2+} , Sb^{3+}).

Чим більшою є різниця між електронегативностями елементів, тим вища ймовірність утворення йонного зв'язку. Однак повного, 100% -го, зміщення електронів від одного атома до іншого не відбувається^{3.4.3-3.4.5}.

3.4.3. Прийнято, що зв'язок може вважатися йонним у тому випадку, якщо різниця відносних електронегативностей елементів ($\Delta\text{ВЕН}$) більша за 1,9.

3.4.4. *Ступінь полярності*, або *йонності*, зв'язку — i — обчислюється як відношення $\frac{l}{d}$, крайні значення якої 0 або 1 відповідають ковалентному неполярному або йонному зв'язкам. Для більшості молекул ця величина має проміжне значення:

$$i(\text{HCl}) = \frac{0,0225 \text{ нм}}{0,1280 \text{ нм}} = 0,18.$$

Ці дані можна інтерпретувати як твердження, що йонність зв'язку в молекулі хлороводню становить 18 %.

3.4.5. Відповідно до іншої методики, йонність зв'язку обчислюється як відношення різниці ВЕН до суми ВЕН:

$$i(\text{HCl}) = \frac{3,0 - 2,1}{3,0 + 2,1} = \frac{0,9}{5,1} = 0,18.$$

Йонний зв'язок, на відміну від ковалентного, характеризують *ненасичуваність*^{3.4.6} і *ненапрявленість*^{3.6.7}.

3.6.6. Взаємодія двох йонів не приводить до взаємної компенсації із силових полів, тому вони зберігають здатність притягувати йони протилежного знаку в усіх напрямках.

3.6.7. Кожен йон притягує йони протилежного знаку в будь-якому напрямку.

Приклади розв'язання задач

1. Наведіть приклади двох частинок складу XY_4 , що містять 18 електронів. Назвіть їх.

Розв'язання

З умови задачі випливає, що частинка може бути як молекулою, так і йоном. Молекулою, що містить 18 електронів ($14 + 4$), може бути тільки SiH_4 — силан. Йоном зазначеного складу може бути тільки PH_4^+ — фосфоній-катион (його будова аналогічна будові йона амонію: три зв'язки утворені за механізмом обміну, а четвертий — за донорно-акцепторним механізмом).

Задачі для самостійного розв'язання

66. Розташуйте молекули в послідовності зменшення полярності зв'язків: CF_4 , CCl_4 , BCl_3 , SiF_4 , IBr .

67. Обчисліть, у скільки разів полярність зв'язку в NaCl вища за полярність зв'язку в HF .

68. Зробіть висновок про те, яка із зазначених молекул має бути більш стійкою:

а) H_2O чи H_2S ;

б) NH_3 чи PH_3 ;

в) BF_3 чи BI_3 .

69. Напишіть формули двох частинок складу XY_3 , що містять 10 електронів. Назвіть їх.

70. Напишіть електронну конфігурацію сульфід-аніона в першому збудженому стані.

Розділ 4. ФОРМУЛА РЕЧОВИНИ ТА СТЕХІОМЕТРИЧНІ СПІВВІДНОШЕННЯ

4.1. *Стехіометрія*^{4.1.1} вивчає кількісний склад речовин, а також кількісні зміни, що відбуваються з речовинами під час хімічних реакцій.

4.1.1. Термін «стехіометрія» (від грецьк. «першооснова» + «вимірюю») увів німецький хімік Й. В. Ріхтер у 1793 р.

Електронна будова атома визначає характер хімічних зв'язків, які він здатен утворити з іншими атомами. У результаті з атомів утворюється більш складний утвір, що називається *хімічною сполукою*.

Відповідно до закону сталості складу речовини^{4.1.2}, кожна сполука, незалежно від способу її одержання, завжди має той самий

склад^{4.1.3}. Закон кратних відносин^{4.1.4}: якщо два елементи утворюють кілька сполук, то маси одного елемента, що припадають на ту саму масу іншого елемента, співвідносяться як цілі числа.

4.1.2. Закон відкрив у 1799–1807 рр. французький хімік Ж. Л. Пруст.

4.1.3. Ще за життя Пруста в суперечку з ним та його законом вступив французький учений К. Бертолле, який стверджував, що склад деяких сполук залежить від способу їх одержання. Надалі речовини постійного складу отримали назву дальтонідів, а речовини змінного складу — бертолідів. Наразі доведено, що майже всі тверді речовини з йонним типом зв'язку можуть мати змінний склад.

4.1.4. Закон відкритий у 1803 г Дж. Дальтоном.

У тому випадку, якщо частинки хімічної сполуки можуть існувати незалежно одна від одної, вони називаються молекулами. Склад молекул описується формулою, що відбиває істинне число атомів у молекулі.

У тому випадку, коли виділити окремі частинки сполуки неможливо, речовина має **немолекулярну будову**^{4.1.5}. У цьому випадку склад речовини описується формулою, що виражає мінімальне цілочислове співвідношення атомів елементів.

4.1.5. Майже 95 % неорганічних речовин мають немолекулярну будову.

Приклади розв'язання задач

1. З перелічених нижче молекулярних формул виберіть ті, для яких структурна (графічна) формула речовин (за звичайних умов) позбавлена сенсу: KH , P_2O_5 , SiO_2 , H_2CO_3 , CH_4 , $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, HNO_3 , Mn_2O_7 .

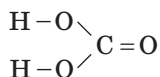
Розв'язання

KH — калій гідрид має типово йонну кристалічну ґратку, де кожен йон K^+ оточений йонами H^- , тому графічна формула $\text{K}-\text{H}$ не має сенсу.

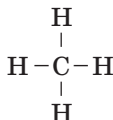
P_2O_5 — досить умовна формула для запису численних варіантів оксидів Фосфору(V). Найбільш стійкою з модифікацій є молекула складу P_4O_{10} .

SiO_2 — оксид має атомну кристалічну ґратку й у вигляді молекул $\text{O}=\text{Si}=\text{O}$ не існує.

H_2CO_3 — речовина має молекулярну будову й, хоча має малу стійкість, реально існує:

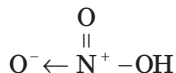


CH_4 — будові молекули метану цілком відповідає його графічна формула:

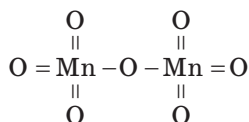


$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — у мідному купоросі навколо йона Cu^{2+} знаходяться чотири молекули води (донорно-акцепторний механізм утворення зв'язку) і дві групи SO_4^{2-} , кожна з яких також зв'язана з молекулою води, що неможливо відбити в очікуваній графічній формі.

HNO_3 — хоча речовина має молекулярну будову, слід пам'ятати, що валентність Нітрогену не може бути більшою за IV, а отже, графічну формулу кислоти можна зобразити так:



Mn_2O_7 — рідка речовина з молекулярною структурою, а отже, може бути зображена у вигляді графічної формули:



Задачі для самостійного розв'язання

71. Перелічіть ряд речовин (не більше п'яти), найпростіша хімічна формула яких:

- дійсно відповідає їх молекулярному складу;
- не відповідає їх реальному складу.

72. Укажіть більш правильну формулу оксиду Урану U_3O_8 :

- $\text{UO}_2 \cdot 2\text{UO}_3$;
- $\text{U}_2\text{O}_5 \cdot \text{UO}_3$.

4.2. За формулою речовини (X_aY_b) можна здійснити певні кількісні розрахунки:

- відносна молекулярна маса — $M_r(\text{X}_a\text{Y}_b)$;
- молярна маса — $M(\text{X}_a\text{Y}_b)$;

- масова частка елемента в речовині —

$$\omega(X) = \frac{A(X) \cdot a}{M(X_a Y_b)}, \quad \omega(Y) = \frac{A(Y) \cdot b}{M(X_a Y_b)}.$$

Виходячи із закону сталості складу речовини, можна стверджувати, що між компонентами — складовими речовини — спостерігається точно визначене співвідношення:

- | | | | |
|---------------------------------|----------|---|-------------------------------|
| | X | Y | X _a Y _b |
| | a | : | b |
| | : | : | 1 |
| • молярне співвідношення | a | : | b |
| • масове співвідношення | A(X) · a | : | A(Y) · b |
| • співвідношення масових часток | ω(X) | : | ω(Y) |
| | : | : | 1 (100 %) |

Також правильним є й те, що, маючи частину інформації про кількісну характеристику речовини загалом або одного з її компонентів, можна визначити формулу цієї речовини.

Приклади розв'язання задач

1. Назвіть елемент X, масова частка якого в речовині складу XCO_3 становить 28,57 %.

Розв'язання

Спосіб 1. На кислотний залишок ($M(\text{CO}_3) = 60$ г/моль) припадає $100 - 28,57 = 71,43$ (%). Отже, молярна маса всієї солі становить $\frac{60}{0,7143} = 84$ г/моль. На метал X припадає $84 - 60 = 24$ г/моль, що відповідає елементу Магнію — Mg.

Спосіб 2 (див. п. 4.3). У 100 г солі маса металу X становить 28,57 г, а кислотного залишку — 71,43 г. Обчислимо кількість моль еквівалентів кислотного залишку: $\frac{71,43}{30} = 2,38$ моль еквівалентів. Такою ж буде й кількість речовини еквівалентів металу. Тоді молярна маса еквівалента металу X дорівнюватиме: $\frac{28,57}{2,38} = 12$ г/моль. Знаючи, що метал проявляє валентність II, його молярна маса дорівнюватиме $12 \cdot 2 = 24$ г/моль — Mg.

2. У результаті згоряння 0,62 г газоподібної органічної речовини X одержали (н. у.) 448 мл вуглекислого газу, 224 мл азоту й 0,9 г води. Визначте найпростішу формулу речовини X.

Розв'язання

Обчислимо кількість речовини кожного з продуктів реакції:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{0,448}{22,4} = 0,02 \text{ (моль)};$$

$$n(\text{N}_2) = \frac{0,224}{22,4} = 0,01 \text{ (моль)};$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{0,9}{18} = 0,05 \text{ (моль)}.$$

З огляду на той факт, що атом Оксигену міг потрапити в продукти реакції як з речовини X, так і з кисню, вичленуємо кількість речовини кожного з елементів (крім Оксигену) й обчислимо їхні маси:

$$n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) = 0,02 \text{ моль} \rightarrow m(\text{C}) = 0,02 \cdot 12 = 0,24 \text{ (г)};$$

$$n(\text{N}) = 2n(\text{N}_2) = 0,02 \text{ моль} \rightarrow m(\text{N}) = 0,02 \cdot 14 = 0,28 \text{ (г)};$$

$$n(\text{H}) = 2n(\text{H}_2\text{O}) = 0,1 \text{ моль} \rightarrow m(\text{H}) = 0,1 \cdot 1 = 0,1 \text{ (г)}.$$

Сумарна маса елементів становить $0,24 + 0,28 + 0,1 = 0,62$ (г). Порівнюючи одержану масу з масою згорілої речовини X, можна зробити висновок про відсутність атомів Оксигену в складі речовини X.

Речовина має склад $\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_z$, молярне співвідношення атомів у якому вже відоме: $x : y : z = 0,02 : 0,1 : 0,02 = 1 : 5 : 1$ — CH_5N або CH_3NH_2 .

Задачі для самостійного розв'язання

73. Обчисліть масу заліза, яку можна одержати з 4 кг оксиду Fe_2O_3 .

74. Обчисліть кількість речовини атомів Оксигену в 5 кг мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

75. У деякій порції кристалогідрату магній сульфату міститься $1,204 \cdot 10^{23}$ атомів Сульфору й $1,324 \cdot 10^{24}$ атомів Оксигену. Визначте формулу кристалогідрату й обчисліть кількість атомів Гідрогену в цій порції речовини.

76. Укажіть формулу речовини, масові частки елементів у якій відповідно дорівнюють: С — 31,17 %; Н — 9,09; О — 41,56; N — 18,18 %.

77. 10,00 г фосфору, реагуючи з киснем, утворюють оксид P_xO_y масою 17,77 г. Визначте найпростішу молекулярну формулу оксиду.

78. Для деякої солі, що містить елемент X, відомі масові частки елементів, що утворюють її: X — 21,83 %; Na — 32,39; H — 0,70; O — 45,07 % . Назвіть сіль.

79. У 1825 р. було відкрито новий елемент, який автор запропонував назвати Мурієм. Масова частка цього елемента в чотирьох бінарних сполуках становить 71,43 %; 80,81; 91,95 і 96,39 %. Густини пари цих речовин за воднем відповідно дорівнюють 112; 49,5; 174 і 124,5. Наведіть сучасну назву цього елемента. Про які бінарні сполуки йдеться в завданні?

80. 1 кг речовини містить 0,3047 г електронів (маса електрона дорівнює $1/1823$ а.о.м.). Визначте формулу речовини.

4.3. Крім уже згаданих кількісних характеристик речовини, існує ще одна, історично навіть більш рання, ніж молекулярна або молярна маси. Не вдаючись до опису історичної еволюції цього поняття, скажемо, що **хімічний еквівалент** — $N_{\text{екв}}$ (це поняття більш предметно нам ще трапиться в розділі 8) — це порція умовних частинок речовини, еквівалентна одному моль електронів^{4.3.1}. Відповідно, **молярна маса еквівалента речовини** ($M_{\text{екв}}$) — це маса хімічного еквівалента певної речовини^{4.3.2}. **Кількість речовини еквівалентів** ($n_{\text{екв}}$), подібно до кількості речовини, обчислюється як частка від ділення: $n_{\text{екв}} = \frac{N_{\text{екв}}}{N_{\text{А}}} = \frac{m}{M_{\text{екв}}}$.

4.3.1. У цьому випадку йдеться про ті електрони (їх число називають **еквівалентним числом** — Z), які елемент використовує для утворення хімічного зв'язку в речовині, тобто $N_{\text{екв}} = \frac{N}{Z}$. Отже, на відміну від числа Авогадро, еквівалент може мати різну величину для різних елементів або речовин.

4.3.2. Щоб обчислити, наприклад, молярну масу еквівалента йона, потрібно поділити його молярну масу на його заряд (число відданих або прийнятих електронів):

$$M_{\text{екв}}(\text{Al}^{+3}) = \frac{M(\text{Al})}{3} = \frac{27}{3} = 9 \text{ (г/моль)}$$

$$\text{або } M_{\text{екв}}(\text{S}^{-2}) = \frac{M(\text{S})}{2} = \frac{32}{2} = 16 \text{ (г/моль)}.$$

Щоб обчислити молярну масу еквівалента простої або складної речовини, потрібно поділити молярну масу речовини на число електронів, що беруть участь в утворенні хімічних зв'язків у цій речовині:

$$M_{\text{екв}}(\text{H}_2) = \frac{M(\text{H}_2)}{2} = \frac{2}{2} = 1 \text{ (г/моль)};$$

$$M_{\text{екв}}(\text{O}_2) = \frac{M(\text{O}_2)}{4} = \frac{32}{4} = 8 \text{ (Г/МОЛЬ)};$$

$$M_{\text{екв}}(\text{Al}_2\text{S}_3) = \frac{M(\text{Al}_2\text{S}_3)}{6} = \frac{150}{6} = 25 \text{ (Г/МОЛЬ)}.$$

Зверніть увагу на те, що для бінарних сполук еквівалентне число Z обчислюється шляхом множення ступеня окиснення елемента (або його валентності) на його індекс.

З огляду на те що в бінарних сполуках (A_xB_y) загальна кількість електронів, які беруть участь в утворенні зв'язків атомами одного елемента, завжди дорівнює загальній кількості електронів, використаних для утворення зв'язків атомами другого елемента, можна сказати, що **кількість речовини еквівалентів одного елемента завжди дорівнює кількості речовини еквівалентів другого елемента:**

$$n_{\text{екв}}(\text{A}) = n_{\text{екв}}(\text{B})^{4.3.3}.$$

4.3.3. Припустімо, експериментально було встановлено, що 0,27 г алюмінію повністю взаємодіють з 0,48 г сірки. Валентність Сульфуру в сполуці нам не відома, хоча ми знаємо, що валентність Алюмінію завжди дорівнює III. Чи можна з'ясувати валентність Сульфуру в сполуці?

$$M_{\text{екв}}(\text{Al}) = \frac{27}{3} = 9 \rightarrow n_{\text{екв}}(\text{Al}) = \frac{0,27}{9} = 0,03 \rightarrow$$

$$n_{\text{екв}}(\text{S}) = 0,03 = \frac{0,48}{M_{\text{екв}}(\text{S})} \rightarrow M_{\text{екв}}(\text{S}) = \frac{0,48}{0,03} = 16 \rightarrow Z(\text{S}) = \frac{32}{16} = 2 \rightarrow$$

валентність Сульфуру в сполуці дорівнює II.

Ще цікавішими можуть бути розрахунки, якщо ми, наприклад, не знаємо молярної маси одного з елементів.

У результаті обробки 2,16 г деякого металу X хлором утворилося 10,68 г його хлориду. Як обчислити молярну масу металу?

$$m(\text{Cl}) = 10,68 - 2,16 = 8,52 \text{ (Г)} \rightarrow n_{\text{екв}}(\text{Cl}) = \frac{8,52}{35,45} = 0,24 \text{ (МОЛЬ/ЕКВ)} \rightarrow$$

$$n_{\text{екв}}(\text{X}) = n_{\text{екв}}(\text{Cl}) = 0,24 \text{ МОЛЬ/ЕКВ} \rightarrow$$

$$M_{\text{екв}}(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{n_{\text{екв}}(\text{X})} = \frac{2,16}{0,24} = 9 \text{ (Г/МОЛЬ)} \rightarrow M(\text{X}) = M_{\text{екв}}(\text{X}) \cdot Z,$$

де Z може бути цілим числом від 1 до 7. У разі $Z = 3$ молярна маса металу має значення 27 — Al.

Приклади розв'язання задач

1. Складіть формулу кальцій карбїду, якщо молярна маса еквівалента Кальцію дорівнює 20,0 г/моль, а Карбону — 12 г/моль.

Розв'язання

Спосіб 1. Знаючи, що молярна маса Кальцію дорівнює 40 г/моль, можна зробити висновок $\left(\frac{40}{20} = 2\right)$, що в сполуці Кальцій проявляє валентність II. А от атом Карбону на зв'язок з Кальцієм витрачає лише один зв'язок $\left(\frac{12}{12} = 1\right)$. Знаючи, що атом Карбону чотиривалентний, можна зробити єдиний висновок: три зв'язки Карбону витрачаються на утворення зв'язку $C \equiv C$. Формула речовини — $Ca(-C \equiv C-)$.

Спосіб 2. Прийнемо формулу карбїду за $Ca_x C_y$. Виходячи з формули й закону еквівалентів, запишемо рівняння

$$\frac{M(Ca) \cdot x}{M_{\text{екв}}(Ca)} = \frac{M(C) \cdot y}{M_{\text{екв}}(C)}$$

і розв'яжемо його: $2x = y$. Отже, за $x = 1$ $y = 2$. Формула речовини — CaC_2 .

2. Чому дорівнює відносна атомна маса металу, якщо відомо, що його питома теплоємність дорівнює $0,67 \text{ Дж} \cdot \text{г}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$, а наважка масою 5 г утворює бромід масою 25 г?

Розв'язання

Відповідно до правила Дюлонга-Пті, $A_r(\text{Met}) = \frac{25,12}{0,67} \approx 37,5$.

Величина досить приблизна й вимагає корекції.

Метал масою 5 г взаємодіє з 20 г бромом. Знаючи молярну масу еквівалента Бромом в сполуках $\left(M_{\text{екв}}(\text{Br}) = \frac{80}{1} = 80 \text{ г/моль}\right)$, обчислимо кількість моль еквівалентів Бромом: $n_{\text{екв}}(\text{Br}) = \frac{20}{80} = 0,25$ (моль).

Відповідно до закону еквівалентів, $n_{\text{екв}}(\text{Met}) = n_{\text{екв}}(\text{Br}) = 0,25$ моль,

звідки випливає, що $M_{\text{екв}}(\text{Met}) = \frac{m(\text{Met})}{n_{\text{екв}}(\text{Met})} = \frac{5}{0,25} = 20$ (г/моль).

З урахуванням того, що: а) еквівалентне число металу може мати лише цілочислові значення; б) значення атомної маси металу

приблизно перебуває в районі 37,5, коло пошуків звужується. Найближче виявляється метал Кальцій ($Z = 2$) з відносною атомною масою 40.

Задачі для самостійного розв'язання

81. У результаті взаємодії 6,000 г заліза з киснем утворилося 8,578 г оксиду. Питома теплоємність заліза дорівнює 0,447 Дж/(К·г). Обчисліть атомну масу Феруму.

82. Ксенон утворює три флуориди, масові частки Ксенону в яких становлять 87,33; 77,51 і 69,68 %. Обчисліть молярні маси еквівалентів Ксенону в цих флуоридах.

83. Обчисліть молярну масу еквівалента металу X, якщо відомо, що 1,00 г металу реагує із $7,08 \cdot 10^{-2}$ г кисню, утворюючи оксид. Назвіть метал X.

Розділ 5. ВОДНЕВИЙ ЗВ'ЯЗОК. МІЖМОЛЕКУЛЯРНІ ВЗАЄМОДІЇ. АСОЦІАТИ

5.1. *Водневий зв'язок* зумовлений додатковою взаємодією між ковалентно зв'язаним з атомом дуже електронегативного елемента атомом Гідрогену однієї молекули й електронегативним атомом тієї ж або іншої молекули. Крім сил електростатичної взаємодії в утворенні водневого зв'язку істотну роль відіграє донорно-акцепторна взаємодія, у якій атом Н виступає в ролі акцептора^{5.1.1-5.1.3}.

5.1.1. Енергія водневого зв'язку (8–40 кДж/моль) нижча за енергію ковалентного зв'язку. Для льоду, наприклад, її величина становить 20 кДж/моль, у той час як енергія ковалентного зв'язку Н–О дорівнює 460 кДж/моль.

5.1.2. Найбільше значення енергії водневого зв'язку мають три неорганічні сполуки: HF (25–40 кДж/моль), H₂O (13–25 кДж/моль) і NH₃ (8–21 кДж/моль). Для HF і H₂O характерним є утворення за рахунок водневих зв'язків угруповань — асоціатів — (HF)_n і (H₂O)_n.

5.1.1. Для таких довгих молекул, як білки, вуглеводи й нуклеїнові кислоти, характерним є *внутрішньомолекулярний водневий зв'язок*.

5.2. *Міжмолекулярною взаємодією*^{5.2.1} називається взаємодія між частинками, що не супроводжується додатковим усуспільненням

електронної густини. Міжмолекулярна взаємодія не призводить до виникнення нових властивостей у системі й характеризується енергіями нижче від 20–40 кДж/моль^{5.2.2}.

5.2.1. Поняття було введено нідерландським фізиком Й. Д. Ван-дер-Ваальсом (Нобелівська премія 1910 р.).

5.2.2. По суті водневий зв'язок є своєрідною межею між хімічною та фізичною взаємодіями. Для льоду, наприклад, на міжмолекулярну взаємодію припадає 11 кДж/моль енергії зв'язку.

Основу міжмолекулярної взаємодії становлять кулонівські сили між електронами та ядрами молекул. Розрізняють три типи подібних взаємодій: а) **орієнтаційну взаємодію**, що виникає між полярними молекулами, які прагнуть зайняти таке положення, за якого диполі були б повернуті один до одного різнойменними полюсами; б) **індукційну взаємодію**, що виникає між диполями, причиною утворення яких є взаємна поляризація атомів двох молекул, що зближуються (див. п. 3.3.3 — *здатність поляризуватися*); в) **дисперсійну взаємодію**, що виникає в результаті взаємодії миттєвих (або тимчасових) диполів, які утворюються за рахунок миттєвих зсувів зарядів під час руху електронів і коливання ядер^{5.2.3}.

5.2.3. Дисперсійні сили (їх ще називають ван-дер-ваальсовими силами) діють між будь-якими частинками. Наприклад, для інертних газів, водню, азоту це — єдина форма міжмолекулярної взаємодії. А для молекул амоніаку на дисперсійну взаємодію припадає 50 %, на орієнтаційну — 44,6 %, на індукційну — 5,4 %.

5.3. Результатом прояву водневих зв'язків і міжмолекулярної взаємодії є утворення більш складної сукупності атомних і молекулярних частинок — асоціатів^{5.3.1} і агрегатів^{5.3.2}, а також їх комбінацій. Утворення асоціатів не змінює фазового складу системи, а в результаті утворення агрегатів виникає нова фаза (найчастіше тверда).

5.3.1. Типовим прикладом асоціата є рідка вода, складу якої відповідає формула $(\text{H}_2\text{O})_n$, що свідчить про виникнення надмолекулярної структури. У деяких же випадках сили взаємодії в асоціаті настільки значні, що його можна розглядати як молекулярну частинку, більш складну, ніж вихідні: $2\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$.

5.3.2. Про агрегати мова йтиме в розділі 6.

Приклади розв'язання задач

1. Що ви можете сказати про співвідношення довжини водневого зв'язку $\text{H}\dots\text{F}$ і ковалентного зв'язку $\text{H}-\text{F}$ у йоні H_2F^+ ?

Розв'язання

Флуороній-іон утворюється в результаті самоіонізації рідкого флуороводню:



Формально структура йона відповідає структурі $[\text{H}-\text{F} \dots \text{H}]^+$. Надзвичайно висока електронегативність Флуору забезпечує високе значення електричного моменту диполя HF, а отже, й аномально міцний водневий зв'язок. Можна припустити, що в йоні H_2F^+ довжини ковалентного й водневого зв'язків дуже близькі між собою.

2. Відомо, що катіони металів у водному розчині існують у гідратованій формі: $[\text{Met}(\text{H}_2\text{O})_x]^{n+}$. При цьому постійно відбувається обмін молекулами води між цими частинками й розчинником. Визначте, збільшується чи зменшується швидкість такого обміну в рядах елементів:

*Розв'язання*

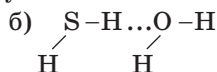
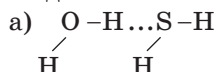
На міцність зв'язку йона з молекулами води впливає величина заряду йона та його радіус. У ряді $\text{Li}^+ - \text{Na}^+ - \text{K}^+$ заряди йонів не змінюються, але радіус їх зростає, а отже, міцність зв'язку з водою зменшується, а швидкість обміну — збільшується. У ряді $\text{Na}^+ - \text{Mg}^{2+} - \text{Al}^{3+}$ відбувається зменшення радіусів і збільшення зарядів йонів, отже, зв'язок з водою збільшується, а швидкість обміну — зменшується.

Задачі для самостійного розв'язання

84. За відносною величиною молекулярних мас H_2O і H_2S для води температура кипіння й температура замерзання мали б бути нижчими, ніж у сірководню ($-60,8$ і $-85,6$ °C відповідно). Поясніть «непомірно» високі температури кипіння (100 °C) і замерзання (0 °C) води.

85. Полярність зв'язку в молекулі HF більша, ніж у молекулі HCl. Проте, у результаті розчинення речовин у воді HCl утворює сильнішу кислоту, ніж HF. Поясніть причину цього явища.

86. Молекули сірководню й води можуть утворювати з допомогою водневого зв'язку два типи молекул:



Якій зі структур — а) чи б) — ви надаєте перевагу?

87. Чому H_2O_2 кипить за значно більш високої температури ($150\text{ }^\circ\text{C}$) порівняно з H_2O , хоча їх температури плавлення дуже близькі ($-0,46$ і $0\text{ }^\circ\text{C}$ відповідно)?

88. Молекули BH_3 існують лише за високих температур. За низьких же температур вони димеризуються в B_2H_6 . Поясніть причини димеризації.

Розділ 6. ГАЗОПОДІБНИЙ СТАН РЕЧОВИНИ

6.1. Газоподібний^{6.1.1} стан речовини характеризується такою значною відстанню між частинками речовини, що: а) власними розмірами частинок можна знехтувати; б) взаємодія між частинками газу практично відсутня^{6.1.2}.

6.1.1. Термін «газ» (від грецьк. «хаос») увів голландський натураліст Я. Х. Ван Гельмонт.

6.1.2. Зазначені нижче характеристики має ідеальний газ.

6.2. Газоподібний стан речовини описує молекулярно-кінетична теорія^{6.2.1}, що ґрунтується на ряді законів:

6.2.1. Основні положення молекулярно-кінетичної теорії:

- а) газ складається з молекул, які взаємно не проникають і не взаємодіють;
- б) власним об'ємом молекул можна знехтувати;
- в) молекули перебувають у стані безперервного руху, результатом якого можуть бути тільки ідеально пружні зіткнення;
- г) кількість молекул в одиниці об'єму залишається постійною;
- д) температура газу пов'язана із середньою кінетичною енергією молекул, а тиск, що чиниться на стінки посудини, є результатом усередненої сили зіткнень молекул зі стінками посудини.

- **Закон Шарля:** $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$.

- **Закон Бойля — Маріотта:** $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$.

- **Закон Гей-Люссака:** $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$.

- **Закон стану ідеального газу**^{6.2.2–6.2.4}: $P \cdot V = nRT$.

6.2.2. R — універсальна газова стала. Вона відповідає співвідношенню $\frac{P \cdot V}{T}$ для 1 моль газу за нормальних умов ($V_m = 22,4$ л):

$$= \frac{1,01 \cdot 10^5 \text{ Па} \cdot 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3}{273,14 \text{ К}} = 8,31 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль};$$

$$= \frac{1 \text{ атм} \cdot 22,4 \text{ л}}{273,15 \text{ К}} = 0,082 \text{ л} \cdot \text{атм/К} \cdot \text{моль};$$

$$= \frac{101,3 \text{ кПа} \cdot 22,4 \text{ л}}{273,15 \text{ К}} = 8,31 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль}.$$

6.2.3. Наведене рівняння можна подати як рівняння *Клапейрона — Менделєєва*:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T,$$

де m — маса;

M — молярна маса газу.

6.2.4. Для реального газу, з урахуванням власного об'єму молекул і взаємного притягання молекул (ван-дер-ваальсові сили), рівняння стану газу набуде іншої форми (*рівняння Ван-дер-Ваальса*):

$$\left(P + \frac{a}{V^2} \right) \cdot (V - b) = R \cdot T,$$

де a і b — постійні, індивідуальні для кожного газу.

- **Закон Дальтона**^{6.2.5}: $P_{\text{заг}} = P_1 + P_2 + \dots$

6.2.5. Загальний тиск газової суміші дорівнює сумі парціальних тисків окремих газів, що утворюють суміш. Парціальний тиск газу прямо пропорційний його об'ємній (або молярній) частці в суміші.

- **Закон Авогадро**: $\frac{n_1}{V_1} = \frac{n_2}{V_2}$.

6.3. Подібно до того, як існує поняття молярної маси еквівалента речовини (*див. п. 4.3*), існує й поняття «молярний об'єм еквівалента речовини» — $V_{\text{екв}} = \frac{V_m}{Z}$ ^{6.3.1}.

6.3.1. Для кожного з газів величина молярного об'єму еквівалента обчислюється індивідуально:

$$V_{\text{екв}}(\text{H}_2) = \frac{22,4}{2} = 11,2 \text{ (л)};$$

$$V_{\text{екв}}(\text{O}_2) = \frac{22,4}{4} = 5,6 \text{ (л)}.$$

Приклади розв'язання задач

1. У скільки разів збільшиться об'єм газу, якщо з точки з найнижчою температурою на Землі ($-89,2$ °C) перенести його в точку з найвищою температурою ($+58$ °C) за того самого тиску ($101,3$ кПа)?

Розв'язання

Трохи перетворимо формулу, що описує закон Гей-Люссака:

$$\frac{V_{\text{хол}}}{T_{\text{хол}}} = \frac{x \cdot V_{\text{хол}}}{T_{\text{спек}}}.$$

$$\text{Тоді } x = \frac{T_{\text{спек}}}{T_{\text{хол}}} = \frac{331 \text{ К}}{183,8 \text{ К}} = 1,8.$$

Об'єм газу збільшиться в 1,8 раза.

2. Газ масою 0,78 г займає об'єм 0,2 л за температури 27 °С і тиску 324 кПа. Обчисліть відносну молекулярну масу газу.

Розв'язання

Скористаємося рівнянням Клапейрона — Менделєєва (з урахуванням розмірності R):

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{0,78 \cdot 8,31 \cdot 300}{0,2 \cdot 324} = 30.$$

3. Унаслідок спалювання 0,55 г невідомої речовини X у надлишку кисню одержали 280 мл безбарвного газу А з густиною 1,96 г/л, 280 мл безбарвного газу Б з густиною 1,25 г/л і 450 мг безбарвної рідини В з густиною 1,00 г/мл. Визначте формулу речовини X.

Розв'язання

З огляду на густину рідини В, ідеться про воду, кількість речовини якої становить $\frac{0,45}{18} = 0,025$ моль. Тоді кількість речовини

атомів Гідрогену становитиме 0,05 моль, а маса — 0,05 г. Молярна маса газу А ($1,96 \cdot 22,4 \approx 44$) швидше за все свідчить про вуглекислий газ, кількість речовини якого становить $\frac{0,28}{22,4} = 0,0125$ моль.

Отже, й атомів Карбону в речовині X містилося 0,0125 моль (маса — 0,15 г). За молярною масою газу Б ($1,25 \cdot 22,4 = 28$) можна припустити, що це міг бути азот (маса — 0,35 г). Кількість моль атомів Нітрогену в X дорівнює $0,0125 \cdot 2 = 0,025$. Сумарна маса трьох елементів дасть величину $(0,05 + 0,15 + 0,35) \cdot 0,55 = 0,55$ г, а отже, Оксиген не входить до складу речовини X. Для складу $\text{H}_x\text{C}_y\text{N}_z$ співвідношення $x : y : z = 0,05 : 0,0125 : 0,025 = 4 : 1 : 2$. Формула речовини — H_4CN_2 — дозволяє ідентифікувати її як амонієву сіль синильної кислоти (амоній ціанід) — NH_4CN .

Задачі для самостійного розв'язання

89. Обчисліть кількість атомів Гелію в 1 л повітря ($25\text{ }^{\circ}\text{C}$; 1 атм), якщо парціальний тиск гелію за цих умов становить 0,47 Па.

90. Обчисліть густину кисню за нормальних умов.

91. У колбі об'ємом 2,8 л міститься 7,0 г індивідуального газу за температури $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ і тиску 2 атм. Наведіть кілька (не менше трьох) варіантів відповіді.

92. У кімнаті розбився ртутний термометр. Тиск насиченої пари ртуті за температури $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ становить 0,16 Па. Яка маса ртуті буде міститися в 1 м^3 повітря, якщо розливу речовину вчасно не зібрати?

93. Уявіть собі, що кожна молекула газу рухається всередині куба з ребром a . Обчисліть значення a для ідеального газу.

94. У результаті спалювання 9 г органічної речовини А одержали 9,88 л вуглекислого газу (вимірювання проводилися за температури $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ і тиску 740 мм рт. ст.). Масові частки Нітрогену й Гідрогену в речовині становлять відповідно 31,11 і 15,56 %. Обчисліть молекулярну формулу речовини А.

Розділ 7. КОНДЕНСОВАНИЙ СТАН РЕЧОВИНИ

7.1. Рідкий і твердий стани речовини називають **конденсованими**. Для цих станів речовини (на відміну від газів) енергія міжмолекулярної взаємодії відіграє вже істотну роль. Як результат цього перехід речовини з одного агрегатного стану в інший може супроводжуватися зміною типу зв'язку.

7.2. У рідкому стані зростання сил притягання між молекулами призводить до утворення асоціатів. У результаті кожна з частинок виявляється оточеною певним числом сусідніх частинок (**ближній порядок**). Оскільки розміри асоціатів незначні, вони можуть відносно вільно переміщатися відносно один одного (текучість).

За певної температури рідина переходить у твердий стан^{7.2.1}, утворюючи **агрегати**.

7.2.1. Залежно від розмірів частинок у момент замерзання вони можуть набути оптимальної орієнтації відносно одна одної (**віддалений порядок**) і перетворитися на кристал. В інших випадках (великі розміри молекул та їх недостатня рухливість) чіткої орієнтації набуває лише частина частинок. Такі тверді речовини називаються **аморфними**.

7.3. До атомно-молекулярних агрегатів зараховують молекулярні кристали^{7.3.1} (молекулярні агрегати), йонні кристали^{7.3.2} (йонні агрегати), атомні кристали^{7.3.3} (атомні агрегати) та метали

кристали^{7.3.4} (металеві агрегати). Особливість атомно-молекулярних агрегатів полягає в тому, що в процесі їх утворення виникає нова фаза з надмолекулярною структурою.

7.3.1. Утворюються з молекул за рахунок слабких міжмолекулярних узаємодій. У більшості випадків унаслідок нагрівання легко дисоціюють на вихідні молекули. У тому випадку, якщо молекули великі за розміром і багатоатомні (сумарна енергія сил міжмолекулярної взаємодії значна), нагрівання супроводжується розкладанням речовини (цукор, целюлоза та ін.).

7.3.2. Утворюються з йонів у результаті електростатичної взаємодії.

7.3.3. Утворюються з атомів, пов'язаних між собою ковалентним зв'язком.

7.3.4. Утворюються з атомів та йонів металів, валентні електрони яких делокалізовані в усьому кристалі.

7.4. Усі агрегати, крім молекулярних, більшою чи меншою мірою мають змінний склад, а отже, обґрунтовано належать до нестехіометричних сполук. Найпомітніше змінний склад проявляється в *d*-елементів — оксидів, сульфідів, нітридів та ін.^{7.4.1}.

7.4.1. Звична формула FeO не відповідає реальному співвідношенню атомів (несправжня сполука). Реальна ж сполука має склад від Fe_{0,89}O до Fe_{0,95}O.

7.5. Багатьом речовинам у кристалічному стані характерний **поліморфізм** — здатність однієї речовини існувати у вигляді кількох кристалічних структур з різними властивостями^{7.5.1}.

7.5.1. Наприклад, графіт — м'яка речовина чорного кольору, що проводить електричний струм, а алмаз — дуже тверда прозора речовина, що не проводить електричного струму.

Приклади розв'язання задач

1. Розмір елементарної комірки NaCl становить 0,5628 нм. В елементарну комірку входять чотири йони Na⁺ і чотири йони Cl⁻. Знаючи, що густина кристала натрій хлориду дорівнює 2,177 г/см³, обчисліть число Авогадро.

Розв'язання

Обчислимо об'єм елементарної комірки:

$$V_{\text{ел.к.}} = (0,5628 \cdot 10^{-7} \text{ см})^3 = 0,1783 \cdot 10^{-21} \text{ см}^3.$$

Обчислимо кількість таких осередків у 1 см³:

$$N_{\text{ел.к.}} = \frac{1 \text{ см}^3}{0,1783 \cdot 10^{-21} \text{ см}^3} = 5,6085 \cdot 10^{21}.$$

Усі ці елементарні комірки мали б містити $N^*(\text{NaCl}) = 5,6085 \cdot 10^{21} \cdot 4 = 2,2434 \cdot 10^{22}$ «молекул» NaCl, однак через те що кожна з комірок межує з ще шістьма комірками, реальне число молекул виявляється в шість разів меншим:

$$N(\text{NaCl}) = \frac{N^*(\text{NaCl})}{6} = 3,739 \cdot 10^{22}.$$

Обчислимо кількість речовини натрій хлориду у 2,177 г солі:

$$n(\text{NaCl}) = \frac{2,177}{58,443} = 0,0373 \text{ (моль)}.$$

Обчислимо кількість «молекул» NaCl в 1 моль речовини:

$$N_A = \frac{3,739 \cdot 10^{22}}{0,0373} = 10,02 \cdot 10^{23}.$$

Задачі для самостійного розв'язання

95. Обчисліть радіус атома Магнію, знаючи, що густина магнію дорівнює $1,74 \text{ г/см}^3$, а на частку «порожнеч» у кристалі магнію припадає 26 % об'єму.

96. Розмір елементарної комірки золота становить 0,2814 нм. Знаючи, що золото кристалізується в гранецентровану кубічну ґратку (густина — $19,30 \text{ г/см}^3$), обчисліть число Авогадро.

Розділ 8. СУМІШІ РЕЧОВИН

8.1. Речовина, утворена частинками (молекулами) одного виду, називається **чистою речовиною**^{8.1.1}.

8.1.1. Існує кілька градацій чистої речовини, причому для кожної конкретної речовини припустима частка домішок може бути різною. Продукт, що містить значну кількість домішок, називається технічно чистою речовиною. У міру зменшення частки домішок виділяють чисту речовину, речовину, чисту для аналізу, хімічно чисту речовину та спектрально чисту речовину.

У випадку, коли речовина утворена частинками (молекулами) кількох видів, її називають **сумішшю**^{8.1.2}. У **механічній суміші** між частинками різних речовин не виникає хімічної взаємодії, а отже, кожна з них зберігає свою хімічну індивідуальність.

8.1.2. У природі суміші трапляються значно частіше, ніж чисті речовини. Найвідоміші з природних сумішей — повітря (кисень і азот), морська вода, гірські породи. Відносно чисті речовини

трапляються рідше: самородні срібло, золото і ртуть, алмази й графіт, сірка і кварц (гірський криштал) та ін.

8.2. Якісний склад суміші визначається характером речовин, що утворюють суміш^{8.2.1-8.2.2}.

8.2.1. Залежно від розмірів частинок суміші поділяють на однорідні й неоднорідні. В **однорідних (гомогенних) сумішах** розміри частинок настільки малі (10^{-7} см), що їх не можна розрізнити візуально (неозброєним оком або з допомогою світлового мікроскопа). У **неоднорідних (гетерогенних) сумішах** можна розрізнити частинки різних речовин.

8.2.2. Залежно від агрегатного складу речовин суміші можна поділити на дев'ять груп:

- газ у газі (г/г) — атмосфера Землі (повітря);
- газ у рідині (г/р) — газована вода;
- газ у твердій речовині (г/т) — пінопласт;
- рідина в газі (р/г) — туман;
- рідина в рідині (р/р) — столовий оцет;
- рідина у твердій речовині (р/т) — рідкі включення в кристалах;
- тверда речовина в газі (т/г) — дим;
- тверда речовина в рідині (т/р) — сироп;
- тверда речовина у твердій речовині (т/т) — сплави металів, коштовне каміння.

8.3. Існує велика група речовин, що займають проміжне положення між хімічними сполуками й механічними сумішами. Це наперед **тверді розчини**^{8.3.1}, **клатрати**^{8.3.2} і **кристалогідрати**^{8.3.3}.

8.3.1. Кристалічну ґратку твердого розчину утворюють частинки двох або більше речовин. Залежно від способу розміщення частинок розрізняють тверді розчини заміщення (кристалічні ґратки компонентів однотипні, а розміри частинок близькі між собою) і тверді розчини включення (розміри частинок одного з компонентів не перевищують 2/3 розмірів частинок іншого компонента й розташовуються в міжвузлях кристалічних ґраток) (див. клатрати).

8.3.2. Клатрати, або сполуки включення, утворюються в результаті проникнення молекул однієї речовини у вільні порожнини кристала іншої речовини. Так, у разі охолодження водних розчинів газів утворюються клатрати складу $X \cdot 6H_2O$ або $X \cdot 8H_2O$, де газом X можуть бути Cl_2 , H_2S , SO_2 , Ar, Xe, CH_4 та ін.

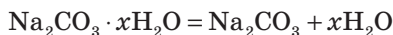
8.3.3. Кристалогідрати (більш докладно питання буде розглянуто в розділі 12) можна розглядати як кристалічні речовини, у вузлах і порожнечках яких знаходяться молекули води: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, $CuCl_2 \cdot 6H_2O$ тощо.

Приклади розв'язання задач

1. Визначте формулу кристалогідрату натрій карбонату, знаючи, що маса його наважки після висушування зменшилася від 14,3 до 5,3 г.

Розв'язання

Якщо представити кристалогідрат як $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, то реакція його розкладу набуде вигляду:



Знаючи кількість речовини безводної солі

$$\left(n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{5,3}{106} = 0,05 \text{ моль} \right)$$

і кількість речовини води

$$\left(n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{14,3 - 5,3}{18} = 0,5 \text{ моль} \right),$$

легко вивести співвідношення між кількостями речовини солі й води в кристалогідраті: $n(\text{Na}_2\text{CO}_3) : n(\text{H}_2\text{O}) = 0,05 : 0,5 = 1 : 10$. Отже, $x = 10$, формула кристалогідрату має вигляд: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

2. До складу мінералу входять чотири елементи. Масові частки Силіцію й Берилію в ньому відповідно дорівнюють 31,28 і 5,03 %, а масове співвідношення двох інших елементів становить 1 : 5,33. Визначте формулу невідомого мінералу.

Розв'язання

Насамперед обчислимо масові частки невідомих елементів А і Б. Їх загальна частка в масі речовини дорівнює: $100 - (31,28 + 5,03) = 63,69$ (%), а з урахуванням співвідношення між масами елементів — на А припадає $\frac{63,69}{6,33} = 10,06$ (%), а на Б — 53,63 %. Прийемо масу мінералу за 100 г і, виходячи з мас кожного елемента в мінералі, обчислимо молярне співвідношення атомів елементів у мінералі $\text{Si}_x\text{Be}_y\text{A}_z\text{B}_k$:

$$x : y : z : k = \frac{31,28}{28} : \frac{5,03}{9} : \frac{10,06}{\text{А}} : \frac{53,63}{\text{Б}} = 1,12 : 0,56 : \frac{10,06}{\text{А}} : \frac{53,63}{\text{Б}}$$

(переведемося, щоб зробити необхідний умовивід: силіційумісних мінералів на Землі не існує; оскільки на частку Силіцію припадає значна частина маси мінералу, то й на частку Оксигену припадати-ме значна частина від загальної маси — 53,63 %)

$$= 1,12 : 0,56 : \frac{10,06}{A} : 3,35 = 2 : 1 : \frac{18}{A} : 6.$$

З урахуванням валентностей Силіцію й Берилію, а також традиції записувати формули мінералів у формі набору оксидів, можна зробити попередній висновок: формула $2\text{SiO}_2 \cdot \text{BeO} \cdot \text{AO}$ залишає на елемент А лише один атом Оксигену (не існує двовалентного елемента з атомною масою 18). Продовжимо перевіряти співвідношення: а) помножимо всі індекси на 2: $x : y : z : k = 4 : 2 : \frac{36}{A} : 12$ ($4\text{SiO}_2 \cdot 2\text{BeO} \cdot 2\text{AO}$, або $4\text{SiO}_2 \cdot 2\text{BeO} \cdot 2\text{A}_2\text{O}$, або $4\text{SiO}_2 \cdot 2\text{BeO} \cdot \text{AO}_2$) — відсутній елемент з атомними масами 18, 9 і 36; б) помножимо всі індекси на 3: $x : y : z : k = 6 : 3 : \frac{54}{A} : 18$ ($6\text{SiO}_2 \cdot 3\text{BeO} \cdot 3\text{AO}$, або $6\text{SiO}_2 \cdot 3\text{BeO} \cdot 3\text{A}_2\text{O}$, або $6\text{SiO}_2 \cdot 3\text{BeO} \cdot \text{A}_2\text{O}_3$) — елемент має масу 27 — Al. Мінерал має склад $6\text{SiO}_2 \cdot 3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$ — берил.

3. 1,00 г кристалів речовини А помістили у вакуумовану посудину об'ємом 5 л і нагріли до температури 110°C . При цьому тиск у посудині досяг $2,05 \cdot 10^4$ Па. У результаті охолодження системи до 10°C тиск знизився до $1,74 \cdot 10^3$ Па, а на стінках посудини сконцентрувалася безбарвна рідина Б. Визначте речовину А.

Розв'язання

Обчислимо кількість речовини газів за температури 110°C за рівнянням Клапейрона — Менделєєва: $n_1 = 0,0322$ моль, і за температури 10°C : $n_2 = 0,0037$ моль. Найбільш логічно припустити, що конденсована рідина Б — це вода, кількість речовини якої становить $n(\text{H}_2\text{O}) = n_1 - n_2 = 0,0285$ (моль) і масу $m(\text{H}_2\text{O}) = 0,513$ г. Тоді на другий газ кількістю речовини 0,0037 моль припадає маса $m(\text{X}) = m(\text{A}) - m(\text{H}_2\text{O}) = 0,487$ (г). Молярна маса X становить $131,62$ г/моль, що ближче за все до ксенону — Xe. Можна припустити, що речовина А є клатратом ксенону $\text{Xe} \cdot b\text{H}_2\text{O}$. За співвідношенням речовин визначимо формулу клатрату: $1 : b = 0,0037 : 0,0285 = 1 : 7,7 = 6 : 46$. Отже, формула речовини — $6\text{Xe} \cdot 46\text{H}_2\text{O}$.

Задачі для самостійного розв'язання

97. Випишіть окремо назви сумішей і чистих речовин: повітря, мінеральна вода, галіт, вихлопні гази, сірчаний колір, столовий оцет, цукор, кальцинована сода, білильне вапно, сталь, вапняне

молоко, сухий лід, сажа, неон. Укажіть для сумішей, які з них є однорідними, і які — неоднорідними.

98. Зі 100 л звичайної води одержали 0,98 мл 98%-ї дейтерієвої води. Обчисліть атомне співвідношення H : D у воді. (Відповідь: 105 759 : 1)

99. Нітратний газ (об'ємна частка нітроген(II) оксиду — 42 %, азоту — 58 %) змішали з повітрям (об'ємна частка кисню — 21 %, азоту — 79 %). В одержаній суміші масова частка Нітрогену становила 76,7 %. Визначте, у якому молярному співвідношенні було взято нітратний газ і повітря для приготування суміші.

100. Тривале пропускання хлору крізь крижану воду призводить до випадання кристалів, що містять 33 % хлору за масою. Визначте формулу кристалів, що випали.

8.4. Для поділу суміші на окремі чисті речовини існує кілька способів. Кожен спосіб ґрунтується на відмінностях у фізичних або хімічних властивостях тих речовин, що утворюють суміш. Найважливішими способами поділу гетерогенних сумішей є такі:

- фільтрування^{8.4.1};

8.4.1. Метод базується на різниці між розмірами частинок суміші.

- відстоювання й декантація^{8.4.2};

8.4.2. Метод ґрунтується на відмінності речовин за густиною. *Декантацією* називається зливання рідини з осілого осаду.

- магнітна сепарація;

Найважливішими способами поділу гомогенних сумішей є такі:

- перегонка (дистиляція)^{8.4.3};

8.4.3. Метод ґрунтується на відмінностях між температурами кипіння рідин суміші.

- випарювання^{8.4.4};

8.4.4. Метод базується на різницях між температурами кипіння і плавлення (леткості) твердої речовини й рідини.

- хроматографія^{8.4.5}.

8.4.5. Метод ґрунтується на різній здатності частинок речовин адсорбуватися (накопичуватися) на поверхні деяких речовин (адсорбентів).

Приклади розв'язання задач

1. Запропонуйте фізичні способи розділення суміші водню й чадного газу.

Розв'язання

Фізичний спосіб розділення газів може ґрунтуватися на різниці між їхніми температурами кипіння (для H_2 вона становить $-253\text{ }^\circ\text{C}$, для C — $-191\text{ }^\circ\text{C}$). Отже, чадний газ почне скраплюватися тоді, коли водень ще залишатиметься газом. Можна було б скористатися також здатністю водню, на відміну від вуглецю, розчинятися в деяких металах (особливо паладії).

Задачі для самостійного розв'язання

101. Запропонуйте методику розділення суміші порошоків міді, заліза й кухонної солі.

8.5. Для кількісної характеристики сумішей існує низка способів^{8.5.1}:

- співвідношення мас речовин у суміші: $m_1 : m_2$;
- масова частка речовини в суміші:

$$\omega_1 = \frac{m_1}{m(\text{суміші})}, \quad \omega_2 = \frac{m_2}{m(\text{суміші})};$$

- співвідношення об'ємів речовин у суміші (використовується для характеристики сумішей рідких або газоподібних речовин): $V_1 : V_2$;
- об'ємна частка речовини в суміші:

$$\varphi_1 = \frac{V_1}{V(\text{суміші})}, \quad \varphi_2 = \frac{V_2}{V(\text{суміші})}.$$

8.5.1. Деякі інші кількісні характеристики будуть розглянуті в розділі 12.

Приклади розв'язання задач

1. Чому дорівнює густина за воднем світільного газу, що має такий об'ємний склад (%): H_2 — 48; CH_4 — 32; CO — 9; N_2 — 5; C_2H_4 — 4; CO_2 — 2.

Розв'язання

Обчислимо середню молярну масу газової суміші:

$$M(\text{суміші}) = 2 \cdot 0,48 + 16 \cdot 0,32 + 28 \cdot 0,09 + 28 \cdot 0,05 + 30 \cdot 0,04 + 44 \cdot 0,02 = 12,08 \text{ (г/моль)}.$$

Густина суміші за воднем становитиме:

$$D_{\text{H}_2}(\text{суміші}) = \frac{M(\text{суміші})}{M(\text{H}_2)} = \frac{12}{2} = 6.$$

2. У результаті спалювання 5 г вугілля утворилося 1,5 г золи, 0,9 г води та 12 г суміші вуглекислого й сірчистого газів. Обчисліть масову частку сірки в узятій руді.

Розв'язання

Беремо за основу версію, що всі негорючі компоненти ввійшли в золу й на $(5 - 1,5) = 3,5$ г маси вугілля припадають лише три елементи: H, C і S. З кількості речовини води $\left(\frac{0,9}{18} = 0,05\right)$ обчислюємо кількість речовини Гідрогену $(0,05 \cdot 2 = 0,1)$ та його масу (0,1 г). Тоді загальна маса C і S становить 3,4 г. Прийнемо масу C за x г, тоді його кількість речовини становитиме $\frac{x}{12}$ моль, стільки ж буде й вуглекислого газу, маса якого дорівнюватиме $\left(\frac{x}{12} \cdot 44\right) \cdot \frac{11}{3} x$ г. Сірка масою $(3,4 - x)$ г дає $\frac{3,4 - x}{32} \cdot 64 = (3,4 - x) \cdot 2$ г сірчистого газу. Складемо маси газів і отримаємо $x: \frac{11}{3} \cdot x + (3,4 - x) \cdot 2 = 12; x = 3,22$.

Маса сірки у вугіллі становила 0,18 г, або $\frac{0,18}{5} \cdot 100 \% = 3,6 \%$.

3. Обчисліть масову частку сульфатної кислоти в її водному розчині, якщо відомо, що молярні частки Гідрогену й Оксигену в цьому розчині однакові.

Розв'язання

n моль води містять $2n$ моль атомів Гідрогену й n моль атомів Оксигену, а t моль кислоти містять $2t$ моль атомів Гідрогену й $4t$ атомів Оксигену. За умовою задачі, кількості речовини атомів Гідрогену й Оксигену однакові: $2n + 2t = n + 4t$. Отже, $n = 2t$. На 1 моль кислоти (98 г) у розчині припадатиме 2 моль води (36 г). Масова частка кислоти в розчині становить: $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98}{134} \cdot 100 \% = 73 \%$.

Задачі для самостійного розв'язання

102. Обчисліть масові частки кисню, азоту й аргону в повітрі, якщо об'ємні частки (%) газів у повітрі відповідно дорівнюють 21, 78 і 1.

103. Масова частка оксиду Fe_2O_3 в руді становить 5 %. Обчисліть уміст (%) Феруму в руді.

104. Суміш утворена двома оксидами — Fe_2O_3 і Fe_3O_4 — у масовому співвідношенні 1 : 2. Обчисліть масову частку (%) Феруму в суміші.

105. З 1 тонни збагаченої руди, що містить оксид Fe_3O_4 , одержали 280 кг заліза. Обчисліть масову частку оксиду в руді.

106. Масова частка металу в природному кристалогідраті сульфату двовалентного металу становить 20,14 %. Визначте формулу кристалогідрату, якщо відомо, що атомна маса металу у 8 разів перевищує число молекул кристалізаційної води у формулі кристалогідрату.

107. Який об'єм води слід долити до 120,0 мл 50%-го водного розчину кислоти H_3PO_4 (густина розчину — 1,3 г/см³), щоб масова частка кислоти знизилася до 10 % ?

108. У яких масових співвідношеннях слід змішати два розчини з масовою часткою розчиненої речовини 10 і 40 %, щоб одержати розчин з масовою часткою речовини 20 % ?

109. Склянку розчину (200 мл) цукру ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) з масовою часткою речовини 1 % (густина розчину — 1 г/мл) вилили у ванну з водою (2 м³). Скільки молекул цукру опиниться в склянці, якщо зачерпнути води з ванни? (Уважати, що речовина рівномірно розподілилася у воді.)

110. Так звана «сірка» одного із сортів сірників не містить сірки, але містить сульфід Sb_2S_3 . У разі спалювання 1 г такої «сірки» одержали 35,5 мл (вимірювання проводилися за температури 20 °C і тиску 103 кПа) оксиду SO_2 . Обчисліть масову частку сульфід у «сірці» сірників.

Розділ 9. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

9.1. Наразі відомо близько 500 тисяч неорганічних речовин. В основу їх класифікації покладено два принципи — склад і хімічні властивості.

9.2. Залежно від складу речовини можна поділити на *одноелементні*^{9.2.1}, *двоелементні*^{9.2.2} і *багатоелементні*^{9.2.3}.

9.2.1. Одноелементні, або прості, речовини утворені атомами одного елемента й можуть відрізнятися ізотопним складом та *алотропною модифікацією*.

9.2.2. Двоелементні, або *бінарні*, речовини утворені атомами двох елементів. Номенклатура та класифікація цих речовин

визначається більш електронегативним елементом: гідриди, галогеніди (флуориди, хлориди, броміди, йодиди), оксиди та ін.

9.2.3. Сполуки мають у своєму складі не менш ніж три елементи. Найбільш значущими з них є оксикислоти, основи й солі оксикислот.

Приклади розв'язання задач

1. Укажіть, чи відповідають запропоновані в таблиці історичні назви речовин їх формулам.

Формула	Назва	Відповідь	Формула	Назва	Відповідь
$2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	Кальцинована сода		FeS_2	Залізний купорос	
PH_3	Фосген		$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Алебастр	
Al_2O_3	Глинозем		CO_2	Вуглекислий газ	
K_2CO_3	Цементит		NH_4Cl	Нашатир	
HgCl_2	Сулема		H_2O_2 , 30% -й	Гідразин	
N_2H_4	Пергідроль		Pb_3O_4	Крокус	
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Пірит		NaHCO_3	Харчова сода	
Fe_2O_3	Поташ		CaCO_3	Мрамур	
CO	Чадний газ		NaOH	Каустик	

Розв'язання

Формула	Назва	Відповідь	Формула	Назва	Відповідь
$2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	Кальцинована сода	Ні	FeS_2	Залізний купорос	Ні
PH_3	Фосген	Ні	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Алебастр	Ні
Al_2O_3	Глинозем	Так	CO_2	Вуглекислий газ	Так
K_2CO_3	Цементит	Ні	NH_4Cl	Нашатир	Так
HgCl_2	Сулема	Так	H_2O_2 , 30% -й	Гідразин	Ні
N_2H_4	Пергідроль	Ні	Pb_3O_4	Крокус	Ні

Формула	Назва	Відповідь	Формула	Назва	Відповідь
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Пірит	Ні	NaHCO_3	Харчова сода	Так
Fe_2O_3	Поташ	Ні	CaCO_3	Мармур	Так
CO	Чадний газ	Так	NaOH	Каустик	Так

- $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — алебастр
- Fe_2O_3 — крокус
- PH_3 — фосфін
- FeS_2 — пірит
- K_2CO_3 — поташ
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — гашене вапно
- N_2H_4 — гідразин
- H_2O_2 , 30% -й — пергідроль
- $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гіпс
- Pb_3O_4 — сурик

Задачі для самостійного розв'язання

111. Наведіть формули сполук, які мають такі тривіальні назви: а) станіоль; б) фулерен; в) закис азоту; г) глинозем; д) карборунд; е) сухий лід; ж) каустик; з) олов'яна олія; и) індійська селітра; к) харчова сода.

9.3. Прості речовини поділяють на **метали й неметали**^{9.3.1}. Для елементів II–III періодів під час переходу від *p*-елементів VIII групи до *s*-елементів I групи характерним є зменшення числа валентних електронів, що спричиняє закономірний перехід від неметалів з молекулярною кристалічною ґраткою до неметалів з атомною і далі — до металів з металевою^{9.3.2} кристалічною ґраткою.

9.3.1. Не завжди можна провести різку межу між металами й неметалами. У зв'язку з цим із простих речовин іноді виділяють ще дві групи речовин: а) **амфігени** — прості речовини, утворені елементами, чиї сполуки проявляють амфотерні властивості: Be, Cr, Zn, Al, Ga, Ge, Sn, Pb; б) **аерогени** — одноатомні молекули інертних газів, одні з яких хімічно абсолютно пасивні (He, Ne, Ar), а інші (Kr, Xe, Rn) проявляють деякі властивості неметалів.

9.3.2. Кристалічні ґратки металів бувають трьох типів: а) кубічна об'ємноцентрована; б) кубічна гранецентрована; в) гексагональна щільно упакована.

У міру зміни типу зв'язку та структури закономірно змінюються також і властивості простих речовин — густина, температури плавлення й кипіння, електропровідність та ін.

Структура і властивості простих речовин змінюються закономірно також у підгрупах елементів (зі збільшенням радіуса атомів енергія йонізації зменшується, а металічні властивості посилюються).

Приклади розв'язання задач

1. Наведіть приклади елементів, прості речовин яких містять різну кількість атомів. Напишіть молекулярні та графічні формули цих речовин.

Розв'язання

Явище алотропії характерне для багатьох неметалів.

Карбон: алмаз і графіт — мають різну будову кристалічної ґратки, але їхній склад можна описати однією молекулярною формулою — C_n ; фулерени мають склад — C_{60} , C_{70} .

Фосфор: червоний фосфор — P_n ; білий фосфор — P_4 , унаслідок нагрівання перетворюється на P_2 .

Сульфур: дві модифікації (α - і β -сірка) мають формулу S_8 , за високої температури сірка має склад S_2 .

Задачі для самостійного розв'язання

112. Чому періодична залежність властивостей від протонного числа елементів у простих речовин проявляється складніше, ніж у вільних атомів? Проілюструйте пояснення прикладами.

9.4. За типом зв'язку бінарні сполуки можуть бути йонними, ковалентними, металевими й зі змішаним типом хімічного зв'язку:

Сполука	Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5
Ефективний заряд на атомі Оксигену	-0,8	-0,35	-0,24	-0,11	-0,05

Сполука	Li_2O	Na_2O	K_2O	Rb_2O	Cs_2O
Ефективний заряд на атомі Оксигену	-0,8	-0,81	-0,89	-0,92	-0,96

Відповідно до закономірної зміни електронної структури атомів елементів закономірно змінюються також властивості однотипних бінарних сполук елементів. Незважаючи на значну розмаїтість складу та властивостей цих сполук, найбільш важливими з них є **оксиди, безоксигенові кислоти**^{9.4.1} й **безоксигенові солі**^{9.4.2}.

9.4.1. До них належать водні розчини галогеноводнів (HF, HCl, HBr, HI) і халькогеноводнів (H₂S, H₂Se, H₂Te). Серед безоксигенових кислот можна виокремити групу багатоелементних кислот, наприклад, ціановодневу (синильну) — HCN, родановодневу — HCNS і деякі інші.

9.4.2. Утворені безоксигеновими кислотами.

Оксиди — це сполуки елементів з Оксигеном, ступінь окиснення якого дорівнює (-2)^{9.4.3}. Оксиди, у свою чергу, поділяються на оксиди **основні**^{9.4.4}, **амфотерні**^{9.4.5}, **кислотні**^{9.4.6}, **подвійні**^{9.4.7} та **несолетворні**^{9.4.8}.

9.4.3. Існують бінарні сполуки, в яких Оксиген проявляє інші ступені окиснення: а) флуорид OF₂; б) діоксифлуорид O₂F₂; в) пероксиди: H₂O₂, Na₂O₂, BaO₂; г) надпероксиди: KO₂; д) озоніди: KO₃.

9.4.4. Утворені типовими металами (Li₂O, CaO та ін.) і перехідними металами з нижчими ступенями окиснення (Cu₂O, NiO та ін.). Безпосередньо з водою взаємодіють оксиди лише дев'яти металів (лужних і лужноземельних).

9.4.5. Утворені металами з відносно високою електронегативністю (*див. амфігени*) або перехідними металами (Fe₂O₃, MnO₂ та ін.).

9.4.6. Утворені типовими неметалами (CO₂, SO₃ та ін.) і перехідними металами з вищими ступенями окиснення (CrO₃, Mn₂O₇ та ін.).

Кислотні оксиди, як правило, безпосередньо взаємодіють з водою з утворенням оксокислот. Виняток становлять оксиди SiO₂, TeO₂, TeO₃, MoO₃ та WO₃.

9.4.7. Утворені зазвичай атомами металу з двома різними ступенями окиснення: Fe₃O₄ (FeO·Fe₂O₃), Pb₂O₃ (PbO·PbO₂) та ін. У певному розумінні ці речовини можуть розглядатися як солі (*див. п. 9.5*): Fe(FeO₂), PbPbO₃.

9.4.8. Ряд оксидів неметалів, які не проявляють властивостей кислотних оксидів: CO, N₂O, NO, SiO.

Особливою групою бінарних сполук є **інтерметалеві сполуки** (Mg₂Sn, AgZn, Cu₃Al та ін.), у яких одночасно поєднуються кілька типів зв'язку, причому частка кожного з них коливається в досить широких межах^{9.4.9}.

9.4.9. Зазвичай інтерметаліди поступаються чистим металом показниками тепло- й електропровідності, але перевершують їх за твердістю й температурою плавлення.

9.5. У процесі взаємодії бінарних сполук, що різко відрізняються між собою за типом зв'язку, майже завжди утворюються триелементні сполуки.

Гідрати оксидів представлені **основами**^{9.5.1}, **амфотерними гідроксидами**^{9.5.2} й **кислотами**^{9.5.3}. Усі ці речовини мають у своєму розпорядженні гідроксильну групу О–Н. Чим вища електронегативність елемента, тим більш полярним є характер зв'язку між Оксигеном і Гідрогеном гідроксильної групи (кислотні властивості). Чим нижча електронегативність елемента, тим більш полярний характер зв'язку між Оксигеном гідроксильної групи й елементом (основні властивості).

9.5.1. Утворені типовими металами (LiOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ та ін.) і перехідними металами з нижчими ступенями окиснення ($\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$ та ін.). У свою чергу поділяються на розчинні у воді (**луги**) і нерозчинні у воді.

9.5.2. Утворені металами з відносно високою електронегативністю (*див. амфігени*) або перехідними металами ($\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_4$ та ін.).

9.5.3. Оксикислоти, утворені типовими неметалами (HClO_4 , H_2SO_4 та ін.) і перехідними металами з вищими ступенями окиснення (HMnO_4 та ін.).

Солі^{9.5.4–9.5.5} складаються з катіонів, наданих основними або амфотерними гідроксидами, і аніонами, наданими кислотними або амфотерними гідратами оксидів.

9.5.4. Солі, утворені оксикислотами, називають оксисолями.

9.5.5. За катіонно-аніонним складом солі поділяються на кілька груп:

- а) аніони середніх солей не містять атомів Гідрогену: CaCO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$;
- б) аніони кислих солей зберігають зв'язок з одним або кількома атомами Гідрогену: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, NaH_2PO_4 ;
- в) змішані солі містять різні аніони: AlSO_4Cl , $\text{CaCl}(\text{OCl})$;
- г) катіони основних солей зберігають зв'язок з однією або кількома гідроксильними групами: CaOHCl , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$;
- д) подвійні солі містять різні катіони: $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$.

9.6. Залежно від хімічних властивостей^{9.6.1} речовини поділяють на класи сполук, що мають загальні хімічні властивості. До них зараховують, наприклад, окисники й відновники^{9.6.2}, кислоти й основи, розчинники й осаджувачі та ін.

9.6.1. Питання хімічних властивостей буде розглянуто в ч. 2 і 3.

9.6.2. Буде розглянуто в розділі 13.

Приклади розв'язання задач

1. Напишіть хімічні формули речовин за їх назвами: а) синильна кислота; б) кальцій пірофосфат; в) закис азоту; г) глауберова сіль; д) кіновар; е) амоніакова селітра; ж) гашене вапно; з) залізний купорос; и) сірковуглець.

Розв'язання

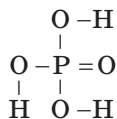
- а) Синильна кислота — HCN ;
 б) кальцій пірофосфат — $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$;
 в) закис азоту — N_2O ;
 г) глауберова сіль — $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$;
 д) кіновар — HgS ;
 е) амоніакова селітра — NH_4NO_3 ;
 ж) гашене вапно — $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
 з) залізний купорос — $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$;
 и) сірковуглець — CS_2 .

2. На прикладі орто-, піро- й метафосфатних кислот покажіть, чим ці форми відрізняються одна від одної та за яких умов відбувається їх взаємне перетворення.

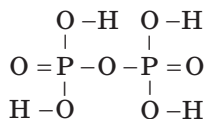
Розв'язання

Запишемо молекулярні та графічні формули зазначених кислот:

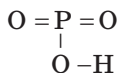
H_3PO_4 — ортофосфатна кислота:



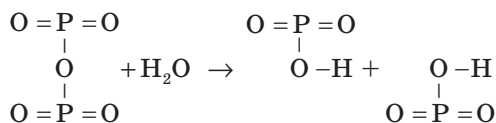
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ — пірофосфатна кислота:



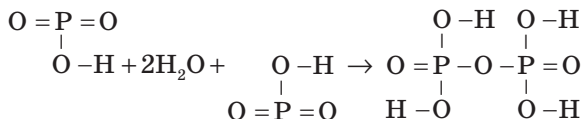
HPO_3 — метафосфатна кислота:



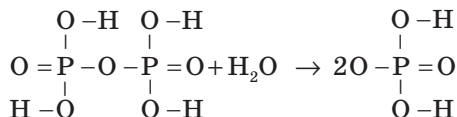
Метафосфатна кислота може вважатися продуктом узаємодії оксиду P_2O_5 з мінімальною кількістю води (навіть пароподібної):



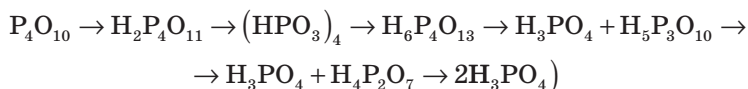
На наступному етапі гідратації (у разі нагрівання або тривалого зберігання) метафосфатна кислота перетворюється на пірофосфатну:



У результаті подальшого гідролізу пірофосфатна кислота повільно перетворюється на ортофосфатну кислоту:



(Насправді все не так просто, і, можливо, деякі з учнів 8 класів знають проблему глибше. Гідратація фосфорного ангідриду P_4O_{10} , що має циклічну будову, полягає в послідовному розщепленні молекулами води зв'язків $P-O-P$, що передбачає ступінчастий характер реакції та наявність численних проміжних продуктів реакції:



Задачі для самостійного розв'язання

113. Виберіть із двох оксидів той, основні властивості якого виражені сильніше:

- | | |
|--|--|
| а) FeO, Fe ₂ O ₃ ; | б) SnO, SnO ₂ ; |
| в) ZnO, CdO; | г) SnO, PbO; |
| д) BeO, CaO; | е) MnO, Mn ₂ O ₇ . |

114. Напишіть формули орто- й мета-кислот двох елементів, якщо оксид першого має формулу E_2O_3 , а другого — EO_2 .

115. У XVI–XVII ст. лікарі застосовували такі препарати, як сулема, каломель, ляпіс і свинцевий цукор. Напишіть формули цих речовин. Які можуть бути наслідки вживання цих препаратів?

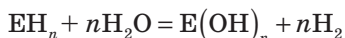
116. Елемент X утворює оксигеновмісні *мета-* й *орто-*аніони, а також поліаніон, що має заряд -8 і містить шість атомів елемента X. Масова частка елемента X у *мета-*аніоні становить 65,9 %. Визначте елемент X, напишіть формули трьох його аніонів.

Розділ 10. НЕОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

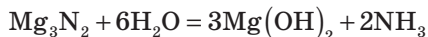
10.1. *Бінарні сполуки* називають за більш електронегативним елементом з додаванням закінчення *-ид(-ід)*, а у формулі символ цього елемента ставиться останнім: H_4C — гідроген карбід; H_3N — гідроген нітрид тощо.

Солевотворні бінарні сполуки^{10.1.1–10.1.2} утворені елементами з досить високою різницею в електронегативності, насамперед металами з неметалами. Вони проявляють деякі типові ознаки солей, перш за все здатність до гідролізу.

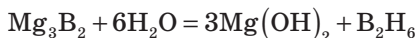
10.1.1. Основні гідриди (йонні сполуки лужних і лужноземельних металів з Гідрогеном) утворюються в результаті безпосередньої взаємодії простих речовин і є безбарвними кристалічними речовинами, які енергійно й до кінця гідролізуються з утворенням основи й вільного водню:



10.1.2. Інші класи сполук цієї групи становлять: бориди, карбіди, силіциди, нітриди, фосфіди, арсеніди. Якщо ці сполуки утворені найбільш активними металами, то легко гідролізуються:



або



Серед інших бінарних сполук можна виокремити сполуки неметалів один з одним^{10.1.3}: галогеніди (SF_6 , NCl_3), халькогеніди (CS_2 , As_2Se_3), пніктогеніди (Si_3N_4 , SiP_2), карбіди (SiC).

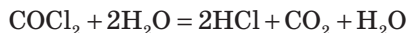
10.1.3. Деякі з них гідролізуються ($\text{PCl}_5 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{HCl}$ або $\text{P}_2\text{S}_5 + 8\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}_2\text{S}$), а деякі ні (SF_6 , NF_3 , CF_4 , CS_2 , SiC , Si_3N_2).

10.2. Своєрідну групу речовин становлять бінарні сполуки, у яких атоми одного елемента зв'язані один з одним. Усі вони мають назви з префіксом *пер-*: пероксиди (H_2O_2 , Na_2O_2), персульфіди (H_2S_n , FeS_2), пернітриди (N_2H_4), перкарбіди (C_2H_6 , C_2H_4 , CaC_2).

10.3. Досить різноманітну групу речовин можна зарахувати до похідних оксикислот:

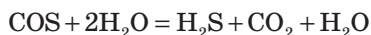
- галогенангідриди^{10.3.1} — групи $-\text{OH}$ або групи $-\text{OH}$ і атоми Оксигену заміщені атомами галогенів (COCl_2 — фосген);

10.3.1. Гідроліз протікає необоротно:



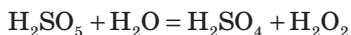
- тіоангідриди^{10.3.2} — групи $-\text{OH}$ або групи $-\text{OH}$ і атоми Оксигену заміщені атомами Сульфуру (COS);

10.3.2. Гідроліз протікає необоротно:



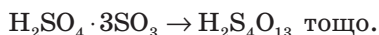
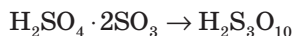
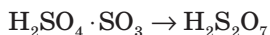
- тіокислоти й тіосоли — атоми Оксигену заміщені атомами Сульфуру (K_2CS_3 — калій тіокарбонат);
- пероксикислоти^{10.3.3} — оксикислоти, у молекулах яких міститься пероксигрупа $-\text{O}-\text{O}-$ (пероксимоносульфатна кислота — H_2SO_5);

10.3.3. У водних розчинах нестійкі:



- полікислоти^{10.3.4} — оксикислоти, що містять складний аніон, утворений з кількох кислотних залишків однієї й тієї ж кислоти або різних кислот.

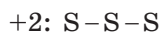
10.3.4. Наприклад, олеум (суміш сульфатної кислоти з оксидом SO_3) містить цілий набір полісульфатних кислот:



Приклади розв'язання задач

1. Визначте ступінь окиснення Купруму в сполуках: Cu_2S_2 , CuS_2 , Cu_2S_4 , CuS_3 , CuS . Напишіть графічні формули сполук.

Розв'язання



2. Бінарну сполуку А деякого металу нагріли в автоклаві з киснем за температури $1\,000\text{ }^\circ\text{C}$ до повного утворення оксиду Б. Автоклав продули інертним газом і остудили, при цьому маса вихідної речовини зменшилася в 1,104 рази. Масова частка Оксигену в оксиді Б становить 10,43 %. Визначте формули сполук. Поясніть, навіщо автоклав перед охолодженням продували інертним газом.

Розв'язання

Якщо масу сполуки А прийняти за 100 г, то маса оксиду Б становитиме 90,58 г. Маса Оксигену дорівнює $90,58 \cdot 0,1043 = 9,45$ (г) (1,18 моль/екв), а маса металу в ньому: $90,58 - 9,45 = 81,13$ (г). Із закону еквівалентів випливає:

$$\frac{81,13}{M(\text{Met})} \cdot Z = 1,18;$$

$$M(\text{Met}) = 68,75 \cdot Z.$$

Якщо $Z = 2$, то $M(\text{Met}) = 137,5$, що відповідає металу Барій (137,33). Отже, речовина Б — барій оксид BaO . У речовині А на невідомий елемент X залишається $100 - 81,13 = 18,87$ (г). За законом еквівалентів, $M(X) = \frac{18,87}{1,18} \cdot Z = 16Z$, що може відповідати або пероксиду BaO_2 , або сульфіді BaS . Продування автоклава інертним газів запобігає можливості взаємодії продуктів реакції між собою.

Задачі для самостійного розв'язання

117. Напишіть графічну формулу гідразину N_2H_4 . Визначте ступінь окиснення й валентність Нітрогену в цій сполуці.

118. Запишіть рівняння реакції гідролізу для кальцій фосфіду й кальцій силіциду.

119. Визначте, до якого класу сполук належить кожна з перелічених речовин: CaS , CaCl_2 , CCl_4 , B_2S_3 , SOCl_2 , BaO_2 , $\text{SO}(\text{OH})_2$, $\text{SO}_2(\text{OH})_2$, SO_2Cl_2 , CrO_3 , CrO_2Cl_2 , FeS_2 , H_2S_5 .

120. Суміш однакових об'ємів двох газів має густину за воднем 7,5. Які це можуть бути гази, якщо вони складаються з елементів зі звичайним умістом ізотопів? Перелічіть можливі сполучення (не менш ніж п'ять).

Частина II. ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ

Розділ 11. РІВНЯННЯ РЕАКЦІЙ І СТЕХІОМЕТРИЧНІ СПІВВІДНОШЕННЯ

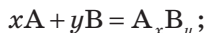
11.1. В основі стехіометрії хімічних реакцій перебувають такі закони, як *закон збереження маси*^{10.1.1}, *закон об'ємних співвідношень*^{10.1.2} і *закон еквівалентних співвідношень*^{10.1.3}.

11.1.1. Відкритий незалежно один від одного російським ученим М. В. Ломоносовим у 1756 р. і французьким хіміком А. Л. Лавуазьє в 1777 р.

11.1.2. Відкритий французьким хіміком і фізиком Ж. Л. Гей-Люссаком у 1808 р.: об'єми газів, що вступають у реакції, відносяться один до одного й до об'ємів інших газоподібних продуктів реакції як прості числа.

11.1.3. Відкритий німецьким хіміком Й. В. Ріхтером у 1793 р.: маси реагентів відносяться між собою як молярні маси їхніх хімічних еквівалентів (сучасне трактування).

Якщо виразити рівняння деякої реакції в загальному вигляді так:



то закон збереження маси можна записати в такій формі:

$$m(A) + m(B) = m(A_xB_y);$$

закон об'ємних відносин:

$$V(A) : V(B) : V(A_xB_y) = x : y : 1;$$

закон еквівалентних співвідношень:

$$m(A) : m(B) = M_{\text{екв}}(A) : M_{\text{екв}}(B)$$

або

$$n_{\text{екв}}(A) = n_{\text{екв}}(B).$$

Приклади розв'язання задач

1. Німецький натураліст Г. Шталь (1659–1734) розробив теорію, відповідно до якої всі горючі речовини містять деяку субстанцію — флогістон. Під час горіння речовини флогістон витікає з неї й утворюється оксид. Оксиди позбавлені флогістону й можуть віднімати його в інших речовин.

Хіміки XVII–XVIII ст. широко використовували теорію флогістону для опису своїх експериментів: а) «У процесі розчинення неблагородних металів у кислотних спиртах виділяється горюча пара, що являє собою не що інше, як флогістон» (М. В. Ломоносов); б) газ, одержаний після пропускання повітря крізь розпечене вугілля й потім — крізь розчин лугу, Дж. Прістлі назвав флогістованим повітрям.

- 1) Як сьогодні називають флогістон Ломоносова й флогістоване повітря Прістлі?
- 2) Якою є густина флогістону за Ломоносовим? Чому дорівнює густина флогістону за Шталем?
- 3) Чи можлива сучасна інтерпретація поняття «флогістон»?

Розв'язання

- 1) Флогістон Ломоносова — це водень, а флогістоване повітря Прістлі — азот.
- 2) Густина флогістону Ломоносова (водню) дорівнює $\frac{2}{22,4} = 0,089$ г/л. Уже у XVIII ст. учені виявили, що маса окалини більша за масу металу, який окиснився. Виходило, що, після того як флогістон витік з металу, маса останнього збільшилася. Довелося припустити, що флогістон Шталя має негативну масу, а отже, негативну густина.
- 3) У певному сенсі флогістон можна розуміти як електрони, які елемент утрачає в процесі окиснення.

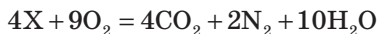
2. Визначте молекулярну формулу газу X, якщо відомо, що для остаточного згоряння 2 л газу X потрібно 4,5 л кисню. Відомо, що в результаті реакції утворюється 2 л вуглекислого газу, 1 л азоту й вода.

Розв'язання

Запишемо рівняння реакції з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів, складених на основі закону об'ємних співвідношень:



Якщо газ X не містить атомів Оксигену, рівняння набуває вигляду:



Звідси випливає, що молекула газу X містить один атом С, один атом N і п'ять атомів H — CNH_5 або H_3C-NH_2 (метиламін).

Якщо газ X містить атоми Оксигену, рівняння набуває такого вигляду:



У такому випадку формула X мала б вигляд $CN_{0,5y}O_{(b-10)/4}$, із чого випливає цілком неможливе найпростіше співвідношення елементів $CN_{0,5y}O$.

Задачі для самостійного розв'язання

121. Для спалювання 6 л газу X використали 10 л кисню. Після закінчення реакції газова суміш складалася з 1 л кисню, 6 л вуглекислого газу й 6 л сірчастого газу. Визначте формулу газу X.

122. Унаслідок падіння колби, що містила 56,75 мл в'язкої рідини X (густина — 1,6 г/мл), стався потужний вибух. Дослідження показало, що в результаті вибуху виділилося 52,8 г вуглекислого газу, 16,8 г азоту, 3,2 г кисню й 18 г води. Визначте молекулярну формулу рідини X.

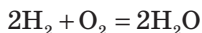
11.2. Розглянемо алгоритм розв'язання найпростішої розрахункової задачі різними способами.

Приклади розв'язання задач

1. Обчисліть об'єм (н. у.) кисню, що знадобиться для згорання 8 г водню.

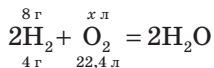
Розв'язання

1) Запишемо рівняння реакції, розставимо коефіцієнти:



Для розв'язання задачі методом пропорцій:

а) Оформимо рівняння реакції відповідним чином:



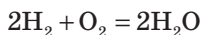
б) Складемо пропорцію:

$$\frac{8}{4} = \frac{x}{22,4}$$

в) Розв'яжемо пропорцію:

$$x = \frac{8}{4} \cdot 22,4 = 44,8 \text{ (л)}$$

2) Запишемо рівняння реакції, розставимо коефіцієнти:



а) Обчислимо кількість речовини водню:

$$n(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{8}{2} = 4 \text{ (моль)}.$$

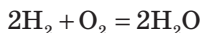
б) За співвідношенням речовин у рівнянні реакції обчислимо кількість речовини кисню:

$$n(\text{O}_2) = \frac{1}{2} n(\text{H}_2) = \frac{1}{2} \cdot 4 = 2 \text{ (моль)}.$$

в) Обчислимо об'єм кисню:

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m = 2 \cdot 22,4 = 44,8 \text{ (л)}.$$

3) Запишемо рівняння реакції, розставимо коефіцієнти:



а) Обчислимо кількість речовини водню:

$$n(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{8}{2} = 4 \text{ (моль)}.$$

б) Обчислимо об'єм водню:

$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_m = 4 \cdot 22,4 = 89,6 \text{ (л)}.$$

в) Обчислимо об'єм кисню:

$$V(\text{O}_2) = \frac{1}{2} V(\text{H}_2) = \frac{1}{2} \cdot 89,6 = 44,8 \text{ (л)}.$$

4) У разі розв'язування задачі методом еквівалентів рівняння реакції не потрібне:

а) Обчислимо кількість речовини еквівалентів водню:

$$n_{\text{екв}}(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M_{\text{екв}}(\text{H}_2)} = \frac{8}{1} = 8 \text{ (моль)};$$

б) $n_{\text{екв}}(\text{O}_2) = n_{\text{екв}}(\text{H}_2) = 8 \text{ моль}$.

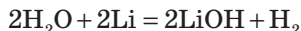
в) Оскільки для кисню $V_{\text{екв}} = 5,6 \text{ л}$ (див. п. 6.3.1), а $n_{\text{екв}}(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_{\text{екв}}}$, можна обчислити його об'єм:

$$V(\text{O}_2) = n_{\text{екв}}(\text{O}_2) \cdot V_{\text{екв}} = 8 \cdot 5,6 = 44,8 \text{ (л)}.$$

2. Обчисліть масу літію, у результаті розчинення якого у 80 г води утворився розчин, масова частка літій гідроксиду в якому становить 7 %.

Розв'язання

Запишемо рівняння реакції:



Приймемо масу літію за x г, тоді кількість речовини літію становитиме $\frac{x}{7}$ моль, літій гідроксиду — $\frac{x}{7}$ моль, а водню — $\frac{0,5x}{7}$ моль. Виразимо маси кожного з продуктів реакції:

$$m(\text{LiOH}) = \frac{x}{7} \cdot 24 = 3,4x \text{ (г)};$$

$$m(\text{H}_2) = \frac{0,5x}{7} \cdot 2 = 0,14x \text{ (г)}.$$

Знаючи, що маса одержаного розчину становить:

$$\begin{aligned} m(\text{розч.}) &= m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{Li}) - m(\text{H}_2) = \\ &= 80 + x - 0,14x = (80 + 0,86x) \text{ г,} \end{aligned}$$

виразимо масову частку лугу в розчині:

$$\omega(\text{LiOH}) = \frac{m(\text{LiOH})}{m(\text{розч.})} \cdot 100 \% = 7 \%,$$

або

$$\frac{3,4x}{80 + 0,86x} = 0,07.$$

Обчислимо x :

$$x = 1,7 \text{ (г)}.$$

Задачі для самостійного розв'язання

123. Обчисліть масу натрій оксиду, у результаті розчинення якого в 40 г води утворюється розчин, масова частка лугу в якому становить 4 %.

124. У 120 г розчину кислоти з масовою часткою H_2SO_4 24,5 % розчиняли цинк до остаточного припинення реакції. Обчисліть масову частку солі в одержаному розчині.

125. Який об'єм (н. у.) вуглекислого газу може поглинути 2% -й розчин вапняної води масою 370 г?

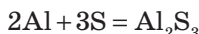
11.3. На базі стехіометричних співвідношень речовин у рівнянні реакції можна розв'язувати розрахункові задачі різних типів.

а) Задачі на надлишок одного з реагентів**Приклади розв'язання задач**

1. Обчисліть масу продукту реакції, одержаного в результаті сплавлення суміші 9 г алюмінію й 8 г сірки.

Розв'язання

Запишемо рівняння реакції:



а) Обчислимо кількість речовини кожного з реагентів:

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{9}{27} = \frac{1}{3} \text{ (моль);}$$

$$n(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} = \frac{8}{32} = \frac{1}{4} \text{ (моль).}$$

б) За кількістю речовини одного з реагентів обчислимо кількості речовини другого реагента:

$$n(\text{Al}) = \frac{2}{3}n(\text{S}) = \frac{2}{3} \cdot \frac{1}{4} = \frac{1}{6} \text{ (моль).}$$

в) Визначимо реагент, даний у надлишку: для даної за умовою задачі кількості речовини сірки $\left(\frac{1}{4} \text{ моль}\right)$ знадобиться лише $\frac{1}{6}$ моль алюмінію, що удвічі менше від тієї кількості речовини $\left(\frac{1}{3} \text{ моль}\right)$, яку було використано. Висновок: алюміній дано в надлишку (подальші розрахунки за ним не проводяться).

г) Обчислимо кількість речовини продукту реакції:

$$n(\text{Al}_2\text{S}_3) = \frac{1}{3}n(\text{S}) = \frac{1}{3} \cdot \frac{1}{4} = \frac{1}{12} \text{ (моль).}$$

д) Обчислимо масу продукту реакції:

$$m(\text{Al}_2\text{S}_3) = n(\text{Al}_2\text{S}_3) \cdot M(\text{Al}_2\text{S}_3) = \frac{1}{12} \cdot 150 = 12,5 \text{ (г).}$$

Задачі для самостійного розв'язання

126. До 73 г 8%-го розчину хлоридної кислоти додали 127 г 10%-го розчину натрій гідроксиду. Обчисліть масову частку солі в одержаному розчині.

127. 200 мл суміші сірчастого газу з киснем пропустили крізь контактний апарат. Після приведення умов до початкових об'єм газів становив 150 мл і суміш була остаточно поглинена надлишком розчину лугу. Обчисліть густину вихідної газової суміші за воднем.

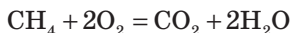
б) Задачі на суміші, коли одна з речовин не бере участі в реакції

Приклади розв'язання задач

1. На згоряння метану витратили 12,00 л повітря. Обчисліть об'єм згорілого метану.

Розв'язання

Запишемо рівняння реакції:



а) Обчислимо об'єм кисню в повітрі:

$$V(\text{O}_2) = V(\text{повітря}) \cdot \varphi(\text{O}_2) = 12 \cdot 0,21 = 2,52 \text{ (л)}.$$

б) Обчислимо об'єм метану:

$$V(\text{CH}_4) = \frac{1}{2} V(\text{O}_2) = \frac{1}{2} \cdot 2,52 = 1,26 \text{ (л)}.$$

Задачі для самостійного розв'язання

128. Крізь 8 г суміші купрум(II) оксиду й міді в процесі нагрівання пропускали водень. Після завершення реакції маса суміші зменшилася на 1,00 г. Обчисліть масові частки речовин у вихідній суміші.

129. Кам'яне вугілля має такий склад (за масою): С — 84,0 % ; S — 3,5 % ; Н — 7,7 % ; Н₂O — 4,0 % і негорючі домішки. Для спалювання вугілля береться повітря з 20% -м надлишком (об'ємна частка кисню в повітрі 21 % за об'ємом). Який об'єм (н. у.) повітря (м³) знадобиться для спалювання 1 кг кам'яного вугілля?

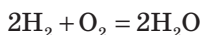
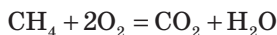
в) Задачі на суміші, коли обидві речовини беруть участь у реакції

Приклади розв'язання задач

1. На згоряння 10 л суміші метану з воднем знадобилося 17 л кисню. Обчисліть об'ємні частки (%) газів у вихідній суміші.

Розв'язання

Запишемо рівняння двох реакцій:



- а) Якщо об'єм метану прийняти за x л, об'єм водню становитиме $(10 - x)$ л.
 б) Виразимо об'єм кисню, витрачений на згоряння кожного з газів:

$$V_1(\text{O}_2) = 2V(\text{CH}_4) = 2x;$$

$$V_2(\text{O}_2) = \frac{1}{2}V(\text{H}_2) = \frac{1}{2} \cdot (10 - x).$$

- в) Виразимо загальний об'єм кисню й обчислимо x :

$$V(\text{O}_2) = V_1(\text{O}_2) + V_2(\text{O}_2) = 2x + \frac{1}{2}(10 - x) = 17;$$

$$1,5x = 12; x = 8 \text{ л.}$$

- г) Обчислимо об'ємні частки кожного з газів суміші:

$$\varphi(\text{CH}_4) = \frac{V(\text{CH}_4)}{V(\text{суміші})} \cdot 100\% = \frac{8}{10} \cdot 100\% = 80\%;$$

$$\varphi(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V(\text{суміші})} \cdot 100\% = \frac{2}{10} \cdot 100\% = 20\%.$$

Задачі для самостійного розв'язання

130. Для цілковитого розчинення суміші оксидів CuO і Fe_2O_3 масою 1,6 г було витрачено 49 г 5% -ї сульфатної кислоти. Обчисліть масові частки оксидів у вихідній суміші.

131. До 35,8 г суміші калій перманганату й кальцій гідроксиду долили надлишок хлоридної кислоти. Об'єм газів, що виділилися, становив 10,08 л (н. у.). Обчисліть об'єм газів (н. у.), що виділиться в результаті термічного розкладу суміші цієї ж маси.

г) Задачі виробничого змісту

Приклади розв'язання задач

1. Зі 100 т руди піриту (масова частка FeS_2 — 20 %) одержали 24,5 т 98% -го розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 . Обчисліть масову частку (%) виходу продукту реакції.

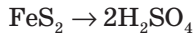
Розв'язання

а) Обчислимо масу й кількість речовини FeS_2 в руді:

$$m(\text{FeS}_2) = \frac{m(\text{руди}) \cdot \omega(\text{FeS}_2)}{100 \%} = \frac{100 \cdot 20}{100} = 20 \text{ (т);}$$

$$n(\text{FeS}_2) = \frac{m(\text{FeS}_2)}{M(\text{FeS}_2)} = \frac{20 \cdot 10^6}{120} = \frac{1}{6} \cdot 10^6 \text{ (моль).}$$

б) Складемо схему хімічної реакції:



Обчислимо кількість речовини одержаної сульфатної кислоти:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2n(\text{FeS}_2) = 2 \cdot \frac{1}{6} \cdot 10^6 = \frac{1}{3} \cdot 10^6 \text{ (моль)}$$

і масу кислоти:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{3} \cdot 10^6 \cdot 98 = \frac{98}{3} \text{ (т).}$$

в) Обчислимо масу 98% -го розчину сульфатної кислоти:

$$m(\text{розч. H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)} \cdot 100 \% = \frac{98}{3} \cdot 100 = \frac{100}{3} \text{ (т).}$$

г) Знаючи масу розчину кислоти, одержану практично (24,5 т), і масу розчину кислоти, яку можна було одержати теоретично

$\left(\frac{100}{3} \text{ т}\right)$, обчислимо масову частку виходу продукту реакції:

$$\omega(\text{виходу}) = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100 \% = 24,5 : \frac{100}{3} \cdot 100 \% = 73,5 \%$$

Задачі для самостійного розв'язання

132. Обчисліть масу фосфориту (масова частка фосфату $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ становить 65 %), потрібну для одержання 80 т 30% -го розчину кислоти H_3PO_4 , якщо масова частка виходу продукту реакції становить 70 %.

133. У результаті переробки 100 т червоного залізняку одержали 50 т чавуну (масова частка заліза — 98 %). Обчисліть уміст (%) оксиду Fe_2O_3 в руді, якщо відомо, що масова частка виходу продукту реакції становила 80 %.

Розділ 12. ТЕРМОХІМІЯ

12.1. Будь-який експеримент у хімії пов'язаний із системою — просторово обмеженою частиною всесвіту. Параметри, що описують стан системи, називаються *функціями стану*^{12.1.1}.

12.1.1. Наприклад, для ідеального газу функціями стану є тиск, об'єм і температура.

Енергія також є функцією стану. *Внутрішня енергія* (U) — це загальний запас енергії системи, крім потенціальної енергії її положення та кінетичної енергії системи в цілому, тобто внутрішня енергія складається з поступального й обертового рухів частинок, коливального руху атомів у молекулі, руху електронів у атомах, ядерної енергії тощо. Якщо система поглинає із зовнішнього середовища теплоту Q , то внутрішня енергія системи U_1 збільшується на цю величину, за винятком тієї енергії, що витрачається на виконання системою роботи:

$$U_2 = U_1 + Q,$$

або

$$\Delta U = Q - A,$$

де $\Delta U = U_2 - U_1$ ^{12.1.2}.

12.1.2. Якщо в процесі реакції об'єм системи залишається постійним (робота розширення системою не виконується), то зміна внутрішньої енергії дорівнює теплоті, поглиненій системою:

$$\Delta U = Q_V.$$

Якщо процес протікає за постійного тиску, коли об'єм системи може збільшитися на ΔV , система виконує роботу, яка дорівнює ΔVp . Підставивши значення роботи в попереднє рівняння, одержимо співвідношення:

$$U_2 - U_1 = Q_p - p(V_2 - V_1),$$

перетворення якого дасть формулу:

$$Q_p = (U_2 + p_2V_2) - (U_1 + p_1V_1).$$

Отримане співвідношення можна зрозуміти й так, що тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці станів системи після й до проведення хімічної реакції. Ця нова функція стану системи (її ще називають теплоємністю системи) називається ентальпією^{12.1.3}:

$$H = U + pV.$$

12.1.3. Ентальпія (від грецьк. «нагрівати») є мірою енергії, що накопичується речовиною під час її утворення. Ентальпія змінюється в разі зміни стану системи: $\Delta H = \Delta U + p\Delta V$. За постійного

об'єму (хімічна реакція протікає за участі лише твердих або рідких речовин) $\Delta H = \Delta U = Q_V$. За постійного тиску $\Delta H = Q_p$ (зміна ентальпії дорівнює кількості теплоти, отриманій системою). Оскільки більшість хімічних реакцій протікає за постійного тиску, енергетичний ефект реакції оцінюють саме зміною ентальпії, або тепловим ефектом реакції.

12.2. Термохімія^{12.2.1} вивчає теплові ефекти хімічних процесів^{12.1.2}. Рівняння реакцій, у яких ураховуються їхні теплові ефекти, називають термохімічними^{12.2.3}.

12.2.1. Термохімія є частиною *хімічної термодинаміки* — науки, що вивчає різні форми енергії, їхні взаємні перетворення в ході хімічних реакцій і здатність хімічних систем виконувати корисну роботу.

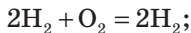
12.2.2. Реакції, що супроводжуються виділенням теплоти, називаються *екзотермічними*. Реакції, що супроводжуються поглинанням теплоти, називаються *ендотермічними*. Слід мати на увазі, що тепловий ефект Q і зміна ентальпії ΔH однієї й тієї ж реакції однакові за величиною, але протилежні за знаком: $Q = -\Delta H$.

12.2.3. У термохімічних рівняннях:

- а) указується той тепловий ефект, яким супроводжується реакція за певного стехіометричного співвідношення речовин:

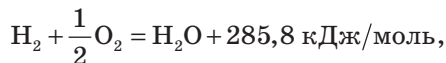


або

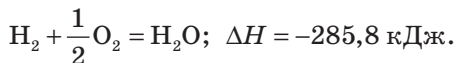


$$\Delta H = -517,6 \text{ кДж}.$$

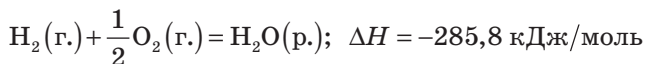
- б) можуть бути використані дробові коефіцієнти:



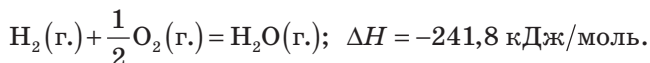
або



- в) обов'язково вказується агрегатний стан речовин, тому що зміна ентальпії залежить від агрегатного стану реагентів і продуктів реакції:



або



Теплотою утворення називають теплоту, що поглинається або виділяється в процесі утворення 1 моль хімічної сполуки з простих речовин за заданих умов^{12.2.4–12.2.5}.

12.2.4. Як стандартні умови в термодинаміці приймається температура 25 °С (298 К) і тиск 10^5 Па (1 бар).

12.2.5. У довідкових таблицях зазвичай наводять значення величини Q , а величини ΔH , вимірювані за стандартних умов; їх позначають $\Delta H_{\text{утв}298}^0$, або $\Delta H_{\text{f}298}^0$ (індекс f — від англ. *formation* — «утворення»). Ентальпії утворення відомі для близько 4 тисяч речовин, але в різних джерелах часом наводяться різні величини.

12.3. Основним законом термохімії є **закон Гесса**^{12.3.1}: тепловий ефект реакції, що протікає за постійного об'єму або постійного тиску, не залежить від кількості проміжних стадій і визначається лише початковим і кінцевим станами системи^{12.3.2}.

12.3.1. Г. І. Гесс (1802–1850) — російський хімік, один із засновників термохімії.

12.3.2. По суті це одне з формулювань **першого закону термодинаміки**, відповідно до якого енергія не виникає з нічого й не зникає в нікуди.

Із закону Гесса випливає^{12.3.3}, що стандартний тепловий ефект реакції дорівнює різниці суми теплот утворення продуктів реакції й суми теплот утворення вихідних речовин^{12.3.4}:

$$\Delta H^0 = \sum \Delta H_{\text{прод}}^0 - \sum \Delta H_{\text{вих}}^0.$$

12.3.3. Далі наводиться **перший наслідок** із закону Гесса. Згідно з **другим наслідком**, стандартна ентальпія хімічної реакції дорівнює різниці ентальпій згоряння реагентів і продуктів реакції (з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів).

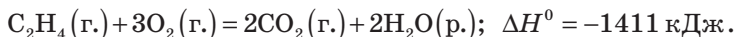
12.3.4. Теплота (ентальпія) утворення простих речовин, стійких за стандартних умов, прийнята такою, що дорівнює нулю.

Приклади розв'язання задач

1. У результаті згоряння 1 моль етилену C_2H_4 у кисні виділилося 1 411 кДж теплоти. Обчисліть теплоту утворення етилену, якщо $\Delta H_{\text{f}}^0(\text{CO}_2) = -393$ кДж/моль, а $\Delta H_{\text{f}}^0(\text{H}_2\text{O}(\text{р.в.})) = -286$ кДж/моль.

Розв'язання

Складемо термохімічне рівняння реакції горіння етилену:



Відповідно до закону Гесса:

$$\Delta H^0 = 2\Delta H_{\text{f}}^0(\text{CO}_2) + 2\Delta H_{\text{f}}^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_{\text{f}}^0(\text{C}_2\text{H}_4) - 3\Delta H_{\text{f}}^0(\text{O}_2).$$

Звідси випливає, що

$$\begin{aligned}\Delta H_f^0(\text{C}_2\text{H}_4) &= 2\Delta H_f^0(\text{CO}_2) + 2\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}) - 3\Delta H_f^0(\text{O}_2) - \Delta H^0 = \\ &= 2 \cdot (-393) + 2 \cdot (-286) - (-1411) = +53 \text{ (кДж)}.\end{aligned}$$

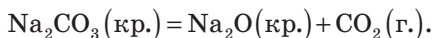
Отже, $\Delta H_f^0(\text{C}_2\text{H}_4) = +53 \text{ кДж/моль}$.

Задачі для самостійного розв'язання

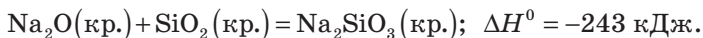
134. У процесі згоряння 3,9 г бензену C_6H_6 виділяється 165 кДж теплоти. Обчисліть стандартну теплоту утворення бензену, якщо $\Delta H_f^0(\text{CO}_2) = -393 \text{ кДж/моль}$, а $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}(\text{рід.})) = -286 \text{ кДж/моль}$.

135. Обчисліть кількість теплоти, що виділиться в процесі взаємодії 1 г магнетиту з алюмінієм, якщо $\Delta H_f^0(\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{кр.})) = -1117 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H_f^0(\text{Al}_2\text{O}_3(\text{кр.})) = -1670 \text{ кДж/моль}$.

136. Дано реакцію розкладу:

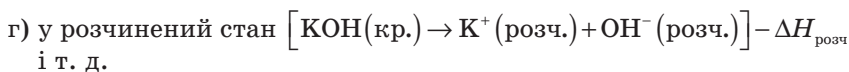


Обчисліть тепловий ефект цієї реакції, якщо відомо, що:



12.4. В основі багатьох фізико-хімічних перетворень перебуває процес руйнування зв'язків у вихідних речовинах і формування нових зв'язків у продуктах реакції. Використання термохімічних даних у поєднанні з даними молекулярної спектроскопії дозволяє визначати енергію хімічних зв'язків у молекулі, енергію кристалічних ґраток, енергію міжмолекулярної взаємодії, ентальпію розчинення й сольватації (гідратації), енергетичні ефекти фазових перетворень тощо^{12.4.1-12.4.2}.

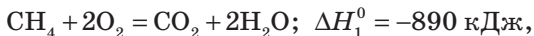
12.4.1. Для процесу переходу речовини:



12.4.2. Відповідно до третього наслідку із закону Гесса, ентальпія хімічної реакції дорівнює різниці енергії хімічних зв'язків, що розриваються, і хімічних зв'язків, які утворюються.

Приклади розв'язання задач

1. Скориставшись даними про ентальпію реакції горіння метану:



а також даними про теплоту сублимації графіту:



і атомної дисоціації водню:



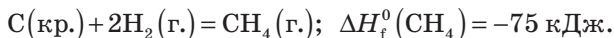
обчисліть енергію зв'язку C–H у молекулі метану.

Розв'язання

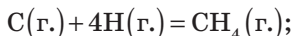
Скориставшись даними про ентальпії утворення CO_2 і H_2O , обчислимо ентальпію утворення CH_4 :

$$\Delta H_f^0(\text{CH}_4) = \Delta H_f^0(\text{CO}_2) + 2\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_1^0 = -75 \text{ кДж}.$$

Отже,



Щоб обчислити енергію зв'язку в молекулі CH_4 , потрібно обчислити енергію, необхідну для утворення молекули CH_4 з газоподібного Карбону й атомів Гідрогену:



$$\Delta H_f^0(\text{CH}_4) - \Delta H^0(\text{C}(\text{г.})) - 4\Delta H^0(\text{H}) = -1708 \text{ кДж}.$$

Оскільки в молекулі метану чотири зв'язки C–H, на кожен із них припадає 1/4 від загальної енергії зв'язків у молекулі, тобто –427 кДж.

2. Обчисліть енергію кристалічної ґратки $E_{\text{кр}}(\text{KCl})$, якщо

$$\Delta H_f^0(\text{KCl}) = -435,56 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{\text{атом}}^0(\text{K}(\text{кр.})) = 128,74 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{\text{іоніз}}^0(\text{K}(\text{г.})) = 418,00 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{\text{дис}}^0(\text{Cl}_2(\text{г.})) = 238,26 \text{ кДж/моль},$$

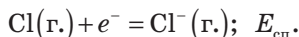
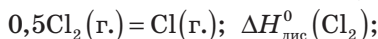
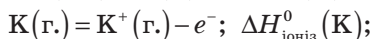
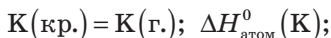
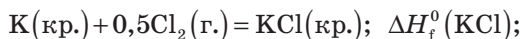
а спорідненість Хлору щодо електрона $E_{\text{ен}} = -363,66 \text{ кДж/моль}$.

Розв'язання

Представимо послідовність процесів, що призводять до утворення кристала калій хлориду:



як послідовність фізико-хімічних перетворень:



Підсумуємо значення ентальпій процесів і виразимо енергію утворення кристалічної ґратки:

$$\begin{aligned} E_{\text{сп}}(\text{KCl}) &= \Delta H_f^0(\text{KCl}) - \Delta H_{\text{атом}}^0(\text{K}) - \Delta H_{\text{іоніз}}^0(\text{K}) - \Delta H_{\text{дис}}^0(\text{Cl}_2) - E_{\text{сп}} = \\ &= (-435,56) - (128,74) - (418,00) - 0,5 \cdot (238,26) - (-363,66) = \\ &= -737,77 \text{ кДж/моль}. \end{aligned}$$

Задачі для самостійного розв'язання

137. Обчисліть енергію зв'язку в молекулі флуороводню, якщо $\Delta H_f^0(\text{HF}) = -268$ кДж/моль, а енергії зв'язку в молекулах флуору й водню відповідно дорівнюють 159 і 436 кДж/моль.

138. Розрахуйте теплоту переходу графіту в алмаз, якщо відомо, що ентальпія утворення CO_2 з графіту становить $-393,5$ кДж/моль, а з алмаза — $-395,4$ кДж/моль.

139. За енергіями зв'язків:

$$E(\text{C}-\text{H}) = 414 \text{ кДж/моль};$$

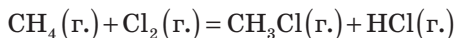
$$E(\text{C}-\text{Cl}) = 293 \text{ кДж/моль};$$

$$E(\text{Cl}-\text{Cl}) = 238 \text{ кДж/моль};$$

$$E(\text{H}-\text{H}) = 432 \text{ кДж/моль};$$

$$E(\text{H}-\text{Cl}) = 427 \text{ кДж/моль}$$

і енергією атомізації графіту — 715 кДж/моль, обчисліть тепловий ефект реакції:



Розділ 13. РОЗЧИНИ

13.1. *Розчинами* називають гомогенні системи, що містять не менш ніж дві речовини^{13.1.1}. Речовина, узята в надлишку й у тому ж агрегатному стані, що й розчин, називається *розчинником*^{13.1.2}, а речовина, узята в меншій кількості, — *розчиненою речовиною*.

13.1.1. Деякі характеристики розчинів уже було розглянуто в розділі 8.

13.1.2. У цьому розділі розглядатимуться лише водні розчини речовин.

Здатність до утворення розчинів виражена в різних речовин різною мірою. Розчин, що містить максимальну для певних умов кількість розчиненої речовини, називається **насиченим розчином**^{13.1.3}. Кількісною характеристикою здатності речовини до розчинення є **розчинність речовини** (або, що те саме, **коефіцієнт розчинності речовини**) — s — максимальна маса речовини, яка здатна розчинитися в 100 г розчинника за певної температури:

$$s = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчинника})} \cdot 100^{13.1.4}.$$

13.1.3. Відповідно, розчин, у якому ще можна розчинити речовину за певної температури, називається ненасиченим розчином. Існують також пересичені розчини — дуже нестійкі системи, здатні мимовільно перетворюватися на насичений розчин.

13.1.4. Зв'язок між масовою часткою речовини в насиченому розчині й розчинністю речовини виражається формулою

$$\omega = \frac{s}{s + 100}.$$

Розчинність речовин у воді залежить від природи речовини^{13.1.5}, температури^{13.1.6} і тиску^{13.1.7}.

13.1.5. У воді (полярному розчиннику) зазвичай добре розчиняються речовини з йонним або ковалентним полярним типом зв'язку.

13.1.6. Для більшості твердих і рідких речовин розчинність у разі підвищення температури зазвичай збільшується (для газів — навпаки). Графічне зображення залежності розчинності від температури називають **кривими розчинності**.

13.1.7. Розчинність у воді рідких і твердих речовин незначною мірою залежить від тиску. Для газів же діє **закон Генрі**: розчинність газу за певної температури прямо пропорційна тиску газу.

Зміною розчинності внаслідок зміни температури часто користуються для очищення речовин від домішок **методом перекристалізації**. Суть методу полягає в тому, що в результаті охолодження насиченого розчину виділяється речовина в кристалічному стані, а забруднювальні домішки залишаються в розчині.

Приклади розв'язання задач

1. У результаті випарювання насиченого за температури $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ водного розчину речовини А масою 200 г одержали 50 г речовини А. Обчисліть розчинність речовини А за температури $20\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Розв'язання

Маса розчинника в розчині становила $200 - 50 = 150$ г, отже, розчинність речовини А становить:

$$s_{20^{\circ}\text{C}}(\text{A}) = \frac{50}{150} \cdot 100 = 33,3 \text{ (г)}.$$

2. Розчинність калій нітрату за температури $15\text{ }^{\circ}\text{C}$ становить 27,5 г, а за $45\text{ }^{\circ}\text{C}$ — 75 г. Обчисліть масу кристалічної солі, що випаде з 200 г насиченого за температури $45\text{ }^{\circ}\text{C}$ розчину в результаті його охолодження до $15\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Розв'язання

1) Масова частка солі в розчині за температури $45\text{ }^{\circ}\text{C}$ дорівнює:

$$\omega_{45^{\circ}\text{C}}(\text{KNO}_3) = \frac{75}{175} = 0,43.$$

Це означає, що маса солі у 200 г розчину становила:

$$m(\text{KNO}_3) = 0,43 \cdot 200 = 86 \text{ (г)}.$$

Приймемо масу викристалізованої речовини за x г. Тоді після охолодження до температури $15\text{ }^{\circ}\text{C}$ маса речовини в розчині становитиме $(86 - x)$ г, а маса всього розчину дорівнюватиме $(200 - x)$ г.

Знаючи, що $\omega_{15^{\circ}\text{C}}(\text{KNO}_3) = \frac{27,5}{127,5} = 0,22$, підставимо дані про охоло-

джений розчин у формулу:

$$\omega_{15^{\circ}\text{C}}(\text{KNO}_3) = \frac{86 - x}{200 - x} = 0,22;$$

$$x = 54,3 \text{ (г)}.$$

2) Шляхом деяких маніпуляцій з формулами можна вивести закономірність, що дозволяє зв'язати масу насиченого розчину (m) за деякої високої температури, розчинність речовини за цієї температури (s_1), розчинність речовини за більш низької температури (s_2) і масу викристалізованої речовини ($m_{\text{кр}}$):

$$m_{\text{кр}} = \frac{m(s_1 - s_2)}{100 + s_1}.$$

Скористаємося цією формулою й обчислимо масу кристалічної солі:

$$m_{\text{кр}} = \frac{200 \cdot (75 - 27,5)}{100 + 75} = 54,3 \text{ (г)}.$$

Задачі для самостійного розв'язання

140. Розчинність натрій броміду за температури 20 °С дорівнює 905 г. Яку масу солі можна розчинити в 70 г води за температури 20 °С?

141. У насиченому за температури 90 °С розчині солі А масова частка А становить 45,2 %. Обчисліть розчинність А за цієї температури.

142. Розчинність калій нітрату за 0 і 75 °С відповідно дорівнює 13 і 150 г. Яку масу солі можна одержати шляхом перекристалізації 500 г розчину солі в зазначеному інтервалі температур?

143. Охолодження насиченого за температури 70 °С ($s = 58$ г) розчину магній сульфату до 20 °С ($s = 38$ г) привело до виділення 228 г кристалогідрату $\text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Обчисліть масу вихідного розчину магній сульфату.

144. Обчисліть масу води, у якій потрібно розчинити 91 г купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, щоб за температури 30 °С утворився насичений розчин купрум(II) сульфату, якщо коефіцієнт розчинності його за цієї температури дорівнює 0,25 $\left(k_s = \frac{m(\text{солі})}{m(\text{H}_2\text{O})} \right)$.

13.2. Кількісний склад розчину виражається з допомогою поняття «концентрація». Існують різні способи вираження концентрацій, найпоширенішими з яких є такі:

а) *масова частка речовини* — $\omega = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})}$;

б) *молярна концентрація (молярність)*^{13.2.1} — відношення кількості речовини в розчині до об'єму розчину — $C(\text{X}) = \frac{n(\text{X})}{V(\text{розчину})}$;

в) *молярна концентрація еквівалента (нормальність)*^{13.2.2} — відношення кількості речовини еквівалента до об'єму розчину — $C_n(\text{X}) = \frac{n_{\text{екв}}(\text{X})}{V(\text{розчину})}$.

13.2.1. Молярна концентрація виражається в моль/л або позначається літерою М (0,1 моль/л = 0,1 М).

13.2.1. Молярна концентрація еквівалента виражається в моль/л або позначається літерою Н ($0,1$ моль/л = $0,1$ Н).

Приклади розв'язання задач

1. Обчисліть молярну концентрацію 30% -ї ортофосфатної кислоти (густина розчину — $1,15$ г/см³).

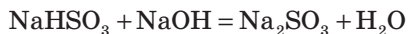
Розв'язання

Прийемо об'єм розчину за 1 л (1 дм³). Тоді його маса становитиме: $m(\text{розч.}) = \rho \cdot V = 1150$ (г). Маса кислоти в розчині дорівнюватиме: $1150 \cdot 0,3 = 345$ г, або $\frac{345}{98} = 3,5$ моль, що відповідає концентрації $C(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3,5$ моль/л.

2. Змішали 50 мл $0,4$ М розчину натрій гідрогенсульфіту (густина — $1,2$) і 40 г 5% -го розчину натрій гідроксиду. Обчисліть масові частки речовин в одержаному розчині.

Розв'язання

Розчин натрій гідрогенсульфіту (маса розчину: $50 \cdot 1,2 = 60$ г) містить $0,05 \cdot 0,4 = 0,02$ моль солі. У розчині луку містилося $40 \cdot 0,05 = 2$ г, або $\frac{2}{40} = 0,05$ моль, NaOH. Відповідно до рівняння реакції



і даних умови задачі бачимо, що луг виявився в надлишку ($0,05 - 0,02 = 0,03$ моль, або $1,2$ г), а маса сульфиту дорівнює $0,02 \cdot 126 = 2,52$ г. Отже, масові частки речовин у розчині ($m(\text{розч.}) = 60 + 40 = 100$ г) дорівнюють:

$$\omega(\text{NaOH}) = \frac{1,2}{100} = 0,012, \text{ або } 1,2 \%$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{SO}_3) = \frac{2,52}{100} = 0,0252, \text{ або } 2,52 \%$$

Задачі для самостійного розв'язання

145. Обчисліть масу оксиду P_2O_5 , необхідну для приготування розчину H_3PO_4 об'ємом 300 мл і молярною концентрацією $0,1$ моль/л.

146. Який об'єм 12% -го розчину KOH потрібен для приготування 250 мл $2,0$ М розчину луку?

147. Концентрацію розчинів гідроген пероксиду часто виражають, указуючи об'єм кисню, що виділяється під час його розкладу. Обчисліть молярність десятиоб'ємного розчину гідроген пероксиду (1 л розчину в процесі розкладу виділяє 10 л кисню за н. у.).

148. Який об'єм води знадобиться для розчинення 40 г кристалогідрату $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ для одержання розчину з масовою часткою натрій сульфату 8,00 % ?

149. У якому масовому співвідношенні потрібно змішати мідний купорос і 20% -й розчин купрум(II) сульфату для приготування 22% -го розчину солі?

Розділ 14. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ (ОВР)

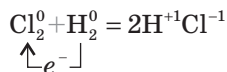
14.1. *Окисно-відновними*^{14.1.1} називають реакції, під час яких відбувається зміна ступеня окиснення елементів, що входять до складу реагентів^{14.1.2}.

14.1.1. *Окиснення* — це процес віддачі електронів частинкою (унаслідок окиснення ступінь окиснення частинки збільшується). *Відновлення* — це процес приєднання частинкою електронів (ступінь окиснення зменшується).

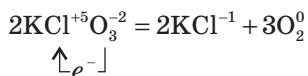
14.1.2. Речовина (частинка), що приймає електрони, називається *окисником*. Речовина (частинка), що віддає електрони, називається *відновником*. У процесі ОВР окисник відновлюється, а відновник окиснюється.

ОВР поділяють на три основні типи: міжмолекулярні^{14.1.3}, внутрішньомолекулярні^{14.1.4} та реакції диспропорціонування^{14.1.5}.

14.1.3. Окисник і відновник перебувають у складі різних молекул:



14.1.4. Окисник і відновник перебувають у складі однієї і тієї ж молекули:

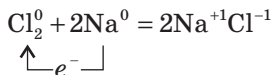


14.1.5. Окисником і відновником є той самий елемент з одним і тим самим ступенем окиснення:

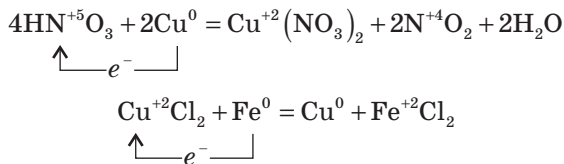


14.2. Окисниками можуть бути:

а) неметали у вільному стані:



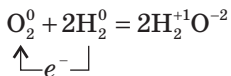
б) неметали й метали вищого ступеня окиснення:



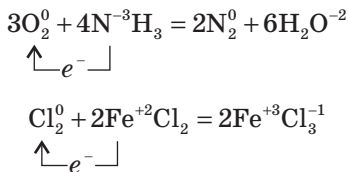
Як відновники виступають:

а) метали у вільному стані;

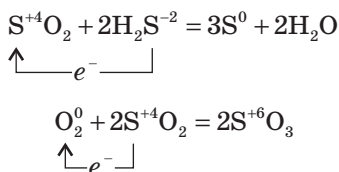
б) неметали у вільному стані:



в) метали й неметали в нижчому ступені окиснення:



Речовини, до складу яких входить елемент у проміжному ступені окиснення, проявляють окисно-відновну подвійність — вони можуть бути й окисниками, і відновниками:



Високий або низький ступінь окиснення елемента не завжди є показником високої окисної або відновної активності. На останню впливає міцність зв'язків у сполуці^{14.2.1}, взаємний вплив атомів у молекулі^{14.2.2}, кислотно-основний характер середовища розчину, у якому протікає реакція^{14.2.3}.

14.2.1. Наприклад, у ряду $\text{HClO} \text{—} \text{HClO}_2 \text{—} \text{HClO}_3 \text{—} \text{HClO}_4$ не відбувається посилення окисних властивостей, хоча ступінь окиснення Хлору зростає від +1 до +7. Одночасно з посиленням ступеня окиснення відбувається й посилення міцності кислот.

14.2.2. Наприклад, оксикислоти завжди є більш сильними окисниками, ніж їхні солі, що пов'язано з впливом йонів Гідрогену на електронну оболонку атома Оксигену.

14.2.3. Наприклад, аніон MnO_4^- у кислому середовищі приймає п'ять електронів, а в лужному — лише один електрон.

Приклади розв'язання задач

1. Який елемент і в якому ступені окиснення визначає окисні чи відновні властивості зазначених речовин: PbO_2 , BaO_2 , CO , N_2H_4 , $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$?

Розв'язання

- а) PbO_2 — Pb^{+4} — окисник;
- б) BaO_2 — O^{-1} — окисник (у кислому середовищі);
- в) CO — C^{+2} — відновні властивості;
- г) N_2H_4 — N^{-2} — відновні властивості;
- д) $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$ — Cl^{+1} — окисні властивості.

Задачі для самостійного розв'язання

150. Наведіть формули трьох простих речовин-окисників і трьох простих речовин-відновників. Запишіть рівняння трьох реакцій між ними.

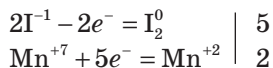
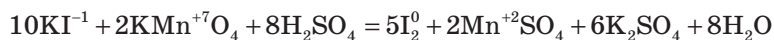
151. Поділіть запропоновані молекули та йони на три групи за характером їхніх окисно-відновних властивостей: Mn , MnO_2 , MnO_4^- , Cu^+ , Cu^{2+} , Cl_2 , Cl^- , ClO^- , S^{2-} , SO_3^{2-} , SO_4^{2-} .

152. У зазначених реакціях укажіть окисник і відновник:

- а) $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$
- б) $3\text{S} + 6\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- в) $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$

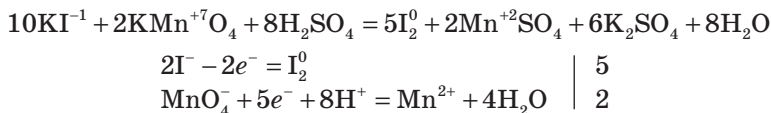
14.3. Розрізняють два методи складання рівнянь ОВР^{14.3.1}:

- а) У **методі електронного балансу** розглядаються напівреакції окиснення та відновлення за участі атомів, що перебувають у певних ступенях окиснення:



- б) У **методі електронно-йонного балансу (методі напівреакцій)** розглядається перехід електронів від одних атомів або йонів до

інших з урахуванням характеру середовища й у тій формі, у якій вони дійсно містяться в розчині:



14.3.1. Метод напівреакцій можна застосовувати лише для опису окисно-відновних процесів у розчинах, у той час як метод електронного балансу придатний для будь-яких ОВР.

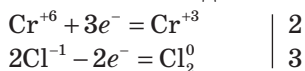
Приклади розв'язання задач

1. Складіть повне рівняння реакції, користуючись: а) методом електронного балансу; б) методом електронно-йонного балансу:

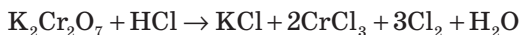


Розв'язання

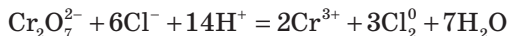
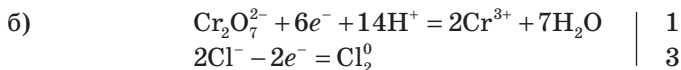
а) Ступені окиснення змінили два елементи: $\text{Cr}^{+6} \rightarrow \text{Cr}^{+3}$ і $\text{Cl}^{-1} \rightarrow \text{Cl}^0$.



Перенесемо отримані дані в рівняння реакції:



Інші коефіцієнти мають забезпечити арифметичну рівність атомів кожного з елементів до й після реакції:

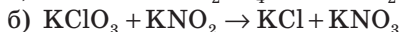
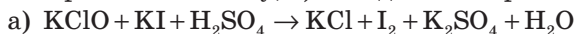


або в молекулярній формі:

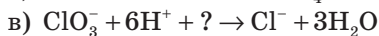
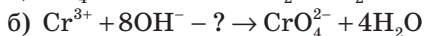
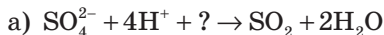


Задачі для самостійного розв'язання

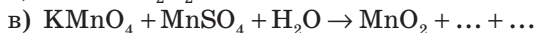
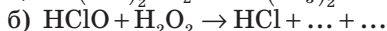
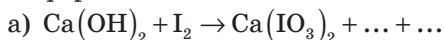
153. Складіть повні рівняння реакції, користуючись: а) методом електронного балансу; б) методом електронно-йонного балансу:



154. У наведених нижче електронно-йонних схемах поставте замість знака питання число прийнятих або відданих електронів:



155. Допишіть наведені нижче схеми ОВР, обчисліть коефіцієнти й напишіть повні рівняння в йонно-молекулярній та молекулярній формах:



14.4. Для кількісної характеристики окисно-відновної здатності речовин, що містяться в розчинах, використовують стандартні електродні потенціали^{14.4.1}. Кожна напівреакція описується своїм значенням електродного потенціалу^{14.4.1}.

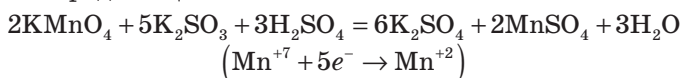
14.4.1. Значення стандартного електродного потенціалу E^0 розчинених речовин стосуються розчинів з концентрацією 1 моль/л, а для газоподібних — з тиском 101,3 кПа й температурою 25 °С (298 К).

14.4.2. Можливість протікання ОВР визначають у такий спосіб. Кожна з напівреакцій записується як процес відновлення й поряд із реакцією вказується значення її стандартного електродного потенціалу. Потім одне з рівнянь записують у протилежному напрямі, змінюючи при цьому знак електродного потенціалу. Тепер обидва рівняння підсумовуються (стехіометричні коефіцієнти напівреакцій множаться так, щоб числа прийнятих і відданих електронів були однаковими), а електродні потенціали алгебраїчно складаються. Якщо алгебраїчна сума потенціалів напівреакцій виявляється додатною, реакція може протікати в тому напрямі, у якому записано рівняння.

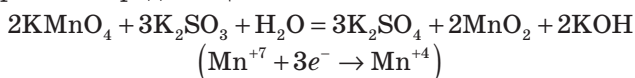
Електродні потенціали не є незмінними й залежать від концентрації речовин, температури, природи розчинника, рН середовища^{14.4.3}.

14.4.3. Найбільш типовим і поширеним прикладом впливу кислотності середовища на перебіг ОВР є приклад окиснення калій перманганатом різних речовин.

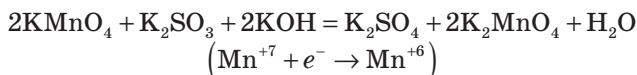
Кисле середовище:



Нейтральне середовище:



Лужне середовище:



(Слід мати на увазі, що в лужному середовищі калій перманганат має тенденцію до мимовільного відновлення:



Залежно від величини та знака стандартного електродного потенціалу всі метали можна розташувати в ряд, що фактично являє собою ряд активності, емпірично встановлений М. М. Бекетовим за взаємним витисненням металів^{14.4.4–14.4.5}:

14.4.4. Стаття М. М. Бекетова (1826–1911) «Спостереження над явищами витиснення одних металів іншими» була опублікована в 1865 р. Цей ряд металів отримав назву ряд активності металів, або витискувальний ряд металів. Цей же ряд, побудований у 1892 р. німецьким фізико-хіміком В. Нернстом, де елементи розташовані в порядку зростання стандартних окисно-відновних потенціалів, називається електрохімічним рядом напруг металів.

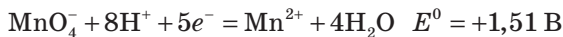
Елемент		$E^0, \text{В}$	Елемент		$E^0, \text{В}$
Цезій	$\text{Cs}^+ + e^- \leftrightarrow \text{Cs}$	-3,08	Хром	$\text{Cr}^{3+} + 3e^- \leftrightarrow \text{Cr}$	-0,71
Літій	$\text{Li}^+ + e^- \leftrightarrow \text{Li}$	-3,05	Ферум	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Fe}$	-0,44
Рубідій	$\text{Rb}^+ + e^- \leftrightarrow \text{Rb}$	-2,99	Кадмій	$\text{Cd}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Cd}$	-0,40
Калій	$\text{K}^+ + e^- \leftrightarrow \text{K}$	-2,92	Кобальт	$\text{Co}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Co}$	-0,28
Барій	$\text{Ba}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Ba}$	-2,90	Нікол	$\text{Ni}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Ni}$	-0,25
Стронцій	$\text{Sr}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Sr}$	-2,89	Станум	$\text{Sn}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Sn}$	-0,14
Кальцій	$\text{Ca}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Ca}$	-2,87	Плюмбум	$\text{Pb}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Pb}$	-0,13
Натрій	$\text{Na}^+ + e^- \leftrightarrow \text{Na}$	-2,71	Гідроген	$2\text{H}^+ + 2e^- \leftrightarrow \text{H}_2$	0,00
Лантан	$\text{La}^{3+} + 3e^- \leftrightarrow \text{La}$	-2,37	Купрум	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Cu}$	+0,34
Магній	$\text{Mg}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Mg}$	-2,34	Аргентум	$\text{Ag}^+ + e^- \leftrightarrow \text{Ag}$	+0,80
Берилій	$\text{Be}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Be}$	-1,70	Паладій	$\text{Pd}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Pd}$	+0,83
Алюміній	$\text{Al}^{3+} + 3e^- \leftrightarrow \text{Al}$	-1,67	Меркурій	$\text{Hg}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Hg}$	+0,85
Манган	$\text{Mn}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Mn}$	-1,05	Платина	$\text{Pt}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Pt}$	+1,20
Цинк	$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \leftrightarrow \text{Zn}$	-0,76	Аурум	$\text{Au}^+ + e^- \leftrightarrow \text{Au}$	+1,68

Приклади розв'язання задач

1. Визначте можливість взаємодії калій нітриту з кислотним розчином калій перманганату.

Розв'язання

а) Запишемо рівняння напівреакцій у вигляді реакцій відновлення (електродні потенціали візьмемо з таблиці):



б) Змінимо ймовірний напрям однієї з напівреакцій на протилежний, розставимо коефіцієнти й визначимо значення електрорушійної сили реакції (алгебраїчна сума потенціалів):



в) Реакція можлива.

2. Поясніть, чому в ряду активності металів літій знаходиться перед калієм, хоча відомо, що енергія йонізації Калію менша за енергію йонізації Літію?

Розв'язання

Слід мати на увазі, що ряд активності металів відбиває суму енерговитрат у трьох процесах — атомізації речовини, йонізації атомів і гідратації йонів. Порівняємо ентальпії цих процесів для зазначених речовин:

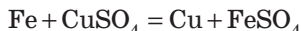
	$\Delta H_{\text{атом}},$ кДж/моль	$\Delta H_{\text{іоніз}},$ кДж/моль	$\Delta H_{\text{гідрат}},$ кДж/моль	$\Delta H_{\text{сум}},$ кДж/моль
Літій	160,6	520,2	-531,4	149,4
Калій	89,2	418,8	-338,9	169,1

Як бачимо, енергетичне «переважання» Літію пов'язане винятково з високим тепловим ефектом реакції гідратації його йона.

3. У водний розчин мідного купоросу занурили сталеву пластину масою 20 г. Через якийсь час пластину витягли з розчину, висушили та зважили. Її маса становила 21 г. Обчисліть масу міді, осадженої на пластинці після закінчення реакції.

Розв'язання

Рівняння реакції:



Відповідно до цього рівняння, кількість речовини міді, що виділилася, дорівнює кількості речовини заліза, що перейшла в розчин. Отже, зміна маси пластини пов'язана з різницею мас осілої на пластині міді й заліза, що розчинилося:

$$\Delta m = m(\text{Cu}) - m(\text{Fe}),$$

або

$$21 - 20 = x \cdot M(\text{Cu}) - x \cdot M(\text{Fe}),$$

де x — кількість речовини кожного з металів. Розв'язавши рівняння, дістанемо: $x = 0,125$ моль. Маса осілої на пластині міді становить:

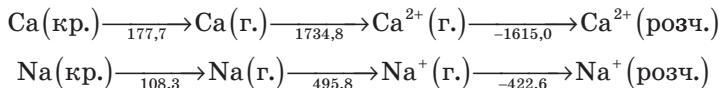
$$m(\text{Cu}) = 0,125 \cdot 64 = 8 \text{ (г)}.$$

Задачі для самостійного розв'язання

156. Визначте можливість окиснення хром(+3)-іона до дихромат(+6)-іона хлорною водою

$$\left(E^0(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = -1,33 \text{ В}; E^0(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ В} \right).$$

157. Обчисліть ентальпію переходу кальцію й натрію в стан йонів у розчині за нижченаведеними даними:



Чому в електрохімічному ряді напруг натрій розташований після кальцію?

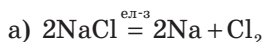
158. Цинкову пластинку масою 40 г занурили в 170 г 10% -го розчину аргентум нітрату. Після того як масові частки солей у розчині стали однаковими, пластину витягли з розчину, висушили та зважили. Обчисліть масу пластини після реакції.

14.5. Усі описані вище ОВР протікають мимовільно. На практиці ж досить часто доводиться здійснювати немимовільні ОВР шляхом додавання енергії у вигляді електричного струму. Саме **електролізом**^{14.5.1} і називається окисно-відновний процес, що відбувається на електродах під час протікання постійного електричного струму крізь розплав або розчин електроліту.

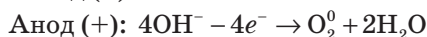
14.5.1. Електроліз проводиться в *електролізерах* — спеціальних ємностях, заповнених розплавленим або розчиненим у воді електролітом, у який занурено *електроди*. На електроди подається напруга, і починає діяти своєрідний насос, що нагнітає електрони на *катод* (негативний електрод) і видаляє їх з *анода* (позитивний електрод). Процес відновлення катіонів на катоді називається *катодним процесом*, а процес окиснення аніонів, що протікає на аноді, називається *анодним процесом*.

У розплавах в ОВР беруть участь тільки йони електроліту^{14.5.2}.

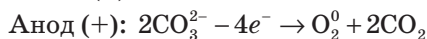
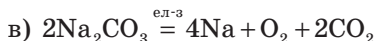
14.5.2. Розгляньмо деякі приклади електролізу розплавів електролітів:



У результаті окиснення на аноді безоксигенового аніона утворюється проста речовина.

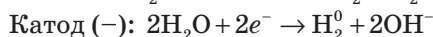
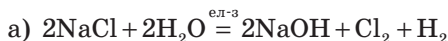


У результаті окиснення на аноді оксигеновмісного аніона утворюються кисень і оксид елемента, що входить до складу аніона.



У водних розчинах в ОВР можуть брати участь не лише йони електроліту, але й вода^{14.5.3}.

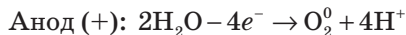
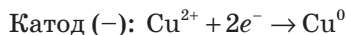
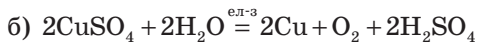
14.5.3. Розгляньмо деякі приклади електролізу розплавів електролітів:



Якщо катіон електроліту знаходиться у ряді напруг металів до Al включно, на катоді відбувається відновлення води.

Якщо катіон електроліту розташований у ряді напруг металів між Al і H₂, на катоді відновлюються одночасно і йони металу, і молекули води.

Якщо аніон електроліту утворений безоксигеновою кислотою (крім HF), на аноді відбувається окиснення аніона.



Якщо катіон електроліту розташований у ряді напруг металів після H_2 , на катоді відбувається відновлення металу.

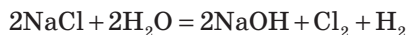
Якщо аніон електроліту утворений оксигеновмісною кислотою, на аноді відбувається окиснення води.

Приклади розв'язання задач

1. 200 г водного розчину кухонної солі з масовою часткою речовини 20 % піддавали електролізу доти, поки об'єм газу, що виділився на аноді, не став дорівнювати 4,48 л. Обчисліть масові частки речовин в одержаному після електролізу розчині.

Розв'язання

Запишемо рівняння електролізу солі:



За кількістю речовини хлору ($n = 0,2$ моль), що виділилася на аноді, обчислимо кількість речовини солі (0,4 моль), лугу (0,4 моль) і водню (0,2 моль). У розчині залишаться:

$$m(\text{NaCl}) = 200 \cdot 0,2 - 0,4 \cdot 58,5 = 40 - 23,4 = 16,6 \text{ (г);}$$

$$m(\text{NaOH}) = 0,4 \cdot 40 = 16 \text{ (г).}$$

Маса ж розчину за рахунок газів, що виділилися, зменшиться:

$$m(\text{розч.}) = 200 - 0,2 \cdot 71 - 0,2 \cdot 2 = 185,4 \text{ (г).}$$

У підсумку масові частки солі й лугу в розчині становитимуть: $\omega(\text{NaCl}) = 8,95 \%$; $\omega(\text{NaOH}) = 8,63 \%$.

Задачі для самостійного розв'язання

159. Скільки грамів мідного купоросу потрібно розчинити в 100 г води, щоб після закінчення електролізу солі масова частка кислоти в розчині становила 4,9 % ?

160. У 200 г води розчинили 34 г безводної солі А й одержаний розчин піддали електролізу. Коли осадження металу на катоді припинилося, виявилось, що на аноді виділилося 1,12 л кисню, маса катода збільшилася на 21,6 г, а масова частка кислоти в одержаному розчині дорівнює 6 %. Визначте формулу солі А.

Частина III. ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ

Розділ 15. ГІДРОГЕН ТА ЙОГО СПОЛУКИ

15.1. Н — Hydrogenium («той, що народжує воду») — $1s^1$;

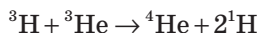
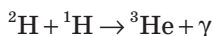
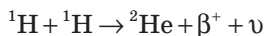
- нуклідний склад^{15.1.1}:

^1H (Протій) — 99,984 % — стабільний;

^2H (D — Дейтерій) — 0,0156 % (стабільний);

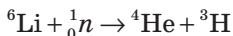
^3H (T — тритій) — на Землі ≈ 2 кг — $T_{1/2} = 12,26$ року (β^- -розпад);

15.1.1. Нукліди беруть участь у ядерних реакціях на Сонці:



(β^+ — позитрон, ν — нейтрино, γ — гамма-випромінювання).

Тритій можна одержати штучно:



- найпоширеніший елемент у Всесвіті (≈ 90 % усіх атомів і ≈ 75 % маси);
- масова частка в земній корі — 0,8 %;
- атомна частка в земній корі — 15,2 %;
- радіус атома — 0,079 нм (найменший атом);
- енергія йонізації^{15.1.2} — 1 310 кДж/моль;

15.1.2. Для порівняння: енергії йонізації для Літію й Натрію становлять 520 і 500 кДж/моль відповідно.

- спорідненість щодо електрона^{15.1.3} — 72 кДж/моль.

15.1.3. Для порівняння: спорідненість щодо електрона Флуору та Хлору становлять 328 і 349 кДж/моль відповідно.

15.2. H_2 — водень^{15.2.1} — відкритий у 1766 р. Г. Кавендішем;

15.2.1. Водень може мати різний нуклідний склад: H_2 , D_2 , T_2 , HD, HT, DT.

- енергія зв'язку^{15.2.2-15.2.3} — 453,6 кДж/моль;

15.2.2. Для порівняння: енергія зв'язку в молекулах флуору та хлору дорівнює 159 і 243 кДж/моль відповідно.

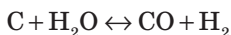
15.2.3. Розпад молекули на атоми починається за температури понад 2 000 °С. Атомарний водень може існувати впродовж близько 1 с. Справа в тому, що зіткнення двох атомів Н не приводить до утворення молекули H_2 . Для цього потрібні три атоми, щоб енергію, яка виділяється в процесі утворення молекули, міг відвести третій атом.

- $T_{\text{пл}} = -259,1 \text{ }^\circ\text{C}$, $T_{\text{кип}} = -252,6 \text{ }^\circ\text{C}$;
- дуже погано розчиняється у воді й органічних розчинниках^{15.2.4}.

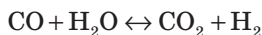
15.2.4. Деякі метали, наприклад нікель або паладій, здатні поглинати велику кількість водню, утримуючи його в атомарній формі у вузлах кристалічних ґраток.

15.3. Світовий рівень промислового одержання водню досягає близько $4 \cdot 10^{11}$ тонн на рік. До промислових методів одержання водню належать:

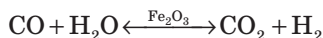
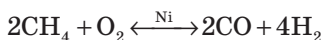
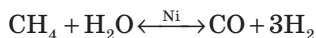
- 1) Процес Боша (синтез водяного газу): водяну пару пропускають крізь розпечений кокс:



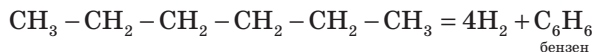
Одержану суміш (водяний газ) з новою порцією водяної пари пропускають над каталізатором (Fe_2O_3) за температури $450 \text{ }^\circ\text{C}$:



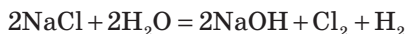
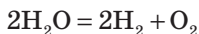
- 2) Конверсія природного газу: за температури $1000 \text{ }^\circ\text{C}$ суміш природного газу з водяною парою й киснем пропускають над каталізатором:



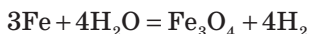
- 3) Риформінг вуглеводнів: шляхом пропускання продуктів перегонки нафти над каталізаторами ($\text{Pt}/\text{MoO}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3$) за температури $500 \text{ }^\circ\text{C}$ і тиску $10\text{--}20$ атм:



- 4) Електроліз води й розсолу (водний розчин натрій хлориду):

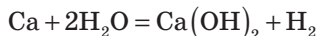
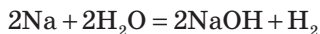


- 5) Низькотемпературне охолодження коксового газу (продукт коксування кам'яного вугілля).
- 6) Відновлення водяної пари металами (найчастіше використовуються чавунні ошурки): крізь розпечений ($800 \text{ }^\circ\text{C}$) метал пропускають водяну пару:

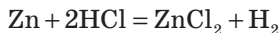


До лабораторних методів одержання водню можна зарахувати такі^{15.3.1–15.3.2}:

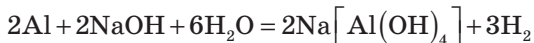
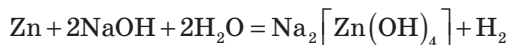
1) Взаємодія лужних і лужноземельних металів з водою:



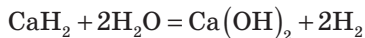
2) Дія розведених кислот на метали (у ряді активності розташовуються до H_2):



3) Розчиненням цинку або алюмінію у водних розчинах лугів:



4) Гідроліз гідридів активних металів:



5) Електроліз водних розчинів KOH (34 %) або NaOH (25 %) на нікелевих каталізаторах.

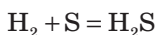
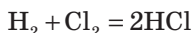
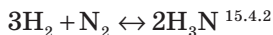
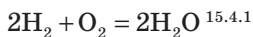
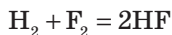
15.3.1. Атомарний водень можна одержати шляхом розкладання молекулярного водню за високої температури, в електричній дузі, за низького тиску під дією електричного розряду. Зіштовхуючись зі стінками ємності, він переходить у молекулярний стан з виділенням великої кількості теплоти, що використовується у воднево-дуговому зварюванні металів.

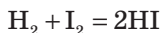
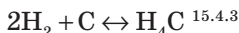
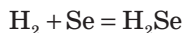
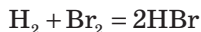
15.3.1. Водень, одержаний у момент виділення (*in statu nascendi*), містить незначну кількість атомарного водню і проявляє, у зв'язку з цим, більш сильні відновні властивості, ніж водень, що зберігається, наприклад, у балоні.

15.4. Через високу міцність молекули водень хімічно малоактивний. Його реакційна здатність значно підвищується внаслідок підвищення температури або в присутності таких каталізаторів, як нікель, платина або паладій. У хімічних реакціях водень може бути як відновником, так і окисником.

Відновні властивості

1) Взаємодія з неметалами (з фосфором і силіцієм водень безпосередньо не реагує):



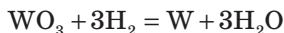
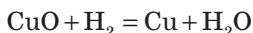


15.4.1. З киснем повітря водень утворює вибухову суміш — гримучий газ (проба на водень — хлопок — мікробибух).

15.4.2. Реакція оборотна, протікає лише в присутності каталізатора (Pt), за підвищених температури й тиску.

15.4.3. Реакція оборотна, протікає лише в присутності каталізатора (оксиди й сульфід Fe, Mo, W, Ni), за підвищених температури й тиску.

2) Відновлення металів (метали, що розташовуються в ряді активності після Al) з їхніх оксидів у процесі нагрівання:

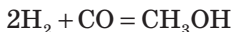


3) Відновлення ненасичених органічних речовин^{15.4.4}:



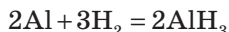
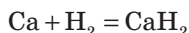
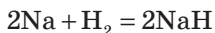
15.4.4. Величезна кількість органічних речовин вступають у реакцію з воднем (реакції *гідрування*, або *гідрогенізації*). У такий спосіб, наприклад, одержують маргарин з рослинної олії.

У результаті взаємодії з чадним газом утворюється метанол:



Окисні властивості

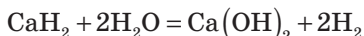
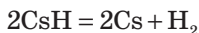
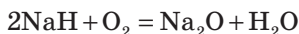
1) Окиснення активних металів^{15.4.5} (метали, що в ряді активності розташовуються до Al) за підвищеної температури (до 700 °C):



15.4.5. У разі нагрівання перехідних металів (*d*-металів) з воднем утворюються нестехіометричні сполуки (сполуки включення): $\text{TiH}_{1,58}$, $\text{ZrH}_{1,92}$ тощо.

15.5. Гідроген утворює мільйони сполук (переважна більшість яких належить до органічних речовин). До неорганічних сполук Гідрогену можна зарахувати такі:

1) **Йонні гідриди** — сполуки H з активними металами. Це білі кристалічні речовини з йонним типом зв'язку $\text{Met}^{+n}\text{H}_n^{-1}$. У процесі електролізу гідридів на аноді виділяється водень, унаслідок нагрівання всі вони (крім LiH) розкладаються на прості речовини, легко окиснюються, а в присутності води гідролізуються:



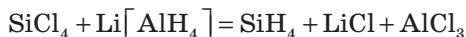
2) **Ковалентні водневі сполуки** — це сполуки H з неметалами. Зазвичай вони є газами, рідинами або легкоплавкими твердими речовинами. Чим вища електронегативність елемента, тим стійкішою є його воднева сполука.

3) **Комплексні гідриди** — це сполуки, що містять гідрид-іони, координовані з йонами металу, наприклад, літій тетрагідридоалюмінат(III) $\text{Li}[\text{AlH}_4]$ ^{15.5.1} (літій алюмогідрид) або натрій тетрагідридоборат(III) $\text{Na}[\text{BH}_4]$.

15.5.1. Одержують речовину в середовищі ефіру ($4\text{LiH} + \text{AlCl}_3 = \text{Li}[\text{AlH}_4] + 3\text{LiCl}$), тому що водою він розкладається:



Алюмогідрид активно використовується в органічному синтезі в реакціях відновлення, а також для одержання гідридів інших елементів:



15.6. Водень використовується для одержання амоніаку ($\approx 50\%$), хлороводню та хлоридної кислоти, метанолу, у харчовій промисловості (маргарин), у металургії (одержання вольфраму, молібдену, нікелю та ін.), для гідрогенізації органічних речовин ($\approx 12\%$). Маючи найбільшу теплоту згоряння, водень застосовується як паливо в киснево-водневих і воднево-дугових пальниках, а як пальне — у ракетній техніці. Гідриди деяких металів (LiH, BeH_2) є компонентами окремих видів ракетного палива.

Задачі для самостійного розв'язання

161. Газ А (густина — 1,34 г/л) можна одержати двома способами. У першому випадку речовина Б ($M = 8$ г/моль) взаємодіє з речовиною В ($M = 20$ г/моль). У другому випадку речовина Г ($M = 9$ г/моль) взаємодіє з речовиною Д ($M = 18$ г/моль). Визначте всі зазначені речовини. Зробіть припущення щодо продуктів

реакцій речовин В і Г з речовиною Е, молярна маса якої дорівнює 19 г/моль.

162. Складіть рівняння реакцій відповідно до схеми перетворень:



163. Земна кора містить 49 % Оксигену й 0,8 % Гідрогену за масою. Обчисліть молярне співвідношення між атомами О і Н у земній корі.

164. До суміші азоту, чадного газу й водню об'ємом 500 мл (н. у.) додали такий же об'єм кисню. Після закінчення реакції та приведення суміші до початкових умов об'єм суміші становив 800 мл. Після того як цю суміш пропустили крізь баритову воду, її об'єм зменшився ще на 100 мл. Обчисліть об'ємні частки газів у вихідній суміші.

165. Суміш, що складається з 4 об'ємів водню й 1 об'єму азоту, яка міститься за температури 27 °С у резервуарі № 1, підігріли й пропустили крізь каталізатор. Одержану після реакції газову суміш, температура якої досягала 850 °С, увели в резервуар № 2, об'єм якого дорівнює об'єму резервуара № 1. Виявилось, що тиск газів у резервуарі № 2 втричі перевищує початковий тиск у резервуарі № 1. Обчисліть ступінь перетворення газової суміші на амоніак.

166. Порівняйте температури кипіння зазначених пар речовин і поясніть причини різниці в кожній з них.

	HF і HCl	NH ₃ і PH ₃	CH ₄ і SiH ₄
$T_{\text{кип}}, ^\circ\text{C}$	+19,5 і -84,9	-33,3 і -88	-161,5 і -112

167. У лабораторії для одержання деякого газу взяли наважку речовини X масою 3,00 г. Під дією хлоридної кислоти одержали 2,8 л газу ($D_{\text{He}} = 0,5$), а після випарювання розчину залишилося 7,31 г безводної солі. Визначте формулу речовини X.

168. У результаті взаємодії газів А і Б, що мають однакову густину за повітрям, утворюються дві найпоширеніші на Землі сполуки. У разі пропускання газу А крізь розчин лугу виділяється газ В, що взаємодіє з газом Б з виділенням великої кількості енергії. Назвіть гази А, Б і В. Напишіть рівняння зазначених реакцій.

169. У колбу з 50 мл хлоридної кислоти (масова частка HCl — 5 %) помістили шматочок цинку масою 1,3 г, після чого на горлечко колби надягли гумову кульку, що легко розтягується. Визначте, як зміниться вага зібраної установки після експерименту.

170. У склянку з хлоридною кислотою, що містить хлорид SnCl_2 , додали металевий цинк. Коли почали виділятися бульбашки газу, у склянку занурили пробірку з холодною водою. Коли в темряві пробірку витягли зі склянки, на її поверхні почали з'являтися блакитнуваті язички полум'я. Як можна пояснити описаний дослід?

Розділ 16. ОКСИГЕН ТА ЙОГО СПЛУКИ

16.1. O — Oxxygenium («той, що народжує кислоти») — $1s^2 2s^2 2p^4$;

- нуклідний склад^{16.1.1}:
 ^{16}O — 99,976 % — стабільний;
 ^{17}O — 0,048 % — стабільний;
 ^{18}O — 0,2 % — стабільний.

16.1.1. Зі штучно одержаних нуклідів ^{14}O , ^{15}O , ^{19}O найдовше «живе» ^{15}O ($T_{1/2} = 122$ с).

- масова частка в земній корі — 47,4 %;
- атомна частка в земній корі — 58 %;
- радіус атома — 0,066 нм;
- енергія йонізації — 1312 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — 72,8 кДж/моль.

16.2. O_2 — кисень^{16.2.1} — відкритий у 1774 р. Дж. Прістлі й, незалежно, К. Шееле (одержав кисень у 1771 р., опублікував «Хімічний трактат про повітря й вогонь» у 1777 р.).

16.2.1. Об'ємна частка кисню в атмосфері Землі становить 21 %, масова частка — 23 %.

- енергія зв'язку^{16.2.2-16.2.3} — 498 кДж/моль;

16.2.2. Молекула O_2 є парамагнітною, тобто має два неспарені електрони. Кратність зв'язку в молекулі дорівнює 2: відстань між атомами в молекулі O_2 дорівнює 0,121 нм, у той час як довжина зв'язку O—O становить 0,148 нм.

16.2.3. Розпад молекули на атоми починається за температури понад 2 000 °C. Крім того, фотоліз O_2 може відбутися в разі поглинання ультрафіолетового випромінювання з довжиною хвилі 190 нм.

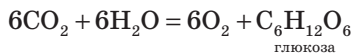
- $T_{\text{пл}} = -218,9$ °C, $T_{\text{кип}} = -183$ °C;
- погано розчиняється у воді^{16.2.4-16.2.4}.

16.2.4. 5 об'ємів O_2 в 100 об'ємах H_2O за н. у. і 3 об'єми — за температури 20 °C.

16.2.5. Кисень може розчинятися в розплавах деяких металів (Ag, Pt, Au, Pd). Так, 1 об'єм срібла здатний розчинити до 10 об'ємів O_2 .

16.3. Світове промислове виробництво кисню становить близько 100 млн т на рік^{16.3.1–16.3.2}.

16.3.1. Зрозуміло, головними постачальниками кисню в атмосферу Землі є рослини:



Запаси O_2 в атмосфері становлять $1,2 \cdot 10^{15}$ т.

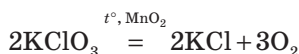
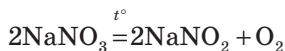
16.3.2. До промислових методів одержання кисню належать такі:

- фракційна перегонка повітря: повітря скраплюють за температури -200 °С, після чого починають повільно підвищувати температуру. За температури -196 °С азот починає випаровуватися, а повітря збагачується киснем;
- електроліз води.

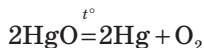
Лабораторні методи одержання O_2 :

1) розкладання термонестійких сполук:

а) солей:

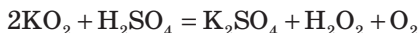
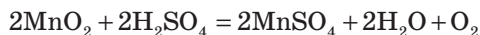


б) оксидів:

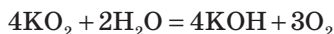
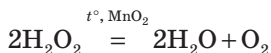


2) ОВР, що протікають за участі додаткових речовин:

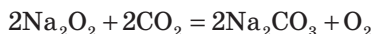
а) у розчинах кислот:



б) у водних розчинах пероксидів і надпероксидів:



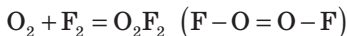
в) у результаті дії вуглекислого газу на пероксиди:



16.4. Кисень має високу хімічну активність (особливо в разі нагрівання й у присутності каталізаторів), а також:

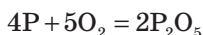
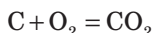
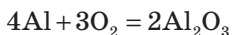
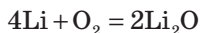
- безпосередньо не реагує з інертними газами, галогенами^{16.4.1} і деякими благородними металами (Au, Ir та ін.);

16.4.1. Взаємодія кисню та флуору в електричному розряді або під дією іонізуючих випромінювань за температури рідкого повітря призводить до утворення діоксидифлуориду:

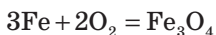


За ще більш низьких температур можна одержати поліоксидифлуориди: O_4F_2 , O_5F_2 , O_6F_2 — у край нестійкі речовини.

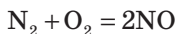
- з більшістю простих речовин утворює оксиди^{16.4.2–16.4.3}:



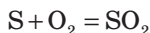
16.4.2. Реакції окиснення простих речовин киснем протікають за різних умов і супроводжуються утворенням різних за ступенем окиснення елементів, оксидів:



або



або



16.4.3. У результаті окиснення киснем деяких лужних і лужноземельних металів утворюються пероксиди й надпероксиди (докладніше див. п. 16.7).

- взаємодіє з багатьма складними речовинами^{16.4.4};

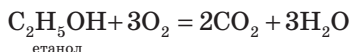
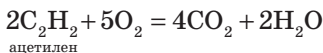
16.4.4. Реакції окиснення складних речовин киснем протікають за різних умов і супроводжуються утворенням різних сполук:



або



- окиснює більшість органічних речовин:



16.5. Роль кисню надзвичайно висока. Дихання, тління і гниття забезпечують життєдіяльність більшості організмів на Землі й кругообіг речовин у живій і неживій природі. Переважна частина одержуваного кисню (до 60 %) використовується в металургії, його застосовують для зварювання й різання металів, одержання найрізноманітніших хімічних сполук.

Задачі для самостійного розв'язання

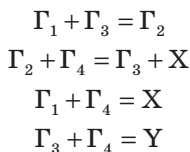
171. У результаті реакції 2 г пергідролі з калій біхроматом у присутності сульфатної кислоти виділилося 400 мл газоподібної речовини, яку зібрали за тиску 750 мм рт. ст. і 27 °С. Обчисліть масову частку H_2O_2 в пергідролі.

172. Суміш водню з киснем масою 8,0 г (густина суміші за н. у. — 0,76 г/л) підірвали. Обчисліть кількість теплоти, що виділилася під час реакції, якщо ентальпія утворення H_2O за цих умов становить 242,8 кДж/моль.

173. Масові частки Оксигену в трьох оксидах елемента X становлять 23,53; 31,58 і 48 %. Назвіть елемент X.

174. Для згоряння 2,3 г органічної речовини довелося витратити 9,33 л повітря. У результаті реакції утворилися лише дві речовини: 1,8 г води й 1,68 л CO_2 (н. у.). Визначте молекулярну формулу невідомої речовини.

175. Співвідношення числа протонів у молекулах газів $\Gamma_1 : \Gamma_2 : \Gamma_3 : \Gamma_4$ дорівнює 1 : 5 : 7 : 8. У разі взаємодії речовин між собою можливі такі реакції:



Назвіть речовини X та Y.

16.6. З усіх сполук на Землі, безумовно, найважливішою та найдивовижнішою є вода^{16.6.1–16.6.3}.

16.6.1. Молекула має кутову будову (кут між зв'язками Н–О–Н становить 104,5°) і вирізняється високою полярністю. Між молекулами води утворюються водневі зв'язки.

16.6.2. Для води характерні певні аномалії властивостей:

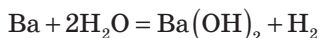
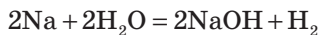
- 1) найменша леткість серед водневих сполук р-елементів VI групи;
- 2) найбільша густина за температури 3,98 °С; подальше охолодження супроводжується зменшенням густини (лід не тоне у воді);

- 3) аномально високі теплота плавлення й питома теплоємність;
- 4) в'язкість води (за температури 0–30 °C) зменшується з підвищенням тиску;
- 5) теплоємність води з підвищенням температури спочатку знижується, а потім починає знову швидко зростати.

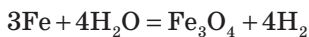
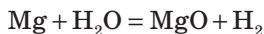
16.6.3. Важку воду — D_2O — уперше одержали в 1933 р. Дж. Льюїс і Р. Макдональд. У природній воді на її частку припадає близько 0,02 %. Порівняно зі звичайною водою важка вода має трохи більшу густину та вищі температури плавлення (+3,8 °C) і кипіння (101,4 °C).

Вода — одна з найбільш реакційноздатних речовин:

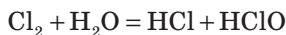
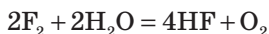
- за звичайних умов узаємодіє з лужними й лужноземельними металами:



- за високих температур узаємодіє з металами середньої активності (у ряду активності — до H_2):



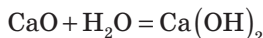
- взаємодіє з деякими активними неметалами:



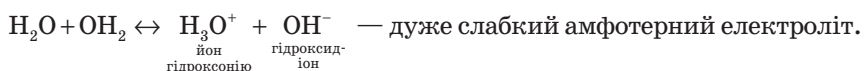
- розкладає (гідролізує) багато бінарних сполук і деякі солі:



- взаємодіє з багатьма основними й кислотними оксидами (гідратація)^{16.6.4}:



16.6.4. Для рідкої води характерна **самойонізація** (за кімнатної температури приблизно одна з 10^8 молекул води зазнає дисоціації):

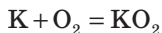


16.7. Спорідненість щодо електрона молекули O_2 становить 0,8 еВ, а її енергія йонізації — 12,2 еВ. Отже, у хімічних реакціях молекула O_2 здатна як приєднувати, так і віддавати електрони,

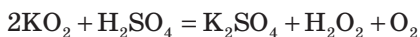
перетворюючись на йони O_2^{2-} , O_2^- , O_2^+ . Приєднання одного електрона веде до утворення **надпероксид-іона**^{16.7.1-16.7.2}:



16.7.1. Надпероксида (їх ще називають супероксидами) утворюються в результаті прямої взаємодії найактивніших лужних металів (K, Rb, Cs) з киснем:



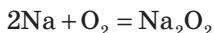
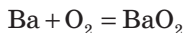
16.7.2. Неспарений електрон надпероксид-іона спричиняє парамагнітні властивості й забарвлення сполуки. Усі надпероксида — дуже сильні окисники. Водою й кислотами розкладаються:



Приєднання двох електронів веде до утворення **пероксид-іона**^{16.7.3}:

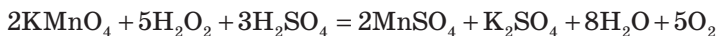
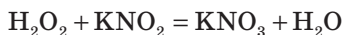


16.7.3. Пероксида є діамагнітними й позбавлені забарвлення. Вони утворюються в результаті окиснення активних металів:



У реакціях пероксида можуть не змінювати ступінь окиснення ($BaO_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + H_2O_2$), а можуть і вступати в OBP ($2KI + Na_2O_2 + 2H_2SO_4 = I_2 + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + 2H_2O$).

З пероксидів найбільше значення має гідроген пероксид H_2O_2 ^{16.7.4} (перекис водню). Окисні властивості пероксидів виражені сильніше (особливо в кислому середовищі), ніж відновні:



16.7.4. Це блідо-блакитна сиропоподібна рідина (густина — 1,44 г/мл) з високою температурою плавлення (150,2 °C). Молекули дуже полярні ($\mu = 2,1 \text{ D}$), утворюють водневі зв'язки. З водою змішується в будь-яких співвідношеннях (30% -й розчин — пергідроль). Легко розкладається на світлі, унаслідок нагрівання, у присутності каталізаторів (для стабілізації розчинів у них вводять інгібітори: сульфатну або фосфатну кислоти, сіль $Na_4P_2O_7$). Широко застосовується як підбілювач і окисник ракетного палива.

Задачі для самостійного розв'язання

176. Відносна густина за воднем суміші трьох газів, що утворилася в результаті термічного розкладу SO_3 , дорівнює 32. Обчисліть об'ємні частки газів у суміші.

177. Наважку барій нітрату прожарили за високої температури, а твердий продукт реакції повільно остудили в струмені кисню. Одержану речовину в процесі охолодження повільно розчинили в розведеному розчині сульфатної кислоти. Після видалення осаду до фільтрату додали краплю розчину калій перманганату, а одержаний газ пропустили крізь підкислений (HCl) розчин ферум(II) хлориду. Підрахуйте загальну суму коефіцієнтів у рівняннях реакцій, описаних в експерименті.

178. У результаті згоряння на повітрі 285 мг деякого металу одержали 352 мг забарвленого твердого продукту. Після розчинення одержаного продукту в теплій воді виділилося 12,32 мл безбарвного газу, а після додавання до розчину каталізатора — ще 36,96 мл того самого газу. Назвіть невідомий метал.

179. Наведіть по одному прикладу реакцій, коли оксид утворюється в результаті взаємодії: а) двох твердих речовин; б) двох рідин; в) двох газів; г) твердої речовини й рідини; д) твердої речовини й газу; е) рідини й газу.

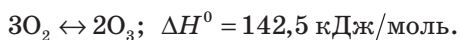
180. Якийсь мінерал містить 48,3 % елемента X і 41,4 % Оксигену. Після прожарювання маса мінералу зменшилася на 62,1 %, а масова частка елемента X зросла в 1,6 раза. Одержаний після прожарювання твердий продукт нагріли з оксидом, масова частка Оксигену в якому становила 57,1 %. Після цього маса твердого залишку зменшилася ще в 1,3 раза. Назвіть мінерал, елемент X і напишіть рівняння всіх згаданих реакцій.

16.8. **Озон**^{16.8.1} — O_3 — уперше одержав німецький хімік К. Шенбейн у 1839 р., який і дав йому назву (від грецьк. «пахучий»)^{16.8.2}.

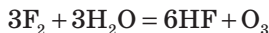
16.8.1. Молекула O_3 є діамагнітною, має кутову форму й незначну полярність ($\mu = 0,52 \text{ D}$). Можна вважати, що порядок зв'язку в молекулі $\text{O}^{4+}(\text{O}^{2-})_2$ дорівнює 1,5.

16.8.2. Газ синього кольору, має різкий подразливий запах, дуже токсичний. $T_{\text{пл}} = -112 \text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = -193 \text{ }^\circ\text{C}$. У воді розчиняється в десять разів краще за кисень.

Озон утворюється в процесах, що супроводжуються виділенням атомарного кисню, найчастіше — у результаті радіохімічних або фотохімічних реакцій^{16.8.3–16.8.4}:



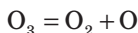
16.8.3. У природних умовах O_3 утворюється під час грозових розрядів, а на висоті 10–30 км — під дією ультрафіолетових космічних променів. У техніці озон одержують в озонаторах дією тигого електричного розряду на кисень повітря. Невелика кількість його утворюється в результаті деяких хімічних реакцій:



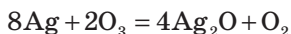
16.8.4. Озон — за відсутності каталізаторів або ультрафіолетового опромінення досить стійкий. Рідкий озон або його концентрована суміші вибухонебезпечні.

Хімічно озон більш реакційноздатний^{16.8.5}, ніж кисень. Уже за звичайних умов він окиснює більшість металів (крім золота і платинових металів) і неметалів^{16.8.6}.

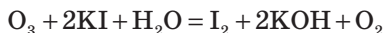
16.8.5. Власне, окисником є атомарний кисень, що утворюється в процесі розкладу молекули озону:



16.8.6. Уже за звичайних умов озон, на відміну від кисню, здатний окиснити, наприклад, срібло:



Для кількісного та якісного розпізнавання O_3 використовується реакція з розчином іодиду:

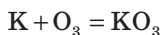


(може бути використаний і папір, змочений розчинами крохмалю й калій іодиду).

Використовується озон для знезаражування води й повітря, у різних хімічних синтезах, як окисник ракетного палива.

16.9. Спорідненість щодо електрона озону становить близько 170 кДж/моль, він здатний приєднувати один електрон і перетворюватися на озонід-іон O_3^- .

У результаті взаємодії з лужними металами утворюються озоніди^{16.9.1–16.9.2}:

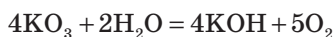


16.9.1. Озонідам властивий парамагнетизм і забарвлення (зазвичай вони забарвлені в червоний колір).

16.9.2. Одержують озоніди найчастіше шляхом дії озону на тверді луги:



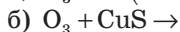
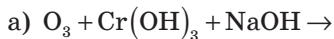
Окисні властивості в озонідів виражені сильніше, ніж у пероксидів і надпероксидів, водою вони розкладаються:



Задачі для самостійного розв'язання

181. У закритій посудині, наповненій киснем, під дією електричних розрядів 6,67 об. % O_2 перетворилися на O_3 . Обчисліть, у скільки разів змінився тиск у посудині.

182. Складіть електронний баланс, розставте коефіцієнти й допишіть рівняння реакцій:



183. Суміш чадного газу з воднем об'ємом 10,0 дм³ і густиною за воднем 10 окиснили. Для цього використали кисень-озонову суміш, об'ємна частка озону в якій становила 10 %. Обчисліть об'єм кисень-озонової суміші, витрачений на окиснення.

184. 1 л повітря (прийняти об'ємну частку кисню за 20 %) у закритій посудині якийсь час озонували, після чого посудину відкрили в кімнаті об'ємом 200 м³. Через деякий час пробу повітря з кімнати пропустили крізь 0,1М розчин калій іодиду. Виявилося, що для закінчення реакції з 2,5 л проби повітря потрібно 0,1 мл розчину. Обчисліть ступінь перетворення кисню на озон унаслідок озонування.

Розділ 17. ГАЛОГЕНИ ТА ЇХНІ СПОЛУКИ

17.1. Галогени («ті, що народжують солі») — елементи VII групи головної підгрупи періодичної таблиці елементів:

	$E_1 : E^0 - e^- = E^+$, еВ	$E_{\text{сеп}} : E^0 + e^- = E^-$, еВ	ВЕН	$R(\text{атома}), \text{ нм}$	$R(e^-), \text{ нм}$
F	17,42	3,45	4,0	0,064	0,133
Cl	12,97	3,61	3,0	0,099	0,181
Br	11,84	3,37	2,8	0,114	0,196
I	10,45	3,08	2,6	0,133	0,220
At	9,2	2,8	2,2	—	0,23

17.2. Флуор — Fluorine^{17.2.1} — F — $1s^2 2s^2 2p^5$.

17.2.1. Для елемента дотепер застосовують дві назви: а) фтор — від грецьк. «руйнівний» (термін увів А. Ампер) і б) флуор — від грецьк. «текучий» (термін увів Г. Деві).

- нуклідний склад^{17.2.2}: ^{19}F — 100 % — стабільний;

17.2.2. Штучно одержано $^{18}\text{F}^- \beta^- T_{1/2} = 109,8$ хв.

- масова частка в земній корі — 0,027 %;
- атомна частка в земній корі — 0,028 %;
- найважливіші мінерали: плавиковий шпат (флюорит) — CaF_2 , кріоліт — Na_3AlF_6 , флуорапатит — $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$.

17.3. F_2 — флуор — уперше було виділено в 1886 р. французьким хіміком А. Муассаном.

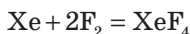
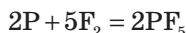
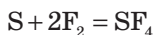
- енергія зв'язку — 159 кДж/моль;
- газ ясно-жовтого кольору;
- $T_{\text{пл}} = -223$ °С; $T_{\text{кип}} = -187$ °С.

Флуор одержують шляхом електролізу^{17.3.1} розплаву $\text{KF} \cdot 2\text{HF}$ за температури 80–120 °С.

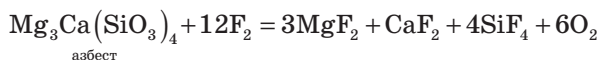
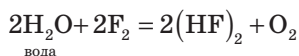
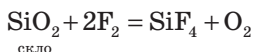
17.3.1. Як матеріал апаратури для одержання, зберігання й перевезення флуору використовують нікель (його сплави), що виявляється під захистом плівки NiF_2 .

Хімічно Флуор винятково активний:

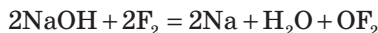
- не взаємодіє з O_2 , He, Ne, Ar;
- взаємодіє з простими речовинами всіх елементів:



- взаємодіє з багатьма складними речовинами^{17.3.2}:



17.3.2. Стійкий за кімнатної температури флуорид OF_2 утворюється в результаті реакції:



У світі одержують приблизно 2,5 тис. тонн F_2 на рік. Переважна його частина використовується для одержання UF_6 (для поділу ізотопів Урану), у виробництві флуоропластів (найвідоміший з них — тефлон).

17.4. HF ^{17.4.1–17.4.2} — гідроген флуорид (флуороводень) — безбарвна рідина ($T_{\text{пл}} = -83$ °С; $T_{\text{кип}} = 19,5$ °С) з різким запахом.

17.4.1. Має дуже великий дипольний момент ($\mu = 1,91$ D) і чималу схильність до утворення водневих зв'язків. У результаті асоціації

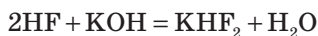
молекул утворюються зигзагоподібні ланцюги складу H_2F_2 , H_3F_3 , H_4F_4 , H_5F_5 , H_6F_6 (молекули HF існують лише за температури понад 90°C).

17.4.2. Дуже міцна молекула (енергія дисоціації — 565 кДж/моль), починає розпадатися за температур понад $3\ 500^\circ\text{C}$.

- з водою змішується в будь-яких співвідношеннях, утворюючи флуороводневу (флуоридну), або **плавикову**, кислоту^{17.4.3–17.4.4};

17.4.3. У водних розчинах, через високу схильність до утворення водневих зв'язків, установлюється ситуація, за якої флуорид-аніони, що утворюються в процесі дисоціації HF ($\text{HF} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{F}^-$), досить міцно з'єднуються з молекулами HF ($\text{F}^- + \text{HF} \leftrightarrow \text{HF}_2^-$), тим самим зменшуючи сумарну дисоціацію кислоти. Розчин HF є кислотою середньої сили.

17.4.4. У разі нейтралізації плавикової кислоти утворюються не флуориди, а флуорогідрогенати:



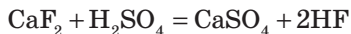
- плавикова кислота здатна взаємодіяти із силіцій(IV) оксидом, тобто розчиняти скло:



17.4.5. Газ SiF_4 можна й не побачити через узаємодію:



Одержують HF дією сульфатної кислоти на флюорит за нагрівання:



Плавикова кислота застосовується для травлення скла, у хімічному аналізі.

Задачі для самостійного розв'язання

185. Елементи А і Б розташовані в періодичній системі поряд. Речовини A_x і B_y є отруйними газами з характерним запахом. Обидва гази надзвичайно реакційноздатні й можуть узаємодіяти з багатьма органічними речовинами. Речовина A_x застосовується для знезаражування питної води, а воднева сполука елемента Б здатна руйнувати скло. Назвіть елементи А і Б, якщо між собою вони утворюють сполуку AB_2 .

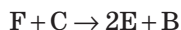
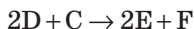
186. Нагрівання деякого металу в атмосфері флуору призводить до утворення темно-червоної речовини А ($\omega(\text{F}) = 36,89\%$). Речовина А вже за звичайних умов реагує з киснем з утворенням

жовтогарячої речовини Б ($\omega(\text{F}) = 33,43\%$). Унаслідок узаємодії Б з водою виділяється суміш газів В, густина за воднем якої дорівнює 11,2, і утворюється осад Г, масова частка металу в якому становить 85,9%.

- 1) Визначте речовини А — Г.
- 2) Запишіть рівняння згаданих реакцій.
- 3) Хто й коли вперше синтезував речовину Б?

187. Обчисліть об'єм розчину 0,1 М флуороводневої кислоти, що потрібен для цілковитого розчинення 1 г скла для шибок ($\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$).

188. Розшифруйте речовини, використовуючи схеми реакцій між ними:



Відомо, що в реакціях беруть участь три прості речовини та три складні речовини, чотири гази та дві рідини (н. у.), чотири безбарвні й дві забарвлені речовини.

17.5. Cl — Chlorine^{17.5.1} — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

17.5.1. Назва в перекладі з грецької означає «жовто-зелений».

- нуклідний склад^{17.5.2}:

³⁵Cl — 75,53% — стабільний;

³⁷Cl — 24,47% — стабільний;

17.5.2. Штучно одержано ³³Cl, ³⁴Cl, ³⁶Cl, ³⁸Cl, ³⁹Cl.

- масова частка в земній корі — 0,045%;
- атомна частка в земній корі — 0,026%;
- найважливіші мінерали: кам'яна сіль (галеніт) — NaCl, сильвініт — NaCl · KCl, карналіт — KCl · MgCl₂ · 6H₂O.

17.6. Cl₂ — хлор — уперше був виділений у 1774 р. шведським хіміком К. Шееле;

- енергія зв'язку^{17.6.1} — 243 кДж/моль;

17.6.1. За рахунок участі в утворенні зв'язку вільної *d*-орбіталі одного атома й електронної пари іншого порядок зв'язку в молекулі Cl₂ збільшується до 1,12.

- жовто-зелений газ із різким запахом;
- $T_{\text{пл}} = -101\text{ }^\circ\text{C}$, $T_{\text{кип}} = -34,2\text{ }^\circ\text{C}$;
- добре розчиняється у воді^{17.6.2–17.6.3}.

17.6.2. 2 об'єми Cl_2 в 1 об'ємі H_2O . Розчин називається *хлорною водою*.

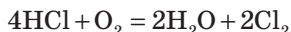
17.6.3. Унаслідок охолодження розчину виділяються кристалогідрати, що є клатратами складу $\text{Cl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ і $\text{Cl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ (зелено-жовті кристали).

У техніці хлор одержують у результаті електролізу водного розчину NaCl , а в лабораторії — шляхом окиснення хлоридної кислоти^{17.6.4–17.6.5}.

17.6.4. Вибір окисників досить широкий:

- а) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
- б) $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} = 2\text{MnCl}_2 + 2\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{Cl}_2$
- в) $\text{KClO}_3 + 6\text{HCl} = \text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{Cl}_2$
- г) $\text{CaOCl}_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$

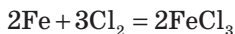
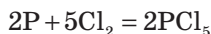
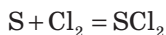
17.6.5. У разі нагрівання (понад 600°C) хлороводню з киснем (кат — CuCl_2) (*метод Дікона*):



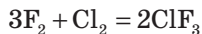
Тобто за невисоких температур більш сильним окисником є кисень, а за високих — хлор.

Хлор — активний окисник:

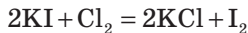
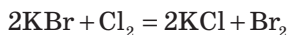
- не взаємодіє з O_2 , N_2 , C та інертними газами;
- взаємодіє з простими речовинами всіх елементів^{17.6.6}:



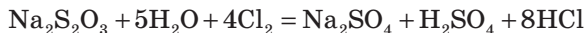
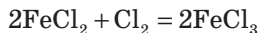
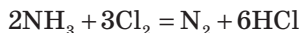
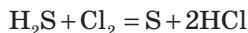
17.6.6. У реакції з флуором проявляє відновні властивості:



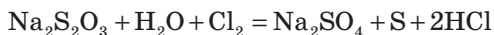
- взаємодіє з багатьма складними речовинами:
- а) витісняє менш активні галогени з їхніх солей:



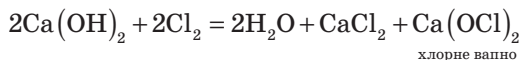
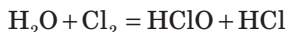
б) окиснює речовини-відновники:



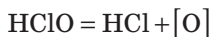
або



в) схильний до реакцій диспропорціонування^{17.6.7–17.6.8} (особливо в лужному середовищі):



17.6.7. На світлі хлорнуватиста кислота HClO розкладається:



17.6.8. У разі нагрівання продукти другої реакції стають іншими:



У світі одержують кілька мільйонів тонн на рік. Застосовується для відбілювання паперу й тканин, дезінфекції питної води. Є сировиною для синтезу хлороводню, хлорного вапна, хлороформу (CHCl_3). Використовується для одержання отрутохімікатів, каучуків і гуми.

17.7. HCl ^{17.7.1–17.7.2} — гідроген хлорид (хлороводень) — безбарвний газ із різким запахом ($T_{\text{пл}} = -114,2$ °C; $T_{\text{кип}} = -84,9$ °C).

17.7.1. Порівняно з HF молекула HCl малополярна й водневих зв'язків не утворює.

17.7.2. Молекула починає розпадатися за температури $1\ 500$ °C.

- у воді розчиняється дуже добре, утворюючи сильну хлоридну (хлороводневу, соляну) кислоту^{17.7.3};

17.7.3. В 1 об'ємі води за температури 20 °C розчиняється до 450 об'ємів HCl .

- у сухому стані малоактивний, у розчині проявляє типові властивості сильних кислот;

Одержують HCl дією сульфатної кислоти на хлорид:

- $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$ (за слабого нагрівання);
- $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$ (за сильного нагрівання);
- прямим синтезом із простих речовин.

Хлоридна кислота широко застосовується в техніці, медицині^{17.7.4}, промисловості.

17.7.4. В організмі людини кислота виробляється клітинами слизової оболонки шлунка та сприяє перетравлюванню їжі.

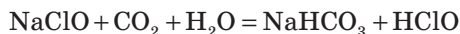
17.8. Оксигеновмісні сполуки Хлору досить численні й нестійкі^{17.8.1}.

17.8.1. Найбільш стійкими є солі оксикислот, найменш стійкими — оксиди й оксикислоти. У ряду $\text{HClO} — \text{HClO}_2 — \text{HClO}_3 — \text{HClO}_4$ підвищується стійкість сполук і зменшується окисна активність.

Cl(I): Cl₂O — жовто-коричневий газ із різким запахом, вибухо-небезпечний, у результаті розчинення у воді утворює хлорнуватисту (гіпохлоритну) кислоту HClO.

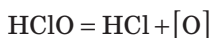
HClO — дуже слабка^{17.8.2} і надзвичайно нестійка кислота^{17.8.3}, сильний окисник. Солі (гіпохлорити) більш стійкі, ніж кислота^{17.8.4}.

17.8.2. Слабша за карбонатну кислоту:

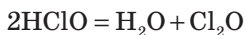


17.8.3. Розклад, залежно від умов проведення, може протікати по-різному:

а) на світлі:



б) за наявності зневоднювальних сполук:

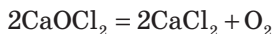


в) унаслідок нагрівання:



17.8.4. Хлорне вапно (гіпохлорит-хлорид):

а) унаслідок нагрівання розкладається:

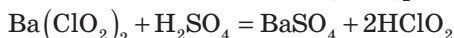
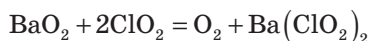


б) використовується як сильний засіб для відбілювання й дезінфекції:



Cl(III): HClO₂ — хлориста (хлоритна) кислота, існує лише в розчинах, кислота середньої сили, у край нестійка^{17.8.5}. Солі — хлорити — у разі нагрівання розкладаються^{17.8.6}.

17.8.5. Можна одержати в результаті реакцій:



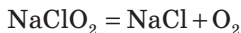
У процесі розкладання:



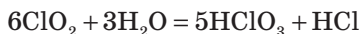
17.8.6. Як окисники слабші за гіпохлорити. Розклад може протікати двома шляхами:



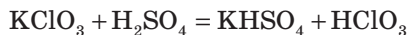
або



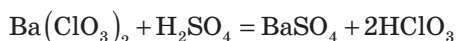
Cl(IV): ClO₂^{17.8.7} — зеленувато-жовтий газ ($T_{\text{пл}} = -59^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 10^\circ\text{C}$) із різким запахом, сильний окисник, розкладається з вибухом. Проявляє властивості кислотного оксиду:



17.8.6. Молекула є парамагнітною й легко димеризується в Cl_2O_4 . Оксид одержують у результаті реакцій:



Cl(V): HClO_3 — хлорнувата (хлоратна) кислота, існує лише в розчинах, сильна кислота й сильний окисник. Одержують із солей:

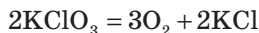


Солі (хлорати) майже всі добре розчинні, отруйні, легко розкладаються:

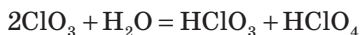
- за нагрівання:



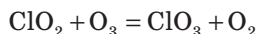
- у присутності каталізатора:



Cl(VI): ClO_3 — темно-червона масляниста рідина ($T_{\text{пл}} = 3^\circ\text{C}$)^{17.8.7}, енергійно взаємодіє з водою:

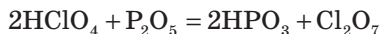


Оксид утворюється в результаті реакції:



17.8.7. Молекула є парамагнітною й легко димеризується в Cl_2O_6 (рідкий стан).

Cl(VII): C_2O_7 — масляниста безбарвна рідина ($T_{\text{пл}} = -93,4^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 83^\circ\text{C}$), унаслідок нагрівання (понад 120°C) розкладається з вибухом. Утворюється:



HClO_4 — хлорна (перхлоратна) кислота — безбарвна рідина ($T_{\text{пл}} = -102^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 110^\circ\text{C}$), найсильніша з усіх відомих кислот, у рідкому стані димеризується за рахунок водневих зв'язків.

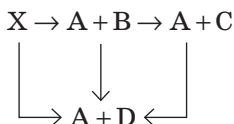
Задачі для самостійного розв'язання

189. У процесі взаємодії білої речовини X з газом Y утворюється рідина A. Унаслідок окиснення рідини A киснем повітря вона перетворюється на рідину B, а в разі дії на A надлишку Y утворюється тверда речовина C. У результаті розчинення у воді речовин B і C

утворюються розчини кислот Е та F у молярному співвідношенні відповідно 1 : 3 і 1 : 5. Визначте всі речовини, знаючи, що: а) X та Y — прості речовини, розташовані в одному періоді ПТХЕ; б) масова частка елемента X у сполуці А становить 22,55 %; в) масова частка елемента Y у сполуці С становить 85,13 %. Запишіть рівняння всіх згаданих у задачі реакцій.

190. Оксид складу EO_4 масою 1,1 г відновлюється хлоридною кислотою з утворенням продукту ECl_3 і виділенням хлору об'ємом 373 мл (н. у.). Запропонуйте два елементи, чії назви утворені за тим же принципом, що й назва невідомого елемента Е.

191. Розгляньте схему перетворень сполук:



Визначте невідомі речовини, якщо відомо, що масові частки елемента Y у речовинах X, A, B і C відповідно дорівнюють (%): 33,33; 47,65; 28,98; 25,63. Запропонуйте спосіб одержання речовини F (масова частка — 39,22 %) із запропонованих речовин.

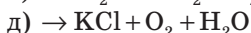
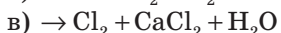
192. Суміш KMnO_4 і K_2CO_3 масою 3,7 г розчинили в надлишку хлоридної кислоти, при цьому виділилося 980 мл газу. Обчисліть масові частки солей у вихідній суміші.

193. У закритій посудині об'ємом 2,8 л, заповненій хлором (н. у.), згоріло 1,15 г натрію. Обчисліть співвідношення тисків газів до й після реакції, після того як газ було приведено до початкової температури.

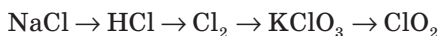
194. У суміші забарвленого й безбарвного газів під впливом сонячного світла відбулася реакція й було одержано 0,54 г рідкого продукту А, який розчинили у воді. У результаті дії барій нітрату на одержаний розчин виділився білий осад масою 0,932 г. З фільтрату під дією розчину аргентум нітрату випав білий сирнистий осад масою 1,148 г. Напишіть структурну формулу А.

195. Колбу, заповнену хлороводнем, акуратно залили водою. Обчисліть масову й молярну частки кислоти в одержаному розчині.

196. Відновіть рівняння реакцій:



197. Напишіть рівняння реакцій перетворень, укажіть умови їх перебігу:



198. У ряді $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$ зіставте зміну таких властивостей:

- а) геометрія аніонів; б) термічна стійкість;
в) кислотні властивості; г) окисні властивості.
Поясніть спостережувані закономірності.

17.9. Br — Bromine («смердючий») — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$;

- нуклідний склад:

^{79}Br — 50,69 % — стабільний;

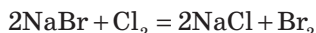
^{81}Br — 49,31 % — стабільний;

Br_2 — бром — уперше виділив у 1826 р. французький хімік А. Ж. Балар;

- енергія зв'язку — 199 кДж/моль;
- червоно-коричнева рідина з різким запахом;
- $T_{\text{пл}} = -7,2^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 58,8^\circ\text{C}$.

У техніці бром одержують із морської (озерної) води^{17.9.1}, а в лабораторії — шляхом витіснення з бромідів хлором.

17.9.1. Морська вода й вода деяких солоних озер містить броміди Калію, Магнію й Натрію. Бром одержують і виділяють у ході послідовних реакцій:



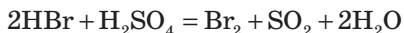
Світове виробництво броду становить 330 тис. т на рік.

Бром — досить сильний окисник, хоча поступається хімічною активністю F_2 і Cl_2 (утворює з ними сполуки BrF , BrF_3 , BrF_5 , BrCl).

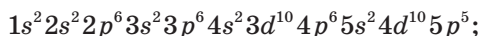
HBr — гідроген бромід (бромоводень) — безбарвний газ із різким запахом ($T_{\text{пл}} = -88^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = -66,7^\circ\text{C}$), добре розчинний у воді;

- у ряді водних розчинів $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$ сила кислот зростає;
- у ряді $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$ стійкість молекул зменшується;
- у ряді $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$ відновна активність речовин^{17.9.2} посилюється.

17.9.2. Наприклад, концентровану H_2SO_4 бромоводень відновлює до SO_2 :



17.10. I — Iodine («фіолетовий») —



- нуклідний склад: ^{127}I — 100 % — стабільний;
 I_2 — іод — уперше був виділений у 1811 р. французьким хіміком Б. Куртуа;
- енергія зв'язку — 150,7 кДж/моль;
- чорно-фіолетові кристали з металевим блиском і важким характерним запахом, легко сублимується;
- $T_{\text{пл}} = 113,6 \text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 184,5 \text{ }^\circ\text{C}$;

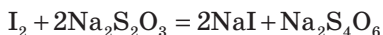
У техніці іод одержують з води бурових свердловин і морських водоростей (близько 2,6 млн т на рік), а в лабораторії — шляхом витіснення з іодидів хлором або іншими окисниками.

Іод за хімічною активністю поступається F_2 , Cl_2 і Br_2 (утворює з ними сполуки IF_5 , ICl_3)^{17.10.1–17.10.2}.

17.10.1. Наприклад, іод окиснюється концентрованою HNO_3 :

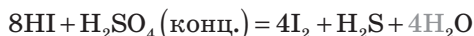


17.10.2. Характерною є реакція іоду з натрій тіосульфатом:



HI — гідроген іодид (йодоводень) — безбарвний газ із різким запахом ($T_{\text{пл}} = -50,8 \text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = -35,6 \text{ }^\circ\text{C}$), добре розчинний у воді (гірше, ніж HCl і HBr);

- досить легко окиснюється:



Задачі для самостійного розв'язання

199. Допишіть рівняння реакцій, визначте окисник у кожній з реакцій і назвіть його:

- а) $\text{NaBr} + \text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ б) $\text{KBrO}_3 + \text{XeF}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
 в) $\text{HIO}_3 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ г) $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

200. Відновіть рівняння реакцій, користуючись методом електронно-йонного балансу:

- а) $\rightarrow 3\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ б) $\rightarrow 2\text{HIO}_3 + 10\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
 в) $\rightarrow 2\text{NaI} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ г) $\rightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

201. У воді розчинили 1 г білильного вапна. До одержаного розчину додали хлоридну кислоту й калій іодид. Розчин, що утворився, протитрували 0,1 М розчином тіосульфату, на що було витрачено 40 мл зазначеного розчину. Який об'єм (н. у.) кисню можна одержати з 50 г проаналізованого хлорного вапна?

202. Суміш NaI та NaBr розчинили у воді, обробили бромною водою, після чого піддали упарюванню. Маса продукту, що залишилася, виявилася на a г меншою, ніж маса початкової сухої суміші.

Одержаний продукт знову розчинили у воді, обробили хлорною водою, а одержаний розчин упарили. І знову маса одержаного сухого залишку виявилася на a г меншою від маси попереднього сухого препарату. Обчисліть масову частку натрій броміду у вихідній суміші.

203. Визначте, яка з нижченаведених кислот сильніша й чому.

а) HClO_3 чи HIO_3 ;

б) HCl чи HI .

204. Масова частка елемента E в чотирьох бінарних сполуках дорівнює 83,33; 96,39; 88,56 і 98,77 %. Густина пари цих сполук за повітрям дорівнює відповідно 6,62; 11,45; 9,34 і 2,79. Назвіть елемент. Яку назву для елемента запропонував його першовідкривач? Укажіть молекулярні формули зазначених речовин.

Розділ 18. ХАЛЬКОГЕНИ ТА ЇХНІ СПЛУКИ

18.1. Халькогени («ті, що народжують мідь») — елементи VI групи головної підгрупи періодичної таблиці хімічних елементів:

	$E_1 : E^0 - e^- = E^+$, еВ	$E_{\text{сер}} : E^0 + e^- = E^-$, еВ	ВЕН	$R(\text{атома})$, нм	$R(E^{2-})$, нм
O	13,62	1,46	3,5	0,066	0,136
S	10,36	2,08	2,6	0,104	0,182
Se	9,75	2,02	2,5	0,117	0,193
Te	9,01	1,97	2,1	0,137	0,211
Po	8,43	1,9	—	0,137	—

18.2. S — Sulfur — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$;

• нуклідний склад:

^{32}S — 95,02 % — стабільний;

^{34}S — 4,21 % — стабільний;

^{33}S — 0,75 % — стабільний;

^{36}S — 0,02 % — стабільний;

• масова частка в земній корі — 0,05 %;

• атомна частка в земній корі — 0,03 %;

• найважливіші мінерали: мірабіліт (глауберова сіль) — $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, гіпс — $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, цинкова обманка — ZnS , мідний блиск — Cu_2S , кіновар — HgS , свинцевий блиск (галеніт) — PbS , залізний колчедан (пірит) — FeS_2 .

18.3. Сірка існує у вигляді кількох алотропних модифікацій^{18.3.1}.

18.3.1. Для сірки найбільш стабільними є циклічні молекули S_8 . Залежно від взаємної орієнтації кільцевих молекул у кристалі розрізняють ромбічну α -S (густина — $2,07 \text{ г/см}^3$) і моноклінічну β -S (густина — $1,96 \text{ г/см}^3$). Ромбічна сірка має жовтий колір і плавиться за температури $112,8 \text{ }^\circ\text{C}$. Моноклінічна сірка — речовина блідожовтого кольору, плавиться за температури $119,3 \text{ }^\circ\text{C}$. За температури $250 \text{ }^\circ\text{C}$ утворюється пластична сірка, що складається з нерегулярно розташованих ланцюжків S_n (n досягає значення кількох тисяч). За температури $440 \text{ }^\circ\text{C}$ сірка закипає й утворює молекули складу S_6 , S_4 і S_2 (пурпурна сірка).

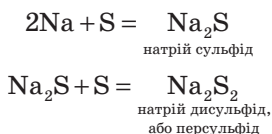
- у воді практично не розчиняється, добре розчиняється в органічних розчинниках і сірковуглеці.

Одержують сірку, в основному, шляхом виплавки самородної сірки в місцях її залягання, а також із газів, що містять H_2S і SO_2 (близько 50 млн т на рік).

Сірка проявляє властивості типового неметалу^{18.3.2}, досить легко окиснюється киснем і галогенами^{18.3.3}, у гарячих розчинах лугів диспропорціонує:



18.3.2. Швидкість взаємодії багатьох металів (Pb, Fe, Cu) із сіркою навіть вища, ніж із киснем. Наприклад, з металевою ртуттю реакція протікає навіть за температури рідкого повітря. Продуктами реакції можуть бути як сульфіди, так і ди-(персульфіди) або полісульфіди (число атомів S може досягати 8, але частіше воно дорівнює 2):



18.3.3. Флуор запалює сірку вже за звичайної температури (SF_6), хлор і бром — за незначного нагрівання (продуктами реакції можуть бути галогеніди складу $SHal_2$).

18.4. H_2S ^{18.4.1–18.4.3} — гідроген сульфід (сірководень) — безбарвний газ із запахом гнилих яєць ($T_{\text{пл}} = -85,6 \text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = -60,3 \text{ }^\circ\text{C}$);

18.4.1. Порівняно з H_2O молекула H_2S менш полярна, здатність утворювати водневі зв'язки дуже слабка.

18.4.2. Газ надзвичайно отруйний (взаємодіє із Ферумом у складі гемоглобіну).

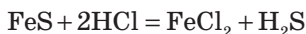
18.4.3. Одержано численні гідроген персульфіди складу H_2S_n — сульфани — жовті маслянисті рідини.

- розчинність у воді незначна^{18.4.4}, утворює слабку сульфідну (сірководневу) кислоту;

18.4.4. В 1 об'ємі води за температури 20 °С розчиняється до 2,5 об'єму H_2S .

- дуже сильний відновник.

Одержують H_2S дією розведених кислот на сульфіді:



Задачі для самостійного розв'язання

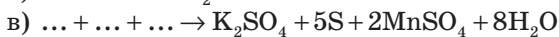
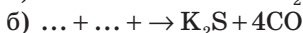
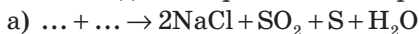
205. У п'яти пробірках містяться порошки п'яти речовин: FeS , CuO , MnO_2 , CuS , Ag_2S . Як, користуючись лише одним реактивом, найпростіше визначити вміст усіх п'яти пробірок?

206. Обчисліть, скільки молекул H_2O припадає на одну молекулу H_2S в $x\%$ -й сірководневій воді.

207. Розчин, що містить суміш сульфідів й натрій гідрогенсульфідів масою 19 г, обробили надлишком розчину розведеної сульфатної кислоти. У результаті реакції виділився газ, який поглинули розчином плюмбум ацетату $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$. Маса осаду чорного кольору, що випав, становила 71,7 г. Обчисліть масові частки солей у вихідній суміші.

208. Дано три прості речовини А, Б і В. Речовини А і Б реагують між собою з утворенням сполуки червоного кольору Г, що внаслідок подальшого нагрівання може змінити забарвлення на чорне. У результаті взаємодії сполук Г і В утворюються рідина А і газ Д. У процесі взаємодії речовин Б і В виділяється велика кількість теплоти й утворюється Д, що іноді використовується для відбілювання паперу. Сполука Е, яку утворюють усі три елементи А, Б і В, має білий колір і застосовується як каталізатор в одному відомому органічному синтезі. Назвіть усі зашифровані речовини.

209. Відновіть рівняння за продуктами реакцій:

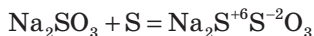


18.5. S(IV): SO_2 ^{18.5.1} — сірчистий газ — безбарвний газ із характерним різким запахом ($T_{\text{пл}} = -121$ °С; $T_{\text{кип}} = -37$ °С), добре розчинний у воді (40 об'ємів SO_2 на 1 об'єм H_2O) — сульфитна (сірчиста) кислота^{18.5.2};

18.5.1. Молекула має кутову формулу, дуже стійка, надзвичайно полярна ($\mu = 1,43$ D).

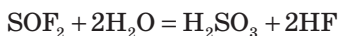
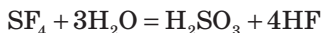
18.5.2. Нестійка (існує лише у водних розчинах) кислота середньої сили. Солі кислоти — сульфіти — легко окиснюються ($2\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{SO}_4$), а в процесі нагрівання —

диспропорціонують ($4\text{Na}_2\text{SO}_3 = 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{S}$). У разі нагрівання із сіркою утворюються тиосульфати:



- проявляє як окисні ($\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$) властивості, так і відновні ($\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$).

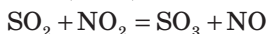
SF_4 (безбарвний газ), SOF_2 (безбарвний газ), SOCl_2 (безбарвна рідина), SOBr_2 (жовтогаряча рідина) легко гідролізуються:



18.6. S(VI): SO_3 ^{18.6.1–18.6.2} — сульфур(VI) оксид (сірчаний ангідрид) — кислотний оксид, що енергійно взаємодіє з водою, сильний окисник.

18.6.1. Молекула в газовому стані має форму правильного трикутника, неполярна. У разі конденсації пари (45 °C) утворює летку рідину, що складається з циклічних тримерних молекул (SO_3)₃. У випадку зниження температури до 17 °C може утворюватися кристалічна, подібна до льоду, модифікація γ - SO_3 , що поступово переходить в азбестоподібну модифікацію α - SO_3 , яка складається з ниткоподібних зигзагоподібних ланцюгів (SO_3)_n різної довжини.

18.6.2. Одержують SO_3 шляхом окиснення сульфатного газу в присутності каталізатора (V_2O_5) або нітрозним способом:



H_2SO_4 — сульфатна (сірчана) кислота — масляниста рідина ($T_{\text{пл}} = 10,4$ °C; $T_{\text{кип}} = 339$ °C)^{18.6.3};

18.6.3. У техніці концентровану кислоту одержують шляхом розчинення SO_3 у розбавленій H_2SO_4 . При цьому утворюється ціла група полісульфатних кислот: $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_{10}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{SO}_3$ — густа масляниста рідина — олеум.

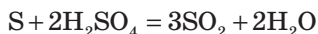
- розчиняється у воді з виділенням великої кількості тепла^{18.6.4};

18.6.4. У процесі розчинення розбавленої кислоти можна виділити кристалогідрати різної будови: $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

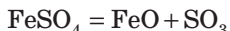
- сильна двоосновна кислота;
- концентрована кислота — сильний окисник^{18.6.5}.

18.6.5. Здатна окиснювати всі метали, що в ряду активності металів розташовуються до Ag включно, а також деякі неметали:

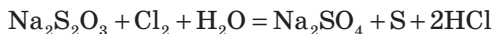




Для солей^{18.6.6} сульфатної кислоти — сульфатів — характерним є утворення кристалогідратів (часто їх називають купоросами)^{18.6.7}. Солі важких металів розкладаються за нагрівання:



18.6.6. Існує чимала кількість солей, утворених кислотами, які можна вважати похідними сульфатної кислоти: тіосульфатна кислота — $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_3\text{S}^{-2}$, полісульфатні кислоти (*див. п. 18.6.3*), трисульфатна кислота — $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_6$, пероксидисульфатна кислота — $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ та ін. Найбільш відомою із солей є натрій тіосульфат — $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ — нестійка речовина, що розкладається в кислому середовищі ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{S} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$) та проявляє відновні властивості (антихлор):



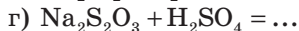
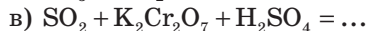
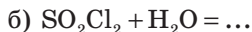
18.6.7. Із кристалогідратів найбільш відомими є мідний купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, залізний купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, алебастр $\text{CaSO}_4 \cdot 1/2\text{H}_2\text{O}$. Здавна відомі також змішані кристалогідрати — галуни — $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ($\text{M}_1^{+1}\text{M}_2^{+3}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$).

Задачі для самостійного розв'язання

210. Після спалювання 46 г халькопіриту CuFeS_2 у 200 л повітря утворилися Cu_2S , Fe_2O_3 і SO_2 . Обчисліть об'ємні частки газів в одержаній газовій суміші.

211. Обчисліть об'єм 50%-го розчину сульфатної кислоти (густина — $1,4 \text{ г/см}^3$), який потрібно додати до 200 г 9%-го розчину натрій гідрогенкарбонату, щоб масова частка NaHCO_3 зменшилася до 5 %.

212. Напишіть рівняння реакцій для окисно-відновних реакцій, складіть електронний баланс:



213. У результаті дії на сплав двох металів надлишку розведеної сульфатної кислоти об'єм газу, що виділився (н. у.), становив 1,12 л, а маса сплаву зменшилася на 3,25 г. Після розчинення

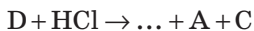
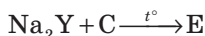
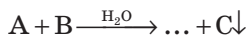
0,75 г залишку в надлишку концентрованої сульфатної кислоти виділилося 84 мл сірчистого газу. Обчисліть якісний та кількісний склад сплаву.

214. Розчин кристалів солі зеленого кольору дає з барій нітратом білий осад, нерозчинний у кислотах. У разі дії розчину їдкого натру з розчину солі випадає осад зеленуватого кольору, який на повітрі набуває коричневого забарвлення. Відомо, що на титрування 1,39 г цієї солі в розчині потрібно 25 см³ 0,04М розчину КМnO₄, підкисленого сульфатною кислотою. Визначте формулу невідомої солі.

215. Відомо кілька аніонів складу S₂O_n²⁻ (*n* — ціле число від 2 до 8). Напишіть структурні формули цих аніонів і назвіть їх.

216. Наважку деякої середньої солі масою 9,8 г розчинили у водному розчині NaOH і нагріли. У результаті виділився індивідуальний газ об'ємом 1,12 л (н. у.) і густиною 0,76 г/л. У результаті прожарювання такої ж наважки солі утворюється лише один твердий продукт масою 2 г, масова частка Fe в якому становить 70 %. З надлишком розчину BaCl₂ розчин наважки солі дає білий осад масою 11,65 г. Визначте формулу й назву солі, якщо число атомів у її формулі дорівнює 39. Запишіть рівняння реакції її термічного розкладу.

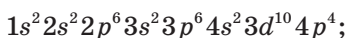
217. Розшифруйте речовини в схемі перетворень:



218. Обчисліть масу піриту (масова частка домішок становить 20 %), яку необхідно використати для одержання 20 т 20% -ї сульфатної кислоти, якщо масова частка виробничих втрат становить 20 %.

219. Обчисліть маси олеуму (30 % SO₃) і 50%-го розчину сульфатної кислоти, які необхідно змішати, щоб одержати 180 г 96%-го розчину сульфатної кислоти.

18.7. Se — Selenium (від лат. «Місяць») —



- нуклідний склад:
 - ^{80}Se — 49,8 % — стабільний;
 - ^{78}Se — 23,7 % — стабільний;
 - ^{76}Se — 9,2 % — стабільний;
 - ^{82}Se — 8,8 % — стабільний;
 - ^{77}Se — 7,6 % — стабільний;
 - ^{74}Se — 0,9 % — стабільний;
- атомна частка в земній корі — $1 \cdot 10^{-5}$ %;
- міститься як домішки в сульфідних рудах.

Селен був відкритий у 1817 р. шведським хіміком Й. Берцеліусом;

- як і сірка, має кілька модифікацій^{18.7.1}.

18.7.1. Сірий (гексагональний) селен — напівпровідник, у разі швидкого охолодження його розплаву утворює червоно-коричневу модифікацію. Світове виробництво селену становить близько 2 тис. т на рік;

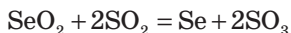
- окисні властивості виражені слабше, а відновні — сильніше порівняно із сіркою.

H_2Se — газ із дуже неприємним запахом ($T_{\text{кип}} = -45,5$ °C; $T_{\text{пл}} = -65,7$ °C);

- низька термостійкість;
- у воді розчиняється краще за H_2S , у розчині — слабка кислота;
- отруйний.

Se(IV) — $(\text{SeO}_2)_n$ — за звичайних умов полімер (сублімується за температури 315 °C);

- з водою утворює селенитну (селенисту) кислоту — тверду речовину, що починає розкладатися за температури 70 °C;
- більша схильність до окисних властивостей, ніж до відновних:



Se(VI) — SeO_3 — відомий у склоподібній і азбестоподібній модифікаціях;

- з водою утворює селенатну (селенову) кислоту^{18.7.2}.

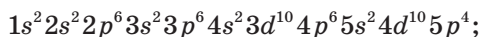
18.7.2. H_2SeO_4 — біла кристалічна речовина, унаслідок нагрівання (260 °C) розкладається:



У водних розчинах — сильна кислота, сильніший окисник (суміш H_2SeO_4 з HCl розчиняє золото й платину), ніж H_2SO_4 :



- сильний окисник, за температури 180 °C розкладається.

18.8. Te — Tellurium (від лат. «Земля») —

- нуклідний склад:

^{130}Te — 33,97 % — стабільний;

^{128}Te — 31,73 % — стабільний;

^{126}Te — 18,89 % — стабільний;

^{125}Te — 7,10 % — стабільний;

^{124}Te — 4,76 % — стабільний;

^{122}Te — 2,57 % — стабільний;

^{123}Te — 0,89 % — К-захоплення ($T_{1/2} = 1,3 \cdot 10^{13}$ років);

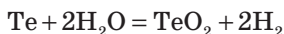
- атомна частка в земній корі — $0,5 \cdot 10^{-6}$ %;
- міститься як домішки в сульфідних рудах (світовий видобуток становить 220 т на рік).

Телур був відкритий у 1783 р. хіміком Ф. фон Рейхенштейном;

- як і сірка, має кілька модифікацій^{18.8.1}.

18.8.1. Гексагональний телур — сріблясто-біла металоподібна крихка кристалічна речовина, що має властивості напівпровідника; аморфний (коричневий) телур малостійкий і за температури 25 °С переходить у кристалічну модифікацію.

- окисні властивості виражені дуже слабо, окиснюється водою:



- у разі нагрівання диспропорціонує:



H_2Te — газ із дуже неприємним запахом ($T_{\text{пл}} = -51$ °С; $T_{\text{кип}} = -1,8$ °С);

- низька стійкість молекули;
- у воді розчиняється краще за H_2Se , у розчині — слабка кислота (сильніша за H_2Se);
- сильні відновні властивості.

Te(IV) — TeO_2 — у воді не розчиняється, у розчинах лугів утворює телурити;

- більша схильність до окисних властивостей, ніж до відновних;
- Te(VI) — TeO_3 — відомий у двох модифікаціях;
- з водою практично не взаємодіє^{18.8.2}, з лугами утворює телурати.

18.8.2. H_6TeO_6 — біла кристалічна речовина, добре розчинна в гарячій воді, дуже слабка кислота. З лугами утворює кислі солі. Окисні властивості виражені меншою мірою, ніж у H_2SeO_4 .

18.9. Po — Polonium (від лат. «Польща») — $[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^4$;

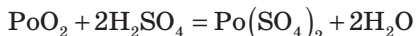
- нуклідний склад: стабільних ізотопів немає (близько 20 радіоактивних ізотопів);

- атомна частка в земній корі — $2 \cdot 10^{-15} \%$;
- міститься в уранових і торієвих рудах як продукт радіоактивного розпаду.

Полоній був відкритий у 1898 р. М. Склодовською-Кюрі;

- м'який метал сріблястого кольору ($T_{\text{пл}} = 254 \text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 962 \text{ }^\circ\text{C}$);
- проявляє властивості типового металу.

Po(IV) — PoO₂ — проявляє амфотерні властивості:



полоніт

Po(VI) — сполуки нестійкі.

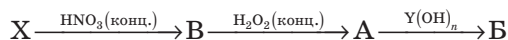
Задачі для самостійного розв'язання

220. У ряду O — S — Se — Te простежте зміни таких характеристик:

- атомні радіуси;
- потенціали йонізації;
- спорідненість щодо електрона;
- стійкість ступенів окиснення.

Поясніть виявлені закономірності.

221. Існування кислоти А та її солей тривалий час викликало сумніви. Лише в 70-х роках ХХ ст. ці сумніви вдалося подолати. Сіль Б кислоти А можна одержати з простої речовини елемента Х за схемою:



Масові частки елемента Х у речовинах В, А і Б становлять відповідно 61,24; 54,48 і 25,16 %. Визначте невідомі речовини, запишіть рівняння реакцій та поясніть назви елементів Х та Y.

222. За продуктами реакцій відновіть рівняння реакцій:

- $\dots + \dots + \dots \rightarrow 2\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{NO}$
- $\dots + \dots + \dots \rightarrow \text{K}_2\text{SeO}_4 + 2\text{HCl}$
- $\dots + \dots \rightarrow 2\text{H}_2\text{TeO}_3 + \text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
- $\dots + \dots \rightarrow 2\text{H}_2\text{TeO}_3 + \text{H}_2\text{SeO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

223. Ізотоп ^{210}Po , який одержують в атомних реакторах шляхом опромінення бісмуту нейтронами, у свою чергу застосовується як джерело α -частинок. Запишіть рівняння двох згаданих ядерних реакцій.

224. Нуклід ^{210}Po зазнає α -розпаду, перетворюючись на стабільний нуклід. Період напіврозпаду дорівнює 138,4 доби. Яка кількість α -частинок випромінюється зразком нукліда ^{210}Po масою 0,525 г за $4 \cdot 10^5$ хвилин? Яка маса стабільного ізотопу утвориться за три роки?

Розділ 19. НІТРОГЕН ТА ЙОГО СПОЛУКИ

19.1. N — Nitrogenium («той, що утворює селітру») — $1s^2 2s^2 2p^3$;

- нуклідний склад^{19.1.1}:
 ^{14}N — 99,63 % — стабільний;
 ^{15}N — 0,37 % — стабільний;

19.1.1. З радіоактивних нуклідів найдовше «живе» ^{13}N ($T_{1/2} \approx 10$ хв);

- масова частка в земній корі — 0,01 %;
- атомна частка в земній корі — 0,03 %;
- радіус атома — 0,071 нм;
- енергія йонізації — 1402 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — 7 кДж/моль.
- міститься як проста речовина в атмосфері (78 % об.), з мінералів найбільше значення мають чилійська NaNO_3 та індійська KNO_3 селітри.

19.2. N_2 — азот — був відкритий у 1772 р. Д. Резерфордом;

- енергія зв'язку^{19.2.1} — 940 кДж/моль;

19.2.1. Розпад молекули на атоми починається за температури понад 3 000 °С. Висока міцність молекули пов'язана з наявністю трьох зв'язків між атомами Нітрогену: $\text{N} \equiv \text{N}$.

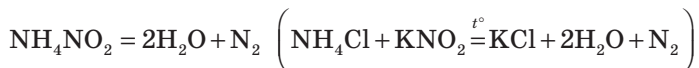
- $T_{\text{пл}} = -209,86$ °С; $T_{\text{кип}} = -195,8$ °С;
- погано розчиняється у воді.

Світове промислове виробництво азоту становить близько 44 млн т на рік^{19.2.2–19.2.3}.

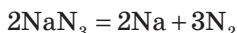
19.2.2. Фракційна перегонка повітря (див. п. 16.3.2).

19.2.3. До лабораторних методів одержання азоту належать такі:

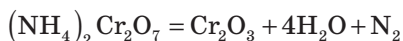
а) термічний розклад амоній нітриту:



б) розкладання натрій азиду:

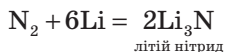


в) розкладання амоній біхромату (хімічний вулкан):

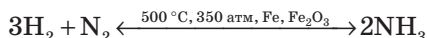
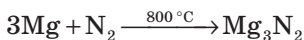


та деякі інші.

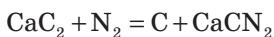
Азот має низьку хімічну активність (за кімнатної температури реагує лише з літієм):



- за нагрівання, у присутності каталізаторів, з допомогою електророзрядів або йонізуючого опромінення азот може бути активований і виступати як окисник або відновник (з киснем і флуором):



- реагує з кальцій карбідом (1000–1200 °C):



Азот використовується для одержання амоніаку, нітратної кислоти, як інертний наповнювач під час проведення хімічних і металургійних процесів і зберігання вогнебезпечних речовин.

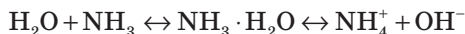
19.3. Гідрогеновмісних сполук Нітрогену існує кілька.

19.3.1. NH_3 — амоніак (гідроген нітрид) — безбарвний газ із різким задушливим запахом.

Молекула має форму тригональної піраміди і є яскраво вираженим донором електронної пари. Молекули NH_3 полярні й утворюють між собою водневі зв'язки;

- легко скраплюється ($T_{\text{пл}} = -78\text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = -33\text{ }^\circ\text{C}$);
- дуже добре розчиняється у воді (1 : 750 за кімнатної температури), розчин має назви амоніакова вода й нашатирний спирт^{19.3.2}.

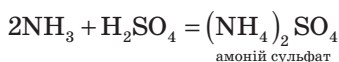
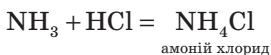
19.3.2. Розчин має основний характер:



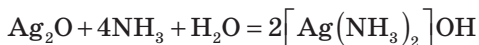
За традицією, водний розчин амоніаку зображують як NH_4OH (амоній гідроксид). Молекули амоніаку й води зв'язані водневим зв'язком.

Амоніак має високу хімічну активність за рахунок неподіленої електронної пари Нітрогену (утворення донорно-акцепторного зв'язку)^{19.3.3}, низького ступеня окиснення Нітрогену (відновні властивості)^{19.3.4} та високої полярності зв'язку N–H (кислотні властивості)^{19.3.5}.

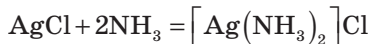
19.3.3. Амоніак та його водний розчин проявляють основні властивості:



Донорно-акцепторний механізм утворення зв'язків є основою утворення комплексних сполук:

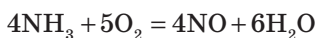


або

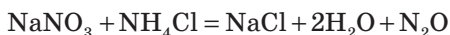
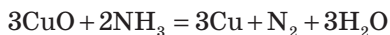


У результаті подібних реакцій у водних розчинах амоніаку можуть розчинятися оксиди, гідроксиди й солі деяких металів.

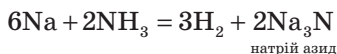
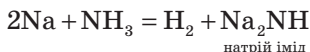
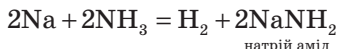
19.3.4. Амоніак — сильний відновник. На повітрі він горить зеленуватим полум'ям ($4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$), а в присутності каталізатора (Pt/Rh):



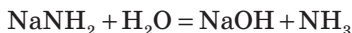
Окисниками в цих реакціях можуть бути різні речовини:



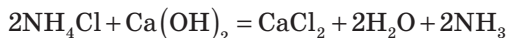
19.3.5. Атоми Гідрогену амоніаку можуть заміщатися атомами активних металів:



Усі продукти мають сольову природу й піддаються гідролізу:



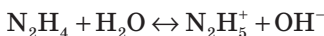
Одержують амоніак з азот-водневої суміші, у лабораторії — діючи лугами на солі амонію:



19.3.6. N_2H_4 — гідразин, або діамід (гідроген пернітрид) — безбарвна рідина ($T_{\text{пл}} = 2\text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 113,5\text{ }^\circ\text{C}$);

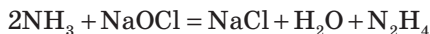
19.3.6. Молекула полярна, утворює водневі зв'язки;

- з водою змішується в будь-яких співвідношеннях, розчин має лужне середовище:



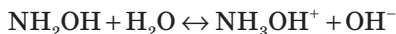
- менш стійкий, ніж амоніак;
- з кислотами утворює два типи солей: $[\text{N}_2\text{H}_5^+]\text{Cl}^-$ і $[\text{N}_2\text{H}_6^{2+}]\text{Cl}_2^-$;
- дуже сильний відновник;
- отруйний.

Одержують розчин гідразину обережним окисненням амоніаку натрій гіпохлоритом:



NH_2OH — гідроксиламін — біла кристалічна речовина ($T_{\text{пл}} = 33\text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = -106,6\text{ }^\circ\text{C}$);

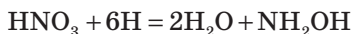
- з водою змішується в будь-яких співвідношеннях, у розчині — слабка основа:



- з кислотами утворює солі: $[\text{NH}_3\text{OH}]\text{Cl}$ — гідроксиламоній хлорид;
- проявляє як відновні, так і окисні властивості;
- легко розкладається:



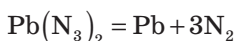
Одержують гідроксиламін шляхом відновлення нітратної кислоти атомарним воднем у процесі електролізу:



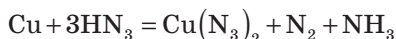
HN_3 ($\text{H}-\text{N}=\text{N}\equiv\text{N}$) — азидна кислота — безбарвна летка рідина з різким запахом ($T_{\text{пл}} = -80\text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 37\text{ }^\circ\text{C}$);

- слабка кислота;
- у разі удару або нагрівання розпадається з вибухом^{19.3.7}.

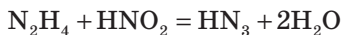
19.3.7. Азиди малоактивних металів розпадаються з вибухом навіть від удару:



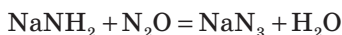
- сильні окисні властивості:



Одержують азидну кислоту^{19.3.8} взаємодією нітритної кислоти й гідразину:



19.3.8. Легше за все одержують натрій азид:

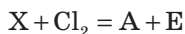
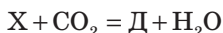
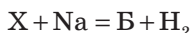
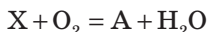


Задачі для самостійного розв'язання

225. У процесі синтезу амоніаку тиск у реакторі знизився на 20 %. Обчисліть об'ємні частки газів в одержаній суміші, якщо у вихідній суміші вміст речовин відповідав стехіометричному співвідношенню.

226. Реактор об'ємом 56 л розділений навпіл герметичною перегородкою. Одна половина заповнена NH_3 під тиском 506,5 кПа, друга — HCl під тиском 303,9 кПа. Температура газів однакова й становить 7°C . Перегородку прибрали, і суміш газів, що залишилася, поглинули 200 г розчину ортофосфатної кислоти з масовою часткою розчиненої речовини 7,14 %. Обчисліть масові частки розчинених речовин в одержаному розчині.

227. Визначте X і запишіть рівняння реакцій:



228. 77,5 мг еквімолярного сплаву літію з іншим металом прожарили в атмосфері азоту. Продукт реакції обробили водою, одержавши при цьому 145 мг нерозчинного у воді залишку. Визначте невідомий метал, склад сплаву (% за масою) і запишіть рівняння реакцій.

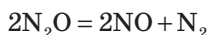
229. У лабораторії наявні 3,33 г бінарної сполуки А (93,33 % елемента X). Наважку розділили на дві однакові частини. Одну з них розчинили в кислоті й одержали рідину Б. Другу розчинили в лузі й одержали рідину В. Рідина Б дає з аргентум нітратом осад Г масою 3,33 г, нагрівання якого призводить до вибуху, у результаті якого виділяється 2,24 л газу Д (вихід — 33,3 %). Рідина ж В в атмосфері надлишку хлороводню перетворюється на кристалічну речовину Е масою 2,33 г. Визначте речовини А — Е, напишіть рівняння реакцій.

19.4. Оксиди відбивають усе різноманіття позитивних ступенів окиснення атома Нітрогену.

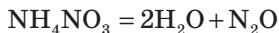
N_2O — нітроген(I) оксид (закис азоту) — безбарвний газ ($T_{\text{пл}} = -91^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = -89^\circ\text{C}$) зі слабким приємним запахом;

- погано розчиняється у воді;
- несолетворний оксид;
- розкладається вже за слабого нагрівання з виділенням кисню (його суміші з воднем або амоніаком вибухають)^{19.4.1};

19.4.1. За температури 700°C крім розкладання на прості речовини спостерігається й диспропорціонування:



- одержують шляхом розкладання (190–250 °C) амоній нітрату:



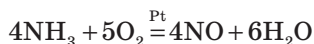
- застосовується як анестезуючий засіб.

$\text{NO}^{19.4.2}$ — нітроген(II) оксид — безбарвний отруйний газ ($T_{\text{пл}} = -163,7$ °C, $T_{\text{кип}} = -151,7$ °C).

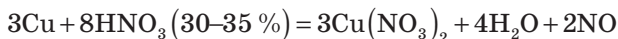
19.4.2. Молекула є парамагнітною, але димеризація починається лише за низьких температур — N_2O_2 (тверда речовина синього кольору). Молекула досить легко втрачає неспарений електрон, перетворюючись на нітрозил(нітрозоній)-іон — NO^+ , беручи участь в утворенні солеподібних речовин, наприклад $[\text{NO}]\text{ClO}_4$. Молекула NO може брати участь і в утворенні комплексних сполук, наприклад $\text{Ru}(\text{NO})_5$;

- погано розчиняється у воді;
- несолетворний оксид;
- розкладання починається за температури понад 500 °C;
- проявляє як відновні ($2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}_2$), так і окисні властивості ($2\text{NO} + 2\text{H}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$);
- у природі утворюється під час грозових розрядів з простих речовин^{19.4.3}.

19.4.3. Промислове одержання:

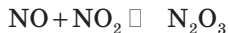


Лабораторний метод одержання:



N_2O_3 — нітроген(III) оксид (азотистий ангідрид) — рідина інтенсивно-синього кольору ($T_{\text{пл}} = -100$ °C), стійкий лише за низьких температур;

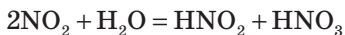
- з водою утворює нітритну кислоту HNO_2 ;
- утворюється внаслідок охолодження суміші газів:



19.4.4. NO_2 — нітроген(IV) оксид — газ бурого кольору ($T_{\text{пл}} = -11$ °C; $T_{\text{кип}} = 21$ °C) з неприємним запахом.

Молекула є парамагнітною, дуже легко димеризується в N_2O_4 (безбарвний). Молекула здатна як втрачати неспарений електрон (NO_2^+ — нітроній-іон) — $[\text{NO}_2]^+\text{NO}_3^-$, так і приймати його (NO_2^- — нітрит-іон);

- дуже отруйний;
- у воді й розчинах лугів проявляє властивості кислотного оксиду, диспропорціонує:



- за температури 500 °С починає розкладатися на O_2 і NO ;
- окисні властивості ($\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{NO}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$) виражені значно сильніше за відновні;
- утворюється в результаті окиснення на повітрі $\text{NO}^{19.4.5}$.

19.4.5. У лабораторії може бути одержаний шляхом розчинення міді в концентрованій нітратній кислоті ($\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}_2$) або розкладання нітратів важких металів ($2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{PbO} + \text{O}_2 + 4\text{NO}_2$).

N_2O_5 — нітроген(V) оксид (нітратний, або азотний, ангідрид) — біла кристалічна речовина ($T_{\text{вогг}} = 32\text{ °C}$);

- кислотний оксид;
- легко розкладається на NO_2 і O_2 ;
- дуже сильний окисник;
- утворюється в результаті обережного зневоднювання HNO_3 ($2\text{HNO}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 = 2\text{HPO}_3 + \text{N}_2\text{O}_5$) або окиснення NO_2 озоном ($2\text{NO}_2 + \text{O}_3 = \text{N}_2\text{O}_5 + \text{O}_2$).

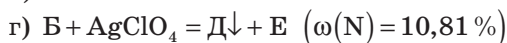
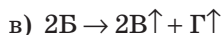
Задачі для самостійного розв'язання

230. Суміш азоту і двох оксидів Нітрогену об'ємом 22 см³ (19 °С, 752 мм рт. ст.) пропустили крізь воду, у результаті чого об'єм газу зменшився до 16,5 мл. Одержану газову суміш пропустили крізь розчин FeSO_4 , після чого об'єм газу зменшився ще на 53,33 %. Визначте об'ємний та якісний склади вихідної суміші. Запишіть рівняння реакцій.

231. У 1928 р. було синтезовано газоподібну сполуку X, яка реагувала з воднем з вибухом, а з водою — за умови електричного розряду. В обох випадках одним із продуктів реакції була газоподібна за кімнатної температури речовина Y (густина за гелієм — 5), що легко асоціювала в рідину. Під час узаємодії A з водяною парою, крім Y, утворюються ще два гази — A і B, причому молярне співвідношення всіх трьох продуктів таке: A : B : Y = 1 : 1 : 6. Суміш газів A і B унаслідок охолодження перетворюється на синю рідину C. Розшифруйте невідомі речовини, якщо відомо, що всі речовини, крім X, містять у своєму складі той самий елемент. Напишіть рівняння згаданих реакцій.

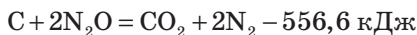
232. Про серію дослідів відомо таку інформацію:

- $\text{SO}_2 + \text{HNO}_2(\text{конц.}) \rightarrow \text{A}$ ($\omega(\text{N}) = 11,02\%$)
- $\text{A} + \text{NaCl} \rightarrow \text{B}\uparrow$ ($\omega(\text{N}) = 21,37\%$) + B ($\omega(\text{S}) = 26,67\%$)



Розшифруйте невідомі речовини.

233. Дано рівняння реакції:



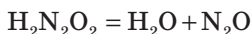
Обчисліть теплоту утворення оксиду N_2O й теплоту утворення CO_2 (393,5 кДж/моль).

234. Використовуючи тільки елементи N, O і H, складіть формули таких речовин:

- A — не має кольору й запаху, взаємодіє як з кислотними, так і з основними оксидами;
- B — має колір і запах, а в разі охолодження втрачає запах і стає безбарвною;
- V — не має кольору, але має запах, перевозиться рідкою в балонах жовтого кольору;
- Г — у рідкому стані має синє забарвлення, а в газоподібному — червоно-буре;
- Д — має колір і запах, а внаслідок нагрівання втрачає запах і стає безбарвною.

19.5. $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ — азотноватиста кислота ($\text{H}-\text{O}-\text{N}=\text{N}-\text{O}-\text{H}$) — добре розчинна у воді, дуже слабка кислота;

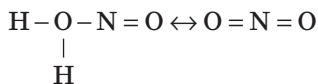
- нестійка, легко розкладається:



- солі — гіпонітри — значною мірою гідролізуються у воді.

HNO_2 ^{19.5.1} — нітритна (азотиста) кислота — слабка кислота, що існує лише у водному розчині.

19.5.1. Імовірні дві структури молекули:



- нестійка:



або



- здатна проявляти як окисні, так і відновні властивості.

Нітри — досить стійкі, отруйні;

- проявляють як окисні



так і відновні властивості



- утворюються в результаті розкладу деяких нітратів ($2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$) або розчинення N_2O_3 в лугах.

$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_3$ — азотновата кислота — слабка кислота, існує лише в розчинах;

- солі — гіпонітрати.

HNO_3 — нітратна (азотна) кислота — безбарвна рідина ($T_{\text{пл}} = -41,5^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 84,1^\circ\text{C}$), на повітрі «димить»;

- з водою змішується в будь-яких співвідношеннях, сильна кислота;
- у разі нагрівання й освітлення розкладається:



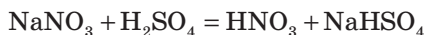
- дуже сильний окисник^{19.5.2-19.5.3}.

19.5.2. Окиснює як метали (крім Au, Pt, Ta, Rh, Ir), так і неметали (S, C, P). Деякі метали (Al, Cr, Fe) концентрованою кислотою пасивуються, але в розведеній — розчиняються. Утворення тих чи інших продуктів відновлення HNO_3 залежить як від активності відновника, так і від концентрації кислоти.

19.5.3. Суміш нітратної та хлоридної кислот (царська горілка) розчиняє також благородні метали:



- у промисловості одержують з амоніаку ($\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$), у лабораторних умовах — з нітратів:



Нітрати є досить стійкими;

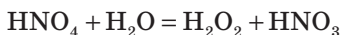
- розклад нітратів залежить від активності металу:
 - а) солі лужних металів перетворюються на нітрити;
 - б) солі менш активних металів розкладаються до оксидів:



(якщо оксид є термонестійким: $2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + \text{O}_2 + 2\text{NO}_2$);

- амоній нітрат за невисоких температур розкладається на воду та N_2O , за більш високих температур — на воду, кисень і NO (або N_2);
- у розчинах проявляють слабкі окисні властивості.

HNO_4 — пероксонітратна (пероксоазотна) кислота — у край нестійка, легко розкладається водою:



Задачі для самостійного розв'язання

235. У дві пробірки поклали по однаковому шматочку цинку. Потім у першу пробірку долили деяку кількість води, а потім — деяку кількість 30%-го розчину нітратної кислоти. У другу ж пробірку спочатку доливали кислоту, а потім воду в тій же кількості. Чи будуть хімічні процеси, що протікають у двох пробірках, однаковими чи ні? Відповідь обґрунтуйте.

236. Відновіть рівняння реакцій за продуктами реакцій:

- а) $\rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 б) $\rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 в) $\rightarrow \text{HNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 г) $\rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + \text{NO}$
 д) $\rightarrow \text{MnO}_2 + \text{NO}_2$

237. Суміш двох оксидів елементів I групи масою 3,02 г розчинили в концентрованій нітратній кислоті, у результаті чого виділився газ об'ємом 448 мл. Розчин обробили надлишком калій сульфідом, а утворений осад випалили. Маса твердого залишку склала 3,18 г. Обчисліть масовий склад (%) суміші оксидів.

238. Оксид металу розчинили в нітратній кислоті, одержаний розчин обережно випарили, а сухий залишок прожарили. а) Чи може маса залишку бути більшою за масу розчиненого оксиду? б) Чи може маса залишку бути меншою від маси розчиненого оксиду? Наведіть приклади.

239. Маючи у своєму розпорядженні лише повітря (азот + кисень) і воду, отримайте не менш ніж п'ятнадцять нових речовин. Наведіть рівняння реакцій і вкажіть умови їх протікання.

Розділ 20. ФОСФОР ТА ЙОГО СПОЛУКИ

20.1. Р — Phosphorus («той, що несе світло») — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$;

- нуклідний склад^{20.1.1}: ^{31}P — 100 % — стабільний.

20.1.1. З радіоактивних нуклідів найдовше «живуть» ^{32}P ($T_{1/2} = 14,23$ доби) і ^{33}P ($T_{1/2} = 25,3$ доби);

- масова частка в земній корі — 0,08 %;
- атомна частка в земній корі — 0,04 %;
- радіус атома — 0,13 нм;
- енергія йонізації — 1 012 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — 72 кДж/моль;
- з мінералів найбільше значення мають фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, апатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$ і флуорапатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$.

20.2. Фосфор був відкритий у 1669 г Х. Брандом;

- утворює кілька алотропних модифікацій^{20.2.1}.

20.2.1. За температур понад 1 000 °С — P₂ (будова аналогічна будові N₂). У рідкому й розчиненому станах за температур, нижчих від 1 000 °С, — P₄ — **білий фосфор** — молекулярна кристалічна ґратка — біла воскоподібна речовина, легкоплавка й дуже отруйна, унаслідок окиснення на повітрі світиться. У разі нагрівання (200 °С) білого фосфору під тиском (12 000 атм) утворюється **чорний фосфор** — речовина, що схожа на графіт, але має властивості напівпровідника. У результаті тривалого нагрівання (280–300 °С) **білого фосфору** під тиском (1,5 атм) утворюється червоний фосфор — кристалічна нететка речовина.

Світове промислове виробництво фосфору становить близько 1 млн т на рік^{20.2.2}.

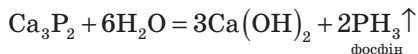
20.2.2. Одержують фосфор шляхом прожарювання фосфориту з вугіллям і піском в електропечах за температури 1 500 °С:



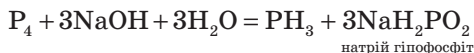
Хімічна активність білого фосфору значно вища, ніж в інших модифікацій;

- проявляє як окисні^{20.2.3}, так і відновні властивості^{20.2.4}.

20.2.3. З металами утворює фосфіди. Фосфіди активних металів гідролізуються:



20.2.4. Легко окиснюється киснем (P₂O₃ або P₂O₅), галогенами (PNaI₃ або PNaI₅), сіркою (P₂S₃ або P₂S₅). Унаслідок нагрівання з розчинами лугів диспропорціонує:



Окиснюється кислотами-окисниками (HNO₃, H₂SO₄ (конц.)).

Використовується фосфор в основному в сірниковій і туковій (виробництво добрив) промисловості.

20.3. Гідрогеновмісні сполуки Фосфору не можна одержати з простих речовин.

PH₃^{20.3.1} — фосфін — газ із запахом гнилої риби (T_{пл} = -133 °С; T_{кип} = -88 °С), дуже отруйний.

20.3.1. Як і молекула амоніаку, PH₃ має форму тригональної піраміди, однак полярність зв'язку набагато менша. Водневих зв'язків не утворює. Донорні властивості проявляються слабко.

- у воді розчиняється погано, з нею не взаємодіє;
- із сильними кислотами утворює малостійкі солі фосфонію:



- дуже сильний відновник, на повітрі за температури 150°C самозаймається з утворенням H_3PO_4 .

P_2H_4 — дифосфін — безбарвна рідина ($T_{\text{пл}} = -99^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 63^\circ\text{C}$);

- сильний відновник, на повітрі самозаймається;
- утворюється одночасно з фосфіном у процесі гідролізу фосфідів.

20.4. Оксигеновмісні сполуки Фосфору досить різноманітні.

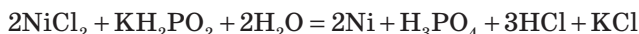
$\text{H}_3\text{PO}_2 = \text{H}[\text{PO}_2\text{H}_2]$ ^{20.4.1} — гіпофосфітна (фосфорноватиста) кислота — безбарвна кристалічна речовина ($T_{\text{пл}} = 27^\circ\text{C}$);

20.4.1. Одноосновна кислота: $\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \\ \diagdown \\ \text{P} \\ \diagup \\ \text{O} \end{array} \begin{array}{c} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{H} \\ \diagup \end{array}$ — ступінь окиснення

Фосфору +1.

- у воді розчиняється добре, утворюючи сильну кислоту;
- сильний відновник^{20.4.2}.

20.4.2. Солі — гіпофосфіти — застосовуються як відновники:



P_2O_3 — фосфор(III) оксид, або фосфітний ангідрид^{20.4.3}, — біла отруйна кристалічна речовина.

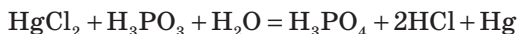
20.4.3. Існує у вигляді кількох модифікацій: P_4O_6 — молекулярна кристалічна ґратка ($T_{\text{пл}} = 24^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 175^\circ\text{C}$); $(\text{P}_2\text{O}_3)_n$ — полімерні сполуки.

- унаслідок розчинення у воді утворює фосфітну, або фосфористу, кислоту — $\text{H}_3\text{PO}_3 = \text{H}_2[\text{PO}_3\text{H}]$ ^{20.4.4} — безбарвну гігроскопічну речовину ($T_{\text{пл}} = 74^\circ\text{C}$).

20.4.4. Двохосновна кислота $\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \\ \diagdown \\ \text{P} \\ \diagup \\ \text{H}-\text{O} \end{array} \begin{array}{c} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{H} \\ \diagup \end{array}$ — ступінь окиснення

Фосфору +3;

- кислота середньої сили;
- одержують шляхом гідролізу PCl_3 ;
- має сильні відновні властивості:



- у разі нагрівання диспропорціонує:

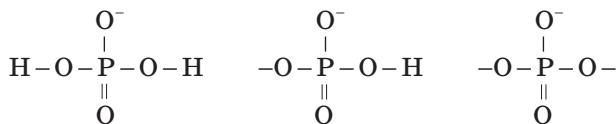


P_2O_5 ^{20.4.5} — фосфор(V) оксид (фосфатний ангідрид) — біла кристалічна речовина.

20.4.5. У пароподібному стані — P_4O_{10} , легко сублимується ($T_{\text{возг}} = 359^\circ\text{C}$). Інші модифікації є полімерними;

- енергійно взаємодіє з водою (використовується як осушувач газів і рідин);
- утворюється в результаті спалювання фосфору.

Оксофосфатні кислоти досить різноманітні завдяки здатності аніонної одиниці PO_4 з'єднуватися із сусідніми одиницями PO_4 одним, двома або трьома зв'язками:



У разі розчинення оксиду P_4O_{10} у воді продукти постадійної гідратації можуть бути такими:

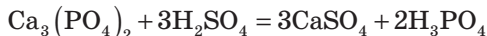


H_3PO_4 — ортофосфатна кислота — безбарвна кристалічна речовина ($T_{\text{пл}} = 42,3^\circ\text{C}$);

- добре розчиняється у воді, утворюючи кислоту середньої сили;
- утворює середні (ортофосфати) і кислі солі (гідрогенортофосфати й дигідрогенортофосфати);
- унаслідок нагрівання розкладається:



- одержують із фосфатів:



$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ — дифосфатна, або пірофосфатна, кислота — безбарвна кристалічна речовина ($T_{\text{пл}} = 61^\circ\text{C}$);

- добре розчиняється у воді, кислотні властивості сильніші, ніж у H_3PO_4 ;
- утворює середні ($\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$) і кислі ($\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$) солі.

$\text{HPO}_3 = (\text{HPO}_3)_n$ — метафосфатна кислота — безбарвна склоподібна кристалічна речовина, отруйна;

- добре розчиняється у воді, утворюючи кислоту середньої сили.

Задачі для самостійного розв'язання

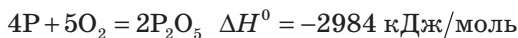
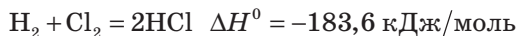
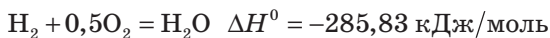
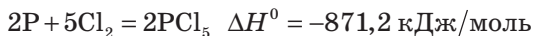
240. Обчисліть масу натрій гідрогенортофосфату, яку необхідно розчинити в 120 г 4,9%-го розчину ортофосфатної кислоти, щоб одержаний розчин містив лише натрій дигідрогенортофосфат.

241. У воді розчинили 12,28 г POCl_3 , і розчин деякий час нагрівали до припинення гідролізу. Потім до одержаного розчину додали вапняну воду об'ємом 250 мл і калій гідроксид концентрацією 0,04 моль/л. До суміші, що утворилася, доливали по краплях розчин калій гідроксиду з масовою часткою KOH 28 % ($\rho = 1,3$ г/мл). Обчисліть об'єм витраченого розчину луку.

242. Допишіть рівняння реакцій і вкажіть загальне число прийнятих електронів у кожному з них:

- а) $P_4 + AgNO_3 + H_2O = \dots + \dots + \dots$
 б) $PH_3 + I_2 + H_2O = \dots + \dots$
 в) $H_3PO_2 + HgCl_2 + H_2O \dots + \dots + \dots$
 г) $H_3PO_3 + Na_2SO_3 = \dots + \dots + \dots$
 д) $Na_2H_2P_2O_7 + AgNO_2 = \dots + \dots + \dots$

243. Гідратація пентаоксиду P_2O_5 — багатоступінчастий процес. Щоб обчислити тепловий ефект перетворення P_2O_5 на H_3PO_4 , можна скористатися термохімічними даними про відомі реакції:



244. Унаслідок повільного окиснення на повітрі жовто-білої речовини А (масова частка елемента Х — 100 %) утворюється сполука Б ($\omega(X) = 59,66\%$). Розчинення Б у воді приводить до утворення кислоти В ($\omega(X) = 37,35\%$). У результаті окиснення В концентрованою HNO_3 утворюється сполука Г і виділяється газ Д (густина — 2,05 г/л). У разі безкисневого нагрівання В диспропорціонує на Г ($\omega(X) = 31,63\%$) і газ Е (густина — 1,52 г/л), який з іодоводнем дає сполуку Ж ($\omega(X) = 19,14\%$). Визначте речовини А — Ж.

245. Для титрування розчину свіжоприготовленої метафосфатної кислоти знадобилося 200 мл 0,1М розчину натрій гідроксиду. Для титрування такого ж розчину кислоти, яка вже містилася деякий час у закритій посудині, знадобилося вже 500 мл 0,1 М розчину NaOH. Поясніть, що відбулося, і обчисліть молярне співвідношення кислот у розчині, який деякий час стояв.

Розділ 21. ЕЛЕМЕНТИ ІV ГРУПИ ГОЛОВНОЇ ПІДГРУПИ

21.1. С — Carboneum («вугілля») — $1s^2 2s^2 2p^2$;

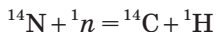
- нуклідний склад:

^{12}C — 98,9 % — стабільний;

^{13}C — 1,1 % — стабільний;

^{14}C ^{21.1.1} — сліди — β -радіоактивний ($T_{1/2} = 5570$ років);

21.1.1. Утворюється під дією космічного випромінювання в атмосфері Землі:



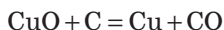
- масова частка в земній корі — 0,1 %;
- атомна частка в земній корі — 0,15 %;
- радіус атома — 0,077 нм;
- енергія йонізації — 1 086 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — 122 кДж/моль;
- у земній корі міститься у формі карбонатів (найбільше значення мають кальцит CaCO_3 , доломіт $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$), кам'яного вугілля, нафти, природного газу, а також графіту й алмазів. Карбон відомий з найдавніших часів;
- утворює кілька алотропних модифікацій^{21.1.2};

21.1.2. **Алмаз** — атомна кристалічна ґратка, винятково тверда речовина, ізолятор, хімічно дуже стійкий. **Графіт** — м'яка темно-сіра кристалічна речовина з металевим блиском, одна з найбільш тугоплавких простих речовин ($T_{\text{пл}} = 3\,800\text{ }^\circ\text{C}$), електропровідний. **Карбін** — чорний порошок полімерного складу C_∞ , маловивчений. **Фулерени** (відкриті в 1985 р. Г. Крото, Р. Керлом і Р. Смел — Нобелівська премія за 1999 р.) C_{60} , C_{70} , C_{72} та ін. — кристалічні речовини чорного кольору з металевим блиском, напівпровідники.

За звичайних умов елементарний Карбон досить інертний;

- проявляє як відновні властивості^{21.1.3}, так і значно менш виражені окисні властивості^{21.1.4}.

21.1.3. Окиснюється більшістю сильних окисників (з хлором, бромом та йодом безпосередньо не реагує), відновлює більшість металів з їхніх оксидів:



21.1.4. З активними металами утворює карбіди (CaC_2 , Al_4C_3), з *d*-металами IV–VIII груп — сполуки різного складу (TiC , Mo_2C , Fe_3C , та ін.).

21.2. CO ^{21.2.1} — карбон(II) оксид, або чадний газ, — газ без кольору й запаху ($T_{\text{пл}} = -204\text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = -191,5\text{ }^\circ\text{C}$), дуже отруйний.

21.2.1. У молекулі наявний потрійний зв'язок $\text{C} \equiv \text{O}$, що надає їй надзвичайної міцності (енергія дисоціації — 1 066 кДж/моль), дипольний момент незначний;

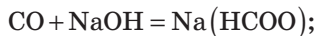
- у воді розчиняється погано, несолетворний оксид;
- за високої температури сильний відновник^{21.2.2} (пірометалургія).

21.2.2. Горить у кисні синім полум'ям з виділенням великої кількості теплоти. Із хлором утворює отруйний газ — фосген — COCl_2 (у воді повільно гідролізується), із сіркою — COS .

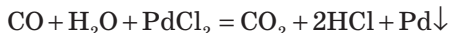
У результаті окиснення пероксидами утворює карбонати:



- за високої температури й тиску (кат: $\text{Cu}/\text{Cr}_2\text{O}_3$) з воднем утворює метанол ($\text{CO} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_3\text{OH}$), а з твердими лугами — солі мурашиної кислоти — формиати:



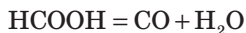
- якісна реакція — помутніння розчину паладій хлориду:



- завдяки неподіленій електронній парі бере участь в утворенні комплексних сполук — карбонілів^{21.2.3}: $\text{Fe}(\text{CO})_5$, $\text{Ni}(\text{CO})_4$ та ін.
- 21.2.3.** Карбоніли *d*-елементів — рідкі й кристалічні речовини, дуже отруйні, добре розчинні в органічних розчинниках, діаманетики. Застосовуються для одержання надчистих металів;

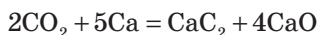
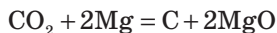
- одержують CO ^{21.2.4}, пропускаючи крізь розпечений кокс вуглекислий газ ($\text{C} + \text{CO}_2 = 2\text{CO}$) або пару води ($\text{C} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + \text{H}_2$).

21.2.4. Лабораторним способом одержання CO є зневоднювання (дегідратація) формиатної (мурашиної) кислоти:



CO_2 — карбон(IV) оксид, або вуглекислий газ, — газ без кольору й запаху, за високого тиску й низької температури переходить у кристалічний стан (сухий лід);

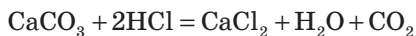
- у воді розчиняється погано (1 л CO_2 на 1 л H_2O за температури 15 °С), кислотний оксид;
- у разі нагрівання здатний проявляти окисні властивості із сильними відновниками:



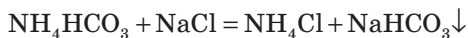
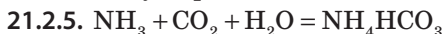
- за високих тиску й температури взаємодіє з амоніаком з утворенням карбаміду (сечовини):



- одержують у промисловості в процесі спалювання коксу або термічного розкладання вапняку (CaCO_3), у лабораторії — з карбонатів:



Застосовується CO_2 для гасіння пожеж, приготування мінеральної води, у виробництві соди^{21.2.5}.

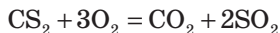


21.3. Безоксигенові сполуки Карбону^{21.3.1} в природі трапляються рідко.

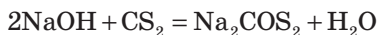
21.3.1. Переважна частина сполук Карбону вивчається в курсі органічної хімії.

CS₂ — карбон дисульфід, або сірковуглець, — легка безбарвна отруйна рідина ($T_{\text{пл}} = -111$ °C, $T_{\text{кип}} = 46$ °C);

- неполярний розчинник, у воді не розчиняється (за температури 150 °C піддається гідролізу: $\text{CS}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{S}$);
- легко окиснюється на повітрі:



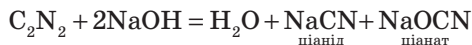
- із сульфідами лужних металів і лугами утворює тіокарбонати:



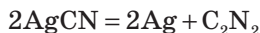
- застосовується у виробництві віскозного шовку.

C₂N₂ — диціан — безбарвний отруйний газ із характерним запахом;

- з металами утворює ціаніди, а з лугами — суміш ціаніду із ціанатом:



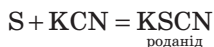
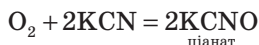
- утворюється в процесі нагрівання (температура електричної дуги) вуглецю з азотом або із ціанідів:



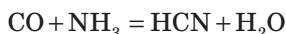
HCN^{21.3.2} — ціановодень — безбарвна отруйна рідина із запахом гіркого мигдалю.

21.3.2. Існує у двох таутомерних формах: H–C≡N і H–N≡C (ізоціанід). Молекули асоційовані за рахунок водневого зв'язку;

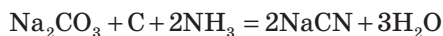
- з водою змішується в будь-яких співвідношеннях, розчин — дуже слабка ціанідна (синильна) кислота;
- HCN та її солі проявляють відновні властивості:



- можна одержати за високої температури:



або



Задачі для самостійного розв'язання

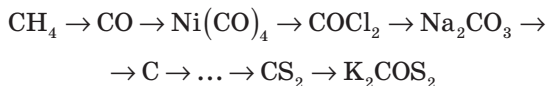
246. Маса органічної речовини А складається на 85,71 % з Карбону й на 14,29 % — з Гідрогену. Визначте молекулярну формулу речовини А, якщо 42 г її за температури 127 °С і тиску 5 атм займають об'єм 3,28 л.

247. У 120 г 5%-го розчину кальцій хлориду розчинили 20 г кристалогідрату $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Крізь одержану суміш продули 1,12 л вуглекислого газу, після чого розчин профільтрували. Обчисліть масу одержаного осаду.

248. У результаті термічного розкладу 152,3 г карбонату деякого металу об'єм вуглекислого газу, що виділився, виражений у літрах, дорівнював еквіваленту цього металу. Укажіть число електронів в атомі невідомого металу.

249. У результаті неповного згоряння вугілля одержали суміш чадного й вуглекислого газів, у якій маса атомів Карбону відносилася до маси Оксигену як 2 : 3. Обчисліть об'ємні й масові частки газів у суміші.

250. Напишіть рівняння реакцій нижченаведених перетворень, укажіть умови їх перебігу:



21.4. Si — Silicium («твердий камінь») — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$;

- нуклідний склад:

^{28}Si — 92,23 % — стабільний;

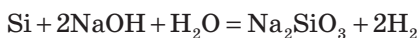
^{29}Si — 4,67 % — стабільний;

^{30}Si — 3,1 % — стабільний;

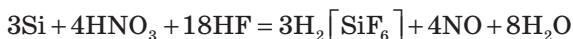
- масова частка в земній корі — 27,6 %;
- атомна частка в земній корі — 20 %;
- радіус атома — 0,134 нм;
- енергія йонізації — 786,5 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — 133,6 кДж/моль;
- земна кора більш ніж наполовину складається з оксигенових сполук Si.

Силіцій був виділений у 1824 р. Й. Берцеліусом;

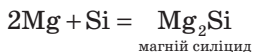
- утворює кілька алотропних модифікацій;
- за звичайних умов досить інертний, за високих температур окиснюється більшістю неметалів (з H_2 не взаємодіє);
- енергійно розчиняється в лугах:



- взаємодіє із сумішшю нітратної та флуоридної кислот:

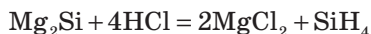


- окисні властивості проявляє лише з деякими активними металами:



Одержують силіцій (близько 5 000 т на рік) шляхом відновлення з оксиду ($\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} = \text{Si} + 2\text{MgO}$), хлориду ($\text{SiCl}_4 + 2\text{Mg} = \text{Si} + 2\text{MgCl}_2$) або в результаті розкладання силану^{21.4.1} ($\text{SiH}_4 = \text{Si} + 2\text{H}_2$).

21.4.1. Силан — безбарвний газ, утворюється в результаті дії кислот на силіциди:



На повітрі самозаймається, сильний відновник: витісняє водень із води ($\text{SiH}_4 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SiO}_3 + 4\text{H}_2$) і розчинів лугів ($\text{SiH}_4 + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 4\text{H}_2$).

SiO_2 — силіцій(IV) оксид (кремнезем) — має кілька модифікацій^{21.4.2}, що відрізняються характером розташування груп SiO_4 в просторі.

21.4.2. У природі кремнезем існує у вигляді мінералу кварцу, різновидами якого є гірський криштал, аметист, кремій, агат, яшма. Легко переходить у склоподібний стан — кварцове скло;

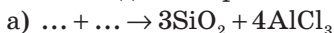
- дуже тверда речовина ($T_{\text{пл}} = 1\,610\text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 2\,950\text{ }^\circ\text{C}$), у воді за звичайних умов не розчиняється;
- хімічно дуже стійкий (взаємодіє з флуором: $\text{SiO}_2 + 2\text{F}_2 = \text{O}_2 + \text{SiF}_4$);
- розчиняється в плавиковій кислоті ($\text{SiO}_2 + 6\text{HF} = \text{H}_2[\text{SiF}_6] + 2\text{H}_2$) і розчинах лугів ($\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$);
- кислотний оксид, якому відповідає силікатна кислота та її солі — силікати.

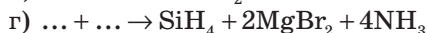
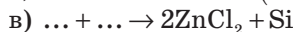
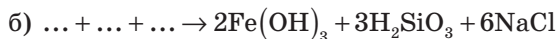
Дуже широко використовується у виробництві скла, кераміки, цементу.

Задачі для самостійного розв'язання

251. Зіставте для H_2CO_3 та H_2SiO_3 зміну таких характеристик: а) термічна стійкість; б) кислотні властивості водних розчинів. Поясніть виявлені закономірності. Напишіть рівняння реакцій гідролізу карбонатів і силікатів Натрію. У якому випадку гідроліз протікає більш повно? Чому?

252. Відновіть рівняння реакцій за продуктами цих реакцій:



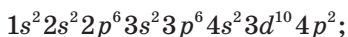


253. Два зразки цинкової руди, що містять кремнезем, масою по 6 г кожен, піддали аналізу. Перший зразок прожарили в інертному середовищі, після чого він полегшав на 0,88 г (густина газу, що виділився, за повітрям становила 1,52). Другий зразок обробили надлишком хлоридної кислоти, а газ, який при цьому виділився (густина його за повітрям становила 1,17), спалили. На спалювання довелося витратити 4,8 л повітря. Визначте формулу цинкової руди.

254. Суміш магнію із силіцій(IV) оксидом масою 6 г піддали високотемпературному нагріванню в закритому тиглі. Одержану після прожарювання масу розділили на дві частини. Після розчинення однієї з них у розчині лугу виділилося 1,68 л газу, на згоряння якого знадобилося 0,84 л кисню. У результаті розчинення другої порції в концентрованій хлоридній кислоті виділилося 0,28 л газу, на згоряння витратили 0,56 л кисню. Визначте молярне співвідношення магнію й оксиду у вхідній суміші.

255. У результаті прожарювання в запаяній ампулі 33 г оксиду елемента X утворилася суміш із двох речовин масою 33 г, що перебували в молярному співвідношенні 2 : 1. Унаслідок розчинення одержаної суміші в розчині лугу утворився прозорий розчин і виділилося 22,4 л водню. Визначте формулу невідомого оксиду й напишіть рівняння всіх описаних реакцій.

21.5. Ge — Germanium (від лат. «Германія») —



• нуклідний склад:

^{74}Ge — 36,5 % — стабільний;

^{72}Ge — 27,4 % — стабільний;

^{70}Ge — 20,5 % — стабільний;

^{73}Ge — 7,8 % — стабільний;

^{76}Ge — 7,8 % — стабільний;

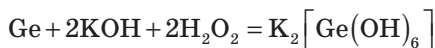
- атомна частка в земній корі — $1,8 \cdot 10^{-4}$ %;
- радіус атома — 0,139 нм;
- енергія йонізації — 762,1 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — 116 кДж/моль;
- належить до розсіяних елементів (GeS_2 у вигляді домішок входить до складу природних сульфідів Zn, Cu, Ag).

Германій був виділений у 1886 р. К. А. Вінклером;

- тверда речовина (алмазоподібна кристалічна ґратка) сріблясто-білого кольору з металевим блиском ($T_{\text{пл}} = 937 \text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 2\,700 \text{ }^\circ\text{C}$);
- за звичайних умов стійкий до води й повітря;
- у разі нагрівання взаємодіє з більшістю неметалів (GeO_2 , GeCl_4);
- у ряді активності металів знаходиться після водню;
- у результаті взаємодії з HNO_3 (конц.):



- розчиняється в лугах у присутності окисників:



- з активними металами утворює германіди^{21.5.1} (Mg_2Ge).

21.5.1. Герман — GeH_4 — безбарвний газ ($T_{\text{пл}} = -165 \text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = -90 \text{ }^\circ\text{C}$), подібно до силану утворює ряд нестійких сполук: Ge_2H_6 , Ge_3H_8 , ..., Ge_9H_{20} ;

- одержують із оксидів шляхом відновлення воднем (світове виробництво — 80 т на рік);
- оксид GeO_2 проявляє амфотерні властивості;
- використовується в напівпровідниковій промисловості.

21.6. Sn — Stannum («твердий») — $[\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^2$;

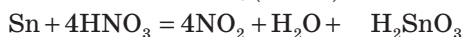
- нуклідний склад: 10 стабільних ізотопів (від ^{112}Sn до ^{124}Sn);
- атомна частка в земній корі — $2,2 \cdot 10^{-4} \%$;
- радіус атома — 0,158 нм;
- енергія йонізації — 708,6 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — 116 кДж/моль;
- найважливіший мінерал — каситерит SnO_2 (олов'яний камінь).

Олово відомо з давніх часів;

- утворює кілька кристалічних модифікацій^{21.6.1}.

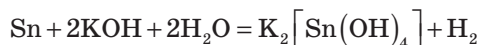
21.6.1. За звичайних умов (температура понад $13,2 \text{ }^\circ\text{C}$) існує у вигляді β -модифікації (біле олово) — срібристо-білого металу. Унаслідок остигання переходить в α -модифікацію (сіре олово), що має алмазоподібну структуру. Оскільки перехід супроводжується зміною об'єму, олово розсипається на порошок. Це перетворення отримало назву «олов'яна чума». Температура плавлення — $232 \text{ }^\circ\text{C}$, температура кипіння — $2\,720 \text{ }^\circ\text{C}$;

- за звичайних умов стійке до води й повітря;
- у разі нагрівання взаємодіє з більшістю неметалів (SnO_2 , SnCl_4);
- у ряді активності металів розташований до водню;
- у результаті взаємодії з HNO_3 (конц.):



β -станатна кислота

- розчиняється в лугах:



- з активними металами утворює станіди (Mg_2Sn);
- станан — SnH_4 — безбарвний газ, край нестійкий;
- одержують з оксиду шляхом відновлення коксом (світове виробництво — 165 тис. т на рік);
- оксид SnO_2 проявляє амфотерні властивості;
- використовується для одержання фольги (станіоль), для лудіння заліза (біла жерсть) і одержання сплавів (бронза).

21.7. Pb — Plumbum — $[\text{Xe}]6s^2 5d^{10} 6p^2$;

- нуклідний склад^{21.7.1}:

²⁰⁸Pb — 52,4 % — стабільний;

²⁰⁶Pb — 24,1 % — стабільний;

²⁰⁷Pb — 22,1 % — стабільний;

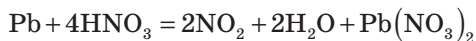
²⁰⁴Pb — 1,4 % — стабільний.

21.7.1. Існує у вигляді слідів β^- -радіоактивних нуклідів ²¹⁰Pb ($T_{1/2} = 22,3$ року), ²¹⁴Pb ($T_{1/2} = 26,8$ годин);

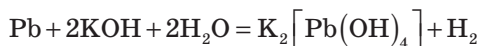
- атомна частка в земній корі — $14 \cdot 10^{-4}$ %;
- радіус атома — 0,175 нм;
- енергія йонізації — 715,5 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — 35,1 кДж/моль;
- найважливіший мінерал — галеніт PbS (свинцевий блиск).

Свинець відомий з давніх часів;

- блакитнувато-білий м'який метал ($T_{\text{пл}} = 327,6$ °C; $T_{\text{кип}} = 1\,740$ °C);
- на повітрі окиснюється, вкриваючись оксидною плівкою;
- взаємодіє з більшістю неметалів (PbO , PbCl_2);
- у ряді активності металів розташований до водню;
- у розведених розчинах HCl (холодної) і H_2SO_4 розчиняється погано через плівку нерозчинних солей PbCl_2 і PbSO_4 ;
- у результаті взаємодії з HNO_3 (конц.):



- розчиняється в лугах:



- з активними металами утворює плюмбиди (Na_2Pb);
- плюмбан — PbH_4 — виділити в чистому стані не вдається через крайню нестійкість;
- одержують з оксиду шляхом відновлення коксом (4 млн т на рік);
- використовується в акумуляторній промисловості, для обкладання електричних кабелів, одержання легкоплавких сплавів

(бабіти), виготовлення екранів, що захищають від радіоактивного випромінювання.

PbO (глет) — кристалічна речовина жовтого кольору, проявляє амфотерні властивості — $K[Pb(OH)_3]$;

- утворюється в результаті нагрівання розплавленого свинцю на повітрі;
- застосовується у виробництві оптичного скла, кришталю, різних видів глазури й оліф.

Pb₃O₄ (сурик) = Pb₂(PbO₄) — кристалічна речовина червоного кольору;

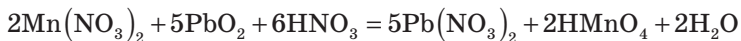
- використовується для одержання фарб, що захищають метали від корозії.

PbO₂ — кристалічна речовина темно-бурого кольору;

- одержують шляхом окиснення ацетату:



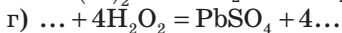
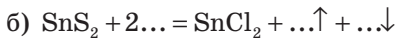
- найсильніший окисник:



- у результаті сплавлення з основними оксидами утворює плюмбати: CaPbO₃;
- використовується як окисник у сірниковій промисловості.

Задачі для самостійного розв'язання

256. Відновіть рівняння реакцій за їх фрагментами:



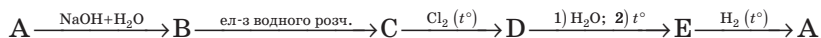
257. Зразок сплаву для паяння металів масою 5 г розчинили в нітратній кислоті. Одержаний розчин випарили, а твердий залишок прожарили до постійної маси. У результаті одержали 5,87 г суміші оксидів PbO і SnO₂. Обчисліть масові частки металів у сплаві.

258. Деяка сіль А, одержана в результаті взаємодії металу з неметалом, остаточно окиснилася після тривалого кип'ятіння з концентрованою HNO₃. Одержана при цьому сіль білого кольору В слабо розчинялася лише в концентрованій H₂SO₄. У разі кип'ятіння солі А з концентрованою HCl утворюється речовина С, що випадає з охолодженого й дуже розведеного розчину у вигляді білого осаду. Кожна з трьох сполук містить метал в одному й тому самому ступені окиснення. Визначте метал та установіть формулу

солі А, якщо відомо, що для проведення обох дослідів було взято однакові наважки солі А, а маси одержаних солей В і С відповідно становили 1,818 і 1,668 г.

259. 2,61 г рідини Х (бінарна сполука) розчинили у воді об'ємом 1 л. Середовище стало кислим. До одержаного розчину додали надлишок харчової соди, що привело до виділення вуглекислого газу, який був кількісно поглинений 200 мл 0,2М розчину натрій гідроксиду, а також утворення осаду Y, маса якого після відокремлення та прожарювання в атмосфері кисню склала 1,51 г. Визначте речовини Х та Y, напишіть рівняння проведених реакцій.

260. Речовину А наразі використовують у техніці в надчистому стані. Для цього речовину А, яка містить незначну кількість домішок, піддають таким перетворенням:



Відомо, що речовина С — газ (співвідношення мас елементів приблизно дорівнює 18 : 1); речовина D — рідина (співвідношення мас елементів приблизно дорівнює 1 : 2), а E — тверда речовина (співвідношення мас елементів приблизно дорівнює 2,3 : 1). Визначте формули сполук А — E та наведіть їх назви.

Розділ 22. ЛУЖНІ МЕТАЛИ

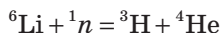
22.1. Li — Lithium (від лат. «камінь») — $1s^2 2s^1$;

- нуклідний склад:

${}^7\text{Li}$ — 92,5 % — стабільний;

${}^6\text{Li}$ ^{22.1.1} — 7,5 % — стабільний;

22.1.1. Використовується для одержання Тритію в атомній енергетиці:



- масова частка в земній корі — $6,5 \cdot 10^{-3} \%$;
- атомна частка в земній корі — $1,9 \cdot 10^{-2} \%$;
- радіус атома — 0,155 нм;
- енергія йонізації — 513,3 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — 59,6 кДж/моль;
- у земній корі міститься в складі мінералів: сподумен $\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$, амблігоніт $\text{LiAl}(\text{PO}_4)\text{F}$, лепідоліт $\text{Li}_2\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3(\text{F}, \text{OH})_2$. Літій одержав у 1817 р. А. Арфведсон;
- м'який сріблясто-білий метал ($T_{\text{пл}} = 179^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 1370^\circ\text{C}$), найлегший з металів ($\rho = 0,534 \text{ г/см}^3$);

- хімічно високоактивний^{22.1.2} (з O₂ і N₂ взаємодіє за звичайної температури).

22.1.2. Має найнижче значення стандартного потенціалу йонізації, що зумовлено великою енергією гідратації йона Li⁺. У неводних розчинниках (наприклад, у розплавах солей) значення його електродного потенціалу відповідає його меншій хімічній активності в ряді лужних металів;

- взаємодіє з водою, кислотами, у разі нагрівання горить у CO₂;
- одержують електролізом розплаву LiCl–KCl;
- використовується в сплавах, як теплоносій — в атомних реакторах.

Li₂O, LiOH — тверді білі речовини;

- проявляють основні властивості;
- LiOH розкладається внаслідок нагрівання.

22.2. Na — Natrium (від лат. «сода») — 1s²2s²2p⁶3s¹;

- нуклідний склад: ²³Na — 100 % — стабільний;
- масова частка в земній корі — 2,6 %;
- атомна частка в земній корі — 2,4 %;
- радіус атома — 0,189 нм;
- енергія йонізації — 495,8 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — 52,9 кДж/моль;
- у земній корі міститься у вигляді мінералів: галіт (кам'яна сіль) NaCl, мірабіліт (глауберова сіль) Na₂SO₄ · 10H₂O, кріоліт Na₃AlF₆, бура Na₂B₄O₇ · 10H₂O та ін.

Натрій було одержано в 1807 р. Г. Деві;

- м'який сріблясто-білий метал (T_{пл} = 98 °С; T_{кип} = 883 °С), легкий (ρ = 0,97 г/см³);
- хімічно високоактивний^{22.2.1}.

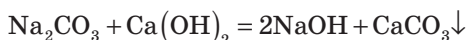
22.2.1. У результаті взаємодії з киснем утворюється пероксид Na₂O₂ (для одержання оксиду пероксид відновлюють натрієм: Na₂O₂ + 2Na = 2Na₂O);

- одержують електролізом розплаву NaCl (приблизно 200 тис. т на рік);
- використовується в металотермії, як теплоносій — в атомних реакторах.

NaOH — їдкий натр, каустична сода — проявляє типові основні властивості;

- одержують електролізом водних розчинів NaCl^{22.2.2}.

22.2.2. Вапняний спосіб одержання:



- використовується у виробництві мил, фарб, целюлози тощо.

Na_2CO_3 ^{22.2.3} — кальцинована сода — застосовується в паперовій, харчовій, текстильній, миловарній промисловості.

22.2.3. Кристалічна сода — $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; питна сода — NaHCO_3 ;

- частіше виробляється за амоніак-хлоридним методом:

$\text{NaCl} + \text{NH}_4\text{HCO}_3 = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaHCO}_3$ (сіль порівняно малорозчинна).

22.3. К — Kalium (від араб. «зола») — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$;

- нуклідний склад:

³⁹К — 93,8 % — стабільний;

⁴¹К — 6,18 % — стабільний;

⁴⁰К — 0,02 % — β^- -радіоактивний ($T_{1/2} = 1,25 \cdot 10^9$ років);

- масова частка в земній корі — 2,6 %;
- атомна частка в земній корі — 1,4 %;
- радіус атома — 0,236 нм;
- енергія йонізації — 418,8 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — 48,4 кДж/моль;
- у земній корі міститься у складі мінералів: сильвін KCl , сильвініт $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$, карналіт $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, каїніт $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.
- Калій одержав у 1807 р. Г. Деві;
- м'який сріблясто-білий метал ($T_{\text{пл}} = 63$ °С; $T_{\text{кип}} = 776$ °С), легкий ($\rho = 0,85$ г/см³);
- хімічно високоактивний^{22.3.1}.

22.3.1. У результаті взаємодії з киснем утворюється надпероксид KO_2 (оранжево-жовта йонна сполука) — за температури понад 290 °С розкладається:



- одержують електролізом розплаву KCl або натрійтермічним способом (близько 200 т на рік);
- використовується в металотермії, як теплоносіє — в атомних реакторах.

KOH — їдке калі — проявляє типові основні властивості;

- одержують електролізом водних розчинів KCl .

22.4. Rb — Rubidium («глибокого червоного кольору») — $[\text{Kr}]5s^1$;

- нуклідний склад:

⁸⁵Rb — 72,17 % — стабільний;

⁸⁷Rb — 27,83 % — β^- -радіоактивний ($T_{1/2} = 4,9 \cdot 10^{10}$ років);

- атомна частка в земній корі — $9 \cdot 10^{-3}$ %;
- радіус атома — 0,248 нм;
- енергія йонізації — 403,0 кДж/моль;

проведення реакцій можливе утворення різних продуктів. Які речовини можна виявити після реакції? За яких умов?

263. Унаслідок додавання 1 г речовини А до 1 л води виділяється 560 мл безбарвного горючого газу В та утворюється розчин речовини В. На нейтралізацію 100 мл одержаного розчину знадобилося 125 мл 0,01М розчину сульфатної кислоти. Одержаний при цьому розчин містив лише речовину Г. Під час електролізу А в розплавленому В на аноді виділяється Б, а на катоді — речовина Д. Речовину В можна одержати електролізом водного розчину Г, а речовину Д — електролізом розплаву В. Назвіть речовини А — Г.

264. У лабораторії було виявлено п'ять баночок без етикеток, що містили безбарвні кристалічні речовини. Для ідентифікації речовин приготували насичені за кімнатної температури розчини, з якими провели низку експериментів:

Реагент	1	2	3	4	5
Розчин HCl	↑ без кольору й запаху	↑ без кольору й запаху	↑ без кольору, неприємний запах	↑ забарвлений, неприємний запах	↑ забарвлений, неприємний запах
Розчин CaCl ₂	↑ без кольору й запаху; ↓ білий	↓ білий	↓ білий	—	—
Розчин KMnO ₄ (H ⁺)	↑ без кольору й запаху	↑ без кольору й запаху	Знебарвлення	Знебарвлення	—
Розчин KI (H ⁺)	↑ без кольору й запаху	↑ без кольору й запаху	—	↑ забарвлений, неприємний запах; ↓ темний	↓ темний

Визначте, що могло міститися в банках, з огляду на те що всі розчини забарвлюють полум'я газового пальника у світло-фіолетовий колір, а масова частка катіона в усіх сполуках не опускається нижче від 50 %.

265. Суміш двох порошоків білого кольору має масу 10 г і складається з трьох елементів з масовими частками в суміші 69, 3 і 28 %. Суміш повністю розчинили у воді за деякого нагрівання й одержали 50 г 24%-го розчину лугу А й 4,48 л газу Б (н. у.). Для нейтралізації розчину лугу довелося витратити 64,6 мл 15%-го розчину хлоридної кислоти (густина — 1,13 г/мл). Ще 43,1 мл такого ж розчину кислоти було витрачено на реакцію з газом Б. Визначте якісний і кількісний (молярні частки у %) склади суміші порошоків.

Розділ 23. Be, Mg І ЛУЖНОЗЕМЕЛЬНІ МЕТАЛИ

23.1. З деяких причин (насамперед через характер взаємодії з водою й хімічні властивості оксидів) Магній і, особливо, Берилій не можуть бути об'єднані в одну групу з іншими металами II групи, які одержали загальну назву лужноземельні метали (землею називали тугоплавкі оксиди).

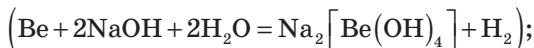
Елемент	Енергія йонізації, кДж/моль	Спорідненість щодо електрона, кДж/моль	Радіус атома, нм	Стандартний електродний потенціал процесу $E^{2+} \rightarrow E$, В
Be	899,4	-18	0,113	-1,84
Mg	737,7	-21	0,160	-2,36
Ca	589,7	-186	0,197	-2,87
Sr	549,5	-146	0,215	-2,88
Ba	502,8	-46	0,221	-2,90
Ra	509,3	Дані відсутні	0,235	-2,90

23.2. Be — Berillium (від «берил») — $1s^2 2s^2$;

- нуклідний склад: ${}^9\text{Be}$ — 100 % — стабільний;
- атомна частка в земній корі — $2,6 \cdot 10^{-4}$ %;
- у земній корі міститься у вигляді мінералів: берил $\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$, фенакіт $\text{Be}_2\text{SiO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ й різні різновиди берилу (смарагд, аквамарин).

Берилій було відкрито в 1798 р. Л. Н. Вокленом і виділено в 1828 р. Ф. Велером і, незалежно від нього, А. Бюссі;

- сіро-сталевий метал ($T_{\text{пл}} = 1\,283\text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 2\,470\text{ }^\circ\text{C}$), твердий і крихкий, на повітрі вкривається оксидною плівкою;
- окиснюється більшістю неметалів (з воднем безпосередньо не реагує);
- реагує з розчинами кислот ($\text{Be} + 2\text{HCl} = \text{BeCl}_2 + \text{H}_2$) і лугів



- концентрованими HNO_3 і H_2SO_4 пасивується;
- одержують електролізом розплаву BeCl_2 або магнійтермічним відновленням BeF_2 (близько 400 т на рік);
- використовується в сплавах (берилієва бронза), в атомних реакторах — як сповільнювач і відбивач нейтронів, у суміші з радієм служить джерелом нейтронів (${}^9\text{Be} + {}^4\text{He} = {}^{12}\text{C} + {}^1_0\text{n}$).
 BeO — тугоплавкий ($T_{\text{пл}} = 2\,530\text{ }^\circ\text{C}$), теплопровідний;
- хімічно малоактивний;

- у разі сплавлення взаємодіє з основними й кислотними оксидами, за нагрівання — з кислотами й лугами.

23.3. Mg — Magnesium (від назви півострова Магnezія) — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$;

- нуклідний склад:

^{24}Mg — 78,99 % — стабільний;

^{26}Mg — 11,01 % — стабільний;

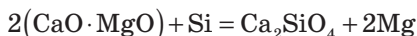
^{25}Mg — 10,0 % — стабільний;

- масова частка в земній корі — 2,1 %;
- атомна частка в земній корі — 2,0 %;
- у земній корі міститься у вигляді мінералів: олівін Mg_3SiO_4 , доломіт $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$, магнезит MgCO_3 ; велика кількість — у морській воді (до 0,38 % MgCl_2).

Магній відкритий у 1755 р. Д. Блеком і виділений у 1808 р.

Г. Деві;

- білий метал ($T_{\text{пл}} = 650\text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 1\ 103\text{ }^\circ\text{C}$), на повітрі вкривається оксидною плівкою;
- хімічно активний, окиснюється більшістю неметалів;
- з водою помітно реагує лише за умови нагрівання (через погану розчинність MgO — оксидної плівки та $\text{Mg}(\text{OH})_2$);
- активно реагує з кислотами (крім HF , H_2PO_4);
- одержують (близько 325 тис. т на рік) електролізом розплаву карналіту ($\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) або відновленням алюмосиліцієм в електропечах за нагрівання ($1200\text{--}1300\text{ }^\circ\text{C}$):



- використовується у виробництві легких сплавів, у магнійтермії (Ni, Zn, V, U).

MgO — палена магнезія — білий, тугоплавкий ($T_{\text{пл}} = 2\ 800\text{ }^\circ\text{C}$);

- проявляє основні властивості, не взаємодіє з водою;
- застосовується у виробництві магнію, вогнетривів, будівельних матеріалів.

23.4. Ca — Calcium (від «вапно») — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$;

- нуклідний склад:

^{40}Ca — 96,941 % — стабільний;

^{44}Ca — 2,086 % — стабільний;

^{42}Ca — 0,647 % — стабільний;

^{48}Ca — 0,187 % — стабільний;

^{43}Ca — 0,135 % — стабільний;

^{46}Ca — 0,004 % — стабільний;

- масова частка в земній корі — 3,6 %;

- атомна частка в земній корі — 2,0 %;
- у земній корі міститься у вигляді мінералів: кальцит CaCO_3 , ангідрит CaSO_4 , гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, флюорит, апатит та ін. Кальцій був виділений у 1808 р. Г. Деві;
- сріблясто-білий твердий метал ($T_{\text{пл}} = 850 \text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 1\,490 \text{ }^\circ\text{C}$), на повітрі вкривається оксидною плівкою;
- хімічно активний, окиснюється більшістю неметалів;
- з водою реагує без нагрівання;
- одержують електролізом розплаву хлориду (світове виробництво — 2 000 т на рік);
- використовується в металотермії (U, Th).

CaO — палене, або негашене, вапно — білий, гігроскопічний, тугоплавкий ($T_{\text{пл}} = 2\,800 \text{ }^\circ\text{C}$);

- проявляє властивості основного оксиду.

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ — гашене вапно, вапняна вода, вапняне молоко — біла гігроскопічна речовина;

- розкладається внаслідок нагрівання;
- проявляє основні властивості.

23.5. Sr — Strontium (від назви селища Стронціан у Шотландії) — $[\text{Kr}]5s^2$;

- нуклідний склад:

^{88}Sr — 82,58 % — стабільний;

^{86}Sr — 9,86 % — стабільний;

^{87}Sr — 7,00 % — стабільний;

^{84}Sr — 0,56 % — стабільний;

- атомна частка в земній корі — $3,7 \cdot 10^{-2} \%$;
- у земній корі міститься у складі мінералів: стронціаніт SrCO_3 , целестин SrSO_4 .

Стронцій було відкрито в 1790 р. А. Крופордом і виділено в 1808 р. Г. Деві;

- сріблясто-білий метал ($T_{\text{пл}} = 770 \text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 1\,357 \text{ }^\circ\text{C}$), на повітрі вкривається оксидною плівкою;
- хімічно активний, окиснюється більшістю неметалів;
- з водою реагує без нагрівання;
- одержують (137 тис. т на рік) електролізом розплаву хлориду й алюмотермією;
- використовується в піротехніці, виробництві різних видів емалі та глазури.

23.6. Ba — Barium («важкий») — $[\text{Xe}]6s^2$;

- нуклідний склад:

^{138}Ba — 77,10 % — стабільний;

^{137}Ba — 11,23 % — стабільний;

^{136}Ba — 7,854 % — стабільний;

^{135}Ba — 6,592 % — стабільний;

^{134}Ba — 2,417 % — стабільний;

^{130}Ba — 0,106 % — стабільний;

^{132}Ba — 0,101 % — стабільний;

- атомна частка в земній корі — $5 \cdot 10^{-2}$ %;
- у земній корі міститься у складі мінералів: вітерит BaCO_3 , барит (важкий шпат) BaSO_4 .

Барій відкритий і виділений у 1808 р. Г. Деві;

- сріблясто-білий метал ($T_{\text{пл}} = 710$ °С; $T_{\text{кип}} = 1634$ °С), на повітрі вкривається оксидною плівкою;

- хімічно активний, окиснюється більшістю неметалів^{23.6.1}.

23.6.1. У результаті взаємодії з киснем утворює пероксид BaO_2 ;

- одержують електролізом розплаву хлориду й алюмотермією;
- використовується в піротехніці, виробництві паперу й фарб.

BaO й $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (баритова вода) — проявляють основні властивості.

23.7. Ra — Radium (від «промінь») — $[\text{Rn}]7s^2$;

- нуклідний склад:

^{223}Ra — трапляється α -радіоактивний ($T_{1/2} = 11,43$ дня);

^{224}Ra — трапляється α -радіоактивний ($T_{1/2} = 3,66$ дня);

^{226}Ra — трапляється α -радіоактивний ($T_{1/2} = 1600$ років);

^{228}Ra — трапляється β -радіоактивний ($T_{1/2} = 5,75$ року);

- атомна частка в земній корі — $6 \cdot 10^{-11}$ %;
- трапляється в уранових рудах.

Радій відкритий і виділений у 1898 р. П. і М. Кюрі;

- сріблясто-білий метал ($T_{\text{пл}} = 960$ °С; $T_{\text{кип}} = 1536$ °С), на повітрі вкривається оксидною плівкою;
- еталон радіоактивності, джерело Радону.

Задачі для самостійного розв'язання

266. Безводний хлорид металу X (речовина А) масою 2,000 г розчинили в органічному розчиннику, після чого в розчин повільно додали нітроген(IV) оксид. Кожне додавання оксиду супроводжувалося енергійним виділенням газу Б і тривало доти, доки не припинилося виділення газу. Одержаний розчин повільно нагріли у вакуумі. Утворилася грузла рідина, куди додали ще N_2O_4 , що привело до виділення блідо-жовтих кристалів речовини В. У результаті тривалого нагрівання В за температури 125 °С втрата маси

становила 66,6 % і одержали речовину Г, інтенсивне прожарювання якої призвело до втрати маси ще на 81,2 % та появи 0,625 г білої порошокподібної речовини Д.

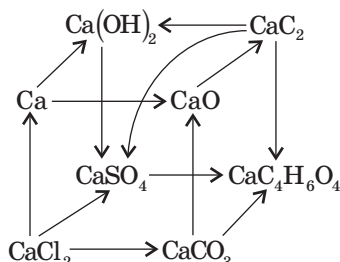
1) Визначте речовини А — Д.

2) Напишіть рівняння реакцій, що протікають.

3) Як можна одержати речовину А, маючи метал Х або речовину Д?

267. Метали А і Б взяли в масовому співвідношенні 1 : 1,67. Після спалювання суміші в атмосфері хлору маса суміші збільшилась у 8,58 раза. Обчисліть молярне співвідношення металів у вихідній суміші, якщо співвідношення протонних чисел елементів А і Б дорівнює 1 : 1,67.

268. Запишіть рівняння реакцій відповідно до схеми перетворень:



269. Період напіврозпаду Радію-226 — 1 600 років. Через скільки часу активність зразка радію становитиме 6,25 % від початкової?

Розділ 24. ЕЛЕМЕНТИ ІІІ ГРУПИ ПТХЕ

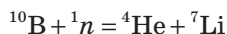
24.1. В — Водень (від «бура») — $1s^2 2s^2 2p^1$;

• нуклідний склад^{24.1.1}:

^{11}B — 80,1 % — стабільний;

^{10}B — 11,9 % — стабільний.

24.1.1. Незначний уміст у земній корі Бору пояснюється легкістю взаємодії його ядер з нейтронами:



- атомна частка в земній корі — $3 \cdot 10^{-4}$ %;
- радіус атома — 0,091 нм;
- енергія йонізації — 800,6 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — 26,7 кДж/моль;
- у земній корі міститься у складі мінералів: бура $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, керніт $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, сасолін H_3BO_3 .

Бор відкрили в 1808 р. Ж. Л. Гей-Люссак і Л. Ж. Тенар і, незалежно від них, Г. Деві;

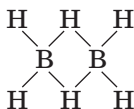
- алотропні модифікації: аморфний бор (коричневий) і кристалічний бор (чорний);
- чорний бор дуже твердий, тугоплавкий ($T_{\text{пл}} = 2\ 300\ ^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 2\ 550\ ^\circ\text{C}$), напівпровідник;
- за звичайних умов інертний, унаслідок нагрівання окиснюється активними неметалами (з H_2 не взаємодіє);
- у разі нагрівання витісняє метали й неметали з їхніх оксидів (SiO_2 , P_2O_5);
- розчиняється в гарячих концентрованих HNO_3 , H_2SO_4 , «царській горілці»;
- з металами утворює бориди^{24.1.2}: W_2B , MnB , LiB_6 та ін.

24.1.2. Структура боридів складна й різноманітна. Більшість із них вирізняються високою твердістю, тугоплавкістю й хімічною інертністю;

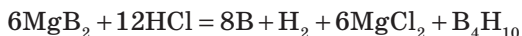
- одержують методами металотермії, а надто чистий бор — шляхом розкладання водневих сполук ($\text{B}_2\text{H}_6 = 2\text{B} + 3\text{H}_2$) або відновлення броміду на танталовому дроті ($2\text{BrB}_3 + \text{H}_2 = 6\text{B} + 2\text{HBr}$).

Гідриди Бору (борани) — речовини складу B_nH_{n+4} і B_nH_{n+6} ^{24.1.3} — гази, рідини або тверді речовини, що мають огидний запах і надзвичайно отруйні.

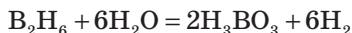
24.1.3. Найпростіша зі сполук — диборан — B_2H_6 — має трицентровий зв'язок:



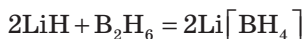
- утворюються в результаті дії кислот на деякі бориди:



- сильні відновники (на повітрі самозаймаються);
- розкладаються водою й лугами:



- здатні утворювати комплексні сполуки — борати:

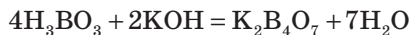


B_2O_3 — існує у формі кількох модифікацій^{24.1.4}.

24.1.4. Кристалічний B_2O_3 плавиться за температури $450\ ^\circ\text{C}$, кипить — за температури $2\ 200\ ^\circ\text{C}$, у разі охолодження переходить у склоподібну форму — полімерний стан (боратне скло) — вирізняється високою хімічною й термічною стійкістю (виготовлення хімічного посуду);

- з водою утворює дуже слабку ортоборатну кислоту H_3BO_3 ^{24.1.5–24.1.6}.

24.1.5. Унаслідок нагрівання кислота переходить у метаборатну кислоту HBO_2 , подальше нагрівання якої призводить до одержання тетраборатної кислоти $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ і, урешті-решт, до оксиду B_2O_3 . У результаті нейтралізації ортоборатної кислоти утворюються не ортоборати, а метаборати, тетраборати та інші солі поліборатних кислот:

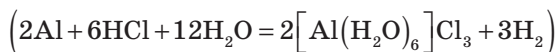


24.1.6. Кислоту можна одержати з бури:

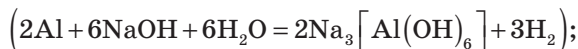


24.2. Al — Aluminium (від «галуни») — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$;

- нуклідний склад: ^{27}Al — 100 % — стабільний;
- атомна частка в земній корі — 5,5 %;
- масова частка в земній корі — 8 %;
- радіус атома — 0,143 нм;
- енергія йонізації — 577,4 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — 44 кДж/моль;
- у земній корі міститься в основному у вигляді алюмосилікатів або бокситів $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ і криоліту Na_3AlF_6 . Алюміній був відкритий у 1825 р. Г. К. Ерстедом;
- сріблясто-білий метал ($T_{\text{пл}} = 660^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 2\,500^\circ\text{C}$), високоелектропровідний і пластичний;
- хімічно активний (на повітрі вкривається оксидною плівкою), взаємодіє з більшістю неметалів (з H_2 безпосередньо не взаємодіє);
- витісняє більшість металів з їхніх оксидів (алюмотермія) — Mn, W, Cr, V та ін.;
- розчиняється в кислотах



і лугах



- без оксидної плівки активно реагує з водою;
- концентрованими H_2SO_4 і HNO_3 на холоді пасивується;
- одержують (світове виробництво — близько $1,6 \cdot 10^7$ т на рік) електролізом суміші Al_2O_3 з криолітом Na_3AlF_6 ;
- за застосуванням посідає одне з перших місць серед металів ^{24.2.1}.

24.2.1. Основна маса використовується у виробництві сплавів: дюралюмінію (94 % Al; 4 % Cu, Mg, Mn, Fe, Si) і силуміну (≈ 90 % Al;

10–14 % Si, Na). Використовується для виробництва дротів, фольги, хімічної апаратури.

Al_2O_3 — глинозем, або корунд, — існує у вигляді кількох модифікацій;

- тугоплавка ($T_{\text{пл}} = 2\,072\text{ }^\circ\text{C}$) біла кристалічна речовина;
- амфотерні властивості;
- одержують із нефеліну $(\text{Na}, \text{K})_2[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8]$.

Галуни — подвійні солі складу $\text{Met}^+\text{Al}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, або $[\text{Met}(\text{H}_2\text{O})_6][\text{Met}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{SO}_4)_2$;

- використовуються як кровоспинний засіб, для вичинки шкіри, протруювання в процесі фарбування тканин.

24.3. Ga — Gallium (від колишньої назви Франції) — $[\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p^1$;

- нуклідний склад:
 ^{69}Ga — 60,11 % — стабільний;
 ^{71}Ga — 39,89 % — стабільний;
- атомна частка в земній корі — $1,8 \cdot 10^{-3}\%$;
- радіус атома — 0,139 нм;
- енергія йонізації — 578,8 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — ≈ 30 кДж/моль.
- розсіяний елемент, часто є супутнім алюмінію.

Галій був відкритий у 1875 р. П. Е. Лекоком де Буабодраном;

- сріблясто-білий легкоплавкий метал ($T_{\text{пл}} = 29,8\text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 2\,247\text{ }^\circ\text{C}$);
- хімічно більш активний, ніж алюміній (на повітрі вкривається оксидною плівкою), взаємодіє з більшістю неметалів (з H_2 не реагує);
- розчиняється в кислотах і лугах;
- одержують на алюмінієвих заводах (приблизно 30 т на рік);
- використовується для створення напівпровідникових матеріалів (GaAs , GaSb).

Ga_2O_3 , $\text{Ga}(\text{OH})_3$ мають амфотерні властивості.

24.4. In — Indium (від «індиго») — $[\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^1$;

- нуклідний склад:
 ^{115}In — 95,7 % — β^- -радіоактивний ($T_{1/2} = 6 \cdot 10^{14}$ років);
 ^{113}In — 4,3 % — стабільний;
- атомна частка в земній корі — $4,9 \cdot 10^{-6}\%$;
- радіус атома — 0,166 нм;
- енергія йонізації — 558,3 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — ≈ 30 кДж/моль;
- розсіяний елемент.

Індій відкритий у 1863 р. Ф. Райхом і Г. Ріхтером;

- сріблясто-білий^{24.4.1} легкоплавкий метал ($T_{\text{пл}} = 157 \text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 2\,070 \text{ }^\circ\text{C}$).

24.4.1. Порівняно з іншими металами найбільш рівномірно відбиває світло й застосовується для виготовлення дзеркал. Світове виробництво індію становить близько 75 т на рік;

- хімічно більш активний, ніж алюміній (на повітрі вкривається оксидною плівкою), взаємодіє з більшістю неметалів (з H_2 не реагує);
- розчиняється в кислотах;
- використовується у виробництві електролітичних покриттів для захисту металів від корозії.

In_2O_3 , $\text{In}(\text{OH})_3$ мають амфотерні властивості.

24.4. Tl — Thallium («зелений») — $[\text{Xe}]6s^26p^1$;

- нуклідний склад:

^{207}Tl — 70,48 % — стабільний;

^{203}Tl — 29,52 % — стабільний;

- атомна частка в земній корі — $0,6 \cdot 10^{-4} \%$;
- радіус атома — 0,171 нм;
- енергія йонізації — 589,3 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — ≈ 20 кДж/моль;
- розсіяний елемент (у світі на рік одержують усього 30 т).

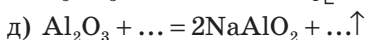
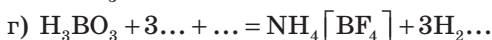
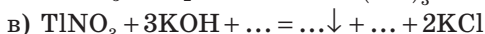
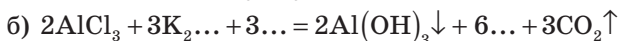
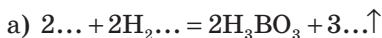
Талій відкрив у 1861 р. В. Крукс, а виділив у 1862 р.

К.-А. Лемі;

- сріблясто-білий легкоплавкий метал ($T_{\text{пл}} = 304 \text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 1\,478 \text{ }^\circ\text{C}$);
- на повітрі повільно окиснюється (найбільш характерний ступінь окиснення — +1); у разі нагрівання енергійно взаємодіє з більшістю окисників;
- у хлоридній кислоті пасивується за рахунок утворення нерозчинної плівки TlCl ;
- до лугів стійкий.

Задачі для самостійного розв'язання

270. Відновіть рівняння реакцій за їх фрагментами:



271. У результаті обробки водою 8,6 г суміші алюміній фосфіду й нітриду іншого елемента III групи з однаковими масовими частками утворився осад масою 7,58 г і виділилося 2,4 л газової суміші з густиною за повітрям 1. Визначте елемент у складі нітриду.

272. У результаті взаємодії спиртового розчину, що містить 1,9 г безводної солі А (три елементи й шість атомів у молекулярній формулі), зі спиртовим розчином, який містить 6 г безводної солі Б (чотири елементи й сім атомів у молекулярній формулі), утворилося 7,1 г натрій сульфату й 3,36 л суміші газів В і Г (масові частки елементів у суміші — 68,75 і 31,25 %). Визначте формули речовин А і Б.

273. Унаслідок додавання до розчину хлориду XCl_2 розчину сильної основи УОН випадає 9,58 г білого осаду А, що розчиняється в хлоридній кислоті в присутності хлору з утворенням 12,42 г речовини Б. Якщо до речовини Б долити надлишок їдкого натру, утвориться 10,2 г червоно-коричневої нерозчинної речовини В, яка в разі нагрівання до 70°C у вакуумі втрачає 10,6 % своєї маси, а внаслідок нагрівання до 200°C — 16,9 % маси. Визначте речовини й запишіть рівняння зазначених реакцій.

274. Казка. Жив собі зайчик: вушка рожеві, очки блакитні, шкурка сіренька. Ішов він якомсь лісом, а час був уже далеко по обіді. Сонечко вже зникло, а місяць ще не зійшов — темно, страшно. А тут ще від болота важкий туман зелений поповз, запашок від нього потягся — жах! Раптом ніби з-під землі — вовк: очища червоні, ікла гострі, а з рота піна смердюча на землю капає. «А що, — каже, — зайчику, чи далеко до Стокгольма?» Відповідає йому гризун: «А це, шановний пане, від довжини ніг залежить. Коли взяти, приміром, мої, та не лінуватися, то до ранку, напевно, біля Скандинавії вже буду». «Що ж, — говорить хижак, — ноги — це річ...» — і з'їв їх разом із зайцем. Ось так і з'явилася приказка: «Вовка ноги годують».

Поставтеся з гумором до цієї казки та спробуйте всерйоз відшукати зашифровані в тексті назви хімічних елементів.

Розділ 25. ДЕЯКІ d -ЕЛЕМЕНТИ ТА ЇХНІ СПОЛУКИ

25.1. Усі d -елементи (перехідні елементи) є металами, на зовнішній електронній оболонці яких перебувають в основному два електрони^{25.1.1}.

25.1.1. Виняток становлять елементи, в атомах яких спостерігається провал зовнішніх одного-двох електронів на внутрішню d -орбіталь, наприклад: $\text{Cr} — 3d^5 4s^1$, $\text{Cu} — 3d^{10} 4s^1$.

На відміну від *s*- і *p*-елементів у *d*-елементів для утворення хімічного зв'язку можуть бути використані не лише зовнішні електрони, але й електрони передзовнішнього шару.

25.2. V — Vanadium (від імені скандинавської богині) — $[\text{Ar}]4s^23d^3$;

• нуклідний склад:

^{51}V — 99,75 % — стабільний;

^{50}V — 0,25 % — стабільний;

• атомна частка в земній корі — $1,6 \cdot 10^{-2}$ %;

• радіус атома — 0,131 нм;

• енергія йонізації — 650 кДж/моль;

• спорідненість щодо електрона — 50,7 кДж/моль;

• розсіяний елемент (найважливіші мінерали: сульваніт Cu_3VS_4 , алаїт $\text{V}_2\text{O}_5 \cdot \text{H}_2\text{O}$, ванадиніт $\text{Pb}_5(\text{VO}_4)_3\text{Cl}$).

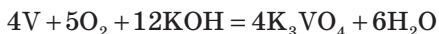
Ванадій відкрив у 1831 р. Н. Г. Селфстрем;

• сірий тугоплавкий метал ($T_{\text{пл}} = 1919$ °C; $T_{\text{кип}} = 3400$ °C);

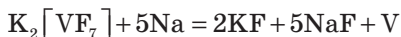
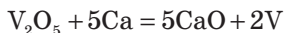
• за звичайних умов вирізняється високою хімічною стійкістю, розчиняється в HF(конц.) і «царській горілці», а за нагрівання — у суміші концентрованих HNO_3 та H_2SO_4 (з HCl за температури 400 °C утворює VCl_2);

• у разі нагрівання окиснюється більшістю неметалів;

• за нагрівання в присутності окисників розчиняється в лугах:



• одержують (7 тис. т на рік) з оксидів або комплексних галідів металотермічним методом:



• використовується в сплавах та ядерній техніці (не піддається нейтронній корозії).

$\text{VO}^{25.2.1}$ — чорного кольору з металевим блиском.

25.2.1. Хімія двовалентного Ванадію нагадує хімію двовалентного Хрому;

• з водою не взаємодіє, взаємодіє з кислотами: $[\text{V}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ (йон фіолетового кольору);

• сильний відновник;

• одержують шляхом відновлення V_2O_5 воднем.

V_2O_3 ^{25.2.2} — чорного кольору;

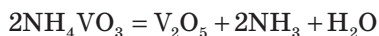
25.2.2. Хімія тривалентного Ванадію нагадує хімію тривалентного Хрому;

- проявляє амфотерні властивості: $[V(H_2O)_6]^{3+}$ — зеленого кольору;
- сильні відновні властивості;
 VO_2 — синього кольору;
- проявляє амфотерні властивості: $K_2[V_2O_9]$ — бурого кольору, $[VO(H_2O)_5]Cl_2$ ^{25.2.3} — ясно-синє забарвлення.

25.2.3. Оксиванадильна група VO^{2+} вирізняється високою стійкістю й залишається незмінною під час різних реакцій.

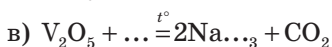
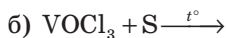
V_2O_5 — тугоплавка кристалічна речовина червоного кольору;

- незначною мірою розчиняється у воді — розчин ясно-жовтого кольору;
- у процесі сплавлення реагує з лугами, утворюючи оксиванадати — кристалічні речовини складного складу й будови, найчастіше полімерного характеру;
- одержують шляхом термічного розкладу:



Задачі для самостійного розв'язання

275. Відновіть рівняння реакцій:



276. Методика синтезу сполуки В, що характеризується сильними відновними властивостями в розчині, полягає в таких процесах. Спочатку до суміші оксидів елемента Х додають деревне вугілля і хлорують за підвищеної температури. Одержану рідину жовтого кольору А розчиняють у концентрованій хлоридній кислоті, після чого розбавляють водою. Забарвлення розчину при цьому спочатку стає коричневим, а через певний час жовтіє, що свідчить про появу в розчині речовини Б. Унаслідок додавання до одержаного розчину цинкових ошурок утворюється розчин В фіолетового кольору. Установіть елемент Х, якщо відомо, що його масова частка в речовинах А, Б і В відповідно дорівнює 29,4; 43 і 41,8 %. Визначте формули речовин А, Б, В і запишіть рівняння реакцій.

277. Якщо зелений хлорид VCl_2 розчинити у воді, спочатку розчин набуває фіолетового забарвлення й починає виділятися газ, але незабаром забарвлення розчину знову стає зеленим. У разі

додавання до VCl_2 розчинів мідного купоросу й станум дихлориду у першому випадку виділяється мідь, а в другому — олово.

- 1) Поясніть описані досліди. Напишіть рівняння хімічних реакцій.
- 2) Запропонуйте способи одержання хлориду VCl_2 .
- 3) Чому в результаті прожарювання VCl_2 на повітрі утворюються оранжево-червоні кристали, нерозчинні у воді?

25.3. Cr — Chromium («кольоровий») — $[Ar]4s^13d^5$;

- нуклідний склад:

^{52}Cr — 83,79 % — стабільний;

^{53}Cr — 9,5 % — стабільний;

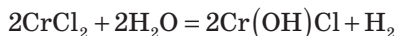
^{50}Cr — 4,35 % — стабільний;

^{54}Cr — 2,36 % — стабільний;

- атомна частка в земній корі — 0,01 %;
- радіус атома — 0,127 нм;
- енергія йонізації — 652,7 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — 64,3 кДж/моль;
- найважливіший мінерал: хромистий залізняк $Fe(CrO_2)_2$.
Хром відкрив у 1797 р. Л. Воклен;
- сірувато-білий, дуже твердий, тугоплавкий метал ($T_{пл} = 1890^\circ C$, $T_{кип} = 3390^\circ C$);
- взаємодіє з кислотами з виділенням H_2 (концентрованими HNO_3 і H_2SO_4 пасивується);
- у разі нагрівання окиснюється багатьма неметалами (Cr^{3+});
- одержують методом алюмотермії (до 10 млн т на рік);
- використовується для одержання корозійностійких сталей.

Cr^{2+} — оксид (чорний) і гідроксид (жовтий) проявляють основні властивості;

- аквакомплекси $[Cr(H_2O)_2]^{2+}$ синього кольору;
- сильні відновні властивості:



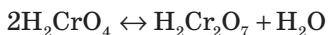
- одержують шляхом відновлення сполук Cr^{3+} .

Cr^{3+} — оксид (темно-зелений) хімічно інертний, амфотерний, у разі сплавлення утворює хроміти;

- гідроксид (сіро-синій) має змінний склад, амфотерний, утворює комплекси синьо-фіолетового кольору: $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$.

Cr^{6+} — оксид (темно-червоний), у процесі нагрівання легко розкладається, сильний окисник, отруйний;

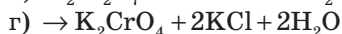
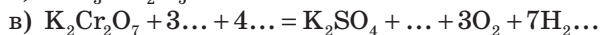
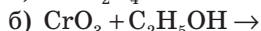
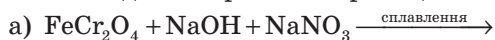
- хроматна H_2CrO_4 (солі жовтого кольору) і дихроматна $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (солі жовтогарячого кольору) кислоти відомі лише в розчині, де вони перебувають у стані рівноваги:



- у кислих розчинах утворюються переважно дихромати, у лужних — хромати;
- кислоти й солі — сильні окисники.

Задачі для самостійного розв'язання

278. Відновіть рівняння реакцій:



279. Елемент X утворює калієві галуни А з масовою часткою Оксигену 64,13 %. У результаті розчинення А в концентрованій хлоридній кислоті утворюється розчин, у разі охолодження якого викристалізуються фіолетові кристали речовини Б, що містять 19,51 % елемента X. Розчинення 16 г Б у надлишку розчину аргентум нітрату дає 24,8 г білого осаду. Назвіть елемент X і вкажіть формули речовин А і Б.

280. У результаті розчинення калій дихромату в концентрованій сульфатній кислоті через деякий час починають випадати кристали червоного кольору А. Прожарювання кристалів А за невисокої температури призводить до втрати маси на 16 % і утворення чорної речовини Б. Якщо речовину Б прокип'ятити з розведеним розчином амоніаку, то розчин набуде жовтого забарвлення (речовина В) і з нього випадуть кристали речовини Г блакитнувато-зеленого кольору. Унаслідок прожарювання речовини Г її колір змінюється на темно-зелений (речовина Д), а маса зменшується на 10,5 %. У разі підкислення жовтого розчину з нього знову утворюється деяка кількість речовини А. Визначте зашифровані речовини й наведіть рівняння відповідних хімічних реакцій.

25.4. Mn — Manganese (від «магnezія») — $[\text{Ar}]4s^23d^5$;

- нуклідний склад: ^{55}Mn — 100 % — стабільний;
- атомна частка в земній корі — 0,09 %;
- радіус атома — 0,130 нм;
- енергія йонізації — 714,7 кДж/моль;

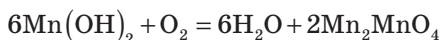
- найважливіші мінерали: піролюзит MnO_2 , брауніт Mn_2O_3 , марганцевий блиск MnS та ін.
Манган відкрив у 1774 р. Ю. Ган;
- сріблясто-білий, твердий, тугоплавкий метал ($T_{\text{пл}} = 1\,244\text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 2\,120\text{ }^\circ\text{C}$);
- взаємодіє з розведеними кислотами з виділенням H_2 і утворенням аквакомплексу $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$;

- у разі нагрівання окиснюється киснем, сіркою, галогенами;
- одержують (до 5 млн т на рік) електролізом водного розчину MnSO_4 і відновленням з оксидів:
 $\text{MnO}_2 + \text{Si} = \text{SiO}_2 + \text{Mn}$

- використовується для одержання спеціальних сталей.

Mn^{2+} — оксид (сіро-зелений) і гідроксид (білий) проявляють амфотерні властивості;

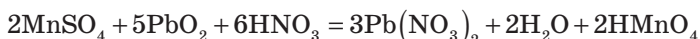
- у лужному середовищі легко окиснюється^{25.4.1}:



або



25.4.1. Якісна реакція на Mn^{2+} :



Mn^{4+} — оксид (чорно-бурий), у воді не розчиняється, амфотерний (з лугами утворює манганіти — CaMnO_3 або Ca_2MnO_4);

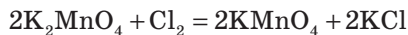
- сильний окисник:



- сильними окисниками окиснюється до +6 або +7.

Mn^{6+} — манганати (K_2MnO_4) — темно-зеленого кольору, у розчинах існують лише в надлишку лугу й легко диспропорціонують;

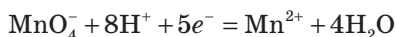
- сильні окисники (під дією більш сильних окисників окиснюються):



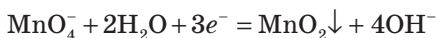
Mn^{7+} — оксид — нестійка зеленувато-чорна масляниста рідина, розкладається з вибухом ($2\text{Mn}_2\text{O}_7 = 4\text{MnO}_2 + 3\text{O}_2$);

- кислота HMnO_4 існує лише в розчинах;
- солі — перманганати — сильні окисники^{25.4.2}.

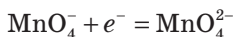
25.4.2. Кисле середовище:



Нейтральне середовище (слабколужне):

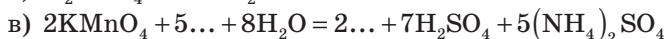
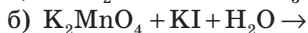


Сильнолужне середовище:



Задачі для самостійного розв'язання

281. Відновить рівняння реакцій:



282. До підкисленого надлишком сульфатної кислоти інтенсивно забарвленого розчину, що містить 1,185 г речовини X, додали 1,900 г солі FeSO_4 . Після завершення реакції інтенсивність забарвлення розчину зменшилася втричі. До одержаного розчину долили надлишок лугу до повного осадження гідроксидів. Осад профільтрували, а потім прожарили за температури 500°C без доступу повітря. Після цього маса суміші дорівнювала 1,1775 г. Наступного дня дослід повторили з тими самими масами речовин, тільки тепер одержаний осад гідроксидів залишили на повітрі. Коли через деякий час осад прожарили, його маса становила 1,2175 г. Визначте речовину X і запишіть рівняння реакцій, описаних у задачі.

283. Реактор об'ємом 1 л розділили навпіл перегородкою. В одній половині міститься амоніак під тиском 361,5 кПа, а в другій — хлороводень під тиском 482 кПа. Температура обох газів — 17°C . Перегородку прибрали, і газ, що залишився, поглинули розчином калій перманганату масою 493,75 г з масовою часткою солі 0,1 %. У результаті розчин повністю знебарвився. Обчисліть масові частки солей в одержаному розчині.

25.5. Fe — Ferrum (від «метал») — $[\text{Ar}]4s^23d^6$;

• нуклідний склад:

^{56}Fe — 91,18 % — стабільний;

^{54}Fe — 5,82 % — стабільний;

^{57}Fe — 2,1 % — стабільний;

^{58}Fe — 0,28 % — стабільний;

• масова частка в земній корі — 5,1 %;

• атомна частка в земній корі — 2 %;

• радіус атома — 0,126 нм;

• енергія йонізації — 759,3 кДж/моль;

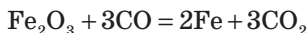
• спорідненість щодо електрона — 15,7 кДж/моль;

- найважливіші мінерали: магнітний залізняк (магнетит) Fe_3O_4 , червоний залізняк (гематит) Fe_2O_3 , бурий залізняк (гідрогетит) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (або $\text{HFeO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$), сидерит FeCO_3 , пірит FeS_2 , арсенопірит FeAsS та ін.

Залізо відоме з давніх часів;

- має чотири модифікації;
 - сріблясто-білий, блискучий, твердий, тугоплавкий метал ($T_{\text{пл}} = 1536^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 2770^\circ\text{C}$);
 - метал середньої активності, у вологому повітрі легко окиснюється;
 - взаємодіє з розведеними кислотами з виділенням H_2 , з холодними концентрованими HNO_3 і H_2SO_4 пасивується;
 - у разі нагрівання окиснюється більшістю неметалів;
 - характерним є утворення з чадним газом карбонілу $\text{Fe}(\text{CO})_5$ ^{25.5.1}.
- 25.5.1.** Пентакарбоніл $\text{Fe}(\text{CO})_5$ — жовта летка рідина ($T_{\text{пл}} = -20^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 103^\circ\text{C}$), нерозчинна у воді. Унаслідок нагрівання розкладається, легко окиснюється ($\text{Fe}(\text{CO})_5 + \text{I}_2 = \text{CO} + [\text{Fe}(\text{CO})_4]\text{I}_2$) і відновлюється ($\text{Fe}(\text{CO})_5 + 2\text{Na} = \text{CO} + \text{Na}_2[\text{Fe}(\text{CO})_4]$). Надзвичайно отруйний;

- одержують (світове виробництво становить понад 700 млн т на рік) шляхом відновлення з оксидів:



- у складі сплавів використовується як конструкційний матеріал. Fe^{2+} — оксид (чорний) і гідроксид (білий) проявляють основні властивості;
- легко окиснюються (особливо в лужному середовищі);
- у водних розчинах утворює аквакомплекси $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ блідо-зеленого кольору, за присутності амоніаку — амінокомплекси $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ ^{25.5.2}.

25.5.2. Найбільш стійким є ціанідний комплекс гексаціаноферрат(II) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$. Найширше застосовується жовта кров'яна сіль $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ — використовується для виявлення йонів Fe^{3+} :

$\text{Fe}^{3+} + \text{K}^+ + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — берлінська лазур інтенсивно синього кольору.

Fe^{3+} — оксид (від темно-червоного до чорного кольору) і гідроксид (червоно-коричневий) проявляють амфотерні властивості;

- у водних кислотних розчинах утворює світло-фіолетові аквакомплекси $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ^{25.5.3}.

25.5.3. Найбільш стійким є ціанідний комплекс гексаціаноферрат(III) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$. Найширше застосовується червона кров'яна сіль $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — використовується для виявлення йонів Fe^{2+} :

$\text{Fe}^{2+} + \text{K}^+ + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — турнбулева синь інтенсивно-синього кольору.

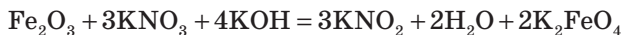
Аналіз показав, що берлінська лазур і турнбулева синь — одна й та сама речовина;

- здатні проявляти окисні властивості^{25.5.4}.

25.5.4. З цієї причини неможливе існування солей FeI_3 , Fe_2S_3 , $\text{Fe}(\text{CN})_3$.

Fe^{6+} — ферати^{25.5.5}, зазвичай червоного кольору.

25.5.5. Утворюються в результаті окиснення сполук у сильно-лужному середовищі:



- у разі нагрівання розкладаються з виділенням кисню;
- дуже сильні окисники.

Задачі для самостійного розв'язання

284. Відновіть рівняння реакцій:

- $\text{FeCl}_2 + \text{K}_2[\text{PtCl}_6] + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 10\dots + 3\dots = 2\dots + 6\text{KBr} + 5\text{H}_2\text{O}$
- $\rightarrow 2\text{FeCl}_3$
- $\rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$

285. Визначте формулу сполуки, співвідношення мас елементів $\text{Fe} : \text{C} : \text{N}$ у якій відповідно дорівнює 1,81 : 1 : 1,17. Як одержують та як використовують цю речовину?

286. 4 г оксиду Fe_2O_3 обробили оксидом CO за температури 200°C й високого тиску, у результаті чого утворилося 4,9 г продукту X , розчинення якого в надлишку хлоридної кислоти привело до виділення суміші газів об'ємом 3,92 л (н. у.) і густиною за повітрям 0,71. Визначте якісний та кількісний склад продукту X .

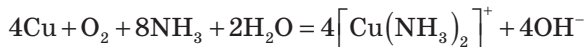
25.6. Cu — Cuprum (від назви о. Кіпр) — $[\text{Ar}]4s^13d^{10}$;

- нуклідний склад:
 ^{63}Cu — 69,17 % — стабільний;
 ^{65}Cu — 30,83 % — стабільний;

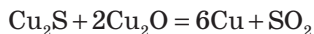
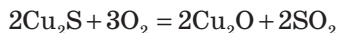
- масова частка в земній корі — 0,01 %;
- атомна частка в земній корі — $3,6 \cdot 10^{-3}$ %;
- радіус атома — 0,128 нм;
- енергія йонізації — 745,4 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — 118,5 кДж/моль;
- найважливіші мінерали: мідний колчедан CuFeS_2 , мідний блиск Cu_2S , куприт Cu_2O , малахіт $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.
Мідь відома з давніх часів;
- червоножовтий, м'який, блискучий метал ($T_{\text{пл}} = 1083^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 2600^\circ\text{C}$);
- метал незначної активності;
- взаємодіє з концентрованими HNO_3 та H_2SO_4 ;
- у разі нагрівання окиснюється активними неметалами^{25.6.1}.

25.6.1. За температури червоного жару утворюється CuO , за більш високої температури — Cu_2O . Із сіркою реакція протікає легше — Cu_2S (червоний колір);

- за присутності O_2 розчиняється в розчині амоніаку:



- одержують (понад 7 млн т на рік) із сульфідних руд пірометалургійним методом:

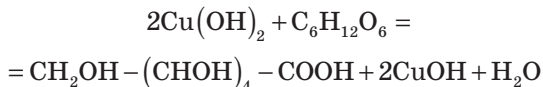


- використовується у виробництві дротів, у сплавах (бронза, латунь та ін.).

Cu^+ — оксид^{25.6.2} (червоний) і гідроксид^{25.6.3} (жовтий), проявляють амфотерні властивості: $\text{Na}[\text{Cu}(\text{OH})_2]$.

25.6.2. Утворюється в процесі прожарювання CuO ($4\text{CuO} = 2\text{Cu}_2\text{O} + \text{O}_2$) і розкладу CuOH .

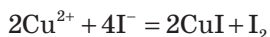
25.6.3. Утворюється в результаті відновлення $\text{Cu}(\text{OH})_2$ глюкозою, гідрaziном:



- легко окиснюються.

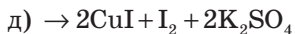
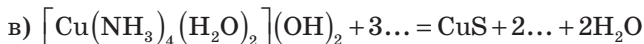
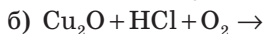
Cu^{2+} — оксид (чорний) і гідроксид (блакитний), проявляють амфотерні властивості: $\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$;

- слабкі окисні властивості:



Задачі для самостійного розв'язання

287. Відновіть рівняння реакцій:



288. Наважку металу А внесли в розчин простої речовини В у бензені. Через деякий час метал розчинився, а на дно посудини випали чорні кристали речовини В. 2 г речовини В розчинили в процесі кип'ятіння в концентрованій нітратній кислоті, у результаті чого утворився забарвлений розчин. Після додавання до розчину надлишку розчину барій нітрату одержали білий осад масою 2,9 г, що не розчинявся в мінеральних кислотах. Якщо ж крізь забарвлений розчин пропустити газ Г (густина за повітрям — 3,78), випаде 2,4 г чорного осаду Д. Визначте невідомі речовини, запишіть рівняння реакцій.

289. Наважку купрум(II) дигідратхлориду повільно нагрівали в струмені повітря в порцеляновій чашці. Виявилося, що в інтервалі температур від 100 до 145 °С наважка втрачала 21,05 % своєї маси, від 600 до 700 °С — ще 40,74 %, від 1 000 до 1 200 °С — ще 10 %. Поясніть результати експерименту, напишіть рівняння реакцій.

25.7. Ag — Argentum («світлий») — $[\text{Kr}]5s^14d^{10}$;

• нуклідний склад:

^{107}Ag — 51,84 % — стабільний;

^{109}Ag — 48,16 % — стабільний;

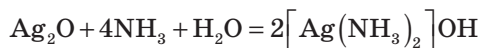
- атомна частка в земній корі — $7 \cdot 10^{-6}$ %;
- радіус атома — 0,144 нм;
- енергія йонізації — 731 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — 125,7 кДж/моль;
- найважливіші мінерали: аргентит Ag_2S , піраргірит Ag_3SbS_3 . Срібло відоме з давніх часів;
- білий, м'який, блискучий метал ($T_{\text{пл}} = 961$ °С; $T_{\text{кип}} = 2\,210$ °С), вирізняється високою електро- й теплопровідністю;
- малоактивний метал (з киснем не реагує навіть за умови нагрівання), із сірководнем утворює сульфід Ag_2S (чорний);
- взаємодіє з концентрованими HNO_3 та H_2SO_4 ;
- одержують пірометалургійним способом з наступним очищенням електролізом (близько 10 тис. т на рік);

- використовують у сплавах для виготовлення радіодеталей, лабораторного посуду, ювелірних виробів.

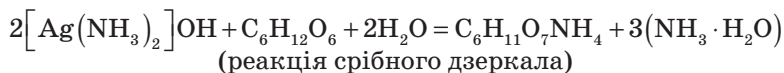
Ag^+ — оксид (бурий) і гідроксид^{25.7.1}, проявляють основні властивості.

25.7.1. Украй нестійкий, хоча і є сильною основою (солі Ag^+ не піддаються гідролізу за катіоном);

- характерним є утворення комплексів:



- слабкі окисні властивості:



Ag^{2+} — оксид (чорний), нестійкий, проявляє амфотерні властивості (AgF_2 утворюється в результаті прямої взаємодії з простими речовинами).

Ag^{3+} — оксид (чорний), нестійкий, проявляє амфотерні властивості, сильний окисник.

Задачі для самостійного розв'язання

290. Відновіть рівняння реакцій:

- $\text{AgNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{AgNO}_3 \xrightarrow{t^\circ}$
- $2\text{Ag} + 2\dots = \dots + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\rightarrow \text{AgCl} + 2\text{NH}_4\text{NO}_3$
- $\rightarrow \text{Ag}_2\text{O}_2 + 2\text{KNO}_3 + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

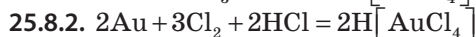
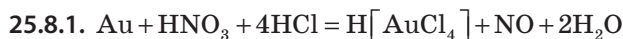
291. Місячний каустик — біла речовина, добре розчинна у воді. У результаті зливання розчинів місячного каустику й каустичної соди утворюється чорний осад, що розчиняється в нашатирному спирті, але набуває білого кольору в хлоридній кислоті. Напишіть рівняння згаданих реакцій. Які ще назви місячного каустику вам відомі?

292. 2,000 г технічного срібла, що містить домішки Купруму, розчинили в нітратній кислоті. Одержаний розчин випарили, а залишок обережно прожарили. При цьому розкладається лише сіль Купруму. Маса одержаної після прожарювання суміші становила 3,069 г. Обчисліть масову частку Аргентуму в технічному зразку металу.

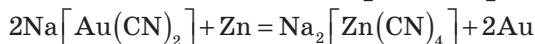
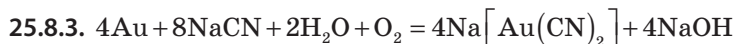
25.8. Au — Aurum (від імені богині Аврори) — $[\text{Xe}]6s^15d^{10}$;

- нуклідний склад: ^{197}Au — 100 % — стабільний;
- атомна частка в земній корі — $1,1 \cdot 10^{-6}$ %;

- радіус атома — 0,144 нм;
- енергія йонізації — 890,1 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — 222,8 кДж/моль;
- найважливіший мінерал: калаверит AuTe_2 .
Золото відоме з давніх часів;
- яскраво-жовтий, м'який, блискучий метал ($T_{\text{пл}} = 1\,063\text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = 2\,970\text{ }^\circ\text{C}$), вирізняється високою пластичністю, електро- й теплопровідністю;
- малоактивний метал, розчиняється в «царській горілці»^{25.8.1}, у насиченому хлором розчині хлоридної кислоти^{25.8.2}, у гарячій концентрованій H_2SeO_4 , у розчинах ціанідів за присутності кисню.



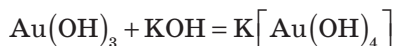
- одержують (близько 1,5 тис. т на рік) самородне золото із золотоносного піску з допомогою ртуті з наступним розгоном амальгами або ціанідним методом^{25.8.3}.



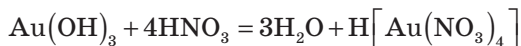
- використовують у сплавах для виготовлення радіодеталей, ювелірних виробів.

Au^+ — малохарактерний ступінь окиснення (AuCl легко окиснюється, диспропорціонує, а в разі нагрівання розкладається).

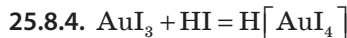
Au^{3+} — оксид (темно-коричневий) і гідроксид (бурий), проявляють амфотерні властивості:



i



- найбільш стійкими є комплексні солі галогенідів Ауруму^{25.8.4}.

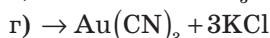
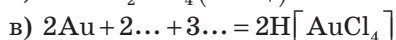


Кристалогідрат $\text{H}[\text{AuI}_4] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ називається золотою кислотою.

- проявляють слабкі окисні властивості.

Задачі для самостійного розв'язання

293. Відновіть рівняння реакцій:



294. 3,000 г сплаву металів X та Y, що не розчиняється в концентрованій нітратній кислоті, обробили на повітрі розчином, який містить стехіометричну кількість калій ціаніду. Сплав повністю розчинився. Коли в одержаний розчин занурили золоту пластинку, вона вкрилася шаром металу Y масою 0,45 г, а маса самої пластини зменшилася на 0,82 г. Якщо в одержаний після цього розчин занурити цинкову пластинку, на ній виділиться лише метал X. Визначте кількісний та якісний склади сплаву. Напишіть рівняння реакцій.

295. У 20-х рр. ХХ ст. для лікування туберкульозу використовували препарат сальвекрізин, який одержували взаємодією тетрахлорзолотої кислоти з натрій тіосульфатом. Кожна крапля розчину золотої кислоти, потрапляючи в розчин тіосульфату, викликає появу пурпурного забарвлення, яке швидко зникає. З одержаного безбарвного розчину виділяють дві речовини, одну з яких використовують як ліки (вона містить 37,45 % Ауруму, 13,12 % Натрію, 0,76 % Гідрогену), а друга речовина аналогічна продукту взаємодії тіосульфату з іодом. Визначте формулу сальвекрізину. Напишіть рівняння описаних реакцій.

25.9. Hg — Hydrargirum («рідке срібло») — $[Xe]6s^2 5d^{10}$;

• нуклідний склад:

^{202}Hg — 26,65 % — стабільний;

^{200}Hg — 23,1 % — стабільний;

^{199}Hg — 17 % — стабільний;

^{201}Hg — 13,2 % — стабільний;

^{198}Hg — 10,1 % — стабільний;

^{204}Hg — 6,85 % — стабільний;

^{196}Hg — 0,15 % — стабільний;

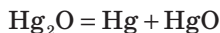
- атомна частка в земній корі — $5 \cdot 10^{-6}$ %;
- радіус атома — 0,160 нм;
- енергія йонізації — 1 007 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — 18 кДж/моль;
- найважливіший мінерал: кіновар HgS.

Ртуть відома з давніх часів;

- сріблястий блискучий метал ($T_{\text{пл}} = -39$ °C; $T_{\text{кип}} = 357$ °C), вирізняється леткістю, отруйний;
- малоактивний метал, розчиняється лише в кислотах-окисниках;
- із сіркою та іодом реагує за звичайних умов;
- легко утворює сплави з іншими металами (амальгами) та сполуки-інтерметаліди;

- одержують (близько 8,5 тис. т на рік) шляхом випалу кіноварі (оксид HgO легко розкладається в момент утворення);
- використовується для виробництва амальгам, як катод у електролізі.

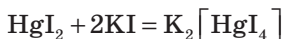
Hg^+ — оксид (чорний), Hg_2O починає розкладатися за звичайної температури:



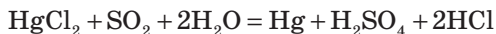
Hg_2Cl_2 — каломель — проявляє як окисні ($\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{SnCl}_2 = 2\text{Hg} + \text{SnCl}_4$), так і відновні ($\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HgCl}_2$) властивості, легко диспропорціонує.

Hg^{2+} — оксид (залежно від дисперсності — червоного або жовтого кольору), HgO розкладається за температури 400°C , гідроксиду не існує;

HgCl_2 — сулема, легко утворює міцні комплексні сполуки:



- проявляє окисні властивості:



Задачі для самостійного розв'язання

296. Відновіть рівняння реакцій:

- $\text{Hg}(\text{нестача}) + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow$
- $\text{Hg}(\text{надлишок}) + \text{HNO}_3(\text{розб.}) \rightarrow$
- $2\text{Hg}\dots + \dots + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots\downarrow + 2\text{HCl}$
- $\rightarrow \text{HgO} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NaNO}_3$
- $\rightarrow 2\text{Hg} + \text{H}_2[\text{SnCl}_6]$

297. У результаті нагрівання двох простих речовин — рідкої А та твердої Б — у концентрованому розчині їдкою калі утворюється осад червоного кольору, не розчинний у воді й концентрованих розчинах основних мінеральних кислот. Які прості речовини було взято? Яким є склад червоного осаду? Як називається мінерал, що відповідає за складом червоному осаду? Що станеться внаслідок нагрівання червоного осаду на повітрі? У чому можна розчинити червоний осад?

298. «Сулему, або..., багатьма способами можна одержати з каломелю й назад у неї повернути. Надлишок хлору (наприклад, «царська горілка») переводить каломель і ртуть у сулему. Густина її пари за воднем становить 135, отже, її частинки містять... Готують її зазвичай шляхом сублимації сірчанортутної солі з кухонною сіллю. Оскільки сулема розчиняється у воді й реагує на білкові

речовини, є дуже отруйною, а тому застосовується для дезінфекції...» (Д. І. Менделєєв. Основи хімії).

- 1) Визначте склад усіх виділених курсивом речовин.
- 2) Напишіть рівняння реакції розчинення ртуті в «царській горілці».
- 3) Напишіть рівняння реакції перетворення каломелю під дією «царської горілочки» на сулему.
- 4) Напишіть рівняння реакції сірчанортутної солі з кухонною сіллю.

Розділ 26. ІНЕРТНІ ГАЗИ

26.1. Елементи VIII групи головної підгрупи ПТХЕ називаються інертними газами через свою вкрай низьку хімічну активність. Усі вони існують в атомарному стані, тому що не з'єднуються в молекули.

26.2. He — Helium (від «сонце») — $1s^2$;

• нуклідний склад:

${}^4\text{He}$ — 99,999862 % — стабільний;

${}^3\text{He}$ — 0,000138 % — стабільний;

- атомна частка в земній корі — $0,8 \cdot 10^{-6}$ % (у повітрі — $5,2 \cdot 10^{-4}$ % за об'ємом);
- радіус атома — 122 нм;
- енергія йонізації — 2372,3 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — 0,0 кДж/моль.

Гелій відкрили в 1895 р. В. Рамзай і, незалежно, П. Клеве й Н. А. Лангле;

- безбарвний газ із найнижчими температурами кипіння й плавлення ($T_{\text{пл}} = -272$ °С за 25 атм; $T_{\text{кип}} = -269$ °С);
- гірше від усіх газів розчиняється у воді та інших розчинниках;
- найпоширеніший елемент космосу;
- у земній корі накопичується за рахунок α -розпаду радіоактивних елементів;
- одержують із природних газів методом глибокого охолодження;
- застосовується для створення інертної атмосфери та як холодоагент.

26.3. Ne — Neon («новий») — $2s^2 2p^6$;

• нуклідний склад:

${}^{20}\text{Ne}$ — 90,48 % — стабільний;

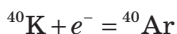
${}^{22}\text{Ne}$ — 9,215 % — стабільний;

${}^{21}\text{Ne}$ — 0,27 % — стабільний;

- атомна частка в земній корі — $7 \cdot 10^{-9} \%$ (у повітрі — $1,8 \cdot 10^{-3} \%$ за об'ємом);
- радіус атома — 0,160 нм;
- енергія йонізації — 2080,6 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — -29 кДж/моль (розрахунк.).
Неон відкрили в 1898 р. В. Рамзай і М. В. Треверс;
- безбарвний газ ($T_{\text{пл}} = -248,6 \text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = -246 \text{ }^\circ\text{C}$);
- дуже погано розчиняється у воді та інших розчинниках;
- одержують із природних газів методом глибокого охолодження (здатний адсорбуватися активованим вугіллям);
- застосовується в електровакуумній техніці (характерне червоне світіння).

26.4. Ar — Argon («неактивний») — $3s^2 3p^6$;

- нуклідний склад:
 ^{40}Ar — 99,6 % — стабільний;
 ^{36}Ar — 0,337 % — стабільний;
 ^{38}Ar — 0,063 % — стабільний;
- атомна частка в земній корі — $1,2 \cdot 10^{-4} \%$ (у повітрі — 0,93 % за об'ємом);
- радіус атома — 0,192 нм;
- енергія йонізації — 1520,4 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — -35 кДж/моль (розрахунк.).
Аргон відкрили в 1894 р. В. Рамзай і Д. Релей;
- безбарвний газ ($T_{\text{пл}} = -189,3 \text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = -185,9 \text{ }^\circ\text{C}$);
- дуже погано розчиняється у воді та інших розчинниках;
- утворює молекулярні сполуки включення — клатрати ($\text{Ar} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$);
- утворюється в природі в результаті розпаду ^{40}K :



- одержують із природних газів методом глибокого охолодження (здатний адсорбуватися активованим вугіллям);
- застосовується для створення інертної атмосфери, у світлотехніці, ядерній енергетиці.

26.5. Kr — Krypton («прихований») — $4s^2 4p^6$;

- нуклідний склад:
 ^{84}Kr — 57 % — стабільний;
 ^{86}Kr — 17,3 % — стабільний;
 ^{82}Kr — 11,6 % — стабільний;
 ^{83}Kr — 11,5 % — стабільний;
 ^{80}Kr — 2,25 % — стабільний;
 ^{78}Kr — 0,35 % — стабільний;

- атомна частка в земній корі — $1 \cdot 10^{-9} \%$ (у повітрі — $1,1 \cdot 10^{-4} \%$ за об'ємом);
- радіус атома — 0,199 нм;
- енергія йонізації — 1350,7 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — -39 кДж/моль (розрахунк.). Криптон відкрили в 1898 р. В. Рамзай та М. В. Треверс;
- безбарвний газ ($T_{\text{пл}} = -157,4 \text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = -153,2 \text{ }^\circ\text{C}$);
- погано розчиняється у воді та інших розчинниках;
- утворює молекулярні сполуки включення — клатрати ($\text{Kr} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$);
- одержують разом із ксеноном з повітря методом глибокого охолодження;
- застосовується у світлотехніці.

KrF_2 — край нестійка безбарвна речовина (сублімується за температури нижче від $0 \text{ }^\circ\text{C}$, за кімнатної температури починає розкладатися);

- утворюється внаслідок електричних розрядів із простих речовин.

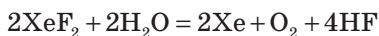
26.6. Хе — Xenon («незнайомий») — $5s^2 5p^6$;

- нуклідний склад: дев'ять стабільних ізотопів (від ^{124}Xe до ^{136}Xe);
- атомна частка в земній корі — $2 \cdot 10^{-10} \%$ (у повітрі — $8,6 \cdot 10^{-6} \%$ за об'ємом);
- радіус атома — 0,218 нм;
- енергія йонізації — 1170,4 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — -41 кДж/моль (розрахунк.). Ксенон відкрили в 1898 р. В. Рамзай та М. В. Треверс;
- безбарвний газ ($T_{\text{пл}} = -111,8 \text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{кип}} = -108,1 \text{ }^\circ\text{C}$);
- погано розчиняється у воді та інших розчинниках;
- утворює молекулярні сполуки включення — клатрати ($\text{Xe} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ і $\text{Xe} \cdot 8\text{H}_2\text{O}$);
- одержують із повітря методом глибокого охолодження;
- застосовується у світлотехніці.

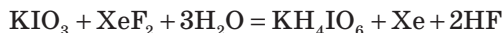
XeF_2 ^{26.6.1} — стійкі за звичайних умов, безбарвні кристали ($T_{\text{пл}} = 140 \text{ }^\circ\text{C}$).

26.6.1. Можливість існування сполук Криптону та Ксенону вперше припустив у 1933 р. Л. Полінг, а в 1962 р. Н. Бартлетт синтезував гексафлуорплатинат $\text{Xe}[\text{PtF}_6]$;

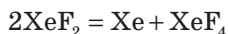
- одержують шляхом нагрівання з простих речовин;
- у лужному середовищі зазнає швидкого гідролізу:



- у водних розчинах — дуже сильний окисник:

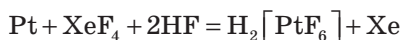


- у разі нагрівання диспропорціонує:



XeF_4 — стійкі за звичайних умов, безбарвні кристали ($T_{\text{пл}} = 114\text{ }^\circ\text{C}$);

- одержують шляхом нагрівання до температури $400\text{ }^\circ\text{C}$ із простих речовин;
- сильний окисник:

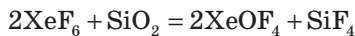


- у разі нагрівання й гідролізу диспропорціонує:



XeF_6 — безбарвна кристалічна речовина ($T_{\text{пл}} = 48\text{ }^\circ\text{C}$), стійка за кімнатної температури;

- одержують із простих речовин за температури $200\text{--}250\text{ }^\circ\text{C}$ і тиску 50 атм ;
- хімічно дуже активний:



- піддається гідролізу:

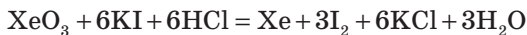
$\text{XeF}_6 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HF} + \text{XeOF}_4$ (зазнає подальшого гідролізу до XeO_3 та HF);

XeO_3 — біла кристалічна, вкрай нестійка речовина;

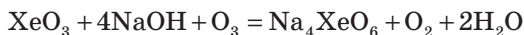
- утворюється в процесі гідролізу XeF_6 , XeOF_4 , XeF_4 ;
- добре розчиняється у воді:



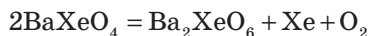
- оксид та його похідні (солі) проявляють сильні окисні властивості:



- окиснюються більш сильними окисниками:



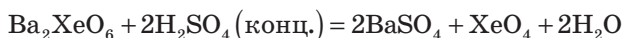
- характерним є диспропорціонування:



XeF_8 — жовта газоподібна речовина.

XeO_4 — вкрай нестійка газоподібна речовина;

- одержують із перксенату:

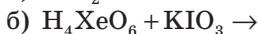
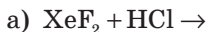


26.7. Rn — Radon (за аналогією з Радієм) — $6s^2 6p^6$;

- нуклідний склад: стійких ізотопів немає;
- атомна частка в земній корі — сліди;
- радіус атома — 0,220 нм;
- енергія йонізації — 1 037 кДж/моль;
- спорідненість щодо електрона — -41 кДж/моль (розрахунк.).
Радон відкрив у 1900 р. Ф. Дорн;
- основне джерело одержання — α -розпад ^{222}Ra ;
- застосовується в медицині («радонові ванни»).

Задачі для самостійного розв'язання

299. Відновіть рівняння реакцій:



300. Уявіть собі всесвіт, де виконуються всі квантові закони, крім одного: на одній орбіталі можуть перебувати три електрони. Укажіть порядкові номери перших чотирьох інертних газів у періодичній таблиці цього всесвіту.

ВІДПОВІДІ НА ЗАДАЧІ ДЛЯ САМОСТІЙНОГО РОЗВ'ЯЗАННЯ

1. 2,0 — два; 0,2 — одне; 4,05 — три; 4,50 — три; $4,5 \cdot 10^{-3}$ — два;
 $4,5 \cdot 10^3$ — два; 0,003 — одне; 3,00 — три; 1,5004 — п'ять.
2. 0,29 і 1,24.
3. 0,2 %.
4. а) 0,7 %; б) 0,007 %.
5. а) 0,025 %; б) 2,5 %.
6. 1,44 г/л.
7. $3,5 \cdot 10^{49}$ нм³.
8. 0,75 г/см³.
9. 12,5 кДж.
10. 2 000 кал.
11. 7 887 кал.
12. -40 °С.
13. 40 °С.
14. 43,9 г/моль.
15. $5,33 \cdot 10^{-26}$ кг.
16. 0,32 моль/екв.
17. $6 \cdot 10^{20}$ електронів.
18. $1 \cdot 10^{32}$ електронів; $6 \cdot 10^{28}$ протонів.
19. Атомів Силіцію більше в 3,3 раза.
20. $4 \cdot 10^{11}$ кг.
21. $A_r(\text{He}) = 25$, $A_r(\text{S}) = 200$, $A_r(\text{Ca}) = 250$.
22. $A_r(\text{Ca}) \approx 41$.
23. а) Жовто-зелений, фіолетовий; б) Ро — Польща; в) Н — Г. Ка-вендіш; г) Но — Стокгольм.
24. $7,97 \cdot 10^{-23}$ г.
25. $4,5 \cdot 10^{-12}$ Дж/атом; $2,7 \cdot 10^{12}$ Дж/моль.
26. $0,16226 \cdot 10^{-27}$ кг; $1,46 \cdot 10^{-9}$ Дж/атом = $8,8 \cdot 10^{14}$ Дж/моль.
27. У 381 650 разів.
28. $3,6 \cdot 10^{23}$ кДж; $2 \cdot 10^{-19}$ %.
29. а) ${}^6\text{Li}$; б) ${}^4\text{He}$; в) ${}^{238}\text{U}$.
30. а) ${}^{65}\text{Zn}$ — стабільний: $\frac{Z}{A} = 0,45$; б) ${}^{105}_{45}\text{Rh} \rightarrow {}^0_{-1}e^- + {}^{105}_{46}\text{Pd}$;
- в) ${}^{32}_{12}\text{Mg} \rightarrow {}^{32}_{16}\text{S} + 4 {}^0_{-1}e^-$; г) ${}^{43}\text{Ca}$ — стабільний: $\frac{Z}{A} = 0,47$;
- д) ${}^{141}\text{La} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^0_{-1}e^- + {}^{137}_{56}\text{Ba}$.

31. а) $^{239}\text{U} + {}^1_0\text{n} \rightarrow ^{239}\text{U}$; б) $^{239}\text{U} \rightarrow {}^0_{-1}\text{e}^- + ^{239}\text{Np}$; в) $^{239}\text{Np} \rightarrow {}^0_{-1}\text{e}^- + ^{239}\text{Pu}$.

32. ^{211}At .

33. $1,4 \cdot 10^{-11}$; $7 \cdot 10^{10}$.

34. а) 0,5 г; б) $3 \cdot 10^{-5}$ г.

35. $4,1 \cdot 10^3$ частинок.

36. ≈ 18 тис. років.

37. $N(^3\text{T}) = 1,5 \cdot 10^4$.

38. ^{26}Mg .

39. 1,1 %; 1,2 %.

40. $n(^{79}\text{Br}) : n(^{81}\text{Br}) = 1,2 : 1$.

41. $1,2 \cdot 10^{-10}$ м.

42. $\lambda = \frac{Vh}{mv}$.

43. $E = 4 \cdot 10^{-19}$ Дж; $\lambda = 5 \cdot 10^2$ нм — блакитне світіння.

44. а) 4; б) 0; в) 7.

45. а) $n = 3, l = 0, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$; б) $n = 3, l = 1, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$;

в) $n = 3, l = 1, m_l = 0, m_s = -\frac{1}{2}$; г) $n = 3, l = 2, m_l = +2, m_s = +\frac{1}{2}$;

д) $n = 6, l = 1, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$.

46. Усі *p*-елементи III періоду: Al, Si, P, S, Cl, Ar. Значення магнітного квантового числа (m_l) для них матиме вигляд: Al і S (-1); Si і Cl (0); P і Ar (+2).

47. Зазначена зміна спричинила б зменшення кількості *p*-орбіталей до двох замість трьох, *d*-орбіталей — до трьох замість п'яти, а *f*-орбіталей — до чотирьох замість семи. Відповідно зменшилося б і число *p*-, *d*- і *f*-елементів у таблиці.

	I	II	III	IV	V	VI
1	H					He
2	Li	Be	B	C	N	O
3	F	Ne	Na	Mg	Al	Si
4	P	S	Cl	Ar	K	Ca
	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe

Найбільшу електронегативність мав би елемент N, а елемент № 8 — O — мав би властивості інертного газу.

48. 10,2 еВ.

49. а) Si^* ; б) Cl^{***} ; в) Mn^* .

50. $\lambda = 6,5 \cdot 10^{-7}$ м; жовтогаряча частина спектра видимого світла.

51. V група елементів.

52. $\text{Al}^{3+} - 1s^2 2s^2 2p^6$;

$\text{Se}^{2-} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$;

$\text{Cl}^- - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

53. F (17,42–35,12); O (14,53–34,99); N (13,62–29,60).

54. Електронна ємність першого енергетичного рівня становить два електрони, отже, у першому періоді можуть перебувати лише два елементи: $1s^1$ і $1s^2$.

55. $E_{\text{зв}}(\text{C}-\text{H}) = 415,8$ кДж/моль, або $7 \cdot 10^{-19}$ Дж/атом.

56. Так, тому що енергія УФ-випромінювання більш ніж у 2 тисячі разів більша за енергію розриву молекули.

57. C–C (348 кДж/моль і 0,154 нм); C=C (598 кДж/моль і 0,135 нм); C≡C (838 кДж/моль і 0,120 нм).

58. а) F_2 — одна пара еднальна й шість пар неподілених електронів; б) O_2 — дві пари еднальні й чотири пари неподілених електронів; в) N_2 — три пари еднальні й одна пара неподілених електронів.

59. H_2 — два валентні електрони; NH_3 — шість валентних електронів; NH_4Cl — чотири пари валентних електронів; NO — одна пара валентних електронів; CO — три пари валентних електронів; CO_2 — чотири пари валентних електронів.

60. BeF_2 — донорна функція центрального атома; BF_3 — донорна функція центрального атома; CF_4 — донорно-акцепторні функції неможливі; H_2O — акцепторні функції можливі; PCl_5 — можливі й донорна, й акцепторна функції.

61. $\text{S}^{+4} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; $\text{Cl}^{-1} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

62. SCO: атом Карбону зв'язаний з двома більш електронегативними елементами й проявляє типовий для нього ступінь окиснення +4.

63. а) CH_4 ; б) O_2 (збудж.); в) NOF ; г) CO_2 ; д) COCl_2 ; е) N_2O ; ж) SO_2Cl_2 .

64. а) $\text{H}_2\text{C} = \text{CCl}_2$; б) $\begin{array}{c} \text{Cl} \quad \text{Cl} \\ \diagdown \quad / \\ \text{C} = \text{C} \\ / \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$; в) $\begin{array}{c} \text{Cl} \quad \text{H} \\ \diagdown \quad / \\ \text{C} = \text{C} \\ / \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{Cl} \end{array}$

65. На величину електричного дипольного моменту молекули впливає нееднальна електронна пара Нітрогену. У випадку аміаку напрямок дипольного моменту зв'язків N–H і нееднальної електронної пари збігаються й за векторного складання забезпечують великий дипольний момент молекули. У молекулі трифлуориду напрямки дипольного моменту зв'язків N–F і нееднальної

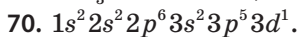
електронної пари спрямовані в різні боки й за складання істотно компенсуються.



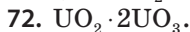
67. $\approx 1,4$ раз.

68. а) H_2O ; б) NH_3 ; в) BF_3 .

69. NH_3 — амоніак; OH_3^+ — йон гідроксонію.



71. а) He , H_2 , CO_2 , HCN , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$; б) P , Hg , NaCl , NaOH , Fe_2O_3 .

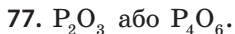


73. 2,8 кг.

74. 180 моль.

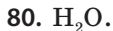


76. Амоній ацетат $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.



78. Натрій гідрогенортофосфат Na_2HPO_4 .

79. Бром — Br : CuBr_2 , Br , BBr_3 , SiBr_4 .



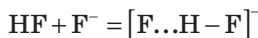
81. 56,027.

82. 131, 65,6 і 43,67.

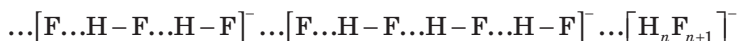
83. 113 г/моль — Ra .

84. Високі температури кипіння й замерзання у воді пов'язані з утворенням асоціатів складу $(\text{H}_2\text{O})_n$ за рахунок водневих зв'язків між молекулами води (одна молекула може утворити до чотирьох водневих зв'язків). Щоб зруйнувати ці зв'язки, необхідно витратити додаткову енергію (температура кипіння підвищується), а щоб заморозити — навпаки, енергії знадобиться менше (температура кипіння підвищується).

85. Сила кислоти визначається легкістю її дисоціації (розпаду) на катіони H^+ та аніони кислотного залишку. Через значну полярність зв'язку молекули флуороводню мають більшу схильність до асоціації за рахунок водневих зв'язків. У результаті навіть ті з молекул HF , які дисоціювали, блокують дисоціацію інших молекул:



і далі:



86. Очевидно, що кращим буде той тип сполучення, що забезпечує більшу міцність водневого зв'язку. Утворення водневого зв'язку можливе завдяки дрібним розмірам позитивно поляризованого атома Гідрогену та його здатності глибоко проникати в електронну оболонку сусіднього негативно поляризованого атома. Тому

кращим є варіант а), у якому поляризація Гідрогену вища, а водневий зв'язок міцніший.

87. Перехід речовини в газоподібний стан передбачає розрив усіх міжмолекулярних зв'язків, які у випадку пероксиду більш міцні, що вимагає більшої енергії, а отже, і температури.

88. З позиції методу валентних зв'язків (дуже неточних), Бор однієї молекули BH_3 за рахунок своєї вільної атомної орбіталі утворює за донорно-акцепторним механізмом ковалентний зв'язок з атомом Гідрогену іншої молекули BH_3 .

89. $1,14 \cdot 10^{17}$ атомів.

90. 1,4 г/л.

91. CO , N_2 , C_2H_4 , B_2H_6 .

92. $1,3 \cdot 10^{-2}$ г.

93. $3,34 \cdot 10^{-7}$ см.

94. $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$.

95. 0,16 нм.

96. $4,58 \cdot 10^{23}$.

97. До чистих речовин можна зарахувати: галіт (NaCl), сірчаний колір (S), цукор ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), кальциновану соду (Na_2CO_3), сухий лід (CO_2), сажу (C), неон (Ne). Гомогенні суміші: повітря (N_2 , O_2 , CO_2), мінеральна вода (H_2O + мінеральні солі), сталь (Fe , C), білильне вапно (CaCl_2 , $\text{Ca}(\text{ClO}_2)_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2O). Гетерогенні суміші: вихлопні гази (суміш повітря з твердими й газоподібними продуктами горіння й розкладу), вапняне молоко (суспензія $\text{Ca}(\text{OH})_2$ у воді).

98. 105 759 : 1.

99. Обидві суміші мають ту саму масову частку Нітрогену — 76,7 %, а отже, будь-яке співвідношення сумішей дає той самий результат.

100. $\text{Cl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$.

101. З допомогою магніту видаляється залізо. Суміш, що залишилася, розчиняють у воді й шляхом декантації видаляють мідь. Після цього розчин залишається випарити й одержати кухонну сіль.

102. $\omega(\text{O}_2) = 23,2\%$, $\omega(\text{N}_2) = 75,4\%$, $\omega(\text{Ar}) = 1,4\%$.

103. 3,5 %.

104. 71,6 %.

105. 38,7 %.

106. $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — мелантерит.

107. 624 мл.

108. 2 : 1.

109. $3,5 \cdot 10^{17}$ молекул цукру.

110. 17 %.

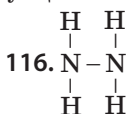
111. а) Sn; б) C_{60} ; в) N_2O ; г) Al_2O_3 ; д) SiC; е) CO_2 ; ж) NaOH; з) $SnCl_2$; и) KNO_3 ; к) $NaHCO_3$.

112. На властивості простих речовин великий вплив має характер хімічного зв'язку в речовині та структура речовини (молекулярна або немоллекулярна). Наприклад, за електронегативністю атоми Нітрогену та Хлору приблизно однакові, але в молекулі азоту три ковалентні зв'язки $N \equiv N$ і для її дисоціації на атоми потрібна значно більша енергія, ніж для дисоціації молекули хлору $Cl - Cl$ (насправді кратність зв'язку в молекулі дорівнює 1,2). Дві алотропні модифікації Фосфору мають різну кристалічну структуру. Так, білий фосфор складається з окремих молекул складу P_4 , що спричиняє їх високу хімічну активність. Червоний фосфор має атомну кристалічну ґратку, що ускладнює для нього протікання хімічних реакцій.

113. а) FeO; б) SnO; в) CdO; г) PbO; д) CaO; е) MnO.

114. E_2O_3 : H_3EO_3 і HEO_2 ; EO_2 : H_4EO_4 і H_2EO_3 .

115. Сулема — меркурій(II) хлорид — $HgCl_2$; каломель — меркурій(I) хлорид — Hg_2Cl_2 ; ляпіс — аргентум нітрат — $AgNO_3$; свинцевий цукор — плюмбум ацетату тригідрат — $Pb(CH_3COO)_2 \cdot 3H_2O$. Уживання цих речовин становить небезпеку, тому що солі важких металів отруйні й канцерогенні.



Ступінь окиснення -2, валентність III

117. а) $Ca_3P_2 + 6H_2O = 3Ca(OH)_2 + 2PH_3$

б) $Ca_2Si + 4H_2O = 2Ca(OH)_2 + SiH_4$

118. Nb: Nb_3^- , Nb_4^{3-} , $Nb_6O_{19}^{3-}$.

119. CaS — сіль (кальцій сульфід); $CaCl_2$ — сіль (кальцій хлорид); CCl_4 — бінарна сполука (карбон тетрахлорид, або тетрахлорметан); B_2S_3 — бінарна сполука (бор сульфід); $SOCl_2$ — хлорангідрид (сульфур(IV) оксодихлорид, або хлорид тіонілу); BaO_2 — барій пероксид; $SO(OH)_2$ — сульфитна кислота; $SO_2(OH)_2$ — сульфатна кислота; SO_2Cl_2 — хлорангідрид (сульфур(VI) діоксидихлорид, або хлорид сульфурилу); CrO_3 — кислотний оксид (хром(VI) оксид); CrO_2Cl_2 — хром(VI) оксид хлорид (хлорангідрид); FeS_2 — персульфід (ферум(II) персульфід, пірит), H_2S_5 — персульфід (гідроген пентасульфід, сульфан).

120. 1) $H_2 + N_2$; 2) $H_2 + CO$; 3) $H_2 + C_2H_4$; 4) $H_2 + B_2H_6$;

5) $He + C_2H_2$; 6) $BH_3 + CH_4$; 7) $Li + Na$ ($t^\circ > 1340^\circ C$).

121. COS.

122. $C_3H_5N_3O_9$, або $C_3H_5O_3(NO_2)_3$ — тринітрогліцерин.

123. 1,3 г.

124. 34,8 %.

125. 4,48 л.

126. 4,7 %.

127. 28.

128. 62,5 % CuO; 37,5 % Cu.

129. 9,43 м³.

130. 50 %.

131. 5,6 л.

132. 82 т.

133. 12,5 %.

134. $\Delta H_f^0(C_6H_6) = +84$ кДж/моль.

135. 4,8 кДж.

136. $Na_2CO_3(тв.) = Na_2O(тв.) + CO_2(газ)$; $\Delta H^0 = +324$ кДж.

137. 565,5 кДж/моль.

138. 1,9 кДж/моль.

139. -68 кДж/моль.

140. 666,5 г.

141. 82,48 г.

142. 274 г.

143. 624 г.

144. 200,2 г.

145. 2,13 г.

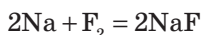
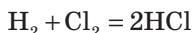
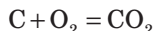
146. 178,0 мл.

147. 0,895 моль/л.

148. 180,5 мл.

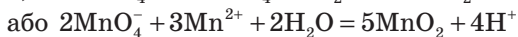
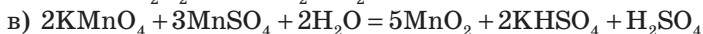
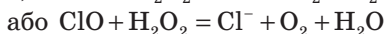
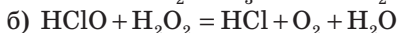
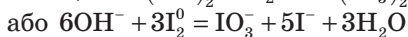
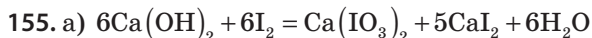
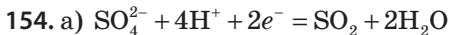
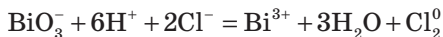
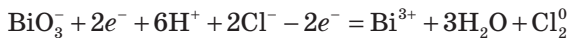
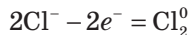
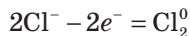
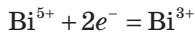
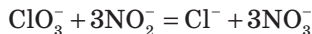
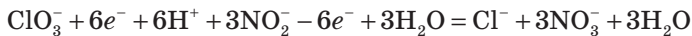
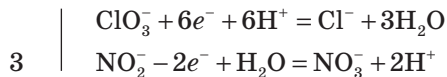
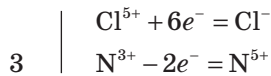
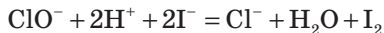
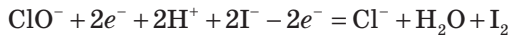
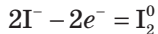
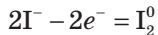
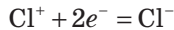
149. 1 : 21.

150. Наприклад:

а) окисники: O_2 , Cl_2 , F_2 ;б) відновники: C, H_2 , Na.

151. Окисники: MnO_4^- , Cu^{2+} , Cl_2 , SO_4^{2-} . Відновники: Mn, Cl^- , S^{2-} . Окисники-відновники: MnO_2 , Cu^+ , ClO^- , SO_3^{2-} .

152. а) Окисник: O_2 , відновники: Fe^{2+} , S^- ; б) окисник: S^0 , відновник: S^0 ; в) окисник: S^{6+} , відновник: I^- .





Реакція можлива.

157. З урахуванням зарядності йона Кальцію ентальпія перетворення його на стан гідратованого катіона становить:

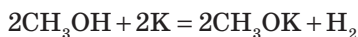
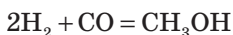
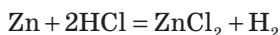
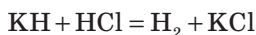
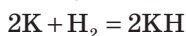
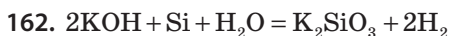
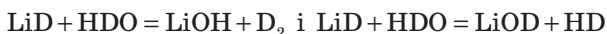
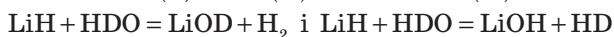
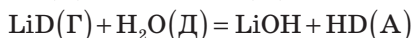
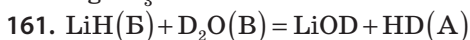
$$\Delta H_{\text{атоміз}} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{гідрат}} = 148,8 \text{ кДж/моль.}$$

Для Натрію ця ж величина виявиться трохи вищою: $\Delta H(\text{Na}) = 181,5 \text{ кДж/моль.}$

158. 44,8 г.

159. 13,5 г.

160. AgNO_3 .



163. 3,8 : 1.

164. 50 % N_2 , 25 % CO ; 25 % H_2 .

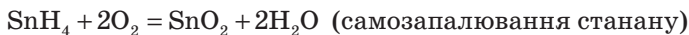
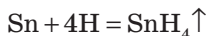
165. 50 %.

166. Метан і силан належать до неполярних молекул, а отже, зв'язок між молекулами в рідкому стані забезпечується лише вкрай слабкими дисперсійними силами (*див. розділ 5*). У таких випадках сила взаємодії між молекулами визначається розміром молекул та їх молекулярною масою (у силану обидві характеристики більші за значенням). У двох же перших парах речовин ідеться про полярні молекули, між якими виникають полярні диполь-дипольні зв'язки. Полярність молекул HF і NH_3 вища, ніж у HCl і PH_3 відповідно, що призводить до появи водневих зв'язків і різкого підвищення температури кипіння.

167. NaNH .

168. А — SiH_4 ; Б — O_2 ; В — H_2 .

169. У результаті реакції виділиться 0,02 моль H_2 , що витіснить 448 мл повітря. За законом Архімеда, маса установки зменшиться на масу витиснутого повітря, що й становить 0,58 г.



171. $\approx 29\%$.

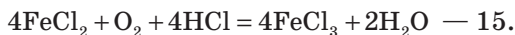
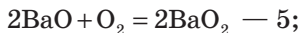
172. ≈ 57 кДж.

173. Cr.

174. $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$.

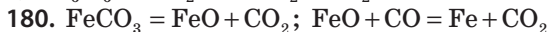
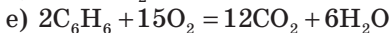
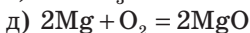
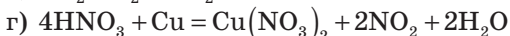
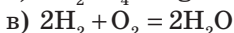
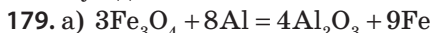
175. X — гідроген оксид (вода); Y — нітроген(II) оксид.

176. SO_3 — 40 %; SO_2 — 40 %; O_2 — 20 %.



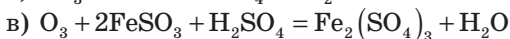
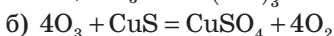
Сума коефіцієнтів = 59.

178. Рубідій — Rb.



FeCO_3 — сидерит, X — Fe.

181. Тиск зменшився в 0,933 раза.

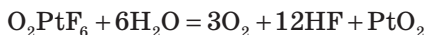
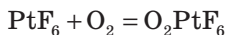


183. 4,83 л.

184. 6,72 %.

185. A_x — O_3 або Cl_2 ; B_y — F_2 ; AB_2 : OF_2 або ClF_2 .

186. A — PtF_6 ; B — $[\text{O}_2]^+ [\text{PtF}_6]^-$; B — $\text{O}_2 + \text{HF}$; Г — PtO_2 .

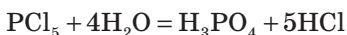
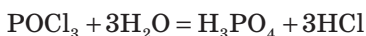
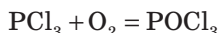
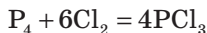


Ніл Бартлетт.

187. 753 мл.

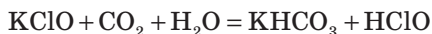
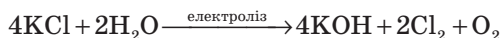
188. А — H_2 (проста речовина, безбарвний газ); В — O_2 (проста речовина, безбарвний газ); С — H_2O (складна речовина, безбарвна рідина); D — F_2 (проста речовина, ясно-жовтий газ); Е — HF (складна речовина, безбарвний газ); F — OF_2 (складна речовина, жовтий газ).

189. X — P_4 ; Y — Cl_2 ; B — POCl_3 ; C — PCl_5 ; E — H_3PO_4 ; F — HCl .



190. E = Ru (Росія) + Po (Польща) + Ge (Німеччина) + Fr (Франція).

191. X — KClO_2 ; A — KCl ; B — KClO_3 ; C — KClO_4 ; D — O_2 .



192. По 50 %.

193. Тиск зменшиться в 1,25 раза.

194. Сульфурил хлорид — SO_2Cl_2 — тетраедр.

195. 0,16 %, 0,045 моль/л.

196. а) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 = \text{CaOCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

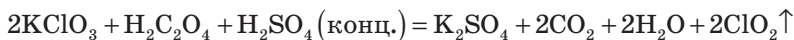
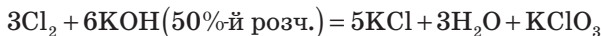
б) $2\text{CaOCl}_2 + \text{CO}_2 = \text{Cl}_2\text{O} + \text{CaCl}_2 + \text{CaCO}_3$

в) $\text{CaOCl}_2 + 2\text{HCl} = \text{Cl}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

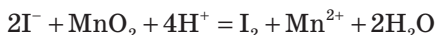
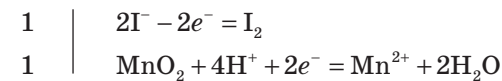
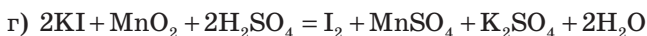
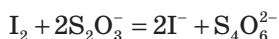
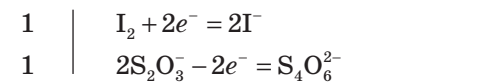
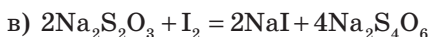
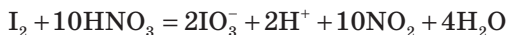
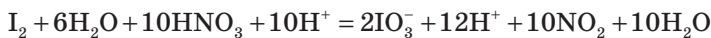
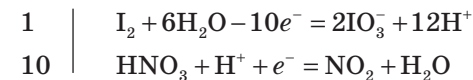
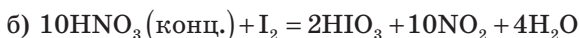
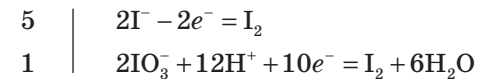
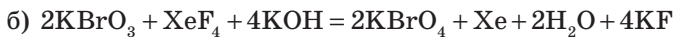
г) $4\text{Cl}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 5\text{H}_2\text{O} = 8\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$

д) $\text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{KCl} + 3\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

197. $\text{NaCl}(\text{тв.}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}\uparrow$



198. а) ClO^- — лінійна будова; ClO_2^- — кутова будова; ClO_3^- — тригональна піраміда; ClO_4^- — тетраедр; б) термічна стійкість зростає через збільшення кількості зв'язків між Хлором і Оксигеном; в) сила кислот збільшується через збільшення полярності зв'язку O—H, що, у свою чергу, пов'язано зі збільшенням кількості зв'язків Хлор — Оксиген; г) окисна здатність зменшується через зростання стійкості молекул.



201. 2,24 л O_2 .

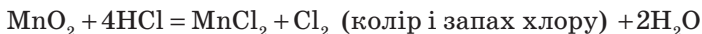
202. 3,7 %.

203. а) У ряді HClO_3 — HBrO_3 — HIO_3 сила кислот зменшується, тому що зі зростанням розміру атома галогену міцність зв'язку $\text{Hal}=\text{O}$ також зменшується, що призводить до зменшення полярності зв'язку $\text{H}-\text{O}$, а отже, і до утруднення відриву гідроген-катиона молекулами води; б) у ряді HCl — HBr — HI сила кислот збільшується, тому що зі збільшенням розміру йона Hal^+ довжина

зв'язку також збільшується, міцність зв'язку зменшується, дисоціація полегшується.

204. Бром — «мурій». SBr_2 , CBr_4 , PBr_3 , HBr .

205. $FeS + 2HCl = FeCl_2$ (зелений розчин, на повітрі буріє) + H_2S (запах)



206. На одну молекулу H_2S припадає $\frac{(100-x) \cdot 17}{8x}$ молекул H_2O .

207. 41 % Na_2S , 59 % $NaHS$.

208. А — Hg; Б — S; В — O_2 ; Г — HgS; Д — SO_2 ; Е — $HgSO_4$.

209. а) $Na_2S_2O_3 + 2HCl = 2NaCl + SO_2 + S + H_2O$

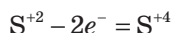
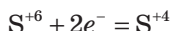
б) $K_2SO_4 + 4C = K_2S + 4CO$

в) $5H_2S + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = K_2SO_4 + 5S + 2MnSO_4 + 8H_2O$

210. N_2 — 85,15 %; O_2 — 9,17 %; SO_2 — 4,59 %; Ar — 1,09 %.

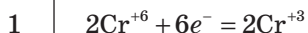
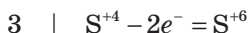
211. 3,2 мл.

212. а) $SO_3 + SCl_2 = SO_2 + SOCl_2$

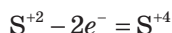


б) $SO_2Cl_2 + 2H_2O = H_2SO_4 + 2HCl$

в) $2SO_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$



г) $Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = SO_2 + S + Na_2SO_4 + H_2O$



213. Zn — 81,25 %; Hg — 18,75 %.

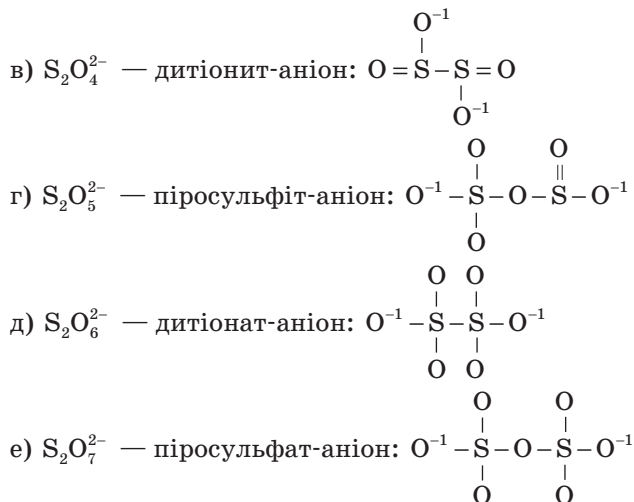
214. $FeSO_4 \cdot 7H_2O$.

215. а) $S_2O_2^{2-}$ — тиосульфит-аніон: $S = S - O^{-1}$

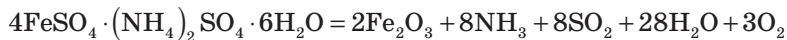


б) $S_2O_3^{2-}$ — тиосульфат-аніон: $S = S = O$





216. Сіль Мора — $FeSO_4 \cdot (NH_4)_2 \cdot SO_4 \cdot 6H_2O$ — ферум(II) амоній сульфат гексагідрат:



або



217. А — H_2S ; В — SO_2 ; С — S; D — Na_2S_2 ; E — $Na_2S_2O_3$.

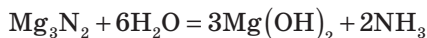
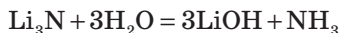
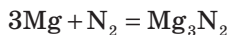
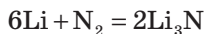
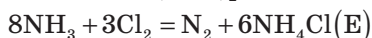
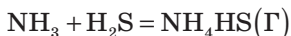
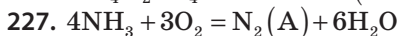
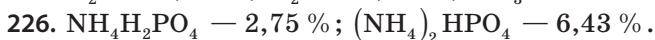
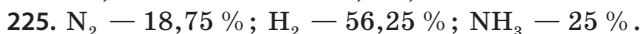
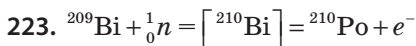
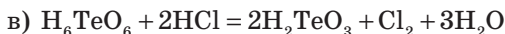
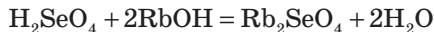
218. 3,8 т.

219. 146 г олеуму й 34 г 50% -го розчину.

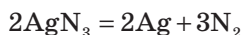
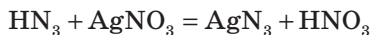
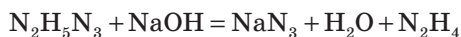
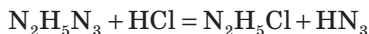
220. а) Атомні радіуси збільшуються, тому що збільшується число заповнених електронами орбіталей. б) Через близькість зовнішніх електронів Оксигену до ядра в нього дуже високе значення першого потенціалу йонізації. Зі збільшенням радіусів атомів посилюється ефект екранування ядра внутрішніми електронами, що приводить до зменшення йонізаційних потенціалів. в) Від O до S спорідненість щодо електрона зростає, а від S до Po — зменшується. Низьке значення для Оксигену пояснюється сильним між-електронним відштовхуванням (висока електронна густина). Зі збільшенням радіусів ефект відштовхування зовнішніх електронів слабшає й на величину спорідненості щодо електрона починає впливати екранування ядра внутрішніми електронами. г) Для найбільш електронегативного Оксигену більш характерним є ступінь окиснення -2 . Для інших же елементів зі зниженням електронегативності все більшою стає роль ступенів окиснення $+2$, $+4$ і $+6$.

221. X — Se (Селен був дуже подібним до Телуру і, відповідно до аналогії «Земля — Місяць», отримав назву «місячний»); Y — Rb

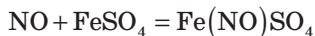
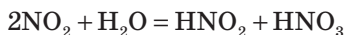
(отримав назву за кольором ліній у спектрі металу — «глибоко-червоний колір»); В — H_2SeO_3 ; А — H_2SeO_4 ; Б — Rb_2SeO_4 .



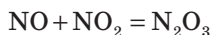
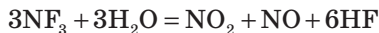
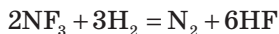
229. А — $\text{N}_2\text{H}_5\text{N}_3$ (гідразоній азид); Б — HN_3 (азидна кислота); В — N_2H_4 (гідразин); Г — AgN_3 (аргентум азид); Д — N_2 ; Е — $\text{N}_2\text{H}_6\text{Cl}_2$ (гідразоній дихлорид).



230. NO_2 — 25 %; NO — 35 %; N_2 — 40 %.



231. X — NF_3 ; Y — HF ; A — NO ; B — NO_2 ; C — N_2O_3 .



232. A — $[\text{NO}]\text{HSO}_4$; B — $[\text{NO}]\text{Cl}$; B — NaHSO_4 ; Г — NO ; Д — Cl_2 ; E — $[\text{NO}]\text{ClO}_4$.

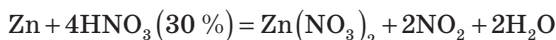
233. 81,65 кДж/моль.

234. A — H_2O ; B — NO_2 ; B — NH_3 ; Г — N_2O_3 ; Д — O_3 .

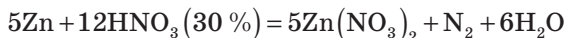
235. У першій пробірці (вода + кислота) цинк узаємодіятиме з розведеною кислотою відразу:



У другій пробірці (кислота + вода) цинк спочатку реагуватиме з 30% -ю кислотою, а отже, продуктами реакції можуть бути NO_2 або N_2 :



або



236. а) $5\text{Mg} + 12\text{HNO}_3 = 5\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

б) $2\text{HNO}_2 + 2\text{HI} = \text{I}_2 + 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$

в) $5\text{KNO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{HNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$

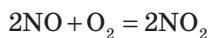
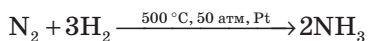
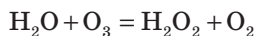
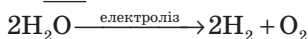
г) $5\text{NO}_2 + 2\text{P} = \text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{NO}$

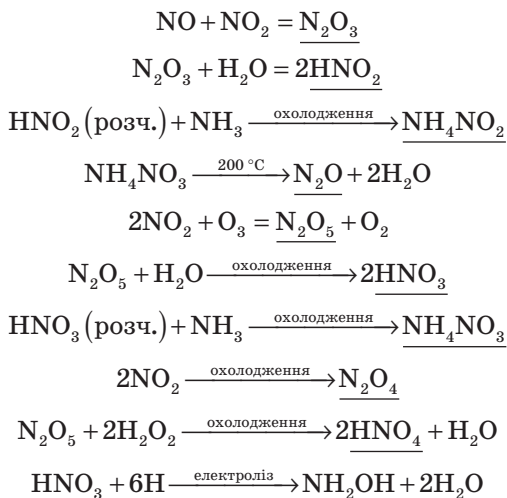
д) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 = \text{MnO}_2 + 2\text{NO}_2$

237. Cu_2O — 47,35 %; CuO — 52,65 %.

238. а) $\text{FeO} - \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 - \text{Fe}_2\text{O}_3$; б) $\text{Ag}_2\text{O} - \text{AgNO}_3 - \text{Ag}$.

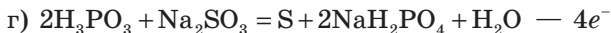
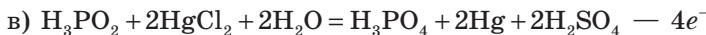
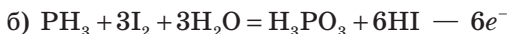
239. $3\text{O}_2 \xrightarrow{\text{електророзряд}} 2\text{O}_3$





240. 8,52 г.

241. 39,4 мл.



д) $2\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7 + 4\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_4\text{P}_2\text{O}_4 + \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + 4\text{NaNO}_3$ — реакція не є окисно-відновною

243. $\Delta H^0 = -208,51$ кДж/моль.

244. А — P_4 ; Б — P_4O_6 ; В — H_3PO_3 ; Г — H_3PO_4 ; Д — NO_2 ; Е — PH_3 ; Ж — $[\text{PH}_4]^+$.

245. Відбулася неповна гідратація метафосфатної кислоти:



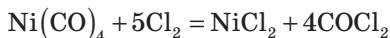
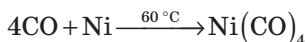
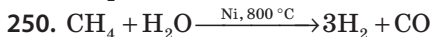
$$n(\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7) : n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,005 : 0,03 = 1 : 6.$$

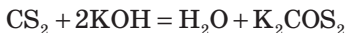
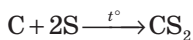
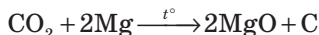
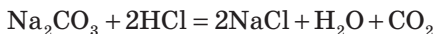
246. C_6H_{12} .

247. 0,4 г.

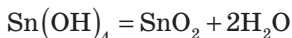
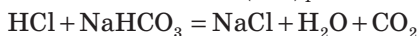
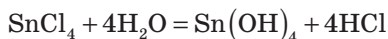
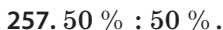
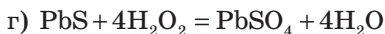
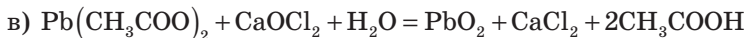
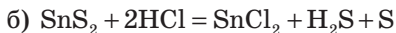
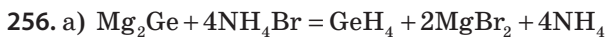
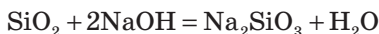
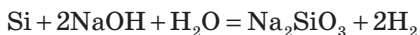
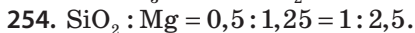
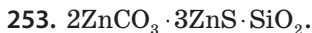
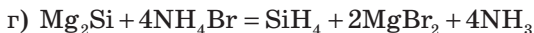
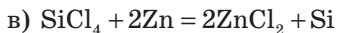
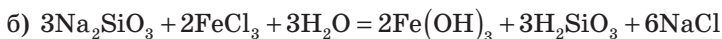
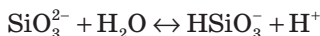
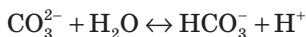
248. 30.

249. Масові частки: CO_2 — 18,33 %; CO — 81,67 %; об'ємні частки: CO_2 — 12,5 %; CO — 87,5 %.

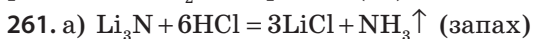




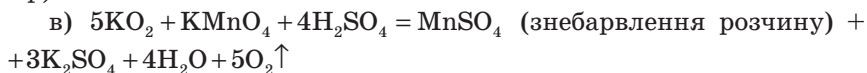
251. а) Термічно більш стійким є гідрат оксиду H_2SiO_3 , що має полімерну структуру, в якій атом Силіцію оточений чотирма атомами Оксигену (радіус Si більший за радіус С). б) Кислотні властивості яскравіше виражені в H_2CO_3 — електронегативність С більша, ніж у Si, а отже, полярність зв'язку О–Н вища в карбонатної кислоти. Чим слабша кислота, тим повнішим є гідроліз її солей:



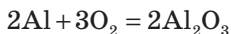
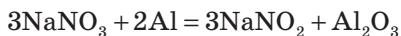
260. А — Ge — германій; В — $\text{Na}_2[\text{Ge}(\text{OH})_6]$ — натрій гексагідроксигерманат; С — GeH_4 — герман; D — GeCl_4 — германій(IV) хлорид; Е — GeO_2 — германій(IV) оксид.



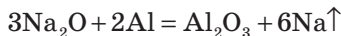
б) $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$ (червоно-коричневий колір) + 2NaOH



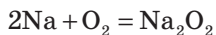
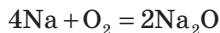
262. Унаслідок підпалювання суміші можуть протікати такі реакції:



У разі досягнення дуже високої температури алюміній зможе витиснути більш леткий лужний метал з його оксиду:



Якщо реакція протікатиме на повітрі, натрій горітиме з утворенням суміші оксидів і пероксидів:

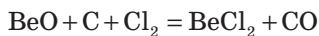
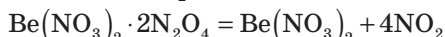
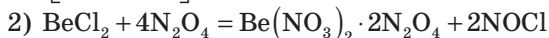


263. А — KH ; В — H_2 ; В — KOH ; Г — K_2SO_4 ; Д — K .

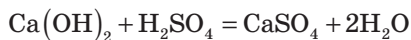
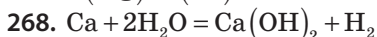
264. 1 — RbHCO_3 ; 2 — Rb_2CO_3 ; 3 — Rb_2SO_3 ; 4 — RbNO_2 ; 5 — RbClO_3 .

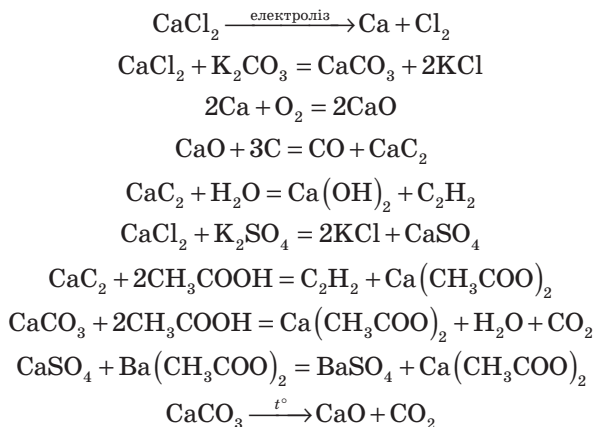
265. 25 % Na_3N ; 75 % NaNH_2 .

266. 1) А — BeCl_2 ; Б — NOCl ; В — $\text{Be}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{N}_2\text{O}_4$, або $(\text{NO}_2)_2[\text{Be}(\text{NO}_3)_4]$; Г — $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$; Д — Be .

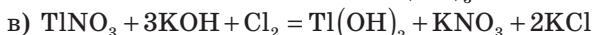
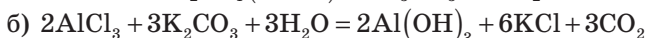


267. $n(\text{Mg}) : n(\text{Ca}) = 1 : 1$.

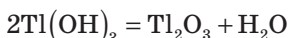
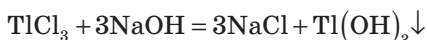
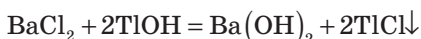




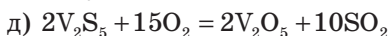
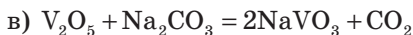
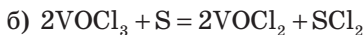
269. 6,4 тис. років.



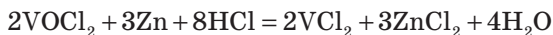
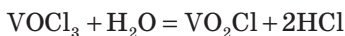
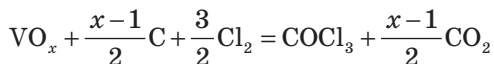
271. In.



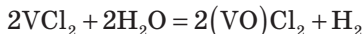
274. Рожевий — Rh; блакитний — Cs; сонячний — He; прихований — Kr; Місяць — Se; важкий — Ba; зелений — Cl; пахучий — Os; червоний — Rb; вовча піна — W; смердючий — Br; земляний — Te; Стокгольм — Ho; ледачий — Ar; Скандинавія — Sc. Разом — 15 елементів.



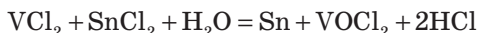
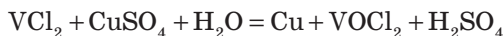
276. X — V; A — VOCl_3 ; Б — VO_2Cl ; В — VCl_2 .



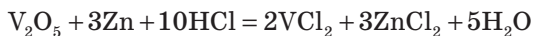
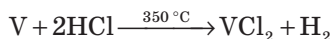
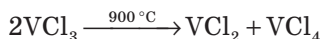
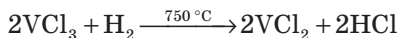
277. 1) VCl_2 — сильний відновник.



або



2) $\text{VCl}_4 + \text{H}_2 \xrightarrow{750^\circ\text{C}} \text{VCl}_2 + 2\text{HCl}$



3) $4\text{VCl}_2 + 5\text{O}_2 = 2\text{V}_2\text{O}_5 + 4\text{Cl}_2$

278. а) $2\text{FeCrO}_4 + 8\text{NaOH} + 7\text{NaNO}_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 7\text{NaNO}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$

б) $4\text{CrO}_3 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

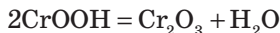
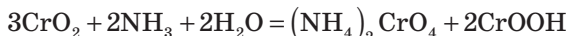
в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3\text{H}_2\text{O}_2 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{O}_2 + 7\text{H}_2\text{O}$

г) $\text{CrO}_2\text{Cl}_2 + 4\text{KOH} = \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4 + 2\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O}$

д) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{CCl}_4 = 2\text{CrCl}_3 + 3\text{COCl}_2$

279. X — Cr; A — $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$; Б — $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$.

280. A — CrO_3 ; Б — CrO_2 ; В — $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$; Г — CrOOH ; Д — Cr_2O_3 .



281. а) $3\text{MnO}_2 + 6\text{KOH} + \text{KClO}_3 = 3\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$

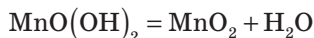
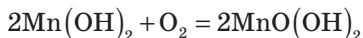
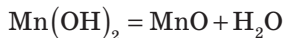
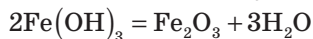
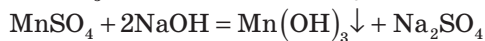
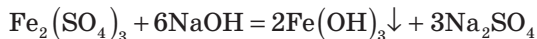
б) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{KI} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + \text{I}_2 + 4\text{KOH}$

в) $2\text{KMnO}_4 + 5(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + 8\text{H}_2\text{O} = 2\text{HMnO}_4 + 7\text{H}_2\text{SO}_4 + 5(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

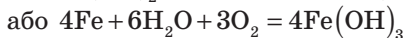
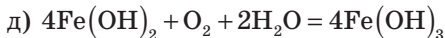
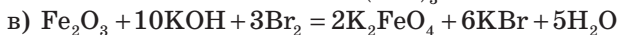
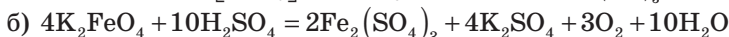
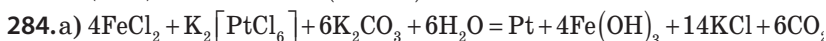
г) $2\text{KMnO}_4 + 3\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{MnO}_2 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH}$

д) $2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 = 2\text{KMnO}_4 + 2\text{KCl}$

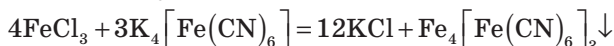
282. X — KMnO_4 .



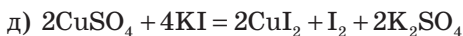
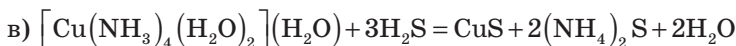
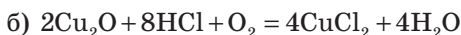
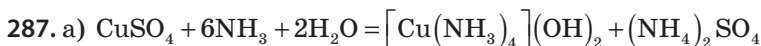
283. $\omega(\text{KCl}) = 0,047\%$; $\omega(\text{MnCl}_2) = 0,08\%$.



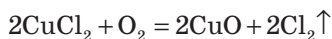
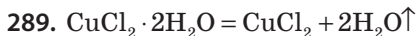
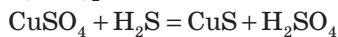
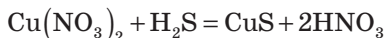
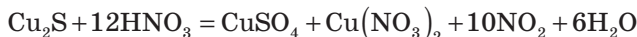
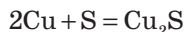
285. $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ — берлінська лазур, барвник:

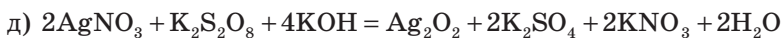
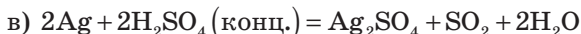


286. X — суміш Fe і $\text{Fe}(\text{CO})_5$ у молярному співвідношенні 1 : 1 (або в масовому співвідношенні 1 : 3,5).

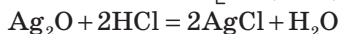
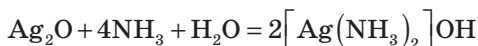
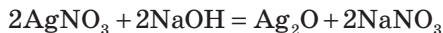


288. А — Cu; Б — S; В — Cu_2S ; Г — H_2S ; Д — CuS.

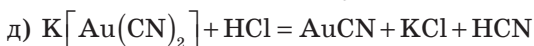
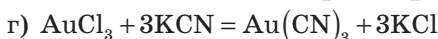
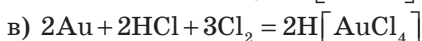
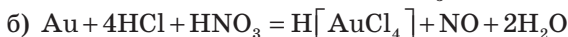




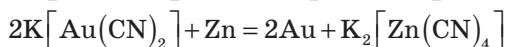
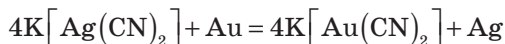
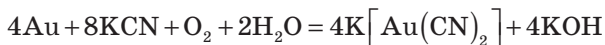
291. AgNO_3 — місячний каустик, ляпіс, азотнокисле срібло.



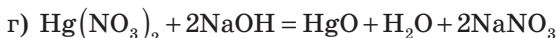
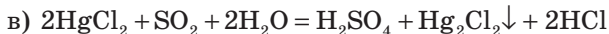
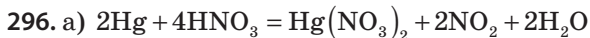
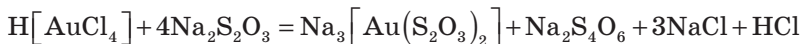
292. $\omega(\text{Ag}) = 87,5 \%$.



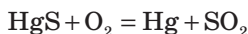
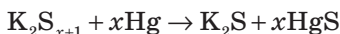
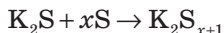
294. $\omega(\text{Ag}) = 15 \%$; $\omega(\text{Au}) = 85 \%$.

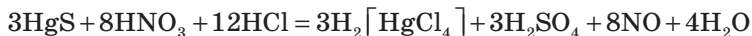
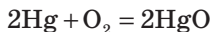


295. $\text{Na}_3[\text{Au}(\text{S}_2\text{O}_3)_2] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

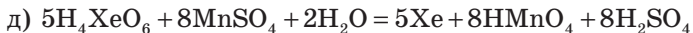
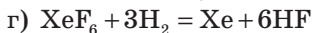
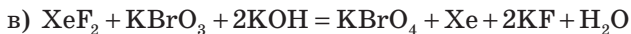
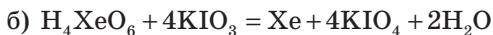
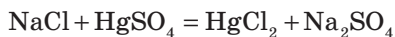
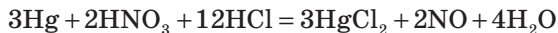


297. А — Hg; Б — S; HgS — кіновар.





298. Сулема — HgCl_2 — меркурій(II) хлорид; каломель — Hg_2Cl_2 — меркурій(I) хлорид; «царська горілка» — $\text{HNO}_3 + \text{HCl}$; сірчанортутна сіль — HgSO_4 — меркурій(II) сульфат; кухонна сіль — NaCl .



300. № 3; № 15; № 27; № 54.

Навчальне видання

Серія «Олімпіади»

ТКАЧОВ Володимир Васильович

ХІМІЯ. ОЛІМПІАДНИЙ МІНІМУМ
8 клас

Навчально-методичний посібник

Головний редактор *К. М. Задорожний*

Редактор *Л. В. Мариненко*

Коректор *О. М. Журенко*

Технічний редактор *О. В. Лебедева*

Комп'ютерне верстання *Є. С. Островський*

Підп. до друку 11.11.2010. Формат 60×90/16. Папір газет.
Гарнітура Шкільна. Друк офсет. Ум. друк. арк. 14,0. Зам. № 10—11/15—05.

ТОВ «Видавнича група «Основа»».

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 2911 від 25.07.2007.

Україна, 61001 Харків, вул. Плеханівська, 66.

Тел. (057) 731-96-32. E-mail: chem@osnova.com.ua

Віддруковано з готових плівок ПП «Тріада+»

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 1870 від 16.07.2007.

Харків, вул. Киргизька, 19. Тел.: (057) 757-98-16, 757-98-15.