

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ УКРАЇНИ

«КИЇВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ

імені ІГОРЯ СІКОРСЬКОГО»

**В. Потаскалов, І. Коваленко, Н. Власенко,
А. Зульфїгаров, І. Кузеванова**

ХІМІЯ. ВЛАСТИВОСТІ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

Навчальний посібник

для студентів навчально-наукового інституту
матеріалознавства та зварювання ім. Є.О. Патона
заочної форми навчання

*Рекомендовано Методичною радою КПІ ім. Ігоря Сікорського
як навчальний посібник для студентів,
які навчаються за спеціальностями: 136 «Металургія»,
132 «Матеріалознавство»*

Київ
КПІ ім. Ігоря Сікорського
2022

«Хімія. Властивості хімічних елементів»: Навчальний посібник [Електронний ресурс]: навч. посіб. для студ. спеціальностей 136 «Металургія», 132 «Матеріалознавство» заочної форми навчання / навчально-науковий інститут матеріалознавства та зварювання ім. Є.О. Патона; уклад.: Вадим ПОТАСКАЛОВ, Ірина КОВАЛЕНКО, Наталія ВЛАСЕНКО, Артур ЗУЛЬФІГАРОВ, Ірина КУЗЕВАНОВА. – Електронні текстові дані (1 файл: 3,73 Мбайт). – Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2022. – 194 с.

*Гриф надано Методичною радою КПІ ім. Ігоря Сікорського (протокол № x від xx.xx.2022р.)
за поданням Вченої ради хіміко-технологічного факультету (протокол №9 від 01.09.2022 р.)*

Електронне мережне навчальне видання
ХІМІЯ. ВЛАСТИВОСТІ ХІМІЧНИХ
ЕЛЕМЕНТІВ
НАВЧАЛЬНИЙ ПОСІБНИК

Укладачі: Вадим ПОТАСКАЛОВ, канд. хім. наук, доц.
Ірина КОВАЛЕНКО, канд. хім. наук, доц.
Наталія ВЛАСЕНКО, канд. хім. наук, доц.
Артур ЗУЛЬФІГАРОВ, канд. хім. наук, старший викладач
Ірина КУЗЕВАНОВА, асистент

Відповідальний редактор *Олександр АНДРІЙКО*, д.х.н., професор Національного технічного університету України «Київський політехнічний інститут імені Ігоря Сікорського»

Рецензент: *Олександр ДОНІЙ*, д.т.н., професор кафедри металознавства та термічної обробки металів КПІ ім. Сікорського

Навчальний посібник призначений для бакалаврів навчально-наукового інституту матеріалознавства та зварювання ім. Є.О. Патона заочної форми навчання спеціальностей 136 Металургія, 132 Матеріалознавство і складений у відповідності з навчальною програмою дисципліни «Хімія». Посібник, крім того, може бути використаний студентами денної форми навчання з метою поглибленого засвоєння курсу.

Посібник містить стисло викладений теоретичний матеріал з кожного розділу, питання та завдання до кожної теми програми курсу.

При складанні посібника були використані матеріали з найпоширеніших підручників, збірників задач і довідників. Назви хімічних елементів та їх сполук наведені із застосуванням сучасної української хімічної номенклатури.

© КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2022

ЗМІСТ

ВСТУП.....	4
РОЗДІЛ 1. s-ЕЛЕМЕНТИ I та II груп (...ns ¹⁻²)	8
1.1. Гідроген, лужні метали (s-Елементи I групи (...ns ¹)).....	8
1.2. Берилій, Магній, лужноземельні метали (s-Елементи II групи (...ns ²))	12
<i>Запитання, задачі, вправи до розділу 1.....</i>	17
РОЗДІЛ 2. p-ЕЛЕМЕНТИ III A – V III A груп (...ns ² ...np ¹⁻⁶).....	29
2.1. Бор, Алюміній, підгрупа Галію (p-Елементи IIIA-групи (ns ² np ¹)).....	29
2.2. Карбон, Силіцій, Германій, Станум, Плюмбум (p-Елементи IVA-групи (ns ² np ²)).....	32
<i>Запитання, задачі, вправи до підрозділів 2.1-2.2.....</i>	40
2.3. Нітроген, Фосфор, підгрупа Арсену (p-Елементи VA-групи (ns ² np ³))	52
<i>Запитання, задачі, вправи до підрозділу 2.3.....</i>	59
2.4. Оксисен, Сульфур, Селен, Телур (p-Елементи VIA-групи (ns ² np ⁴))..	71
<i>Запитання, задачі, вправи до підрозділу 2.4.....</i>	81
2.5. Підгрупа Галогенів (p-Елементи VIIA-групи (ns ² np ⁵)).....	87
<i>Запитання, задачі, вправи до підрозділу 2.5.....</i>	91
2.6. Благородні гази (p-Елементи VIІІ-групи (ns ² np ⁶)).....	98
<i>Запитання, задачі, вправи до підрозділу 2.6.....</i>	100
РОЗДІЛ 3. d -ЕЛЕМЕНТИ I B – V III B груп (... (n-1)d ¹⁻¹⁰ ns ⁰⁻²)	103
3.1. Підгрупа Купруму (d-Елементи I B-групи (n-1)d ¹⁰ ns ¹).....	103
3.2. Підгрупа Цинку (d-Елементи ІІВ-групи (n-1)d ¹⁰ ns ²).....	107
<i>Запитання, задачі, вправи до підрозділів 3.1-3.2.....</i>	110
3.3. Підгрупа Скандію. Лантаноїди та актиноїди (d-Елементи ІІІ В-групи (n-1)d ¹ ns ²).....	121
<i>Запитання, задачі, вправи до підрозділу 3.3.....</i>	124
3.4. Підгрупа Титану (d-елементи ІVВ-групи (n-1)d ² ns ²).....	126
3.5. Підгрупа Ванадію (d-елементи VВ-групи (n-1)d ³ ns ²).....	130
<i>Запитання, задачі, вправи до підрозділів 3.4.-3.5.....</i>	133
3.6. Підгрупа Хрому (d-елементи VIВ та VIІВ груп (n-1)d ⁵ ns ¹⁻²).....	137
3.7. Підгрупа Мангану (d-елементи VIІВ-групи (n-1)d ⁵ ns ²).....	142
<i>Запитання, задачі, вправи до підрозділів 3.6.-3.7.....</i>	147
3.8. Підгрупа Феруму. Платинові метали (d-елементи VIІІВ-групи (n-1)d ⁶⁻¹⁰ ns ⁰⁻²).....	156
<i>Запитання, задачі, вправи до підрозділу 3.8.....</i>	163
ДОДАТКИ	172
ТАБЛИЦЯ ВАРІАНТІВ КОНТРОЛЬНИХ ЗАВДАНЬ.....	186
СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ.....	194

ВСТУП

Хімія є однією з фундаментальних природничих наук і, як і інші природничі науки, приймає участь у формуванні світогляду людини, що визначає її підхід до оточуючого світу, її розуміння різноманітних явищ. Тому фахівець з металургійного та матеріалознавського напрямків підготовки повинен мати достатні знання в галузі хімії.

Для студентів навчально-наукового інституту матеріалознавства та зварювання ім. Є.О. Патона хімія елементів – дисципліна, фундамент, на якому базується засвоєння багатьох інженерних дисциплін.

На основі засвоєння основних закономірностей протікання хімічних процесів і розв'язання практичних завдань студенти зможуть визначати основні параметри потоків газу та рідини, встановлювати можливість і напрямок протікання технологічних процесів при створенні нових функціональних матеріалів, з'ясувати основні закономірності протікання металургійних процесів з метою підвищення їх ефективності, обирати умови виробництва, забезпечуючи безаварійний стан будівель та обладнання, визначати необхідні параметри заданих технологічних процесів та вимоги до конкретних технологічних операцій; вивчивши та практично закріпивши шляхом розв'язання задач основні закономірності хімічних перетворень, - аналізувати можливості утворення простих і складних речовин в металічних рідких і твердих розчинах, проводити розрахунки кількостей співіснуючих фаз за діаграмами стану, а звідси – розчинність легуючих добавок в сталі; розв'язуючи практичні завдання з властивостей елементів та їх сполук, - встановлювати оптимальний склад електрохімічних систем для створення високоефективних хімічних джерел струму та електрорафінування металів, аналізувати особливості взаємодії конструкційних матеріалів з навколишнім середовищем з метою

підвищення їх корозійної стійкості. Все зазначене вище складає практичне значення Посібника та його актуальність.

Задачі курсу: сприяти розвитку у студентів логічного хімічного мислення; дати студентам сучасну наукову уяву про матерію і форми її руху, про речовину як один з видів рухомої матерії, про механізм перетворення хімічних сполук; надати студентам певний комплекс хімічних знань, з'ясувати роль хімічних процесів в розвитку Всесвіту і показати, як, впливаючи на природу, людина може керувати хімічними перетвореннями, одержуючи речовини із задалегідь заданими властивостями; домогтися міцного засвоєння студентами основних законів і теорій хімії і оволодіння технікою хімічних розрахунків; відпрацювати навички і вміння самостійно виконувати лабораторні дослідження і робити узагальнення явищ, що спостерігаються; вірно висвітити історію хімічної науки; показати студентам, яке значення має хімія елементів в металургійній промисловості.

Основний вид учбових занять студентів-заочників – самостійна робота над навчальним матеріалом.

Робота студента над курсом з хімії складається з наступних елементів: самостійне вивчення матеріалу за підручниками і навчальними посібниками, виконання контрольних завдань, лабораторного практикуму, індивідуальні консультації (усні та письмові), відвідування лекцій, складання екзамену по всьому курсу.

Самостійні заняття з посібником. Приступаючи до вивчення курсу, перш за все ознайомтесь з його змістом за програмою, об'ємом кожної теми і послідовністю питань, що містяться в ній. Вивчати курс рекомендується за окремими темами. При вивченні теми засвойте всі теоретичні положення, математичні залежності і їх висновки, а також принципи складання рівнянь реакцій. З'ясовуйте суть того чи іншого

питання, а не намагайтесь запам'ятати окремі факти і явища. Вивчення будь-якого питання по суті, а не на рівні окремих явищ сприяє більш глибокому і міцному засвоєнню матеріалу. Щоб краще запам'ятати і засвоїти матеріал, треба обов'язково мати робочий зошит і заносити в нього формулювання законів і основних понять хімії елементів, нові незнайомі терміни і назви, формули і рівняння реакцій, математичні залежності і їх висновки, тобто створити короткий конспект курсу. Поки той чи інший розділ не засвоєно, переходити до вивчення нових розділів не треба. Короткий конспект курсу буде корисним при повторенні матеріалу в період підготовки до іспиту. Вивчення курсу повинне обов'язково супроводжуватись виконанням вправ і розв'язанням задач (див. список рекомендованої літератури). Розв'язання задач – один з найкращих методів міцного засвоєння, перевірки і закріплення теоретичного матеріалу.

Контрольні завдання. В процесі вивчення курсу хімії елементів студенти повинні виконати домашню контрольну роботу. Варіанти робіт наводяться на с.186.

До виконання домашньої контрольної роботи можна приступати тільки тоді, коли буде вивчена певна частина курсу.

Розв'язання задач і відповіді на теоретичні питання повинні бути коротко, але чітко обґрунтовані. При розв'язанні задач потрібно наводити всі математичні перетворення, обираючи найпростіший шлях розв'язання.

Домашня контрольна робота має бути акуратно оформлена. Писати треба чітко і ясно. В роботах номери і умови задач слід переписувати в тому порядку, в якому вони вказані в завданні.

Домашня контрольна робота представляється студентами на рецензію до початку сесії. Рецензуючи контрольні завдання, викладач ВНЗ заочно керує самостійною роботою студента. Якщо контрольна робота не

зарахована, її треба виконати другий раз у відповідності із вказівками рецензента і представити на повторне рецензування разом з незарахованою роботою. Виправлення слід виконувати в кінці зошита, а не в рецензованому тексті. *Домашня контрольна робота, виконана не за своїм варіантом, викладачем не рецензується і не зараховується.*

Робота має бути датована і підписана студентом.

Кожний студент виконує варіант контрольних завдань, позначений двома останніми цифрами його номеру студентського квитка (шифру). Наприклад, номер студентського квитка 485147. Останні дві цифри 47. Таким чином, студент повинен виконати завдання, включені у варіант 47.

Лабораторні заняття. Для глибокого вивчення хімії елементів, основаної на експерименті, необхідно виконати лабораторний практикум – обов’язковий елемент навчального процесу. Лабораторний практикум виконується в період лабораторно-екзаменаційної сесії.

Консультації. У випадку яких-небудь труднощів, виникаючих при вивченні курсу, слід звертатись за консультацією (через факультет) до викладача, який рецензує контрольні роботи. Консультації можна одержати за питаннями організації самостійної роботи та іншими організаційно-методичними питаннями.

Лекції. Для студентів читаються лекції по найважливішим розділам курсу. Лекції читаються в період установчих або лабораторно-екзаменаційних сесій.

Екзамен. До складання екзамену допускаються студенти, які виконали контрольні завдання і лабораторні роботи. При складанні іспиту пред’являються залікова книжка, підписані викладачем протоколи лабораторних робіт і зараховані контрольні роботи.

РОЗДІЛ 1. s-ЕЛЕМЕНТИ I та II груп (...ns¹⁻²)

Гідроген. Особливості його положення в Періодичній системі. Знаходження в природі. Добування. Характерні ступені окиснення. Йон Гідрогену та йон гідроксонію. Фізичні та хімічні властивості. Ізотопи Гідрогену. Відновні та окисні властивості водню. Вода. Фізичні та хімічні властивості. Аквакомплекси, кристалогідрати.

Лужні метали. Знаходження в природі, способи добування. Відношення лужних металів до кисню, інших неметалів, кислот, води. Сполуки лужних металів – оксиди, пероксиди, надпероксиди, гідроксиди, гідриди, солі – їх хімічні властивості, добування.

Берилій, добування, фізичні та хімічні властивості. Берилій оксид та гідроксид, їх амфотерність. Солі Берилію, їх властивості, гідроліз.

Магній, добування та властивості. Магній оксид та гідроксид. Солі Магнію.

Лужноземельні метали (елементи підгрупи Кальцію). Загальна характеристика, знаходження в природі, добування, фізичні та хімічні властивості. Відношення металів до кисню, кислот, води, лугів. Оксиди, пероксиди, гідроксиди, гідриди, солі, їх властивості, добування. Твердість води, методи її усунення.

Реакції якісного визначення s-елементів I, II груп. Використання їх сполук.

Література: [1], с.224-232; 394-398; 377-388; [2] с.294-309.

1.1. Гідроген, лужні метали (s-Елементи I групи (...ns¹))

Гідроген – найлегший елемент. Атом Гідрогену складається з одного протону і одного електрону. Він може бути як окисником, так і відновником. Окисні властивості його виявляються тільки в реакціях з деякими металами, наприклад, при утворенні CaH₂, NaH. Такі сполуки мають назву *гідридів*. У лабораторній практиці водень добувають дією металів на воду, на розведені розчини кислот-неокисників (HCl, H₂SO₄ розв.) і розчини лугів. При цьому можна використати тільки ті метали, які в ряду напруг розташовані перед Гідрогеном.

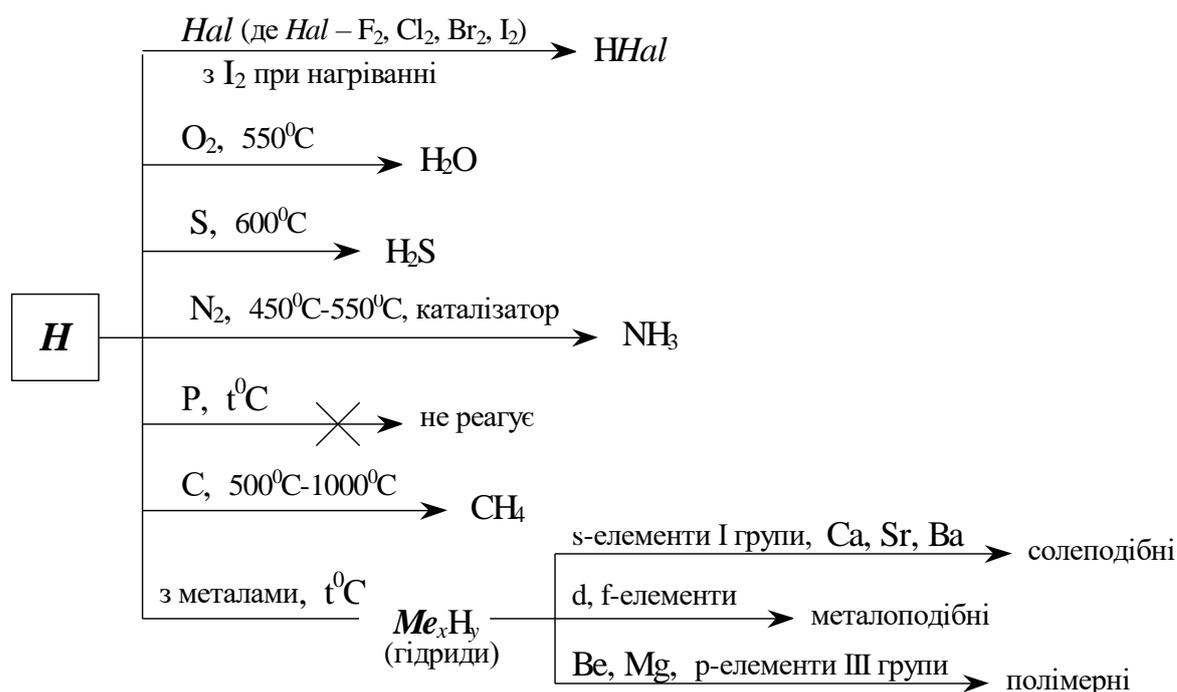
Елементи IA групи – лужні метали – це Літій (Li), Натрій (Na), Калій (K), Рубідій (Rb), Цезій (Cs) та Францій (Fr).

На зовнішньому енергетичному рівні атоми лужних металів мають один електрон, який вони легко віддають, перетворюючись у позитивні однозаряджені іони зі стійкою оболонкою атому відповідного інертного газу.

Тому лужні метали є найбільш типовими представниками металів. Вони займають перші місця в ряду напруг і є найсильнішими відновниками, причому їх відновна здатність підвищується із збільшенням порядкового номера.

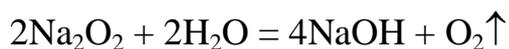
Гідроген

Найважливіші реакції



Лужні метали (ns^1)

Лужні метали легко окиснюються. Рубідій і Цезій у кисні здатні самозайматися, Натрій і Літій займаються лише при нагріванні. При цьому утворюються літій оксид Li_2O , натрій пероксид Na_2O_2 , калій, рубідій, цезій надперокси KO_2 , RbO_2 , CsO_2 . Оксиди Калію, Рубідію, Цезію можна добути окисненням у разі нестачі кисню. При взаємодії еквівалентних кількостей металу і пероксиду утворюються надперокси K_2O_4 , Rb_2O_4 , Cs_2O_4 . При взаємодії пероксидів з водою утворюються гідрокси металів і виділяється кисень:



Нормальні оксиди лужних металів добувають непрямим шляхом, наприклад, нагріванням пероксиду з відповідним металом. Всі лужні метали взаємодіють з водою за кімнатної температури. Солі лужних металів, як правило, добре розчиняються у воді. Розчини солей слабких кислот мають внаслідок гідролізу лужну реакцію. При внесенні солі лужного металу у полум'я газового пальника сіль розкладається, і пара металу забарвлює полум'я в характерний для даного металу колір: Li – у карміново-червоний; Na – у жовтий; K – у синьо-зелений; Rb – у блакитно-червоний; Cs – у фіолетово-синій колір.

Найбільше практичне значення мають солі Натрію і Калію: Na_2CO_3 , NaCl , NaNO_3 , KCl . Однією з найважливіших солей лужних металів є натрій карбонат Na_2CO_3 – сода. Добувають її, головним чином, аміачним методом, в основі якого лежать такі реакції:

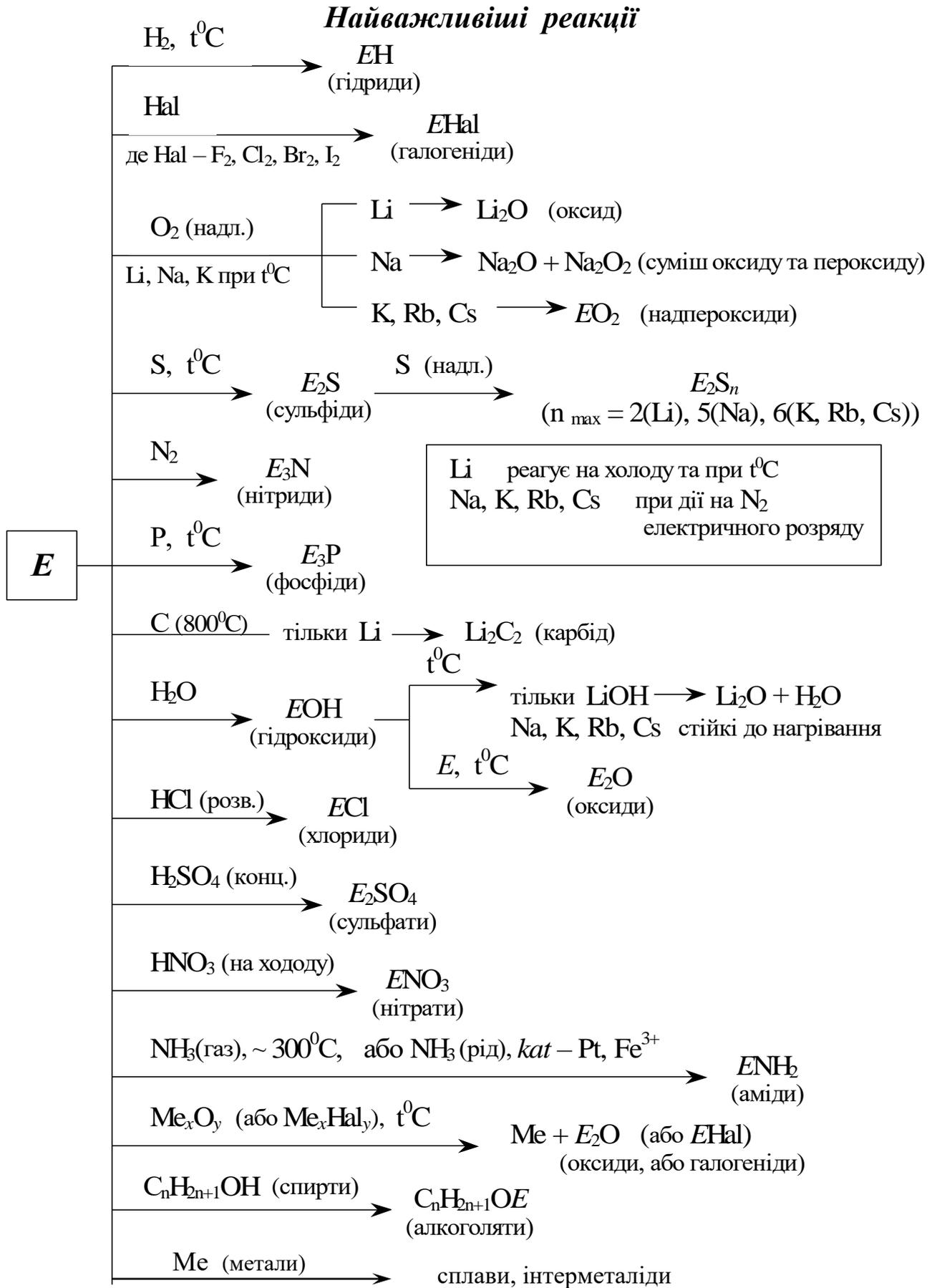


При прожарюванні натрій гідрогенкарбонат розкладається, утворюючи безводну (кальциновану) соду:



Для іонів лужних металів не характерне утворення координаційних сполук. Лужні метали енергійно взаємодіють з галогенами, Сульфуром, Гідрогеном, Нітрогеном та багатьма металами. З Гідрогеном вони утворюють гідриди, з Карбоном – карбіди, з Нітрогеном – нітриди, з Сульфуром – сульфіди.

s-Елементи I групи Li, Na, K, Rb, Cs



1.2. Берилій, Магній, лужноземельні метали

(s-Елементи II групи (...ns²))

До s-елементів головної підгрупи другої групи періодичної системи належать Берилій (Be), Магній (Mg), Кальцій (Ca), Стронцій (Sr), Барій (Ba) та Радій (Ra). На зовнішньому енергетичному рівні атомів цих елементів знаходяться 2 електрони, які значно віддалені від ядра. Всі елементи цієї підгрупи двовалентні. У вільному стані – це сріблясто-білі легкі метали. Вони – відновники. Їх відновна активність збільшується від Магнію до Барію.

Ca, Sr, Ba розкладають воду за кімнатної температури. Магній з холодною водою реагує повільно. При згоранні Магнію і лужноземельних металів утворюються оксиди, які безпосередньо сполучаються з водою, утворюючи гідроксиди. Магній гідроксид Mg(OH)₂ малорозчинний у воді, тому його одержують, як і всі нерозчинні основи, дією лугу на розчин солі:



Багато солей лужноземельних металів, на відміну від солей лужних металів, малорозчинні у воді, наприклад, карбонати, сульфати, фосфати. Солі лужноземельних металів забарвлюють полум'я газового пальника в характерний для кожного металу колір: Ca – у цегляно-червоний; Sr – у карміново-червоний; Ba – у зелений.

Солі Кальцію і Магнію у воді зумовлюють її *твердість*. Від води, яка має значну твердість, утворюється накип у парових котлах, мило в такій воді погано піниться. Така вода непридатна для багатьох технічних цілей. Тому її очищують з метою пом'якшення.

Твердість води, яка зумовлена присутністю кальцій і магній гідрокарбонатів, називається *тимчасовою*, або *карбонатною*.

Постійна, або некарбонатна твердість води зумовлена присутністю кальцій і магній сульфатів і хлоридів та інших солей. Сума тимчасової і постійної твердостей складає загальну твердість води.

Твердість води виражають кількістю мілімолів іонів Кальцію і Магнію в 1 л води. Один ммоль/л (або ммоль/кг) твердості відповідає 20,04

$$\text{мг/л Ca}^{2+} \text{ або } 12,16 \text{ мг/л Mg}^{2+}: T_{\text{в}} = \frac{m}{E \cdot V},$$

де m – маса речовин (іонів), що зумовлюють твердість води, або речовин, застосовуваних для усунення твердості, мг;

E – молярна маса еквіваленту цієї речовини, г/моль;

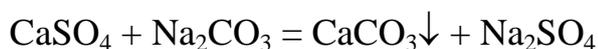
V – об'єм води, л.

Тимчасова твердість визначається титруванням певного об'єму води розчином хлоридної кислоти відповідної концентрації. При додаванні розчину хлоридної кислоти до води, яка містить солі тимчасової твердості, відбуваються такі реакції:

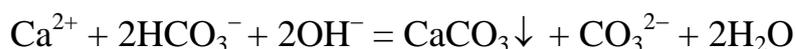


або в іонній формі: $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

Загальна твердість води визначається зворотним титруванням, при якому в воду, яку досліджують, додають надлишок суміші однакових об'ємів 0,1 н розчинів. При цьому іони переходять в осад, наприклад:



або в іонній формі: $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3\downarrow$



Кількість Na_2CO_3 і NaOH , яка не прореагувала, визначається титруванням 0,1 н. розчином HCl . Встановивши кількість лужної суміші, яку

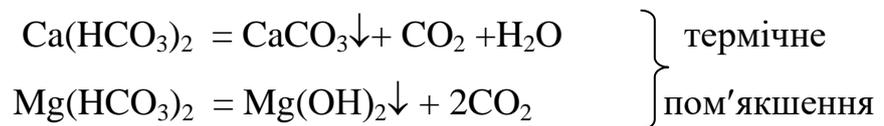
витрачено на осадження солей твердості, можна визначити загальну твердість досліджуваної води.

Постійна, або некарбонатна твердість води зумовлена вмістом кальцій і магній хлоридів або сульфатів (ці солі не випадають в осад при кип'ятінні). Вона визначається різницею між загальною і тимчасовою твердістю.

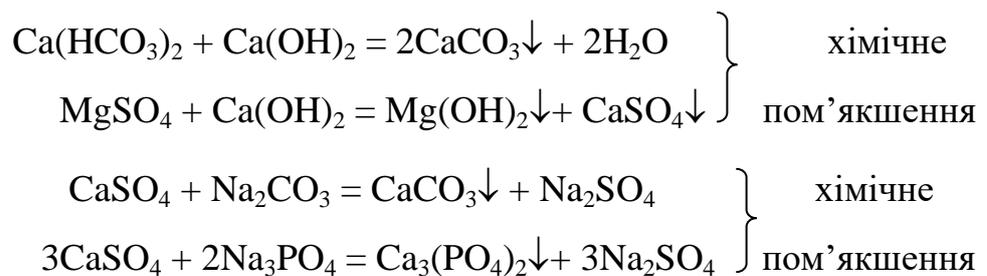
Процес, який призводить до усунення твердості води, називається *пом'якшенням води*. Найчастіше пом'якшують воду, що використовується для парових котлів, щоб запобігти утворенню накипу. Для цього накипоутворювачі (солі Ca^{2+} , Mg^{2+}) переводять у практично нерозчинні сполуки.

Є два методи пом'якшення води: *термічний і хімічний*.

Основою *термічного методу* усунення тимчасової твердості є розкладання гідрогенкарбонатів при нагріванні (просто кип'ятіння). При цьому добре розчинні гідрогенкарбонати перетворюються в погано розчинні у воді карбонати, або нерозчинні основи, наприклад:



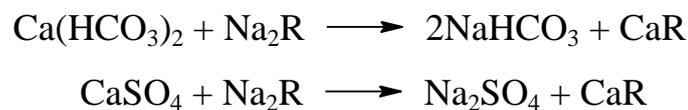
Основою *хімічного методу* пом'якшення води є обробка води різними реагентами: вапном, кальцинованою содою, їдким натром, натрій фосфатом та ін. При цьому утворюються осад нерозчинних карбонатів, гідроксидів, фосфатів за рахунок наступних реакцій:



Широке застосування в техніці одержав метод усунення твердості води шляхом *іонного обміну*. Для цього використовують деякі природні та синтетичні високомолекулярні сполуки (іоніти), які здатні обмінювати іони, що входять до їх складу, на іони, що знаходяться у воді. За типом іоногенних груп у складі іонітів розрізняють *катіоніти* (нерозчинні кислоти) і *аніоніти* (нерозчинні основи).

Серед природних мінеральних катіонітів слід відмітити групу *алюмосилікатів* (цеоліти, глини та ін.), а серед аніонітів – *апатити* $[\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3]\text{F}$, *гідроксоапатити* $[\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3]\text{OH}$, що здатні обмінювати іони F^- , OH^- на іони Cl^- , SO_4^{2-} . До синтетичних мінеральних іонітів відносяться слабокислотні алюмосилікати – *пермутити*.

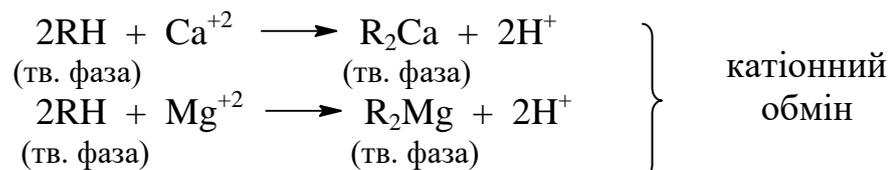
Якщо як іоніт використовувати катіоніт (наприклад, пермутит $\text{Na}_2[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8] \cdot n\text{H}_2\text{O}$), то між алюмосилікатом і твердою водою відбувається наступний обмін іонів Ca^{2+} , Mg^{2+} на іони Na^+ :



Велике значення мають штучні полімерні іоніти (*іонообмінні смоли*) – нерозчинні аморфні полімери сітчастої структури, які мають іоногенні групи.

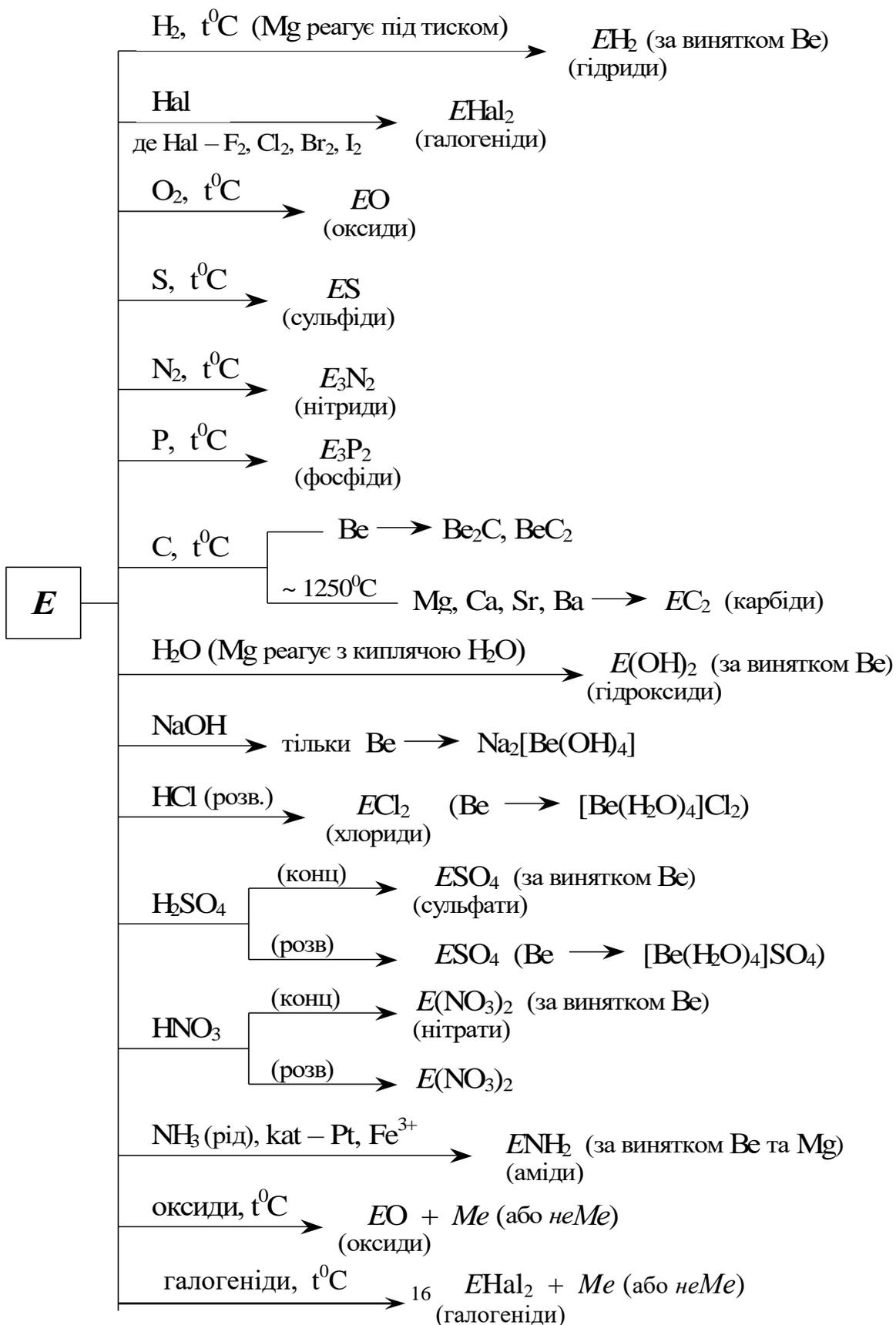
Їх поділяють на катіоніти, що містять рухливі катіони, (наприклад, марки КУ-1, КУ-2 та ін.) і аніоніти, що містять рухливі аніони (наприклад, марки АВ-17, ЕДЕ-10п та ін).

До складу катіонітів входять кислотні ($-\text{SO}_3\text{H}$, $-\text{COOH}$) або фенольні ($-\text{OH}$) групи. Катіоніти обмінюють іони H^+ на іони металів:

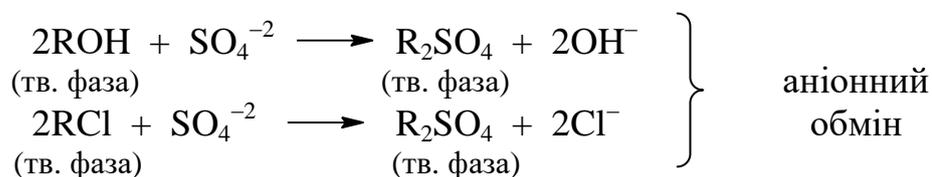


s-Елементи II групи Be, Mg, Ca, Sr, Ba

Найважливіші реакції



До складу аніонітів входять активні основні групи: $-\text{NH}_2$, $=\text{NH}$, $\equiv\text{N}$, $-\text{OH}$, Cl^- та ін., що можуть обмінювати OH^- -іони, або інші аніони, на кислотні залишки інших кислот:



де R – складний органічний радикал.

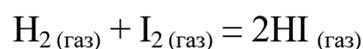
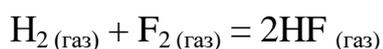
Пропускаючи природну воду послідовно крізь систему катіонітів і аніонітів, можна одержати воду, яка не містить взагалі солей (дистильовану воду). До переваг використання іонообмінних смол слід віднести можливість їх багаторазового використання (регенерації).

Запитання, задачі, вправи до розділу 1

1. Як називаються сполуки Гідрогену з металами і неметалами? Наведіть приклади сполук, в яких Гідроген утворює неполярний, полярний та іонний типи зв'язку.
2. Які ступені окиснення характерні для Гідрогену в його сполуках?

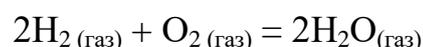
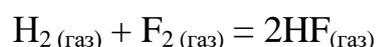
Визначте ступінь окиснення Гідрогену в іонах: HF_2^- , BH_4^- , NH_4^+ .

3. Використовуючи значення енергій зв'язків реагуючих речовин розрахуйте зміну ентальпій наведених реакцій:



(Відповідь: $-536,5$ кДж; $-8,2$ кДж)

4. В ракетних двигунах використовуються реакції:



Розрахуйте тепловий ефект (на кг суміші) за стандартних умов для кожної реакції та порівняйте такі суміші за їх ефективністю.

(Відповідь: 13413 кДж; 13422 кДж)

5. Який об'єм займе водень (н.у.), який утвориться з 40 кг літій гідриду?

(Відповідь: 112 м³)

6. Чи можна висушити водень сульфатною кислотою?

7. Як відрізнити водень від: а) кисню; б) карбон (IV) оксиду; в) азоту?

8. Як перевірити ступінь чистоти водню одержаного в лабораторії?

9. Як одержати атомарний водень? Чим він відрізняється за своїми властивостями від молекулярного водню? Чи однакові теплоти згоряння атомарного та молекулярного водню?

10. Охарактеризуйте окисно-відновні властивості водню та іонів Гідрогену. Наведіть приклади реакцій.

11. Як утворюються гідриди металів? Напишіть рівняння реакцій: а) утворення кальцій гідриду; б) взаємодії кальцій гідриду з водою.

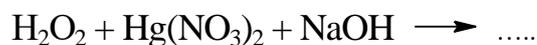
12. Для наповнення аеростатів у польових умовах інколи використовують реакцію взаємодії кальцій гідриду з водою. Скільки кг CaH₂ необхідно використати для наповнення аеростату об'ємом 500 м³ (н.у.)? Яку кількість для цього необхідно використати цинку та сульфатної кислоти?

(Відповідь: 470 кг CaH₂; 1460 кг Zn; 2190 кг H₂SO₄)

13. Чому водень та кисень не взаємодіють між собою за звичайної температури, а при 700⁰С реакція відбувається майже миттєво?

14. Наведіть способи утворення гідроген пероксиду та напишіть відповідні реакції.

15. Чи можна одержати гідроген пероксид безпосередньою взаємодією водню та кисню? Відповідь обґрунтуйте.
16. Опишіть будову молекули H_2O_2 . Чому ця молекула є полярною?
17. Напишіть рівняння розкладання гідроген пероксиду. До якого типу окисно-відновних реакцій вона належить?
18. Напишіть в іонно-молекулярній формі рівняння реакції гідролізу натрій пероксиду. Чи має розчин Na_2O_2 відбілюючі властивості, якщо його прокип'ятити?
19. Напишіть рівняння реакцій добування гідроген пероксиду.
20. Що називається пергідролем? Чи буває гідроген пероксид 100%-им?
21. Напишіть рівняння реакцій:



22. Розчин, що містить 1,477 г гідроген пероксиду в 100 г води починає замерзати при температурі $-0,805^\circ\text{C}$. Розрахуйте молярну масу H_2O_2 .

(Відповідь: 34 г)

23. В чому полягає відмінність електролітичного способу добування лужних металів та електролітичного способу добування лугів? Які хімічні процеси відбуваються на електродах для кожного випадку?

24. Визначте масу (г) NaOH , що міститься у 5 л розчину з $\text{pH}=11$, вважаючи дисоціацію луку повною.

(Відповідь: 0,2 г)

25. Чому дорівнює рН розчину, один літр якого містить 0,0051 г гідроксильних іонів?
(Відповідь: 10,48)
26. Чи можуть рН та рОН розчинів дорівнювати нулю, бути меншими нуля? Чому дорівнюють рН та рОН розчину, концентрація іонів Гідрогену в якому становить 10^{-4} моль/л?
(Відповідь: 4; 10)
27. В 10 л розчину міститься 1 г NaOH. Розрахуйте рН та рОН цього розчину при $\alpha=1$.
(Відповідь: 11,4; 2,6)
28. Який об'єм 50%-го розчину КОН ($\rho=1,538$ г/см³) необхідний для приготування 3 л 6%-го розчину ($\rho=1,048$ г/см³)?
(Відповідь: 245,5 мл)
29. Чому дорівнює нормальна концентрація 30%-го розчину NaOH, густина якого 1,328 г/см³? До 1 л цього розчину додали 5 л води. Розрахуйте масову (%) концентрацію утвореного розчину.
(Відповідь: 9,96 н.; 6,3%)
30. До 1 л 10%-го розчину КОН ($\rho=1,092$ г/см³) додали 0,5 л 5%-го розчину КОН ($\rho=1,045$ г/см³). Об'єм суміші довели до 2 л. Розрахуйте молярну концентрацію утвореного розчину.
(Відповідь: 1,2 М)
31. Визначте нормальну концентрацію та титр 18%-го розчину NaOH, густина якого 1,203 г/см³.
(Відповідь: 5,4 н; 0,2165 г/мл)
32. Яким буде тиск пари розчину при 100⁰С, який містить 2,5 г NaOH в 90 г води, якщо уявний ступінь іонізації NaOH в цьому розчині складає 80%?
(Відповідь: 99,07 кПа)

33. До 1 л 10%-го розчину КОН ($\rho=1,092 \text{ г/см}^3$) додали 0,5 л 5%-го розчину КОН ($\rho=1,045 \text{ г/см}^3$). Суміш розбавили водою до 3 л. Розрахуйте молярну концентрацію утвореного розчину.

(Відповідь: 0,8 М)

34. При розчиненні 12 г NaOH в 100 г води температура кипіння підвищилась на $2,65^\circ\text{C}$. Визначте ступінь дисоціації NaOH ($K_{\text{еб.Н}_2\text{O}}=0,52^\circ\text{C}$).

(Відповідь: 70%)

35. Розчин, в якому маси калій гідроксиду та води відносяться як 1:119, замерзає при температурі $-0,519^\circ\text{C}$. Визначте ізотонічний коефіцієнт (i) та ступінь дисоціації (α) розчину КОН.

(Відповідь: 1,86; 86%)

36. Розрахуйте силу струму, якщо при електролізі розчину КОН впродовж 1 год 15 хв 20 с на аноді виділилось 6,4 г кисню. Яка речовина та в якій кількості виділиться на катоді?

(Відповідь: 17А; 0,8 г Н₂)

37. Які речовини та в якій кількості виділяються на вугільних електродах при електролізі розчину калій броміду впродовж 1 год 35 хв при силі струму 15 А?

(Відповідь: 0,89 г Н₂; 70,9 г Br₂)

38. Скільки г КОН утворилось в прикатодному просторі при електролізі розчину K₂SO₄, якщо на аноді виділилось 11,2 л кисню (н.у.)?

(Відповідь: 112,22 г)

39. Які речовини та в якій кількості виділяються на вугільних електродах при електролізі розчину NaI впродовж 2,5 год при силі струму 6 А?

(Відповідь: 0,56 г Н₂; 71,1 г I₂)

40. Електроліз розчину натрій сульфату проводили впродовж 5 год при силі струму 7 А. Напишіть електронні рівняння відповідних електродних процесів. Яка маса води при цьому розклалась та які об'єми газів (н.у.) виділились на катоді та аноді?

(Відповідь: 75 г; 14,62 л; 7,31 л)

41. Який об'єм водню, виміряного при 25⁰С та тиску 755 мм рт ст (100,7 кПа), виділиться в результаті взаємодії з водою 1 г сплаву, який містить 30% калію та 70% натрію?

(Відповідь: 375 мл)

42. При взаємодії 10 г амальгами натрію з водою було одержано розчин луку. Для нейтралізації цього розчину використали 50 мл 0,5 н. розчину кислоти. Визначити масовий вміст (%) натрію в амальгамі.

(Відповідь: 5,75%)

43. Скільки г натрій гідроксиду міститься в 400 мл 0,12 н. розчину? Який об'єм цього розчину NaOH необхідний для осадження у вигляді Fe(OH)₂ всього Феруму, який міститься в 48 мл 0,2 н. розчину FeSO₄?

(Відповідь: 1,92 г; 80 мл)

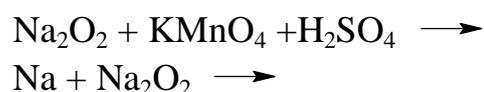
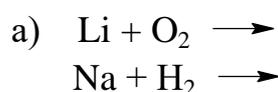
44. Які об'єми 50%-го ($\rho=1,51 \text{ г/см}^3$) та 10%-го ($\rho=1,1 \text{ г/см}^3$) розчинів КОН слід взяти для приготування 1 л 20%-го розчину ($\rho=1,19 \text{ г/см}^3$)?

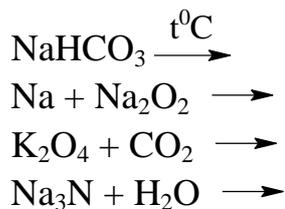
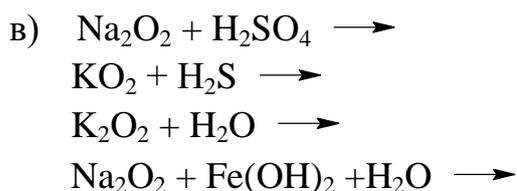
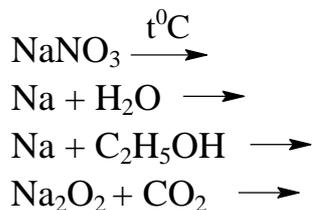
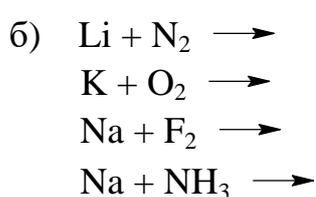
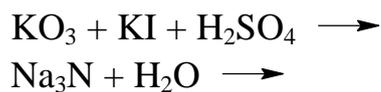
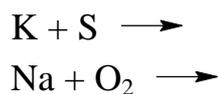
(Відповідь: 197 мл; 811,4 мл)

45. Який об'єм 5%-го ($\rho=1,05 \text{ г/см}^3$) NaOH слід додати до 100 мл 20%-го ($\rho=1,22 \text{ г/см}^3$) розчину NaOH, щоб приготувати 15%-ий розчин?

(Відповідь: 58,1 мл)

46. Напишіть рівняння хімічних реакцій:





47. Зворотні чи незворотні такі реакції:



48. Магній чи берилій хлорид більше гідролізує? Як можна зменшити гідроліз цих солей? Як одержують магній і берилій хлориди у вигляді кристалогідратів та безводних солей? Яка речовина може утворитися при випарюванні розчину магній хлориду?

49. В яких умовах можна одержати основний берилій карбонат?

50. Чим можна пояснити, що з водних розчинів солей Магнію натрій карбонат дає осад основної, а натрій гідрокарбонат – середньої солі Магнію?

51. Визначте ізотонічний коефіцієнт для розчину MgCl_2 , який містить 0,1 моль солі у 1000 г води і замерзає при температурі $-0,461^\circ\text{C}$.

(Відповідь: 2,48)

52. Гідроксид якого з s-елементів має амфотерні властивості? Напишіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії цього гідроксиду: а) з кислотою; б) з лугом.

53. Напишіть електронні та молекулярні рівняння реакцій: а) Берилію з розчином лугу; б) Магнію з концентрованою сульфатною кислотою, враховуючи, що окисник відновлюється до найнижчого ступеня окиснення.

54. При сплавленні берилій оксид реагує з силіцій (IV) оксидом та з натрій оксидом. Напишіть рівняння відповідних реакцій. Про які властивості BeO вони свідчать?

55. Концентрація іонів Mg^{+2} в насиченому розчині $Mg(OH)_2$ складає $2,6 \cdot 10^{-3}$ г/л. Розрахуйте добуток розчинності цього гідроксиду.

(Відповідь: $4,77 \cdot 10^{-12}$)

56. Добуток розчинності магній фториду становить $7,0 \cdot 10^{-9}$. Розрахуйте розчинність солі в моль/л та г/л.

(Відповідь: $1,2 \cdot 10^{-3}$; 0,075)

57. Скільки моль $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ слід додати до 100 моль води, щоб отримати 10%-ий розчин $MgSO_4$?

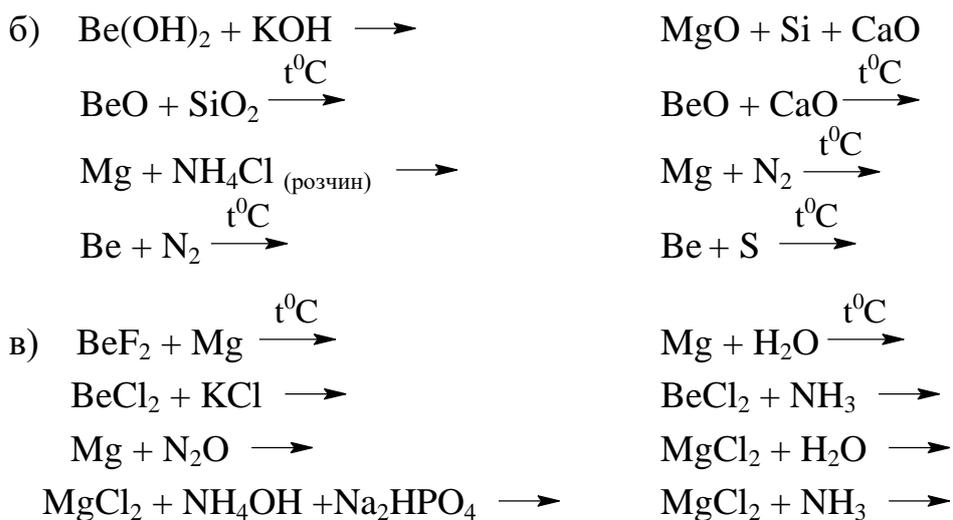
(Відповідь: 1,88)

58. Чи утвориться осад $Mg(OH)_2$, якщо змішати 5 мл 0,001 М розчину аміаку та 10 мл 0,001 М розчину $MgSO_4$?

(Відповідь: ні)

59. Напишіть рівняння хімічних реакцій:





60. Як можна одержати оксиди лужноземельних металів? Чи однакові способи одержання барій оксиду і кальцій оксиду? Чи вся кількість кальцій карбонату перетвориться в кальцій оксид, якщо прожарювання вести у замкнутому просторі? Чому одержання кальцій оксиду проводять у відкритій трубчастій печі?

61. Вихідною речовиною для одержання гідроген пероксиду іноді є барій пероксид. Як одержати барій пероксид? Чому процес одержання проводять при температурі 600^0C ? Що відбудеться, якщо температуру підвищити до 800^0C ? Як перевірити, що одержана речовина – барій пероксид?

62. Як одержують гідроксиди лужноземельних металів? Гідроксид якого елемента є найбільш сильним лугом? Які технічні назви мають розчини кальцій і барій гідроксидів?

63. Які малорозчинні солі відомі для Кальцію? В чому їх можна розчинити?

64. Що таке твердість води? Вміст яких іонів зумовлює тимчасову, постійну твердість води? Напишіть рівняння реакцій усунення тимчасової та постійної твердості води.

65. Як можна одержати кальцій гідроксид? Які властивості має кальцій гідроксид? Яке його практичне застосування? Напишіть рівняння реакції взаємодії кальцій гідриду з водою.

66. Порівняйте термічну стійкість берилій, магній, кальцій гідридів. Яке практичне застосування мають ці гідриди?

67. Як змінюються основні властивості, розчинність та термічна стійкість в ряду гідроксидів $\text{Ca}(\text{OH})_2 - \text{Sr}(\text{OH})_2 - \text{Ba}(\text{OH})_2$?

68. Назвіть найбільш важливі для промисловості мінерали, до складу яких входять елементи Be, Mg, Ca, Ba. Наведіть промислові способи одержання цих металів.

69. Як можна одержати гідрид та нітрид кальцію? Напишіть рівняння взаємодії цих сполук з водою. До окисно-відновних реакцій напишіть електронні рівняння.

70. При пропусканні карбон (IV) оксиду крізь вапняну воду (розчин $\text{Ca}(\text{OH})_2$) утворюється осад, який при подальшому пропусканні CO_2 розчиняється. Поясніть це явище. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

71. Які сполуки Магнію та Кальцію застосовуються як зв'язувальні будівельні матеріали? Чим обумовлені їх зв'язувальні властивості?

72. Як можна одержати кальцій карбід? Яка сполука утворюється при взаємодії кальцій карбіду з водою? Напишіть рівняння реакцій.

73. Скільки слід взяти води для розчинення 1 г BaCO_3 , якщо $D_{\text{BaCO}_3} = 1,9 \cdot 10^{-9}$ (Відповідь: 117 л)

74. Розрахуйте добуток розчинності стронцій карбонату, якщо 5 л його насиченого розчину містять 0,05 г цієї солі.

(Відповідь: $D_{\text{SrCO}_3} = 4,58 \cdot 10^{-9}$)

75. Добуток розчинності стронцій сульфату дорівнює $DP_{SrSO_4} = 3,6 \cdot 10^{-7}$. Розрахуйте розчинність цієї солі в *моль/л* та *г/л*.

(Відповідь: $6 \cdot 10^{-4}$ моль/л; 0,11 г/л)

76. Яка маса кальцій гідрокарбонату міститься в 1 м^3 води, твердість якої становить 3 ммоль/л?

(Відповідь: 243 г)

77. Розрахуйте карбонатну твердість води, в 1 л якої міститься по 100 мг гідрокарбонатів Кальцію, Магнію та Феруму (II).

(Відповідь: 3,724 ммоль/л)

78. В яких одиницях вимірюється твердість води? Чому дорівнює твердість води, 10 л якої містять 6 г $CaCl_2$.

(Відповідь: 10,81 ммоль/л)

79. Якою є твердість води, якщо для її усунення до 100 л води необхідно додати 15,9 г натрій карбонату?

(Відповідь: 3 ммоль/л)

80. Яку масу натрію карбонату необхідно додати до 5 м^3 води для усунення твердості води, яка дорівнює 2,5 ммоль/л?

(Відповідь: 662,5 г)

81. Якою є твердість води, якщо 500 л її містять 202,5 г кальцій гідрокарбонату?

(Відповідь: 25 ммоль/л)

82. Скільки г $CaSO_4$ міститься в 1 м^3 води, якщо твердість, обумовлена наявністю цієї солі, становить 4 ммоль/л.

(Відповідь: 272,29 г)

83. Скільки г соди необхідно додати до 500 л води, щоб усунути її твердість, що дорівнює 5 ммоль/л.

(Відповідь: 132,5 г)

84. Розрахуйте карбонатну твердість води, знаючи, що на титрування 100 см³ цієї води, яка містить кальцій гідрокарбонат, необхідно 6,25 мл 0,08 н. розчину HCl. (Відповідь: 5 ммоль/л)

85. Розрахуйте молярну та нормальну концентрації 20%-го розчину кальцій хлориду ($\rho=1,178 \text{ г/см}^3$)

(Відповідь: 2,1 М; 4,2 н)

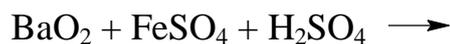
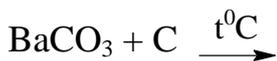
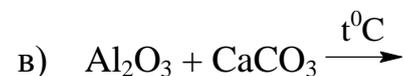
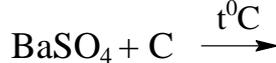
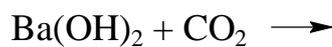
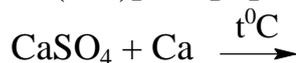
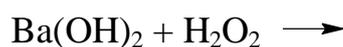
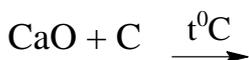
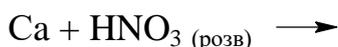
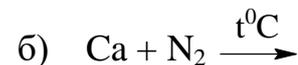
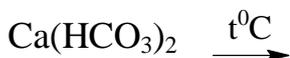
86. Мінеральна вода містить 0,3894 г/л іонів Кальцію та 0,0844 г/л іонів Магнію. Визначте твердість цієї води.

(Відповідь: 26,69 ммоль/л)

87. Розрахуйте твердість води знаючи, що для її усунення довелося до 50 л води додати 10,8 г безводної бури.

(Відповідь: 2,14 ммоль/л)

88. Напишіть рівняння хімічних реакцій:



РОЗДІЛ 2. p-ЕЛЕМЕНТИ III A – V III A груп (...ns²...np¹⁻⁶)

2.1. Бор, Алюміній, підгрупа Галію (p-Елементи IIIA-групи (ns²np¹))

Бор. Знаходження в природі, способи добування, хімічні властивості. Сполуки Бору з Гідрогеном (борани), їх добування і властивості. Сполуки Бору з металами (бориди), з галогенами. Оксид Бору. Боратні кислоти, їх будова і властивості. Солі боратних кислот: мета-, орто-, тетраборати. Бор нітрид, боразон. Ефіри боратної кислоти.

Алюміній. Загальна характеристика, знаходження в природі, добування. Хімічні властивості алюмінію – відношення до води, кислот, лугів, неметалів. Алюміній оксид та гідроксид, їх амфотерність, хімічні властивості. Загальна характеристика солей Алюмінію, їх розчинність, гідроліз. Сполуки Алюмінію з галогенами, Сульфуром, Нітрогеном, Карбоном. Література: [1] с.327-338; [2] с.310-322.

До p-елементів IIIA-групи належать елементи – Бор (B), Алюміній (Al) і елементи підгрупи Галію – Галій (Ga), Індій (In) і Талій (Tl). Електронна конфігурація цих елементів – ns²np¹. Така конфігурація дає можливість існування сполук, в яких елементи можуть бути як тривалентні, так і одновалентні. Так при переході від Al до Tl більш характерним є одновалентний стан елемента (наприклад, сполуки Tl⁺ є більш стійкими, ніж сполуки Tl³⁺).

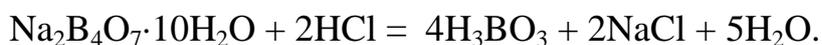
Бор, Алюміній

Бор і Алюміній є типовими елементами III групи Періодичної системи. На зовнішньому енергетичному рівні вони мають по три електрони. Елементи третьої групи, за винятком Бору, за хімічними властивостями – типові метали.

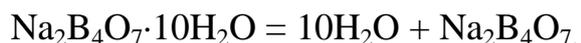
Бор – неметал, за своїми властивостями подібний до Силіцію. Вільний Бор добувають відновленням боратного ангідриду B₂O₃ металічним магнієм, при цьому бор виділяється у вигляді аморфного порошку бурого кольору.

Боратний ангідрид утворює ряд боратних кислот: ортоборатну кислоту H₃BO₃, метаборатну кислоту HBO₂ та поліборатні кислоти

загальної формули $n(\text{B}_2\text{O}_3) \cdot m(\text{H}_2\text{O})$ (наприклад, тетраборатна кислота $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$). Найбільш стійкою сіллю боратної кислоти є натрій тетраборат, або бура $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – біла кристалічна речовина. При взаємодії бури з сильними кислотами утворюється ортоборатна кислота:



При прожарюванні бура виділяє кристалізаційну воду:



Для бури характерна здатність при прожарюванні утворювати з солями деяких металів термічно стійкі солі – *метаборати*, забарвлені в характерні кольори:

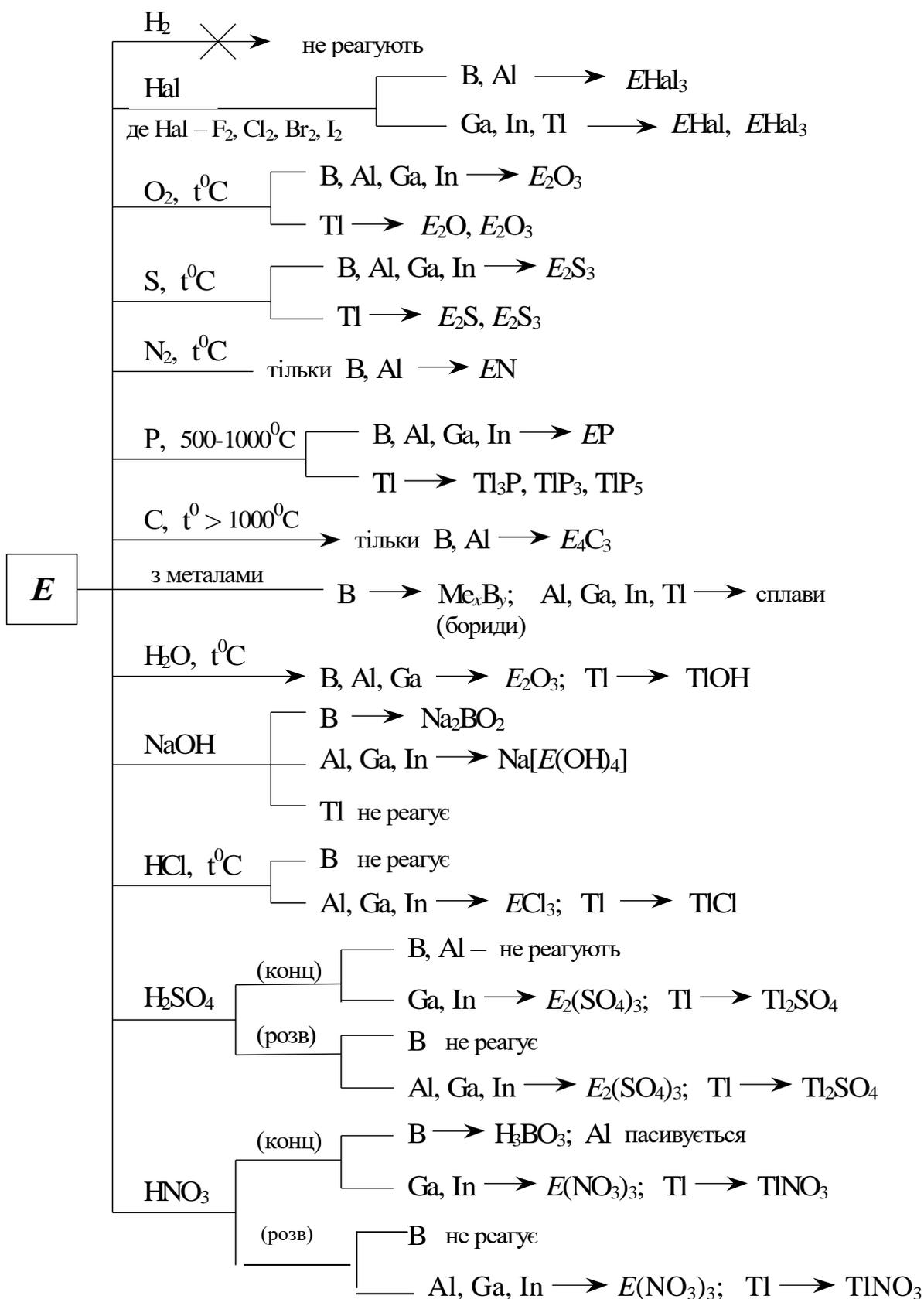


Ця властивість використовується для добування борного скла різного забарвлення, так званих «*перлів*» бури, які застосовуються також в хімічному аналізі.

Всі леткі сполуки Бору забарвлюють полум'я газового пальника в яскраво-зелений колір. На жовтому куркумовому папірці крапля розчину боратної кислоти залишає червону пляму, колір якої змінюється на зеленувато-чорний після змочування розчином лугу.

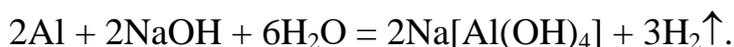
Алюміній – сріблястий метал. За звичайної температури на повітрі він дуже швидко покривається тонким щільним шаром оксиду, який запобігає подальшому окисненню алюмінію. Якщо порушити цей шар, то алюміній швидко окиснюється. Незважаючи на те, що стандартний потенціал алюмінію дорівнює $-1,76$ В, Алюміній не витісняє Гідроген з води внаслідок утворення на його поверхні щільного шару гідроксиду $\text{Al}(\text{OH})_3$.

p-Елементи III групи B, Al, Ga, In, Tl



Хлоридна і розведена сульфатна кислоти легко розчиняють алюміній, особливо при нагріванні. Холодна нітратна кислота не розчиняє алюміній, а пасивує його (після занурення в нітратну кислоту алюміній не взаємодіє ні з хлоридною, ні з розведеною сульфатною кислотами, бо на поверхні алюмінію утворюється щільний шар оксиду, який запобігає його подальшому окисненню).

Алюміній легко розчиняється в лугах з утворенням гідроксолей:



Як амфотерний гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$ взаємодіє з лугами, утворюючи солі – гідроксоалюмінати, а з кислотами – утворює солі Алюмінію. Алюміній гідроксид є добрим адсорбентом. Солі Алюмінію, утворені сильними кислотами, у водних розчинах внаслідок гідролізу мають кисле середовище. Деякі солі слабких кислот, наприклад Al_2S_3 , у водних розчинах повністю гідролізують.

2.2. Карбон, Силіцій, Германій, Станум, Плюмбум (p-Елементи IVA-групи (ns^2np^2))

Карбон. Алотропні модифікації Карбону, їх будова. Активоване вугілля. його адсорбційні властивості. Карбіди металів, їх класифікація, хімічні властивості. Сполуки карбону з воднем. Оксигенвмісні сполуки Карбону. Оксиди карбону (II), (IV), лабораторні і промислові способи добування. Карбон (II) оксид як відновник; реакції приєднання. Будова його молекули, добування, хімічні властивості. Карбоніли металів. Карбонатна кислота та її солі. Будова йону CO_3^{2-} . Карбонати та гідрогенкарбонати, їх розчинність, термічна стійкість, гідроліз. Сполуки карбону з галогенами. Фосген. Сполуки Карбону з Сульфуром; карбон (IV) сульфід, способи добування, властивості. Сполуки Карбону з Нітрогеном. Диціан, способи добування, властивості. Ціанідна кислота та її солі, добування, властивості. Комплексні ціаніди. Ціанатна та тіоціанатна кислоти, будова молекул, хімічні властивості. Якісні реакції на сполуки Карбону.

Силіцій. Загальна характеристика елемента. Знаходження в природі, добування. Фізичні властивості. Силіциди металів, гідрогенвмісні сполуки Силіцію, добування та хімічні властивості. Силікони. Галогеніди Силіцію, відношення до води. силіцій карбід, добування, властивості. Оксиди та кислоти силіцію (IV). Хімічні властивості. Скло, рідке скло: будова, властивості, добування різних видів скла, кераміки, в'язучих матеріалів. Силіційорганічні сполуки. Якісні реакції на сполуки Силіцію.

Германій, Станум, Плюмбум. Загальна характеристика. Знаходження в природі, добування. Алотропні модифікації Стануму. Фізичні та хімічні властивості. Відношення до лугів та кислот. Оксиди елементів (II) та (IV), гідроксиди, їх добування та властивості. α - , β -станатні кислоти, способи добування, властивості. Германати, станати, плюмбати. Солі Германію, Стануму, Плюмбуму (II), їх відношення до води, окисно-відновні властивості. Галогеніди Германію, Стануму, Плюмбуму. Сурик. Сульфіди. Комплексні сполуки. Якісні реакції на сполуки Стануму та Плюмбуму.

Використання сполук Карбону, Силіцію, Германію, Стануму, Плюмбуму в промисловості, медицині та фармації.

Література: [1] с.302-324; [2] с.323-339.

До елементів IVA-групи належать Карбон (C), Силіцій (Si), Германій (Ge), Станум (Sn) і Плюмбум (Pb). Електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня цих елементів у незбудженому стані – ns^2np^2 .

Атоми елементів підгрупи Карбону мають на зовнішньому енергетичному рівні чотири електрони, тому в хімічних реакціях вони виявляють відновні та окисні властивості. Атоми елементів підгрупи Карбону сполучаються з атомами інших елементів за рахунок ковалентного зв'язку, утворюючи неполярні сполуки.

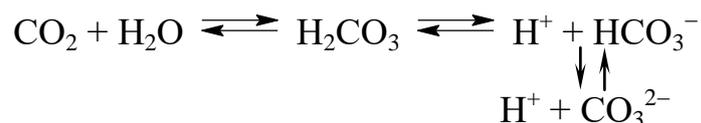
Карбон. Силіцій

Карбон в природі зустрічається у вигляді двох алотропних видозмін – *графіту* і *алмазу*, які відрізняються один від одного кристалічною будовою. Сажа, деревне вугілля – це різновиди графіту; вони складаються з хаотично розміщених частинок графіту. Третя і четверта видозміни – *карбін* та *полікумулен* – у природі не зустрічаються, їх добувають штучно. Карбін – чорна дрібнокристалічна речовина. Це лінійний полімер, в якому атомні орбіталі карбону знаходяться в стані sp -гібридизації: $-C \equiv C - C \equiv C -$. Полікумулен – β -карбін – також лінійний полімер Карбону, в якому атоми Карбону з'єднані подвійними зв'язками: $=C=C=C=C=$.

Однією з найважливіших властивостей вугілля є його здатність адсорбувати, тобто концентрувати на своїй поверхні гази, пари і розчинні

речовини. Адсорбційні властивості вугілля вперше були застосовані для очищення розчинів від домішок.

Карбон утворює такі оксиди: CO_2 – карбон (IV) оксид (або вуглекислий газ), і CO – карбон (II) оксид. Карбон (IV) оксид є ангідридом карбонатної (вугільної) кислоти H_2CO_3 , яка існує лише у вигляді розведених розчинів. Рівновага системи дуже зміщена вліво:



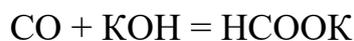
Карбонатна кислота утворює два ряди солей: середні – карбонати і кислі – гідрогенкарбонати. Більшість солей карбонатної кислоти – нестійкі сполуки і при нагріванні розкладаються:



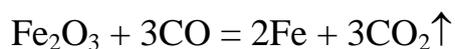
При дії кислот на карбонати і гідрогенкарбонати виділяється вуглекислий газ внаслідок того, що карбонатна кислота нестійка, наприклад:



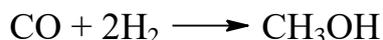
Карбон (II) оксид CO – є несолетворним оксидом. Однак при нагріванні під тиском він реагує з лугами, утворюючи солі формиатної кислоти:



Як відновник CO окиснюється киснем до CO_2 , хлором – до фосгену COCl_2 , з сіркою утворює сульфуроксид COS , відновлює метали з їх оксидів і деяких солей:



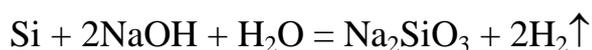
CO може виявляти і слабкі окисні властивості:



Як донор електронів, CO утворює з металами комплексні сполуки – карбоніли: $\text{Cr}(\text{CO})_6$, $\text{Fe}(\text{CO})_5$, $\text{Ni}(\text{CO})_4$.

З азотом Карбон утворює безбарвний отруйний газ диціан $(\text{CN})_2$, який, в свою чергу, з воднем утворює гідрогенвмісну сполуку HCN. Водні розчини HCN називаються *ціанідною* або *синільною* кислотою. Її солі – ціаніди – є сильними отрутами (KCN, NaCN). Ціаніди металів приєднують Оксиген, Сульфур, Селен, утворюючи відповідно ціанати, тіоціанати (роданіди), селеноціанати металів. Іони CN^- , NCO^- , NCS^- , NCSe^- мають високу здатність виступати лігандами при комплексоутворенні (входити до внутрішньої сфери комплексних сполук). Такі комплекси використовують в аналітичній хімії для якісного і кількісного визначення багатьох металів: $[\text{Co}^{+2}(\text{NCS})_4]^{2-}$ – синього кольору, $[\text{Fe}^{+3}(\text{NCS})_6]^{3-}$ – криваво-червоного кольору, $\text{K}_4[\text{Fe}^{+2}(\text{CN})_6]$ – «жовта кров'яна сіль», $\text{K}_3[\text{Fe}^{+3}(\text{CN})_6]$ – «червона кров'яна сіль».

Силіцій буває кристалічний – сірого кольору і аморфний – бурого кольору. Аморфний силіцій добувають відновленням SiO_2 магнієм або алюмінієм за високої температури. У вільному стані силіцій малоактивний. При взаємодії з іншими елементами силіцій реагує тільки при нагріванні. Кислоти за нормальних умов на силіцій не діють (крім фторидної). Луги, навіть дуже розведені, розчиняють силіцій з утворенням солей силікатної кислоти і водню:

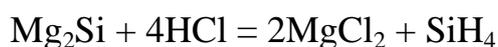


Солі силікатної кислоти мають назву силікатів. У воді розчиняються тільки солі метасилікатної кислоти: Na_2SiO_3 і K_2SiO_3 (розчинне скло).

Середній склад звичайного віконного скла має формулу: $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Майже всі силікати безбарвні, дуже тугоплавкі і нерозчинні у воді. При дії кислот на розчини силікатів утворюється силікатна кислота. Залежно від концентрації взятих розчинів, вона виділяється або у вигляді безбарвного драглистого осаду – гелю, або у вигляді колоїдного розчину – золю. Гель має змінну кількість води і його склад можна виразити формулою $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$. Якщо x більше одиниці, то такі кислоти мають назву полісилікатних, наприклад: H_2SiO_3 – метасилікатна; H_4SiO_4 – ортосилікатна; $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$ – метадисилікатна. Ці кислоти дуже слабкі.

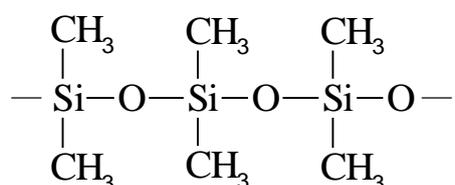
З деякими активними металами (Mg, Ca, Na, K, Cr, Mn, Fe) силіцій утворює термічно стійкі сполуки – силіциди: $2\text{Mg} + \text{Si} = \text{Mg}_2\text{Si}$.

Дією кислот на силіциди одержують гідрогеновмісні сполуки Силіцію – *силани*, які мають загальну формулу $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ (де $n=1-6$):



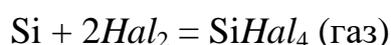
За складом та структурою вони нагадують гомологічний ряд вуглеводнів.

Гідролізом галогенпохідних силанів одержують гідроген-оксигеновмісні сполуки Силіцію – *силікони* (сполуки, де атоми силіцію зв'язані між собою через оксигеновий місток):

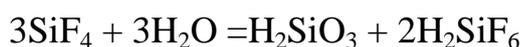
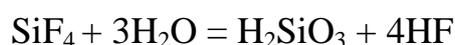


Силікони застосовують в естетичній хірургії.

Галогеніди Силіцію SiHal_4 одержують безпосередньо взаємодією силіцію з галогенами:



За хімічним характером SiHal_4 є галогенангідридами – всі вони взаємодіють з водою. Внаслідок гідролізу утворюється суміш кислот:

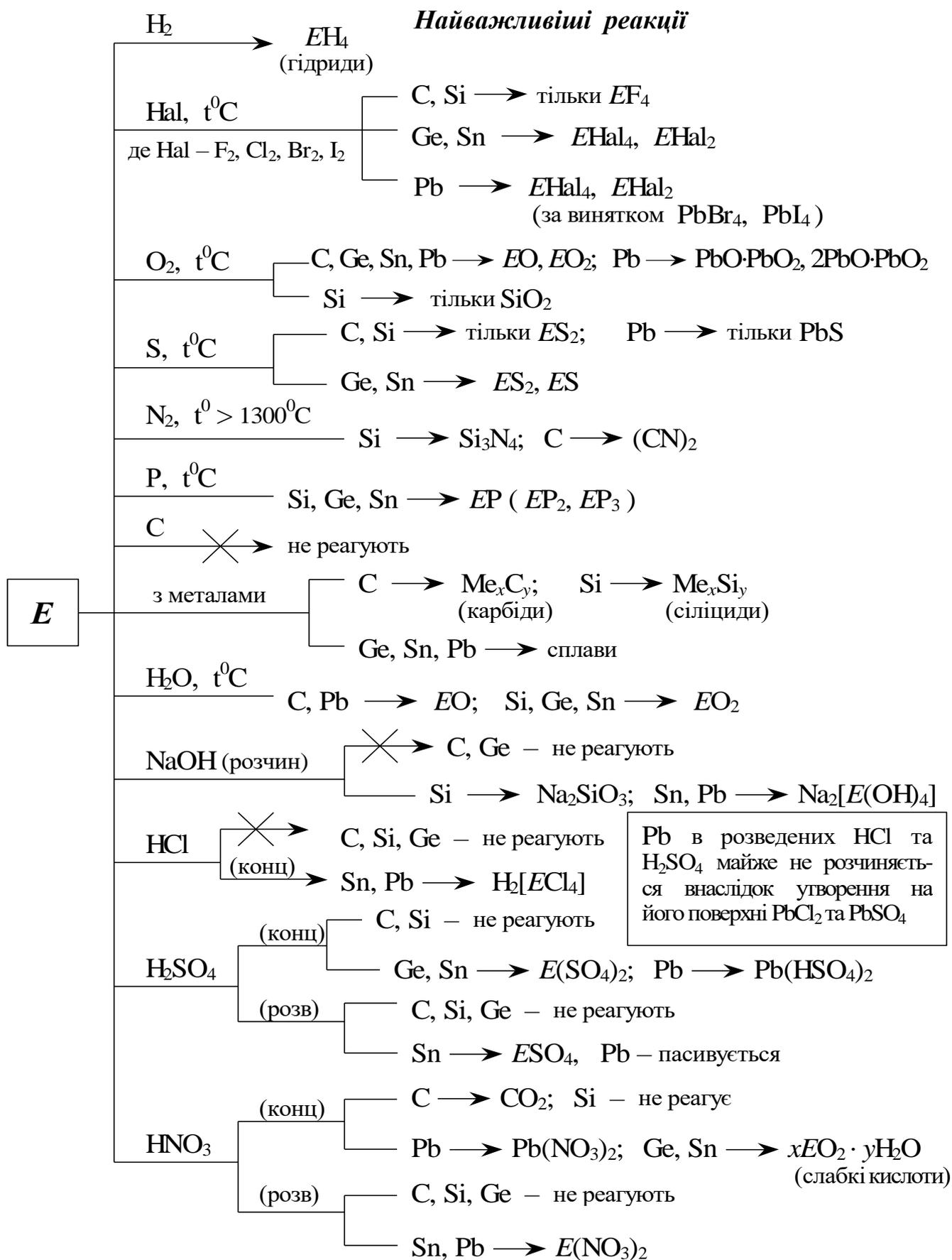


Германій. Станум. Плюмбум

Германій (Ge), Станум (Sn) Плюмбум (Pb) належать до головної підгрупи четвертої групи і в хімічному відношенні є аналогами Карбону і Силіцію. Серед елементів своєї групи вони мають найбільш високі порядкові номери і виявляють більшою мірою металічні властивості, ніж неметалічні. Крім максимального позитивного ступеня окиснення +4, Германій, Станум і Плюмбум виявляють також ступінь окиснення +2. У вільному стані германій, олово і свинець добувають з оксидів, шляхом відновлення їх Карбоном. З Гідрогеном елементи утворюють нестійкі газоподібні гідриди: GeH_4 , SnH_4 , PbH_4 .

Для Германію, Стануму і Плюмбуму відомі оксиди двох типів: нижчі – GeO , SnO , PbO ; та вищі – GeO_2 , SnO_2 , PbO_2 , яким відповідають гідроксиди з амфотерними властивостями. Станум (IV) гідроксид має назву *станатної* кислоти і відомий у двох модифікаціях: α -*станатної* (H_4SnO_4) і β -*станатної* (H_2SnO_3) кислот. α -станатна кислота легко розчиняється в кислотах і лугах. При розчиненні в лугах цієї кислоти утворюються солі метастанатної кислоти – *станати*. β -станатна кислота не розчиняється ні в кислотах, ні в лужних розчинах.

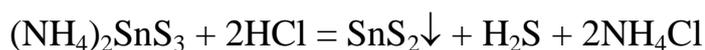
p-Елементи IV групи C, Si, Ge, Sn, Pb



Плюмбум (IV) оксиду відповідають *орто-* та *метаплюмбатні кислоти* H_4PbO_4 та H_2PbO_3 , які не існують у вільному стані, але утворюють стійкі солі. Змішаний оксид Pb_3O_4 , який називається *суриком*, можна розглядати як плюмбум (II) ортоплюмбат: Pb_2PbO_4 . Гідроксиди Германію, Стануму і Плюмбуму при розчиненні у надлишку лугів утворюють солі: *германіти і германати, станіти і станати, плюмбіти і плюмбати*. Найбільш розчинна сіль двовалентного Стануму – $SnCl_2$. Солі Плюмбуму, за винятком $Pb(NO_3)_2$, $Pb(CH_3COO)_2$, важко розчиняються у воді. З нерозчинних солей Плюмбуму характерні: PbI_2 – золотистого кольору; $PbSO_4$ – білого кольору; $PbCrO_4$ – жовтого кольору; PbS – чорного кольору. Станум утворює два нерозчинні у воді сульфіді – SnS і SnS_2 . Станум (IV) сульфід називається “сусальним золотом”. Станум (IV) сульфід розчиняється у розчині амоній сульфіді з утворенням легко розчинної у воді *солі тіостанатної кислоти*:



Тіостанатна кислота у вільному стані невідома; при дії хлоридної кислоти на тіосіль утворюється сірководень і станум (IV) сульфід:



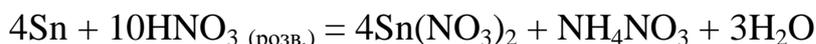
Тіосолей, які відповідають двовалентному Стануму, не існує, тому станум (II) сульфід SnS , на відміну від SnS_2 , не розчиняється в амоній сульфіді. *Амоній полісульфід*, склад якого відповідає загальній формулі $(NH_4)_2S_x$ (в простому вигляді $(NH_4)_2S_2$) розчиняє SnS , окиснюючи його до тіосолі:



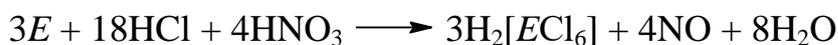
Вода за звичайної температури на германій, олово і свинець практично не діє, бо на їх поверхні утворюються важкорозчинні плівки оксидів. Германій, олово і свинець реагують з хлоридною кислотою з

виділенням водню, причому із плюмбумом ця реакція відбувається лише при нагріванні.

Розведена і концентрована нітратна кислота неоднаково діє на германій, олово і свинець:



Концентрованою нітратною кислотою германій і олово окиснюються до β -германатної (H_2GeO_3) і β -станатної (H_2SnO_3) кислот. Германій і Станум добре розчиняються у сумішах кислот HCl і HNO_3 та HF і HNO_3 :



Запитання, задачі, вправи до підрозділів 2.1.- 2.2

89. Напишіть такі рівняння реакцій в скороченій іонній та молекулярній формах:



90. Як добувають Al_2S_3 ? Наведіть приклади координаційних сполук Алюмінію.

91. Скільки слід взяти 37%-ної HCl , щоб добути борну кислоту з 25,2 кг бури $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$?

(Відповідь: 13 кг)

92. Скільки мл 1н. розчину NaOH необхідно для нейтралізації 300 г 2%-ного розчину H_3BO_3 ?

(Відповідь: 48,5 мл)

93. Скільки г 20%-ного розчину NaOH необхідно для повної нейтралізації 4,96 г H_3BO_3 . Скільки при цьому буде одержано $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$?

(Відповідь: 8 г; 7,64 г)

94. Скільки г необхідно бури $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ і мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ для одержання 75 г $\text{Cu}(\text{BO}_2)_2$?
(Відповідь: 191 г; 125 г)
95. Скільки г бури $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ необхідно для приготування 260 мл 0,1н.розчину?
(Відповідь: 4,775 г)
96. Для нейтралізації 10 мл 0,1н. розчину HCl необхідно 16 мл розчину бури. Визначте концентрацію (C_m та C_n) бури.
(Відповідь: 0,03125 М; 0,0625 н)
97. Визначити рН 0,1 М розчину ортоборатної кислоти у воді ($K_{\text{дис-Н}_3\text{BO}_3} = 5,8 \cdot 10^{-10}$).
(Відповідь: 5,12)
98. Визначте теплоту утворення B_2O_3 , якщо при взаємодії 50 г бору з киснем виділилося 2912,48 кДж теплоти?
(Відповідь: -1281 кДж)
99. Яка кількість порошку алюмінію та чистого Fe_2O_3 необхідна для виготовлення 10,7 кг терміту?
(Відповідь: 2,7 кг Al; 8 кг Fe_2O_3)
100. Скільки Al_2O_3 можна одержати шляхом термічного розкладу 47,45 кг алюмокалієвого галууну?
(Відповідь: 5,1 кг)
101. Скільки г алюмінію можна одержати електролізом розплаву AlCl_3 впродовж 1 год при силі струму 10 А?
(Відповідь: 3,36 г)
102. В результаті роботи гальванічного елемента

Al | Al₂(SO₄)₃ || Cr₂(SO₄)₃ | Cr на катоді виділилось 31,2 г хрому. Визначте, на скільки зменшилась маса алюмінієвого електроду.

(Відповідь: 16,2 г)

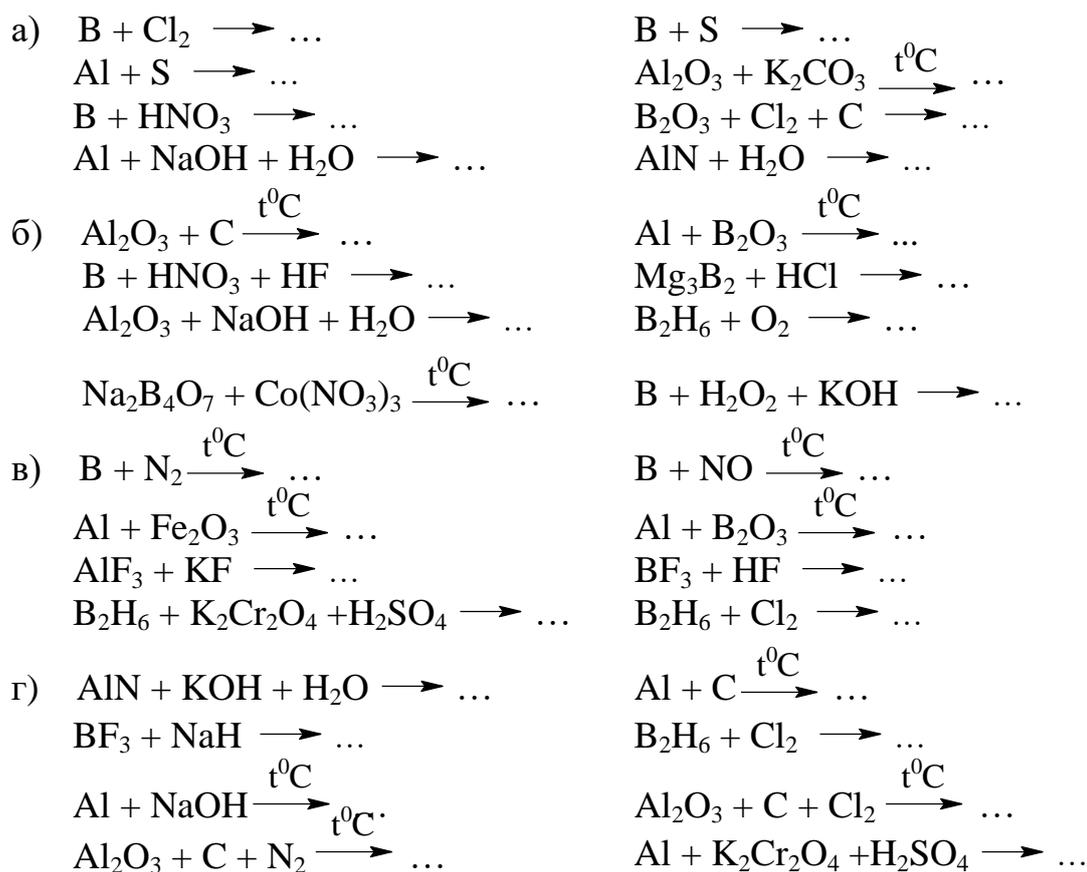
103. Розчин, що містить 8 г Al₂(SO₄)₃ в 25 г води, замерзає при температурі -4,46⁰С. Визначте уявний ступінь дисоціації солі у цьому розчині.

(Відповідь: 35 %)

104. В якому об'ємі 1 М розчину та в якому об'ємі 1 н. розчину міститься 114 г Al₂(SO₄)₃?

(Відповідь: 0,333 л; 2 л)

105. Напишіть рівняння хімічних реакцій:



106. До складу деяких бісквітів, які виготовляють на кондитерських підприємствах, входить близько 0,15% амоній гідрокарбонату. Визначте об'єм газів (за н.у.), які є розпушувачами тіста, внаслідок термічного розкладання солі при випіканні 1 кг бісквіту.

107. Напишіть рівняння реакцій лабораторного одержання: а) ацетилену; б) вуглекислого газу; в) карбон (II) оксиду; г) метану.

108. При розчиненні вапняку масою 1 г в хлоридній кислоті виділився CO_2 об'ємом 150 мл при 23°C та тиску $1,04 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Чому дорівнює масова частка CaCO_3 в цьому вапняку?

(Відповідь: 64%)

109. Друга константа дисоціації карбонової кислоти $K''_{\text{дис-Н}_2\text{CO}_3} = 5,0 \cdot 10^{-11}$. Визначте концентрацію іона CO_3^{2-} в розчині, що містить 0,0001 моль-екв іону HCO_3^- .

(Відповідь: $7 \cdot 10^{-8}$ моль-екв)

110. Розчин, який містить 0,53 г Na_2CO_3 в 200 г води, кристалізується при температурі $-0,13^\circ\text{C}$. Визначте уявний ступінь іонізації цієї солі у розчині.

(Відповідь: 0,895)

111. Який об'єм CO_2 (н.у.) можна одержати з 1246 г мармуру, в якому масова частка CaCO_3 складає 89,6%? Який об'єм HCl з масовою часткою 20% ($\rho = 1,098 \text{ г/см}^3$) необхідний для цього?

(Відповідь: 250 л; 3,7 л)

112. Скільки води слід використати для розчинення 1 г BaCO_3 , добуток розчинності якого $\text{ДР}_{\text{BaCO}_3} = 1,9 \cdot 10^{-9}$.

(Відповідь: = 117 л)

113. Сіль KCN при 18⁰C гідролізується на 1,2% в 0,1 M розчині. Визначте $K_{\text{гідр}}$ та pH середовища ($K_{\text{дис. HCN}} = 7,9 \cdot 10^{-10}$).

(Відповідь: $K_{\text{гідр}} = 1,44 \cdot 10^{-5}$; pH=11,6)

114. Визначте та порівняйте розчинність CaCO₃ (г/л) в чистій воді та в розчині соди (Na₂CO₃) з концентрацією 0,1 моль/л ($ДР_{\text{CaCO}_3} = 4,4 \cdot 10^{-9}$).

(Відповідь: $7 \cdot 10^{-3}$ г/л; $4,8 \cdot 10^{-8}$ г/л)

115. При 0⁰C осмотичний тиск 0,1 н. розчину K₂CO₃ становить 272,6 кПа. Визначте уявний ступінь дисоціації K₂CO₃ в розчині.

(Відповідь: 0,7)

116. Ступінь дисоціації карбонової кислоти за першим ступенем в 0,1 н. розчині становить $2,11 \cdot 10^{-3}$. Визначте $K'_{\text{дис. H}_2\text{CO}_3}$.

(Відповідь: $4,5 \cdot 10^{-7}$)

117. Визначте pH 0,1 M розчину HCN ($K_{\text{дис. HCN}} = 7,9 \cdot 10^{-10}$).

(Відповідь: 5,05)

118. Визначте pH 0,01 M розчину K₂CO₃ ($K'_{\text{дис. H}_2\text{CO}_3} = 4,5 \cdot 10^{-7}$).

(Відповідь: 9,17)

119. Розчин, який містить 6,53 г K₂CO₃ в 300 г води, замерзає при температурі -0,33⁰C. Розрахуйте уявний ступінь дисоціації солі ($K_{\text{криоск. H}_2\text{O}} = 1,86$).

(Відповідь: 0,65)

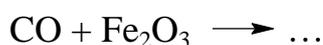
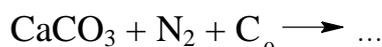
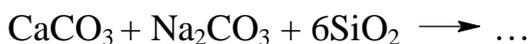
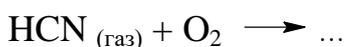
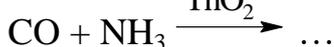
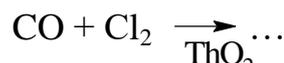
120. Сіль NaCN при 28⁰C гідролізується на 4,2% в 0,1 M розчині. Визначте $K_{\text{гідр}}$ та pH середовища ($K_{\text{дис. HCN}} = 7,9 \cdot 10^{-10}$).

(Відповідь: $K_{\text{гидр}} = 1,7 \cdot 10^{-4}$; pH=11,6)

121. Визначте об'єм NH_3 (за н.у.) та маси K_2CO_3 та Карбону, які необхідні для приготування KCN масою 0,1 т.

(Відповідь: $34,46 \text{ м}^3$; 0,106 т; 9,2 кг)

122. Напишіть рівняння хімічних реакцій:



123. Наведіть хімічний склад: а) кварцу; б) динасу; в) каоліну; г) андезиту; д) карборунду; е) скла; ж) рідкого скла; к) силікагелю; л) піску.

124. Наведіть способи одержання та застосування хімічно стійкого та жароміцного силіцій нітриду Si_3N_4 . При сплавленні його з лугами він поступово перетворюється в ортосилікат. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

125. Скільки слід взяти 95%-го піску і 92%-ої безводної соди для одержання 28,5 кг рідкого скла?

(Відповідь: 14,75 кг; 26,91 кг)

126. Скільки г силіцію необхідно витратити, щоб при взаємодії його з концентрованим розчином калій гідроксиду добути 2 л водню (н.у.)?

(Відповідь: 1,25 г)

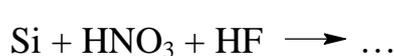
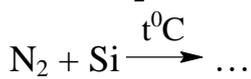
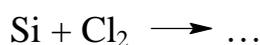
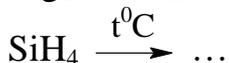
127. Яким чином і скільки чистого SiO_2 можна добути з 50 г 10%-го рідкого скла?

(Відповідь: 2,46 г)

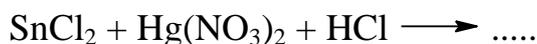
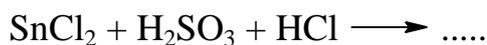
128. Визначте масу вихідних речовин, які необхідні для одержання віконного скла масою 100 кг.

(Відповідь: 22,2 кг Na_2CO_3 ; 20,9 кг CaCO_3 ; 75,3 кг SiO_2)

129. Напишіть рівняння хімічних реакцій:

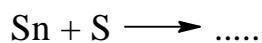


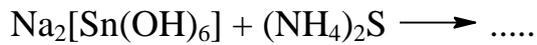
130. Напишіть рівняння реакцій:



Які властивості виявляє Станум в цих реакціях?

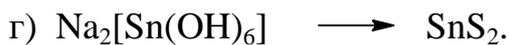
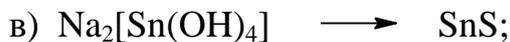
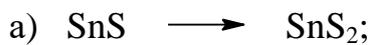
131. Чи можна одержати станум сульфіді (SnS або SnS_2) при взаємодії наступних речовин:





132. Визначте, станум (IV) сульфід SnS_2 можна розчинити в: а) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; б) хлоридній кислоті; в) в лузі. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

133. За допомогою яких реакцій можна перетворити:

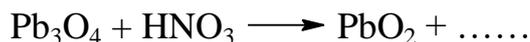


134. Яке місце в ряду напруг займає Плюмбум? Враховуючи, що плюмбум хлорид та сульфат – малорозчинні сполуки, зробіть висновок, яка кислота є кращим розчинником для свинцю і за яких умов. Напишіть рівняння реакцій.

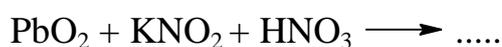
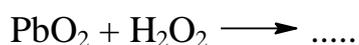
135. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна одержати:

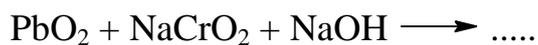
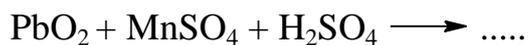


136. Яка речовина має назву сурик? Як його можна одержати? Де використовується сурик? Напишіть рівняння наступних реакцій:



137. Напишіть рівняння наступних реакцій:





138. Напишіть рівняння реакцій, які відбуваються при розрядженні та зарядженні акумулятора, до складу якого входять свинцеві пластини.
139. Плюмбум утворює значну кількість малорозчинних солей. Плюмбум хлорид розчиняється в концентрованій хлоридній кислоті, а його йодид – в розчинах йодидів лужних металів. Напишіть рівняння реакцій утворення і розчинення цих солей. Поясніть, чому при розведенні водою розчинів, одержаних після розчинення, знову випадають осадки відповідних галогенідів (порівняйте це явище з аналогічним для купрум (I) хлориду).
140. Плюмбум і станум сульфід є малорозчинними сполуками, але на відміну від станум сульфід, плюмбум сульфід не розчиняється у розчині $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Поясніть це явище і напишіть, в чому можна розчинити плюмбум сульфід.
141. Який з гідроксидів має більш сильно виражені основні властивості: $\text{Sn}(\text{OH})_2$ або $\text{Pb}(\text{OH})_2$? Яка із солей: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ або $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$; Na_2PbO_2 або Na_2SnO_2 – буде гідролізувати сильніше за певних умов (температура, концентрація)?
142. Чому при розтиранні порошку PbO_2 з Сульфуром або Фосфором відбувається спалахування? В якому виробництві це застосовується?
143. При реставруванні старих картин їх обробляють гідроген пероксидом H_2O_2 . Така обробка перетворює чорний PbS , який

утворився внаслідок повільної дії на свинцові білила H_2S , у білий плюмбум сульфат. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

144. Із 4 г розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ одержано 0,182 г сухого PbO . Визначте масову (%) концентрацію розчину плюмбум (II) нітрату?

(Відповідь: 6,75%)

145. Із 10 г розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ сірководнем осадили PbS . Після промивання і висушування осаду його вага становила 0,246 г. Якою була масова (%) концентрація взятого розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$?

(Відповідь: 3,4%)

146. Скільки слід витратити 10,2%-го розчину SnCl_2 , щоб перетворити 3 кг 18%-ої сулеми HgCl_2 в каломель Hg_2Cl_2 .

(Відповідь: 1,85 кг)

147. Яка кількість $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ необхідна для відновлення 27,15 г сулеми (HgCl_2) до металічної ртуті?

(Відповідь: 22,56 г)

148. Який об'єм повітря (н.у.) та яка кількість PbO необхідні для одержання 1 кг сурику (Pb_3O_4)?

(Відповідь: 77,8 л; 977 г)

149. Добуток розчинності PbI_2 при 25°C дорівнює $D_{\text{PbI}_2} = 1,4 \cdot 10^{-8}$. Визначте розчинність цієї солі за даної температури та концентрацію кожного з іонів у насиченому розчині.

(Відповідь: $1,5 \cdot 10^{-3}$ моль/л; $[\text{Pb}^{2+}] = 1,5 \cdot 10^{-3}$; $[\text{I}^-] = 3 \cdot 10^{-3}$)

150. Розчинність PbBr_2 при 18°C дорівнює $2,7 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Визначте добуток розчинності цієї солі.

(Відповідь: $ДР_{PbBr_2} = 7,9 \cdot 10^{-5}$)

151. Для розчинення 1 г PbI_2 при $18^{\circ}C$ необхідно 1470 мл води. Визначте добуток розчинності цієї солі.

(Відповідь: $ДР_{PbI_2} = 1,35 \cdot 10^{-8}$)

152. Скільки г $PbSO_4$ можна розчинити при кімнатній температурі в 1 л води, якщо добуток розчинності солі дорівнює $ДР_{PbSO_4} = 2,3 \cdot 10^{-8}$?

(Відповідь: $4,5 \cdot 10^{-2}$ г)

153. Добуток розчинності $PbCl_2$ дорівнює $ДР_{PbCl_2} = 2,3 \cdot 10^{-4}$. Чи утвориться осад $PbCl_2$, якщо до 0,1 н. розчину $Pb(NO_3)_2$ додати такий самий об'єм 0,4 н. розчину $NaCl$?

(Відповідь: Так)

154. Визначте рН суспензії $Pb(OH)_2$, якщо $ДР_{Pb(OH)_2} = 5 \cdot 10^{-6}$.

(Відповідь: 9)

155. Визначте розчинність (г/л) $Pb(OH)_2$, якщо $ДР_{Pb(OH)_2} = 5 \cdot 10^{-6}$.

(Відповідь: $2,41 \cdot 10^{-3}$ г/л)

156. Чи утвориться осад $Pb(OH)_2$, якщо до 120 мл 0,1 н. розчину $Pb(NO_3)_2$ додати 120 мл 0,05 н. розчину аміаку ($ДР_{Pb(OH)_2} = 5 \cdot 10^{-6}$)?

(Відповідь: Так)

157. В 100 мл насиченого розчину PbI_2 міститься 0,0268 г іонів Pb^{+2} . Визначте добуток розчинності цієї солі.

(Відповідь: $ДР_{PbI_2} = 8,79 \cdot 10^{-9}$)

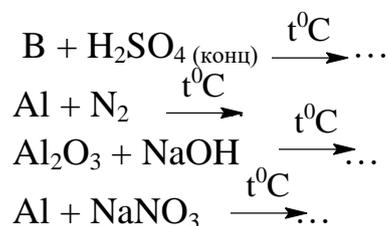
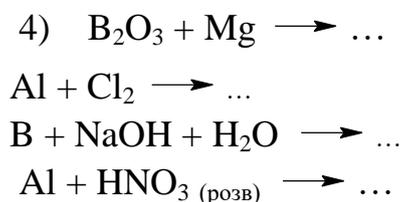
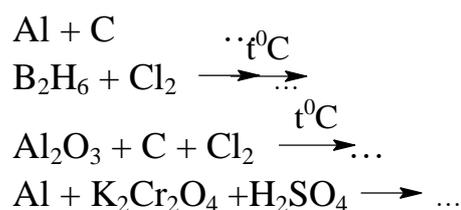
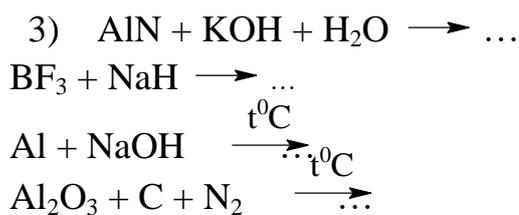
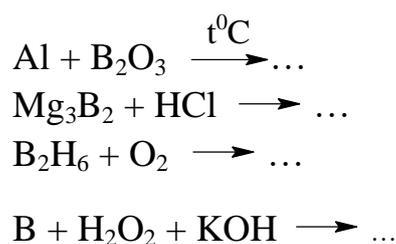
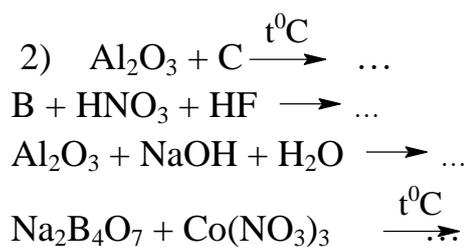
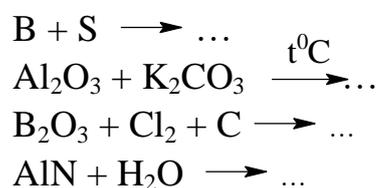
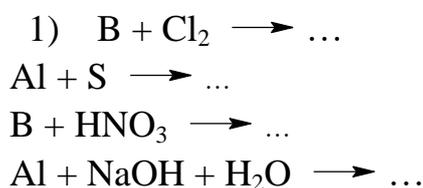
158. При електролізі сполуки Стануму при силі струму 10 А впродовж 3 хв на електродах виділилися метал масою 0,354 г та хлор об'ємом 209 мл (н.у.). Визначте формулу даної сполуки.

(Відповідь: SnCl_4)

159. Які гази та в якому об'ємі (н.у.) виділяються при прожарюванні 100г $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$?

(Відповідь: 3,38 л O_2 ; 13,52 л NO_2)

160. Напишіть рівняння хімічних реакцій:



2.3. Нітроген, Фосфор, підгрупа Арсену (p-Елементи VA-групи (ns²np³))

Нітроген. Азот. Фізичні властивості, будова молекули, добування. Знаходження в природі. Ступені окиснення Нітрогену в сполуках. Гідрогенвмісні сполуки Нітрогену: аміак, гідроксиламін, гідразин, азидна кислота. Аміак, одержання, фізичні та хімічні властивості. Реакції заміщення, окиснення, приєднання. Солі амонію, їх властивості. Амідни, імідни, нітриди металів, їх властивості. Оксигенвмісні сполуки Нітрогену та їх похідні. Нітритна кислота, кислотні, окисно-відновні властивості. Нітрити. Нітратна кислота, кислотні та окисні властивості. Відношення нітратної кислоти до металів та неметалів. „Царська горілка”, механізм її окисної дії. Нітрати, термічний розклад нітратів. Нітратні добрива. Якісні реакції на іони NH₄⁺, NO₃⁻, NO₂⁻.

Фосфор. Фізичні властивості, добування. Алотропні модифікації. Ступені окиснення в сполуках. Хімічні властивості фосфору. Гідрогенвмісні сполуки Фосфору, фосфін та солі фосфонію, фосфіди, їх добування та властивості. Фосфор (III, V) оксиди. Оксигенвмісні кислоти: гіпофосфітна, фосфітна, ортофосфатна, метафосфатна, дифосфатна кислоти та їх солі; добування, будова, властивості. Фосфати, відношення до води. Фосфатні добрива. Галіди фосфору, відношення до води. Якісні реакції на сполуки Фосфору.

Арсен, Стилій, Бісмут. Загальна характеристика елементів, знаходження в природі, добування, алотропія. Характерні ступені окиснення у сполуках. Сполуки з галогенами, Гідрогеном та металами. Оксигенвмісні сполуки (оксиди, кислоти), їх кислотно-основні властивості. Арсенітна та арсенатна кислоти, їх солі. Солі Стилію (III) та Бісмуту (III). Стилійна кислота та її солі. Окисні властивості бісмутатів. Якісні реакції на сполуки Арсену (метод Марша), Стилію та Бісмуту.

Література: [1] с.278-300; [2] с. 342-369. До головної підгрупи п'ятої групи періодичної системи елементів належать Нітроген (N), Фосфор (P), Арсен (As), Стилій (Sb) та Бісмут (Bi). Електронна конфігурація цих елементів – ns²np³. На останньому енергетичному рівні усі елементи мають по п'ять електронів, що зумовлює здатність цих елементів утворювати сполуки з максимальним ступенем окиснення +5 та можливість приєднувати три електрони і виявляти у своїх сполуках ступінь окиснення –3. Крім максимального ступеня окиснення +5 для елементів також характерний ступінь окиснення +3.

Нітроген

Нітроген – перший елемент головної підгрупи п'ятої групи періодичної системи елементів. Серед елементів цієї групи у нього найбільш виражені неметалічні властивості. Нітроген утворює з Гідрогеном декілька сполук (NH₃, N₂H₄, NH₂OH, HN₃), найважливішою з яких є аміак NH₃ – безбарвний газ з характерним різким запахом, який дуже добре розчиняється у воді. В лабораторних умовах аміак добувають при нагріванні суміші NH₄Cl з будь-яким лугом, найчастіше з Ca(OH)₂.

Розчин аміаку у воді (NH_4OH – амоній гідроксид) має лужну реакцію, що зумовлено взаємодією аміаку з водою:



Рівновагу цієї реакції зміщено вліво, тому в розчині мало іонів і амоній гідроксид вважають слабкою основою. Додавання до водного розчину аміаку будь-якої кислоти зміщує рівновагу вправо з утворенням солей амонію, наприклад: $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$.

Солі амонію утворюються також при безпосередній взаємодії газоподібного аміаку з кислотами:

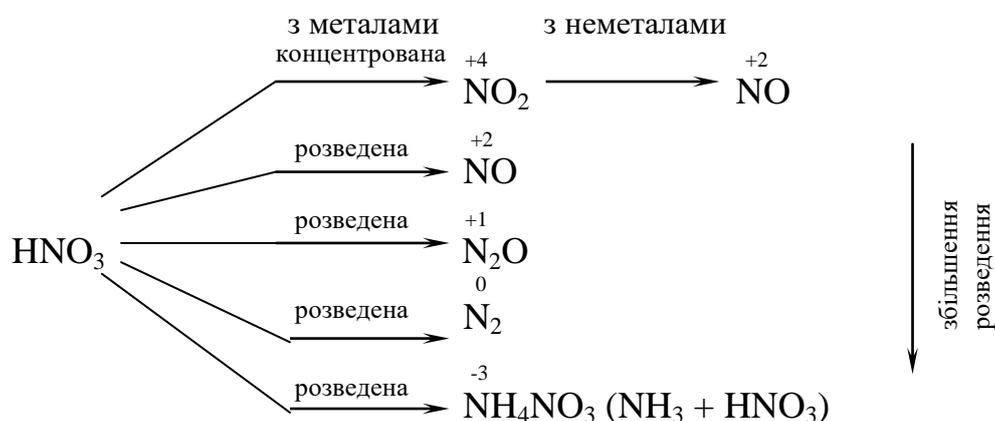


З Оксигеном Нітроген утворює кілька оксидів (N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5), з яких N_2O_3 і N_2O_5 є ангідридами відповідно нітритної та нітратної кислот.

Нітритна кислота HNO_2 – слабка, малостійка сполука. Солі її значно стійкіші і можуть бути як відновниками, так і окисниками. У першому випадку тривалентний Нітроген переходить у п'ятивалентний, у другому – в двовалентний.

Нітратна кислота HNO_3 – це безбарвна рідина (густина $1,51 \text{ г/см}^3$), яка під впливом світла поступово розкладається на воду, кисень і нітроген (IV) оксид. Чим вище температура і концентрація кислоти, тим швидше вона розкладається. Нітратна кислота належить до сильних кислот. Найбільш характерною її властивістю є яскраво виражена окисна здатність як у розведеному, так і в концентрованому вигляді. Усі метали, за винятком Au (золота), Pt (платини) та деяких рідкісних металів, під дією нітратної кислоти перетворюються на оксиди або нітратні солі. Димуча нітратна кислота практично не взаємодіє з деякими металами, наприклад з

Fe або Al, а робить їх пасивними відносно дії кислот. Це пояснюється утворенням на поверхні металу тонкого захисного шару, нерозчинного в нітратній чи в інших кислотах. При окисненні металів нітратна кислота відновлюється, утворюючи залежно від її концентрації і активності металу різні сполуки. Концентрована нітратна кислота відновлюється до NO_2 , а розведена – до NO . Дуже активні метали відновлюють HNO_3 в розведених розчинах до NH_3 . У продуктах відновлення нітратної кислоти, в залежності від активності металу, можуть бути також N_2 і N_2O . Нітратна кислота енергійно взаємодіє також з багатьма неметалами та їх похідними.



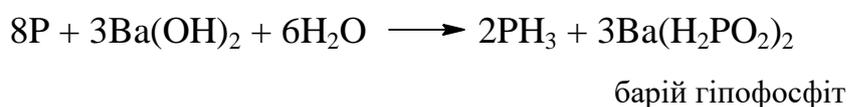
При нагріванні сірка, фосфор і деякі інші речовини окиснюються нітратною кислотою до відповідних кислот, а сама нітратна кислота відновлюється до NO . Суміш одного об'єму концентрованої нітратної кислоти і трьох об'ємів концентрованої хлоридної кислоти називається “царською горілкою”, яка діє енергійніше, ніж нітратна кислота і розчиняє навіть Au і Pt . Солі нітратної кислоти (нітрати) також мають окисні властивості.

Фосфор

Фосфор в сполуках може виявляти ступені окиснення від -3 до $+5$. Найбільш стійкими є сполуки P^{+5} . З усіх алотропних видозмін Фосфору (білий, червоний, чорний, фіолетовий) найактивнішою є білий фосфор.

З Гідрогеном Фосфор утворює декілька сполук: PH_3 – *фосфін* – безбарвний, дуже отруйний газ; P_2H_4 – *дифосфін*, жовта рідина; $(PH)_x$ – тверда жовта речовина (...–PH–PH–PH–...). Всі гідридні сполуки Фосфору є сильними відновниками.

З Оксигеном Фосфор утворює оксиди – P_2O_5 , P_2O_3 і PO_2 – це тверді речовини з молекулярною кристалічною ґраткою, тому їх формули більш правильно записувати як P_4O_{10} , P_4O_6 і P_2O_4 . Це типові ангідриди відповідних кислот. Серед кислот Фосфору тільки H_3PO_2 – *гіпофосфітна кислота* не має відповідного ангідриду. Це безбарвна кристалічна речовина, добре розчинна у воді. Вона відноситься до одноосновних кислот ($H[H_2PO_2]$):

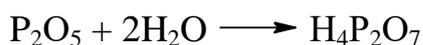
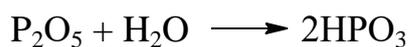


Оксид P_2O_3 (P_4O_6) з водою утворює *фосфітну кислоту* H_3PO_3 – двоосновну кислоту середньої сили ($H_2[HPO_3]$). Оксид, кислота і солі (фосфіти) містять в своєму складі Фосфор проміжного ступеня окиснення, а тому вони можуть бути як відновниками, так і окисниками.

Оксид PO_2 (P_2O_4) є ангідридом двох кислот: H_3PO_3 і H_3PO_4 .

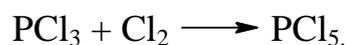
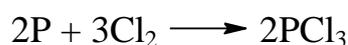


Оксиду P_2O_5 (P_4O_{10}) відповідають кислоти: HPO_3 (*метафосфатна*), $H_4P_2O_7$ (*дифосфатна*) і H_3PO_4 (*ортофосфатна*):



H_3PO_4 – є найважливішою з усіх кислот Фосфору, це трьохосновна кислота середньої сили.

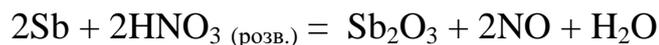
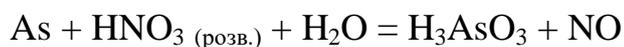
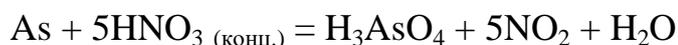
При нагріванні з металами Фосфор утворює фосфіди (Ca_3P_2 , Mg_3P_2 , FeP). З галогенами Фосфор сполучається безпосередньо, утворюючи два типи сполук: PHal_3 і PHal_5 :



Арсен, Стийбій, Бісмут

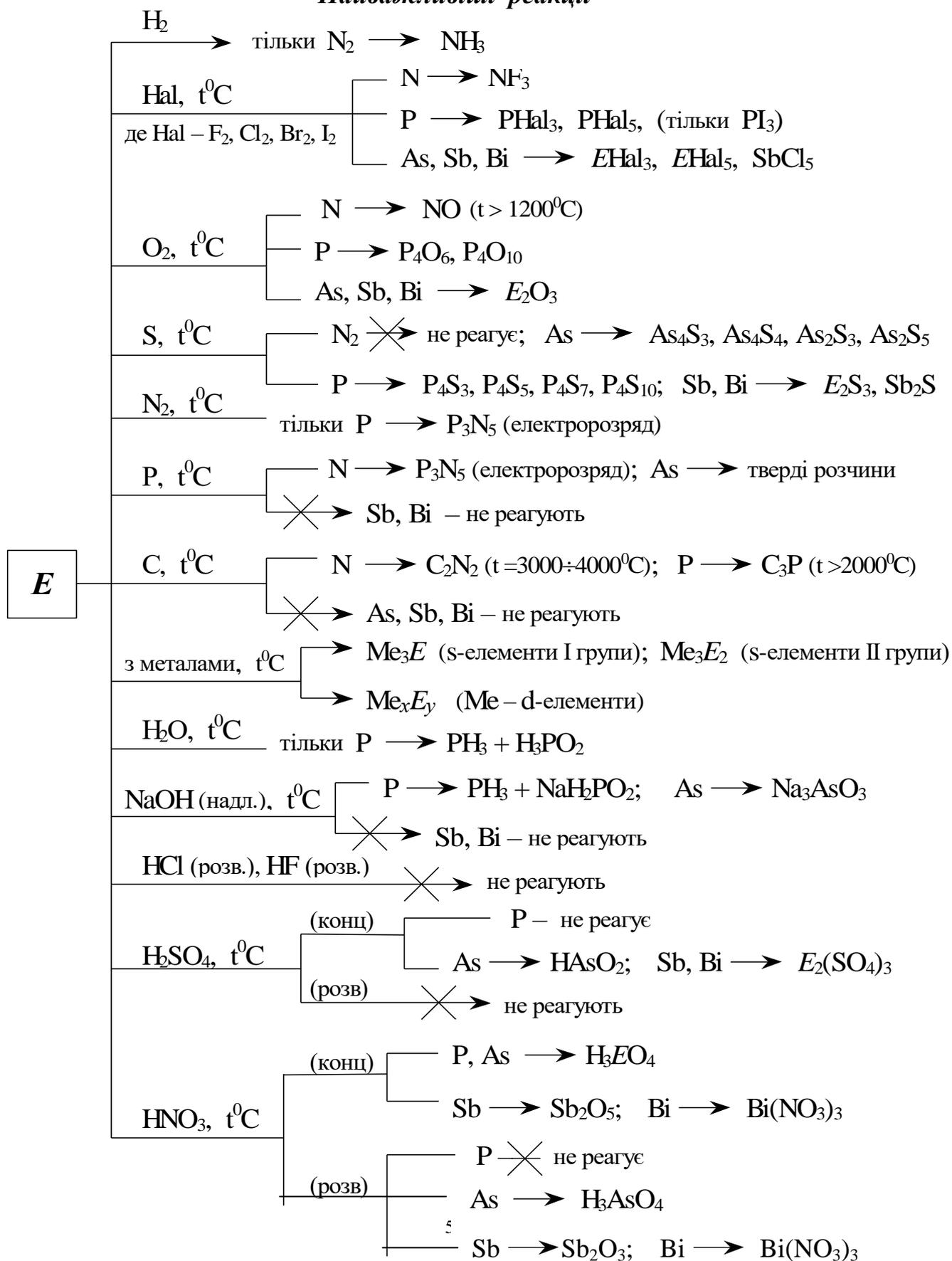
Арсен, Стийбій і Бісмут, як і всі елементи головної підгрупи, на зовнішньому енергетичному рівні теж мають по п'ять електронів. Від Арсену до Бісмуту радіус атому збільшується, тому підсилюються металічні властивості.

В ряді напруг As, Sb, Bi розташовані між Гідрогеном та Купрумом, тому в кислотах-неокисниках відповідні прості речовини не розчиняються, а взаємодіють лише з кислотами-окисниками:

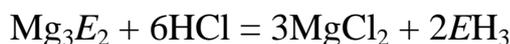


p-Елементи V групи N, P, As, Sb, Bi

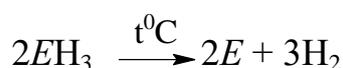
Найважливіші реакції



Прості речовини Арсен, Стибій, Бісмут взаємодіють з галогенами, сіркою, активними металами з утворенням сполук, аналогічних сполукам Фосфору: галогенідів, сульфідів, арсенідів, стибідів, бісмутидів. As, Sb, Bi не взаємодіють з лугами та воднем, гідрогенвмісні сполуки – гідриди – одержують непрямим шляхом:



За реакцією можуть утворюватися AsH_3 – арсин, SbH_3 – стибін, BiH_3 – бісмутин. AsH_3 та SbH_3 розкладаються при нагріванні:



Цією властивістю користуються для аналітичного виявлення Арсену та Стибію. Розклад гідридів у скляній трубці утворює металічне дзеркало з Арсену або Стибію. Це реакція Марша. При обробці дзеркала розчинами нітратної кислоти або натрій гіпохлориту «арсенове дзеркало» зникає за рахунок утворення розчинної ортоарсенатної кислоти H_3AsO_4 , а «стибієве дзеркало» утворює білий осад $\text{Sb}_2\text{O}_5 \cdot x\text{H}_2\text{O}$.

За хімічними властивостями Sb_2O_3 – амфотерний, а Bi_2O_3 – основний. Відповідно до цього їх гідроксиди мають амфотерний – $\text{Sb}(\text{OH})_3$ та основний – $\text{Bi}(\text{OH})_3$ характер. Оксиди і гідроксиди Sb^{+3} та Bi^{+3} з кислотами утворюють відповідні солі, які у водному розчині легко гідролізують з утворенням основних солей: $[\text{E}(\text{OH})]^{2+}$, $[\text{E}(\text{OH})_2]^+$, а при нагріванні відщеплюють воду і перетворюються в оксосолі:



Катіони BiO^+ і SbO^+ називаються відповідно *бісмутилом* та *стибілом*.

Арсен, Стибій і Бісмут утворюють два типи оксидів: нижчої валентності – As_2O_3 , Sb_2O_3 , Bi_2O_3 і вищої валентності – As_2O_5 , Sb_2O_5 , Bi_2O_5 .

Оксид As_2O_5 – кислотний, він розчиняється в воді. Йому відповідають кислоти: HAsO_3 – *метаарсенатна* та H_3AsO_4 – *ортоарсенатна*.

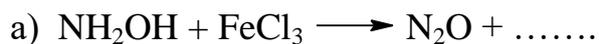
Оксид Sb_2O_5 розчиняється у лугах, утворюючи солі гексагідроксостибат-ної кислоти:



As_2O_3 при розчиненні у воді сполучається з нею, утворюючи арсен (III) гідроксид $\text{As}(\text{OH})_3$, або кислоту H_3AsO_3 , яка відома лише у розчині; Sb_2O_3 і Bi_2O_3 у воді нерозчинні. Bi_2O_5 – нестійкий.

Запитання, задачі, вправи до підрозділу 2.3.

161. Напишіть рівняння та підберіть коефіцієнти в рівняннях наступних реакцій:



Які властивості виявляє гідразин та гідроксиламін в цих реакціях?

162. Напишіть рівняння реакції розкладу таких амонійних солей:

NH_4NO_2 ; NH_4NO_3 ; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; NH_4Cl ; $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Як експериментально довести, що вищезгадані солі є солями амонію?

163. Напишіть рівняння реакцій одержання нітроген (II) оксиду і нітроген (IV) оксиду дією нітратної кислоти на мідь. Яким шляхом одержують ці оксиди в промисловості? Чи взаємодіють ці оксиди з водою (холодною і гарячою), та з лугом? Написати рівняння реакцій. Які температури зрідження цих оксидів? Чи змінюється склад молекули нітроген (IV) оксиду при охолодженні?

164. Як реагують нітроген (II) оксид і нітроген (IV) оксид з ферум (II) сульфатом у водному розчині? Напишіть рівняння реакції. Поясніть

механізм утворення комплексного іона з точки зору методу валентних зв'язків.

165. Яким способом можна одержати нітроген (III) оксид N_2O_3 ? Якого кольору ці сполуки? Чим можна пояснити малу стійкість нітритної кислоти? Який ступінь її дисоціації?
166. Якими методами одержують нітратну кислоту в промисловості? Напишіть рівняння реакцій. Чому при одержанні нітратної кислоти з селітри KNO_3 необхідно використовувати концентровану кислоту, а селітру – у вигляді твердої речовини?
167. Напишіть рівняння реакції взаємодії нітратної кислоти різної концентрації (2%, 30%, 67%) з міддю, цинком і оловом. Як довести присутність амонійних солей в продуктах реакції, утворених при взаємодії сильно розведеної HNO_3 (2%) з цинком і оловом? Що називається «царською горілкою», і як вона діє на золото і платину? Напишіть рівняння цих реакцій.
168. Порівняйте термічну стійкість наступних сполук: HNO_3 та HNO_2 ; KNO_3 та $Cu(NO_3)_2$; $Pb(NO_3)_2$ та $AgNO_3$. Чим можна пояснити, що кислоти і її солі важких металів менш стійкі, ніж солі лужних металів?
169. При $0^\circ C$ об'єм аміаку (н.у.) у 1176 разів більше об'єму води, в якій він розчиняється. Визначте молярну концентрацію розчину, який при цьому утворюється.

(Відповідь: 52,5 моль/л)

170. В 10 л води розчинено 2000 л (н.у.) аміаку. Чому дорівнює масова частка аміаку в цьому розчині?

(Відповідь: 13,2%)

171. При нагріванні NO_2 у закритій ємності при деякій температурі встановилася рівновага: $2 \text{NO}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NO} + \text{O}_2$. Рівноважні концентрації реагуючих речовин складають: $[\text{NO}_2] = 0,06$; $[\text{NO}] = 0,24$ і $[\text{O}_2] = 0,12$ моль/л. Знайдіть константу рівноваги при даній температурі та вихідну концентрацію NO_2 .

(Відповідь: 1,92; 0,30 моль/л)

172. Всі оксиди Нітрогену повністю реагують з розжареною міддю, утворюючи CuO і N_2 . Визначте формулу оксиду Нітрогену, якщо маса одержаного CuO складає 0,7105 г, а об'єм азоту, що виділився – 200 мл (н.у.).

(Відповідь: N_2O)

173. Визначте молярну концентрацію розчину NH_3 ($\rho = 0,96$ г/см³), в якому масова частка NH_3 складає 10 %.

(Відповідь: $C_m = 5,65$ моль/л)

174. Який об'єм 2 М розчину KOH необхідний для поглинання 5,6 л (н.у.) NO_2 ?
мл)

(Відповідь: 125

175. Який об'єм 0,1 н розчину KMnO_4 необхідний для окислення 25 мл 0,1 н розчину NaNO_2 в кислому середовищі (H_2SO_4)?

(Відповідь: 25 мл)

176. Скільки мл 10%-го розчину NH_3 ($\rho = 0,96$ г/см³) слід взяти для розчинення 7,16 г AgCl ?

(Відповідь: 17,7 мл)

177. Визначте при 100⁰С тиск пари розчину KNO_3 , приготовленого розчиненням 10,1 г його в 180 г води, якщо уявний ступінь електролітичної дисоціації солі дорівнює 0,86.

(Відповідь: 100,76 кПа)

178. За якої температури замерзатиме розчин, що містить у 100 г води 2,2 г K_3PO_4 (для K_3PO_4 $\alpha = 62\%$).

(Відповідь: $-0,55^{\circ}C$)

179. Скільки утвориться (за об'ємом) нітроген (IV) оксиду при розчиненні 1 кг свинцю в концентрованій нітратній кислоті? Газ збирають при $20^{\circ}C$ і 750 мм рт.ст.

(Відповідь: 99,99 кПа)

180. Яку кількість аміаку (виміряного за нормальних умов) можна добути при кип'ятінні 100 мл його 25 %-го розчину густиною $0,91$ г/см³?

(Відповідь: 235,27 л)

181. Визначте титр і молярність розчину аміаку, якщо 20 мл його витрачається на нейтралізацію 16 мл розчину HCl, титр якого дорівнює 0,049 г/мл.

(Відповідь: 0,037 г/мл; 1,07 M)

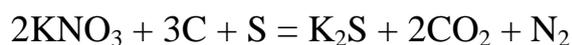
182. Змішали 20 л 25 %-го розчину аміаку (відносної густини 0,91) і 10 л 5 %-го розчину ($\rho=0,98$ г/см³). Визначте масову (%) концентрацію аміаку в добутому розчині.

(Відповідь: 18 %)

183. Яка кількість розчину хлоридної кислоти, титр якого дорівнює 0,073 г/мл, необхідна для нейтралізації 50 мл 8 %-го розчину NH_3 ($\rho=0,967$ г/см³)

(Відповідь: 52,9 мл)

184. Горіння пороху відбувається за наближеним рівнянням:



Скільки літрів газу, виміряного за нормальних умов, виділиться при згоранні 100 г пороху?

(Відповідь: 16,6 л CO_2 ; 8,3 л N_2)

185. Визначте масову (%) та молярну концентрації розчину, одержаного змішуванням 24 л 10 %-го розчину KNO_3 (густина $1,102 \text{ г/см}^3$) з 16 л 6%-го розчину KNO_2 ($\rho=1,036 \text{ г/см}^3$).

(Відповідь: 8,46 %)

186. Скільки необхідно випарувати води з 50 л 9%-го розчину KNO_3 ($\rho=1,056 \text{ г/см}^3$) щоб добути насичений при 20°C розчин, якщо розчинність KNO_3 при цій температурі дорівнює 24,1 %?

(Відповідь: 46,55 л)

187. В системі $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ в момент рівноваги концентрації водню й аміаку відповідно дорівнюють 2,56 М і 0,84 М. Визначити концентрацію азоту, якщо константа рівноваги дорівнює 2.

(Відповідь: 0,021 М)

188. Визначте молекулярну масу нітроген оксиду та його відносну густину за повітрям, якщо 550 мл його, виміряних при $27,3^\circ\text{C}$ і тиску 770 мм рт.ст., мають масу 1,04 г.

(Відповідь: 46 г/моль; 1,586)

189. При нагріванні натрій нітриту з 20%-им розчином амоній хлориду виділилося 5,57 л азоту, виміряних при 27°C і тиску 750 мм рт.ст. Визначте кількість натрій нітриту і 20 %-го розчину амоній хлориду, які прореагували в цій реакції.

(Відповідь: 15,4 г NaNO_2 ; 59,7 г NH_4Cl (20 %))

190. Скільки грамів KNO_2 потрібно для повного відновлення в кислому середовищі 400 мл 0,1 М розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?

(Відповідь: 10,2 г)

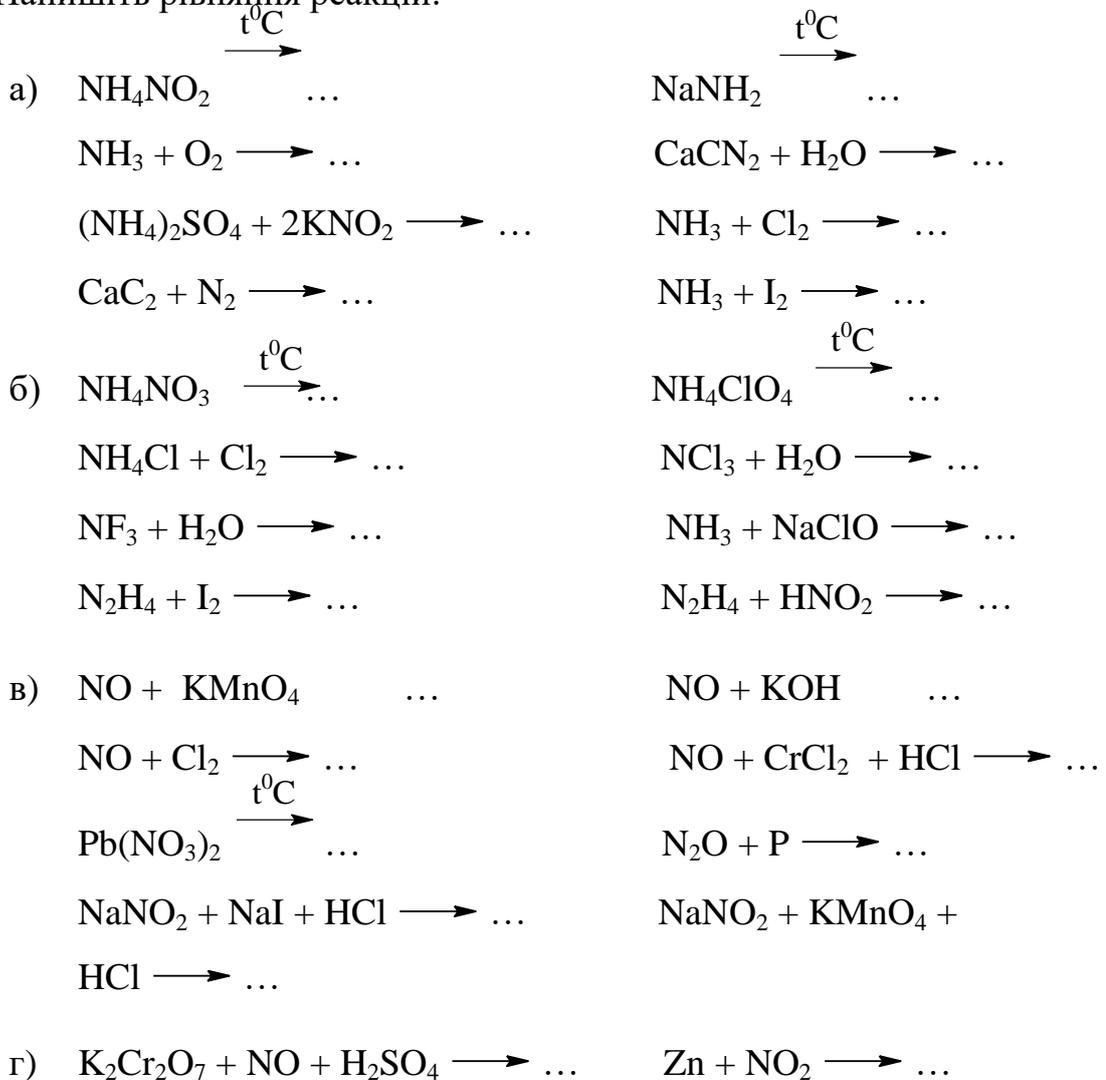
191. До одномолярних розчинів цинк нітрату і плюмбум нітрату занурили пластинки цинку і свинцю відповідно і склали гальванічний елемент.

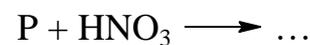
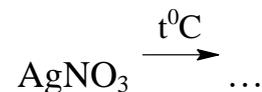
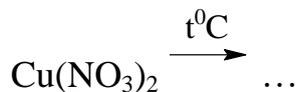
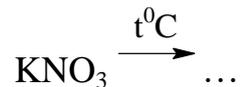
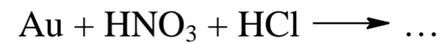
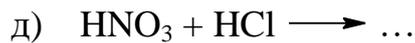
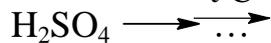
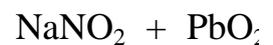
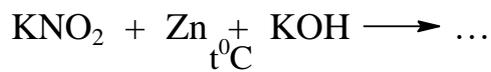
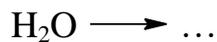
Визначте ЕРС цього елемента і число кулонів електрики, що пройшли по ланцюгу, якщо маса цинкової пластинки зменшилася на 4,2 г.

(Відповідь: ЕРС = 0,63 В; Q = 12396 Кл)

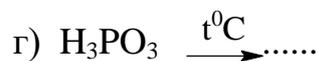
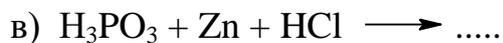
192. Які сполуки Нітрогену утворюються при безпосередньому зв'язуванні атмосферного азоту? Напишіть рівняння реакцій їх добування і назвіть умови перебігу реакцій. Чому відкриття способів зв'язування атмосферного азоту має таке велике значення для людства?

193. Напишіть рівняння реакцій:





194. Напишіть рівняння реакцій, підберіть коефіцієнти і поясніть, які властивості проявляє фосфітна кислота в цих реакціях:



195. Чому аргентум фосфати випадають в осад лише в слабкокислому або нейтральному середовищах? В якій з нижченаведених реакцій відбудеться найбільш повне осадження аргентум фосфатів:



196. Поясніть, чому при розчиненні кальцієвих солей ортофосфатної кислоти в хлоридній і в ацетатній кислотах утворюються різні продукти?

197. Напишіть рівняння реакцій, які проходять при нагріванні та прожарюванні таких сполук: NaH_2PO_4 ; Na_2HPO_4 ; MgNH_4PO_4 ; $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4$; $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$.

198. Які сполуки утворює Фосфор з галогенами, які речовини утворюються при взаємодії PCl_3 та PCl_5 з водою? До якого класу сполук відносяться сполуки Фосфору з галогенами?

199. Яку масу фосфору можна одержати з фосфориту масою 1 т, якщо масова частка фосфору в ньому складає 80 %? Визначте масу вугілля та кремнезему, необхідних для цього.

(Відповідь: 160 кг; 154,8 кг; 464,5 кг)

200. При згорянні фосфору масою 3 г утворилось 6,87 г оксиду. Визначте формулу цього оксиду, якщо густина його парів за повітрям дорівнює 9,8?

(Відповідь: P_4O_5)

201. Який об'єм 0,1 М розчину NaOH необхідний для нейтралізації H_3PO_4 , одержаної з 0,31 г $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

(Відповідь: 60 мл)

202. Розчинність Ag_3PO_4 становить $1,97 \cdot 10^{-4}$ г у 100 г води. Визначте добуток розчинності солі.

(Відповідь: $1,3 \cdot 10^{-20}$)

203. Визначте ступінь гідролізу Na_3PO_4 в 0,1 М розчині солі.

(Відповідь: 38,1%)

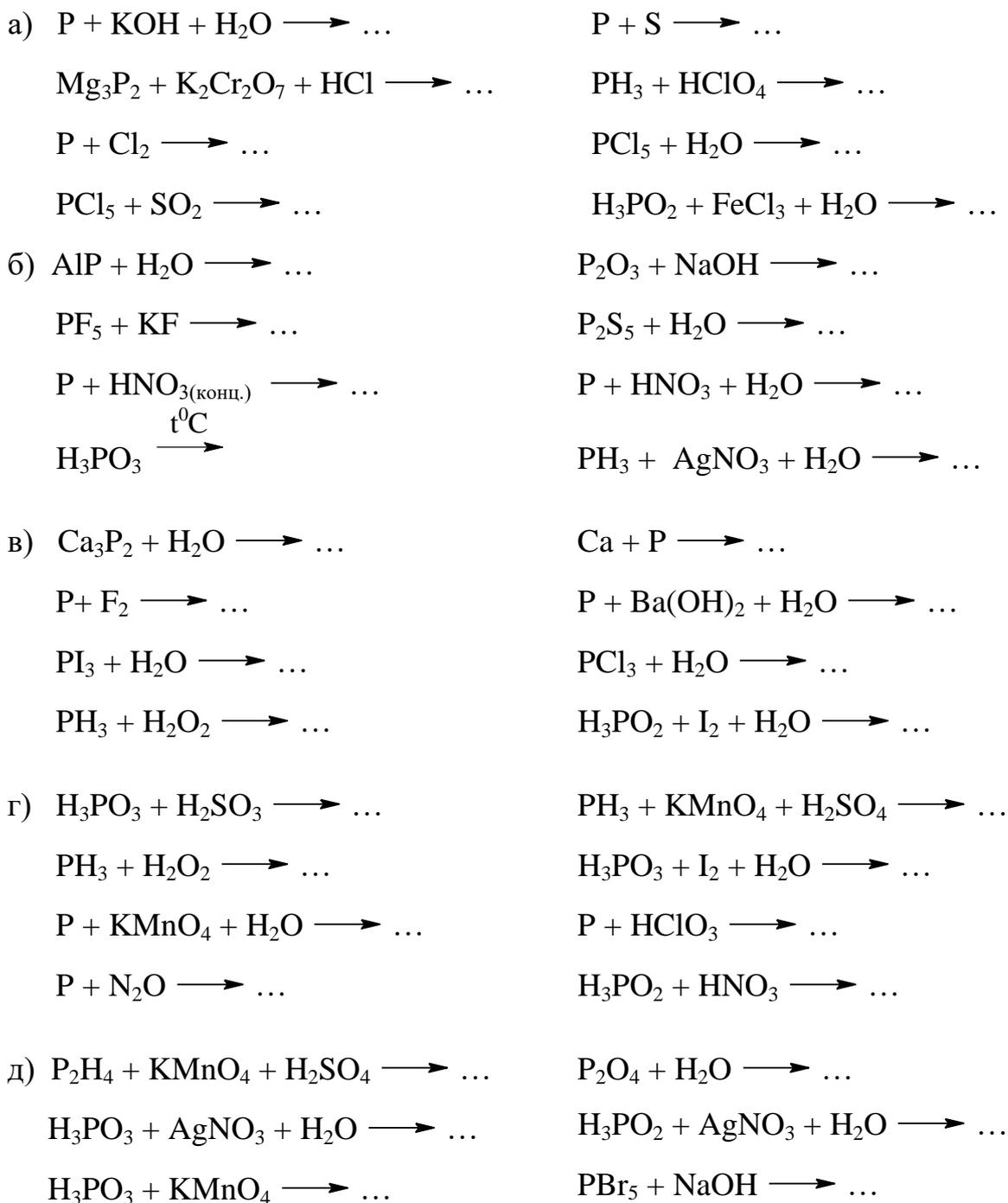
204. Яку масу P_2O_5 необхідно взяти для приготування 0,2 М розчину H_3PO_4 об'ємом 300 мл?

(Відповідь: 4,26)

205. Скільки *мл* 40%-ої HNO_3 і скільки грамів фосфору необхідно для добування 490 г H_3PO_4 ? Який об'єм NO при 27°C і 770 *мм рт.ст.* можна при цьому одержати?

(Відповідь: 1049,1 *мл* HNO_3 ; 155 г фосфору; 202,8 *л* NO)

206. Напишіть наступні рівняння реакцій:





207. Підберіть коефіцієнти в рівнянні реакції одержання арсину:



208. Арсен, на відміну від Стибію, розчиняється у водних розчинах гіпохлоритів. Напишіть рівняння реакції

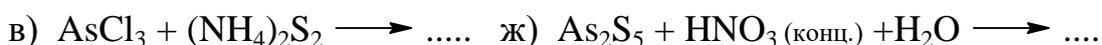


209. Напишіть рівняння реакцій одержання H_3AsO_3 та H_3AsO_4 та їх дисоціацію у водному розчині.

210. Напишіть рівняння реакції та підберіть відповідні коефіцієнти:



211. Напишіть рівняння наступних реакцій та назвіть усі сполуки:



212. Напишіть рівняння реакцій одержання тіосолей Арсену (III) і Арсену (V). Що відбувається при підкисленні розчину тіосоли Арсену?

213. Напишіть рівняння одержання арсен (V) сульфїду, якщо початковою речовиною є: а) NaAsO_2 ; б) NaH_2AsO_4 .

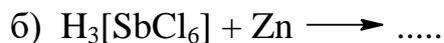
214. Порівняйте стійкість в розчині наступних сполук Арсену: а) H_3AsO_3 і H_3AsO_4 ; б) NaAsO_2 і NaAsS_2 . Як можна пояснити різницю в їх стійкості?

215. Напишіть рівняння реакцій взаємодії стибїю з концентрованими сульфатною та нітратною кислотами. З концентрованою хлоридною кислотою Стибій реагує за рівнянням:



Поясніть, чому в цьому випадку виділяється водень?

216. Напишіть рівняння реакцій:



217. Хлориди елементів підгрупи Арсену добре розчиняються у воді, сильно гідролізуються. Ступінь гідролізу зменшується від $SbCl_3$ до $BiCl_3$. Напишіть рівняння відповідних реакцій.

218. Поясніть, чому при нагріванні розчину стибій (III) хлориду з розчином натрій карбонату підкисленою хлоридною кислотою утворюється осад стибій (III) оксид (Sb_2O_3)? Напишіть рівняння реакції.

219. Напишіть рівняння наступних реакцій:

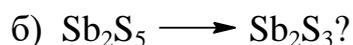


220. Як можна одержати стибій (III) хлорид і стибій (V) хлорид? Як візуально визначити, який хлорид утворюється при гідролізі стибій хлоридів? Напишіть рівняння гідролізу $SbCl_5$.

221. Сتيبій трисульфід і пентасульфід ($SbCl_3$, $SbCl_5$) можна осадити, якщо пропускати H_2S крізь підкислені хлоридною кислотою розчини $Sb(III)$ та $Sb(V)$. Яким ще способом можна одержати сульфіді Сتيبію?

222. Чи можна розчинити сульфіді Сتيبію у $(NH_4)_2S$ та $(NH_4)_2S_2$ (порівняйте з сульфідами Арсенуму та Стануму)? Як можна пояснити різне відношення Sb_2S_3 і SnS до розчину $(NH_4)_2S$?

223. Якими реакціями можна перетворити: а) $Sb_2S_3 \longrightarrow Sb_2S_5$;



224. Скільки г H_3AsO_4 можна одержати при окисненні 19,8 г As_2O_3 нітратною кислотою?

(Відповідь: 28,4 г)

225. При окисненні 1,22 г стибію одержали 1,46 г оксиду. Визначте формулу цього оксиду. Яка молярна маса еквівалента Стибію?

(Відповідь: Sb_2O_3 ; 40,6 г/моль)

226. Скільки г 25%-ої HCl необхідно для перетворення 3 г SbOCl у SbCl_3 ?

(Відповідь: 5,05 г)

227. Скільки мл 25%-ої нітратної кислоти ($\rho=1,15 \text{ г/см}^3$) слід витратити для перетворення 20 г $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ у середню сіль?

(Відповідь: 28,73 мл)

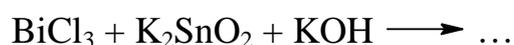
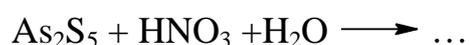
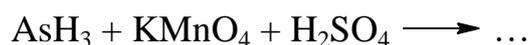
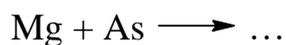
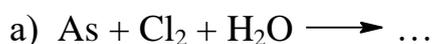
228. Скільки л (н.у.) H_2S необхідно для осадження Sb_2S_3 з 10 г 15%-го розчину SbCl_3 ?

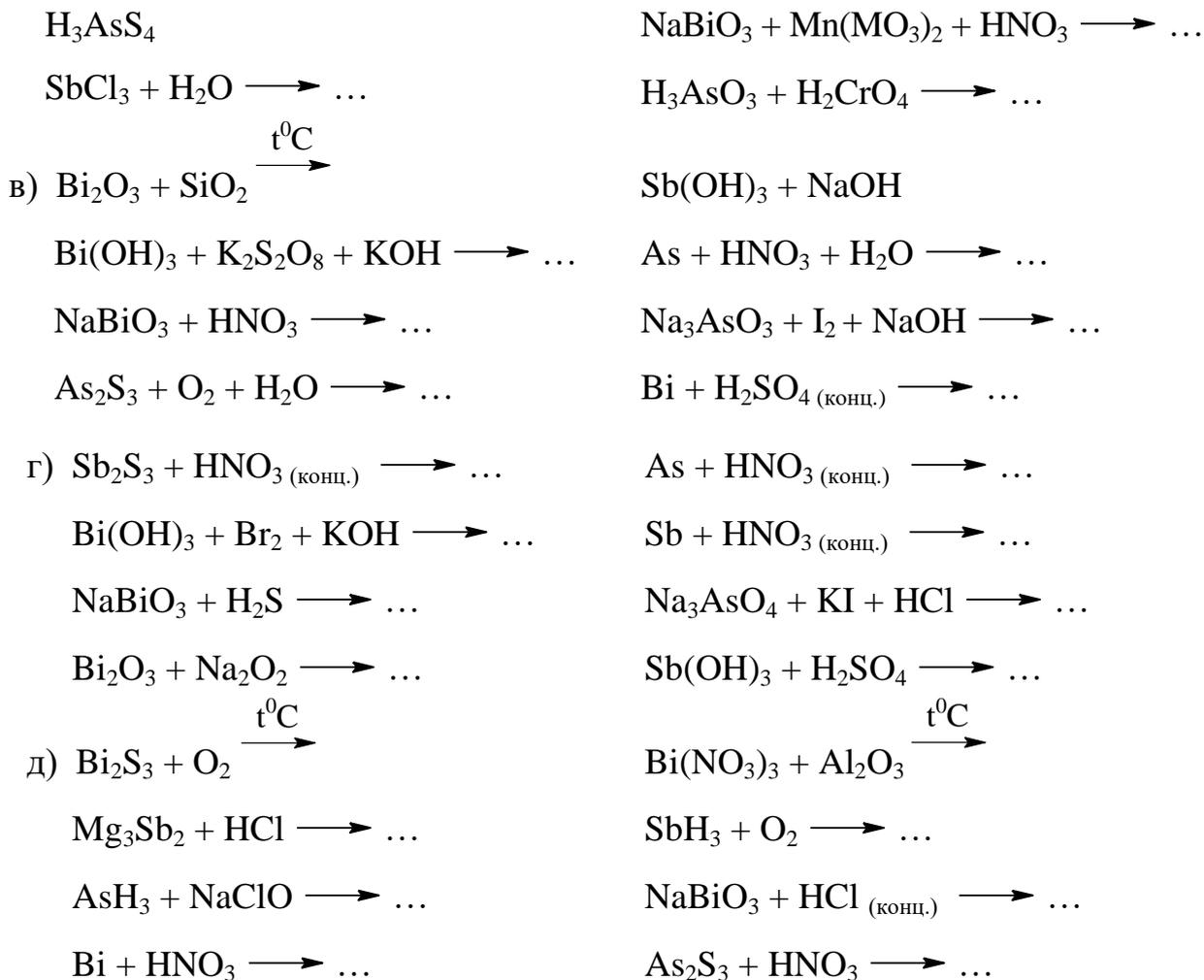
(Відповідь: 0,36 л)

229. Скільки г необхідно взяти 40%-го розчину арсенатної кислоти для приготування 0,01 М розчину H_2AsO_4 ?

(Відповідь: 3,55 г)

230. Напишіть рівняння наступних реакцій:





2.4. Оксисен, Сульфур, Селен, Телур (p-Елементи VIA-групи (ns^2np^4))

Загальна характеристика p-Елементів VI групи. Характерні ступені окиснення елементів в сполуках.

Оксиген. Кисень. Фізичні властивості, знаходження в природі. Ізотопи Оксигену. Будова молекули. Способи добування кисню. Хімічні властивості. Озон, добування. Пероксиди, супероксиди. Озоніди. Гідроген пероксид, його кислотні та окисно-відновні властивості. Використання кисню та його сполук в промисловості, медицині, фармації.

Елементи підгрупи Сульфуру (халькогени). Загальна характеристика. Знаходження в природі та добування. Фізичні властивості. Алотропія. Сполуки Сульфуру з галогенами, металами, Гідрогеном. Сірководень. Рівноваги у водному розчині сірководню. Сульфіді та гідрогенсульфіді. Відновні властивості сірководню та сульфідів. Полісульфіді.

Оксигенвмісні сполуки Сульфуру. Сульфур (IV) оксид, сульфїтна кислота, сульфїти, гїдрогенсульфїти. Кислотні, окисно-вїдновні властивостї сполук Сульфуру (IV).

Сульфур (VI) оксид. Сульфатна кислота. Добування, будова молекули. Хїмїчні властивостї. Олеум. Сульфати. Хлорсульфонова кислота, дисульфатна кислота. Перокси кислоти Сульфуру: пероксомоносульфатна та пероксодисульфатна кислоти. Окисні властивостї цих кислот та їх солей.

Тїосульфатна кислота, будова, властивостї. Тїосульфати. Полїтіоновї кислоти та полїтіонати. Біологічна роль Сульфуру та його сполук . Використання в медицині і фармації.

Селен та Телур. Гїдрогенвмісні сполуки, кислотні та вїдновні властивостї їх розчинів. Селенїди та телуриди. Оксигенвмісні сполуки. Оксиди та гїдроксиди. Селенїтна та телуритна кислоти, їх кислотні та окисно-вїдновні властивостї. Селенатна та телуратна кислоти, їх окисні властивостї.

Якісні реакції на сполуки халькогенів.

Лїтература: [1]с.251-270; [2] с.370-391.

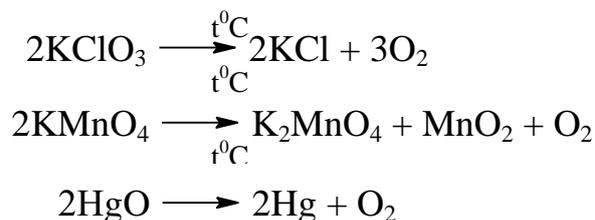
До елементів головної пїдгрупи шостої групи перїодичної системи належать Оксисен (O), Сульфур (S), Селен (Se), Телур (Te) – елементи, які виявляють неметалїчні властивостї і радїоактивний метал Полонїй (Po). Властивостї Оксигену, як самого легкого елементу шостої групи, вїдрїзняються вїд властивостей бїльш важких його аналогів.

Оксиген

Атом Оксигену на зовнїшньому енергетичному рївнї має шїсть електронів, тому легко приєднує два електрони, проявляючи негативний ступїнь окиснення, який дорївнює -2 , винятком є сполуки OF_2 , O_2F_2 , в яких Оксиген має ступїнь окиснення $+2$ та $+1$. Оксиген – хїмїчно активний елемент. Вїн сполучається з усїма елементами перїодичної системи, за винятком їнертних газів, утворюючи сполуки, які мають назву оксидів.

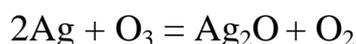
Кисень – газ без кольору і запаху, добре розчинний у водї. Добування його в лабораторних умовах базується на розкладаннї неїцїчних сполук, які мїстять Оксиген; наприклад, бертолетової солї, калїй перманганату,

натрій пероксиду та ін. Найчастіше в лабораторії для добування кисню застосовують бертолетову сіль, яка при нагріванні розкладається:

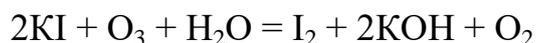


В техніці кисень одержують фракційною перегонкою рідкого повітря, а також електролізом води.

Озон (O_3) – алотропна видозміна Оксигену – газ блакитного кольору, має різкий запах, який нагадує запах свіжого повітря. В рідкому стані озон має інтенсивно синє забарвлення, а в твердому стані – це кристалічна речовина фіолетового кольору. В природі озон утворюється під час грози завдяки електричним розрядам, а також в атмосфері під впливом ультрафіолетових променів. В лабораторії озон добувають в озонаторах дією тихого електричного розряду на повітря. Озон – дуже сильний окисник. Він окиснює такі малоактивні метали, як ртуть та срібло, і більшість неметалів:

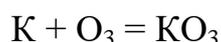


Якісною реакцією на озон є реакція з KI (кисень з KI не реагує):



(розчин крохмалю синіє внаслідок взаємодії з вільним йодом, що виділяється).

При взаємодії лужних металів з O_3 утворюються озоніди, в яких атоми Оксигену сполучені між собою в аніон O_3^- :



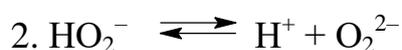
Озон використовують для знезараження питної води; така обробка безпечна для організму людини. Але вже незначні домішки озону в повітрі

шкідливо діють на живий організм і можуть викликати наслідки, подібні до дії радіоактивних променів. Озон спричиняє відмирання червоних кров'яних тілець.

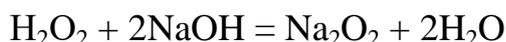
Найбільше практичне значення з пероксидів має H_2O_2 – *гідроген пероксид* – сиропоподібна, нестійка речовина, що повільно розкладається під дією світла:



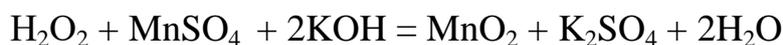
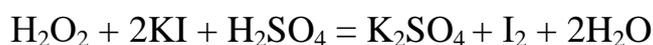
За хімічними властивостями H_2O_2 є слабкою двохосновною кислотою. У розчинах H_2O_2 дисоціює за схемами:



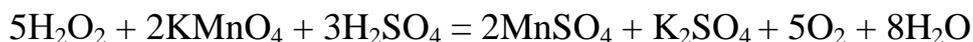
Кислотні властивості H_2O_2 виявляються в реакціях, де утворюються солі – *пероксиди*:



H_2O_2 – сильний окисник як в кислому, так і в лужному середовищі:



В присутності достатньо сильних окисників H_2O_2 виявляє відновні властивості:



В лабораторній практиці та в медицині використовують 30%-ний розчин (пергідроль) і 3%-ний водні розчини.

Сульфур, Селен, Телур (халькогени – рудонароджуючі)

Сульфур (S), Селен (Se), Телур (Te), як і Оксиген, є р-елементами шостої групи періодичної системи. Їх атоми на зовнішньому рівні мають шість електронів. Вони досить легко приєднують два електрони, але

можуть і віддавати шість електронів. Тому в сполуках можуть проявляти як негативний ступінь окиснення -2 , так і позитивний ступінь окиснення $+2, +4, +6$.

Для Сульфуру відомі кілька алотропних модифікацій, з яких найбільше вивчені ромбічна і моноклинна сірка. При поступовому охолодженні розплавленої сірки утворюються безбарвні голчасті кристали моноклинної сірки. При температурі нижче 96°C моноклинна модифікація поступово переходить у ромбічну. Якщо розплавлену сірку влити в холодну воду, то утворюється чорна, липка та тягуча маса – пластична сірка, яка з часом світлішає та перетворюється на ромбічну.

Молекулярна маса сірки в розчинах відповідає формулі S_8 . В парі сірки одночасно можуть знаходитись молекули: $\text{S}_8, \text{S}_6, \text{S}_4$ і S_2 .

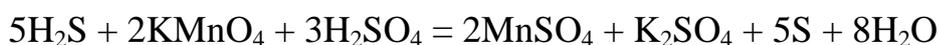
За хімічними властивостями сірка є активним неметалом. Подібно до кисню вона сполучається майже з усіма металами. З воднем сірка утворює сполуку H_2S , яка має назву дигідрогенсульфур (*сірководень*). H_2S – отруйний газ з характерним запахом тухлих яєць. *Роботи з ним повинні проводитись у витяжній шафі!* Оскільки H_2S дисоціює з утворенням іонів Гідрогену, розчин його у воді (сульфідна вода) має кислотні властивості.

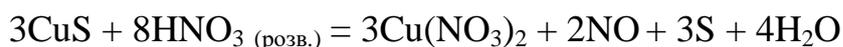
H_2S в розчині поводитья як слабка двоосновна кислота:



Вона утворює два ряди солей: середні – *сульфіди* та кислі – *гідрогенсульфіди*. Більшість сульфідів – малорозчинні сполуки з характерним індивідуальним забарвленням.

Сульфідна кислота та її солі виявляють яскраво виражені відновні властивості:





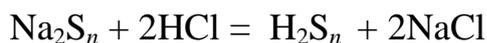
Сірка, а також Селен та Телур, взаємодіють з гарячими розчинами лугів:



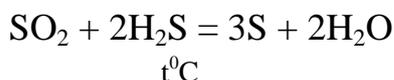
Взаємодією сірки з сульфідами лужних металів (сплавлянням або у концентрованих розчинах) одержують *полісульфіди*:



При взаємодії полісульфідів з хлоридною кислотою HCl одержують гідроген полісульфіди (H_2S_n) – *сульфани* – у вигляді жовтої олієподібної рідини (суміш сульфанів):

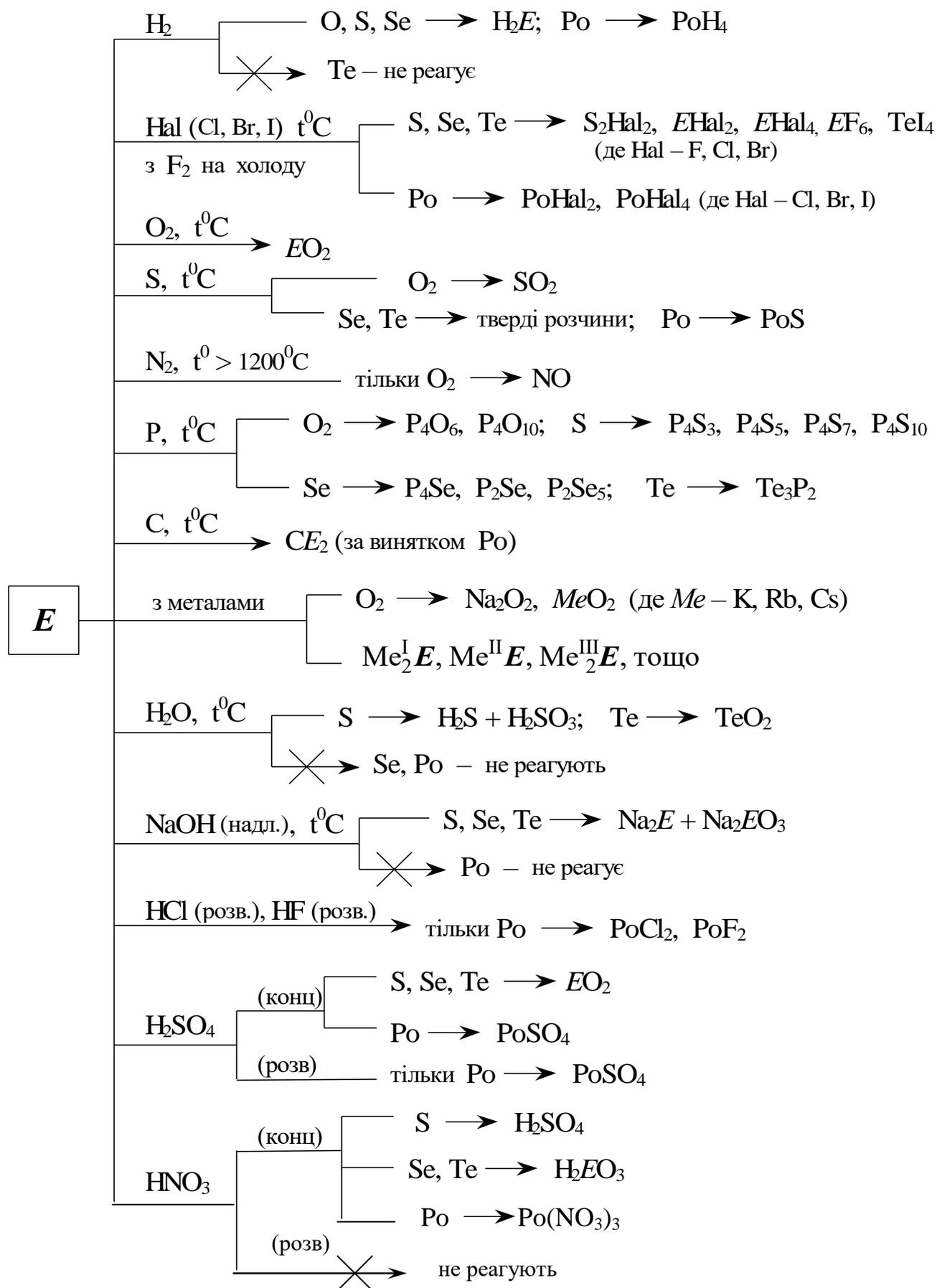


З Оксигеном Сульфур утворює кілька оксидів, з яких найбільш важливими є SO_2 і SO_3 . Сульфур (IV) оксиду відповідає кислота H_2SO_3 – дуже нестійка сполука, яка відома тільки у водних розчинах. H_2SO_3 (сульфітна кислота) – двохосновна кислота середньої сили, утворює середні (*сульфіти*) та кислі (*гідрогенсульфіти*) солі. Оскільки в SO_2 та сульфітах Сульфур знаходиться в проміжному ступені окиснення (+4), ці сполуки виявляють властивості як окисника, так і відновника, а при нагріванні диспропорціонують:



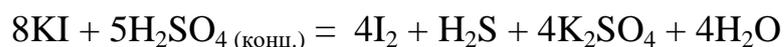
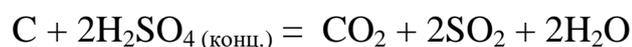
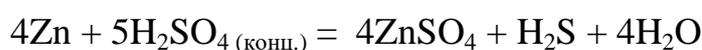
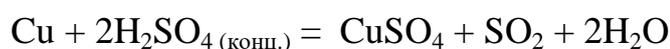
p-Елементи VI групи O, S, Se, Te, Po

Найважливіші реакції

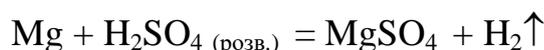


Сульфур (VI) оксиду відповідає *сульфатна кислота* – безбарвна олієподібна рідина. Концентрована сульфатна кислота містить 96,5% H_2SO_4 і має густину $1,84 \text{ г/см}^3$. При розчиненні H_2SO_4 у воді виділяється велика кількість тепла. Концентрована H_2SO_4 енергійно взаємодіє з водою, утворюючи гідрати $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, та ін. Здатністю вбирати воду пояснюється зуглювання концентрованою сульфатною кислотою органічних речовин – вуглеводнів. Чиста H_2SO_4 здатна розчиняти до 70% SO_3 . Такі розчини димлять на повітрі і називаються *димучою сульфатною кислотою*, або *олеумом*. Склад олеуму можна позначити формулою $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{SO}_3$ ($n=1\div 6$). Фактично він є сумішшю кислот: H_2SO_4 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_{10}$ та інших.

Концентрована H_2SO_4 – сильний окисник. За звичайних умов вона не взаємодіє лише з платиновими металами та золотом, а також з деякими металами, які вона пасивує (Fe, Al, Cr):

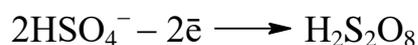


H_2SO_4 належить до сильних кислот; як двохосновна кислота утворює два типи солей: середні –сульфати та кислі –гідрогенсульфати. Сульфатна кислота реагує з основними і амфотерними оксидами та гідроксидами, солями, розчиняє метали, розміщені в електрохімічному ряду напруг ліворуч від Гідрогену:



Взаємодією SO_3 з HCl одержують *хлорсульфонову кислоту* HSO_3Cl , яку використовують у синтезі лікарських препаратів.

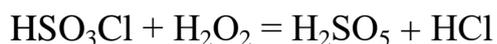
Більш сильними окисниками в порівнянні з концентрованою сульфатною кислотою є *пероксодисульфатна* ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$) та *пероксомоносульфатна* (H_2SO_5) кислоти. $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ одержують анодним окисненням HSO_4^- (електроліз розчинів гідрогенсульфатів):



Кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ та її солі (пероксодисульфати, або персульфати) є сильними окисниками:



H_2SO_5 (кислота Каро) утворюється при взаємодії $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ або HSO_3Cl з концентрованим розчином гідроген пероксиду:



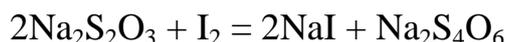
При кип'ятінні розчинів сульфітів з подрібненою сіркою утворюються тіосульфати – солі *тіосульфатної* ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$) кислоти:



$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – сильна кислота, нестійка за звичайних умов. При спробі одержання вона розкладається:



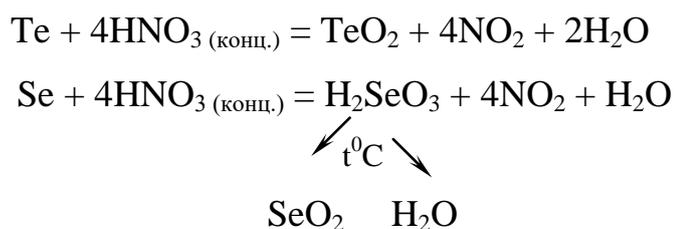
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – сильний відновник. При його окисненні слабкими окисниками, наприклад, йодом, утворюється $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ – *натрій тетратіонат* – сіль, яка належить до групи *політіонатів* складу $\text{Na}_2\text{S}_x\text{O}_6$, де $x = 2-8$.



Селен та *Телур* з воднем утворюють легкі, термічно нестійкі гідрогенвмісні сполуки (H_2Se , H_2Te), які при розчиненні у воді утворюють

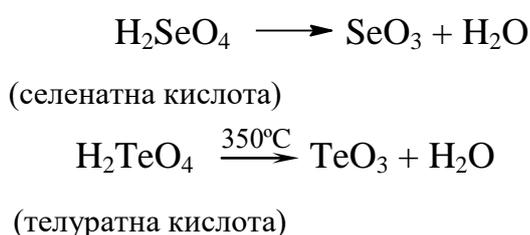
слабкі кислоти і, відповідно, середні (*селеніди, телуриди*) та кислі (*гідрогенселеніди, гідрогентелуриди*) солі.

При нагріванні на повітрі або в атмосфері кисню, Se і Te згорають з утворенням SeO_2 та TeO_2 . Селен (IV) та телур (IV) оксиди найкраще добувати окисненням простих речовин концентрованою нітратною кислотою HNO_3 :

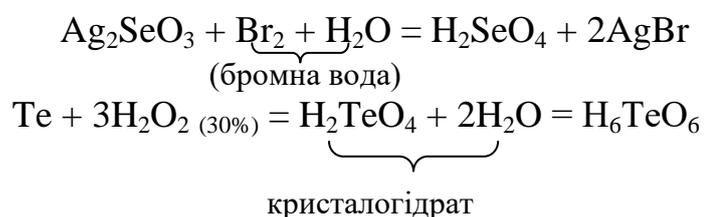


H_2SeO_3 (*селенітна*), H_2TeO_3 (*телуритна*) кислоти – слабкі кислоти, які утворюють два типи солей – середні та кислі (*селеніти і телурити*).

Селен (VI) і телур (VI) оксиди добувають дегідратацією або нагріванням відповідних кислот:



Самі кислоти можуть утворюватись внаслідок наступних хімічних реакцій:



Солі цих кислот (селенати і телурати) легко утворюються при сплавленні селенітів і телуритів з нітратами лужних металів:



H_2TeO_4 і H_6TeO_6 – кислоти, менш стійкі, ніж H_2SeO_4 , і виявляють більш сильну окисну здатність:



H_2SeO_4 – це єдина індивідуальна кислота, яка розчиняє золото:



Запитання, задачі, вправи до підрозділу 2.4.

231. Наведіть розповсюдження Оксигену в природі? Який відсотковий вміст (за масою та за об'ємом) кисню у повітрі? Наведіть склад повітря.
232. Напишіть рівняння реакцій розкладання калій хлорату, калій перманганату та калій нітрату. Що таке каталізатор?
233. Які сполуки називають оксидами? Наведіть приклади кислотних, основних та амфотерних оксидів. Напишіть формули ангідридів сульфатної, нітратної та фосфатної кислот.
234. Вкажіть, де застосовують кисень в промисловості.
235. Як одержують озон O_3 ? Яка будова молекули озону? Чому при пропусканні озону крізь розчин калій йодиду відбувається пожовтіння розчину?
236. Чому дорівнює об'єм кисню (н.у), одержаного з KClO_3 і KMnO_4 , взятих масою по 1 кг?

(Відповідь: 274,2 л і 70,9 л)

237. Який об'єм (н.у.) займає кисень масою 1 кг? В якому об'ємі повітря він міститься, якщо об'ємна частка його в повітрі складає 20,9 %? Яка маса кисню міститься у повітрі, який займає об'єм 36 м^3 (н.у.)

(Відповідь: $0,7 \text{ м}^3$; $3,35 \text{ м}^3$; $10,7 \text{ м}^3$)

238. Визначте масу оксиліту ($\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{KO}_2$), який необхідний для відновлення повітря в приміщенні об'ємом 10 м^3 , після того, як масова частка кисню, використаного на дихання, склала 60 %.
(Відповідь: 6,67 кг)

239. Який об'єм повітря, що містить кисень, слід використати для спалювання вугілля масою 1 т ?

(Відповідь: 8900 м^3)

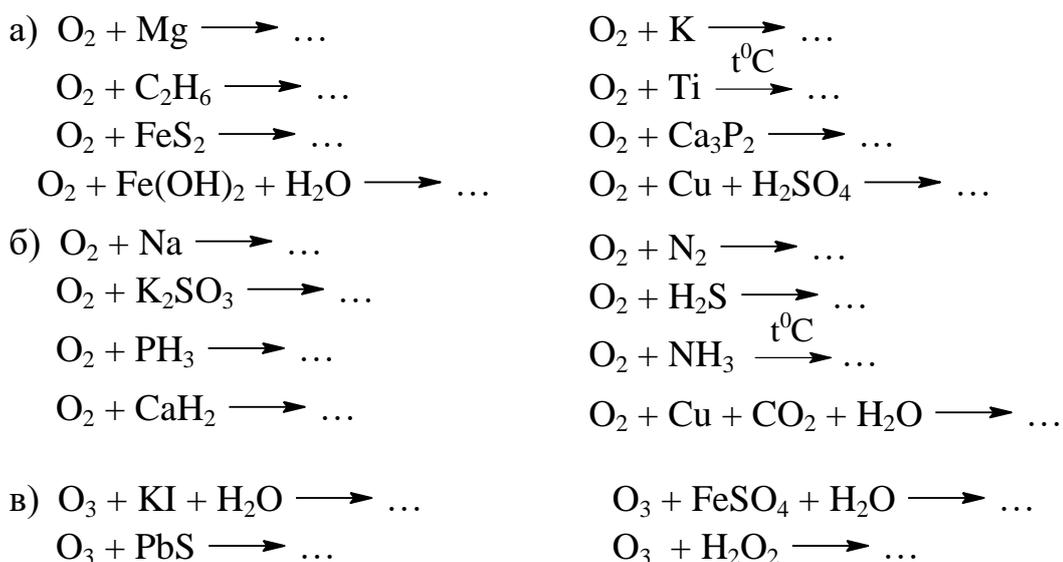
240. У дихальному апараті знаходиться оксиліт (спресована у вигляді таблеток суміш порошків Na_2O_2 і KO_2 , взятих у еквівалентних кількостях) масою 745 г . Визначте об'єми (н.у.) CO_2 , який поглинається і O_2 , що виділяється при повному використанні оксиліту.

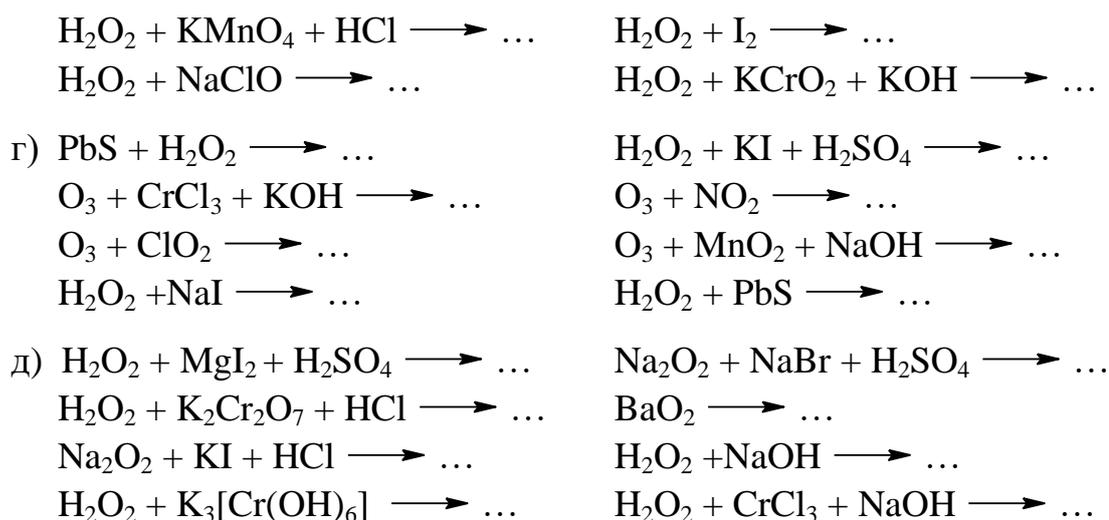
(Відповідь: 168 л CO_2 ; 140 л O_2)

241. Який об'єм газу (н.у.) пропустили через озонатор, якщо газ який з нього одержали зайняв за тих самих умов об'єм 16 л ?

(Відповідь: 24 л)

242. Напишіть рівняння реакцій:





243. Які сполуки утворює Сульфур з Гідрогеном? Як їх добувають? Яка їх будова? Які молекули та іони знаходяться в рівновазі у водному розчині H_2S (сульфідної води)?
244. Які три типи реакцій характерні для H_2S ? Які рівноваги встановлюються при розчиненні H_2S у воді? Чи однакова розчинність H_2S у воді та розчинах кислот і лугів?
245. Які хімічні процеси покладено в основу контактного і нітрозного методів виробництва сульфатної кислоти? Який склад має нітрозилсульфатна кислота? Що називають олеумом і моногідратом? Наведіть графічні формули піросульфатної, хлорсульфонової, перексосульфатної та перексодисульфатної кислот.
246. Як утворюється натрій тіосульфат? Чи однаковий ступінь окиснення атомів Сульфуру в натрій тіосульфаті? Поясніть, чому при дії Cl_2 і I_2 на розчин натрій тіосульфату утворюються різні продукти. Як поводить ся натрій тіосульфат при нагріванні? Напишіть рівняння реакцій.
247. Наведіть графічну формулу натрій тетратіонату. Як можна одержати цю сіль?

248. Які сполуки Сульфуру з галогенами відомі? Що утворюється при взаємодії цих речовин з водою? Як одержують оксигеногалогеніди Сульфуру? Напишіть реакції взаємодії їх з водою.
249. Охарактеризуйте відношення селену та телуру до кислот та лугів. Напишіть рівняння відповідних реакцій.
250. Як можна добути селено- та телуроводень? Чи реагують відповідні халькогени безпосередньо із воднем?
251. Як змінюються відновні властивості сполук в ряду $\text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se} - \text{H}_2\text{Te}$?
252. Запропонуйте способи добування оксидів Селену (SeO_2 , SeO_3) та Телуру (TeO_2 , TeO_3).
253. Як добувають оксигеновмісні кислоти Селену та Телуру? Напишіть відповідні рівняння реакцій. Назвіть усі сполуки.
254. Який об'єм SO_2 (н.у.) необхідний для повного знебарвлення 250 мл 0,1 М розчину KMnO_4 ?

(Відповідь: 0,28 л)

255. Визначте рН 0,34%-го розчину ($\rho=1\text{г/см}^3$) сульфідної кислоти, враховуючи що дисоціація відбувається лише за першою стадією ($K_{1\text{дис}_{\text{H}_2\text{S}}} = 9 \cdot 10^{-8}$).

(Відповідь: 4,02)

256. Визначте молекулярну масу селеноводню, якщо 375 мл його, виміряного при 27°C і тиску 750 мм рт. ст., мають масу 1,215 г. У скільки разів цей газ важчий за сірководень?

(Відповідь: 81 г/моль; в 2,38 рази)

257. Яку кількість (за об'ємом) 60%-го розчину сульфатної кислоти ($\rho=1,504 \text{ г/см}^3$) можна добути з 1 т піриту, якщо вважати, що ніяких втрат під час виробництва не відбулось?

(Відповідь: $1,8 \text{ м}^3$)

258. Добуток розчинності PbSO_4 дорівнює $D_{\text{PbSO}_4} = 2,2 \cdot 10^{-8}$. Визначте кількість іонів Плюмбуму в грамах, що міститься в 250 мл насиченого розчину.

(Відповідь: $0,0112 \text{ г}$)

259. При дії на 0,1 н. розчин натрій тіосульфату надлишком сульфатної кислоти добуто 4,8 г сірки. Який об'єм розчину натрій тіосульфату підлягає розкладанню?

(Відповідь: 3 л)

260. Яка маса пероксодисульфатної кислоти утвориться у прианодному просторі електролізеру, якщо струм силою 5 А пропускали 32 хв 10 с крізь концентрований розчин сульфатної кислоти?

(Відповідь: $9,7 \text{ г}$)

261. Для повного осадження BaSO_4 із 100 г розчину з масовою часткою BaCl_2 15% витратили 14,4 мл сульфатної кислоти. Визначте молярність і нормальність розчину сульфатної кислоти.

(Відповідь: $5 \text{ М}; 10 \text{ н.}$)

262. Визначте рН 0,2 М розчину H_2SO_3 , якщо сполука продисоціювала за першою стадією на 28% (дисоціацією за другою стадією знехтувати).

(Відповідь: $1,25$)

263. Сульфатна кислота, добута баштовим способом, містить 74,66% H_2SO_4 і має густину $1,67 \text{ г/см}^3$. Визначте молярну концентрацію кислоти.

(Відповідь: 12,72 М)

264. Тиск пари розчину, що містить 0,05 моль Na_2SO_4 в 450 г води дорівнює 756,2 мм рт. ст. Визначте уявний ступінь дисоціації Na_2SO_4 в цьому розчині.

(Відповідь: 76,5 %)

265. 5 г 98%-го розчину H_2SO_4 розбавили до 5 л. Розрахуйте рН утвореного розчину при $\alpha = 1$.

(Відповідь: 1,7)

266. Визначте нормальну концентрацію розчину H_2SO_4 , який має густину $1,84 \text{ г/см}^3$ та масову частку кислоти 96%.

(Відповідь: 36,04 н.)

267. Скільки мл 2 н. розчину H_2SO_4 необхідно для приготування 500 мл 0,5 н. розчину?

(Відповідь: 125 мл)

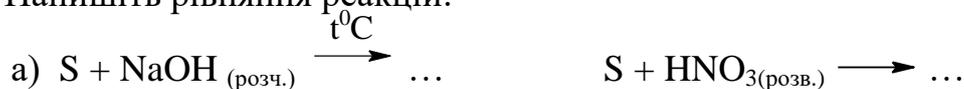
268. Визначте концентрацію $[\text{H}^+]$ в 0,02 М розчині H_2SO_3 , враховуючи тільки перший ступінь дисоціації, для якого $K_{1 \text{ дис-}\text{H}_2\text{SO}_3} = 1,7 \cdot 10^{-2}$.

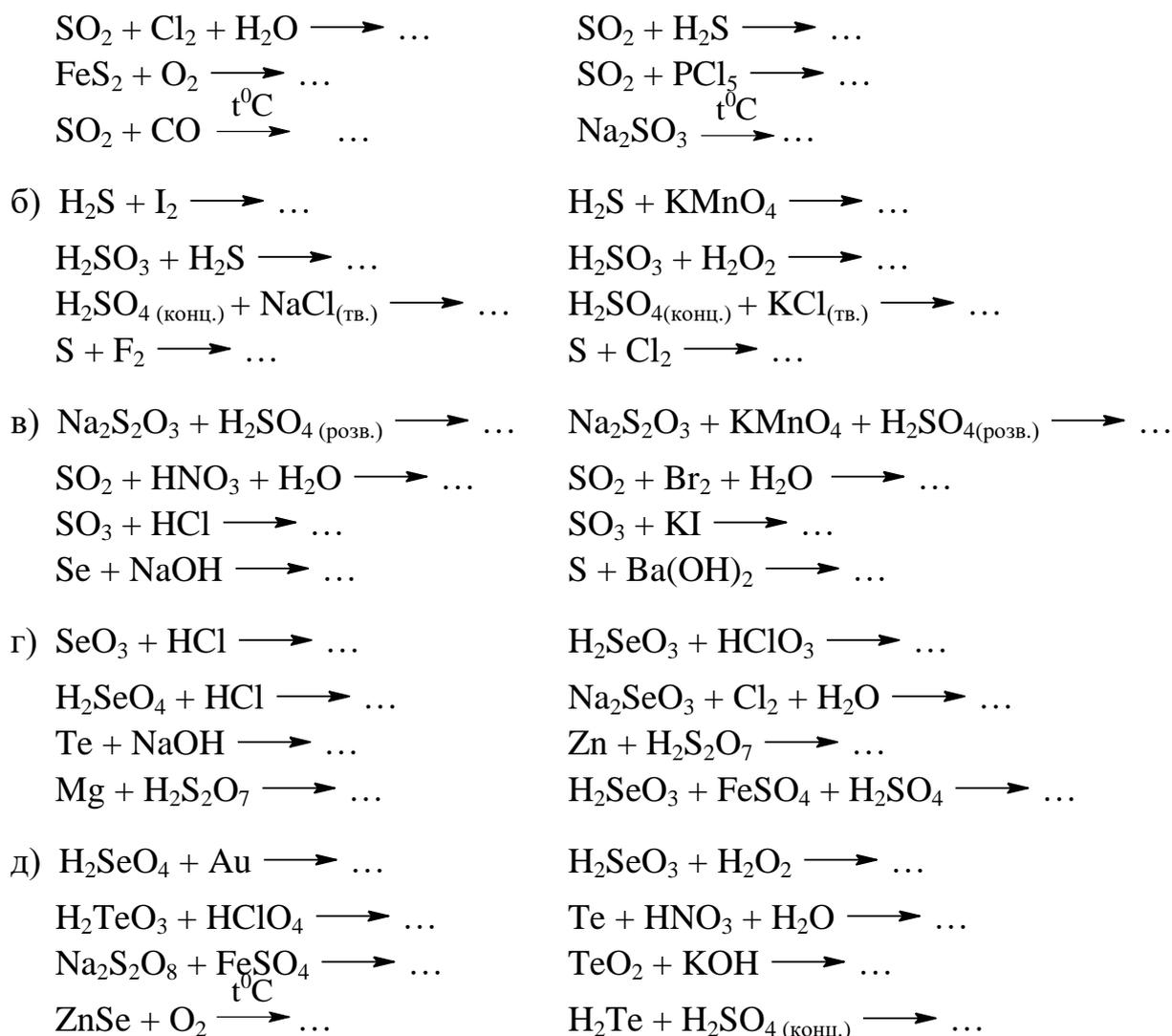
(Відповідь: $1,8 \cdot 10^{-2}$)

269. Визначте молярну, нормальну, моляльну концентрації та титр розчину з масовою часткою H_2SO_4 40% ($\rho = 1,303 \text{ г/см}^3$).

(Відповідь: 5,3 М; 10,6 н.; 0,52 моль/кг; 0,6546 г/мл)

270. Напишіть рівняння реакцій:





2.5. Підгрупа Галогенів (p-Елементи VIIA-групи (ns^2np^5))

Загальна характеристика галогенів. Знаходження в природі, способи добування, фізичні і хімічні властивості. Сполуки галогенів з воднем; методи добування і властивості. Кислотні властивості водних розчинів галогенгидрогенів. Хлоридна, бромідна, йодидна кислоти. Галогеніди. Відновні властивості галогенід-іонів.

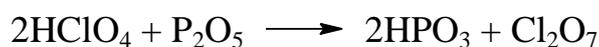
Оксигенвмісні сполуки галогенів, їх одержання та властивості. Фторид оксигену, оксиди та кислоти Хлору, Броду, Йоду, їх кислотні та окисні властивості. Солі оксигенв-місних кислот, способи добування і властивості. Біологічна роль галогенів і їх сполук.

Література: [1]с.232-245; [2] с.392-409.

До галогенів відносять Флуор, Хлор, Бром, Йод та Астат, які належать до p-елементів головної підгрупи сьомої групи. Ці елементи

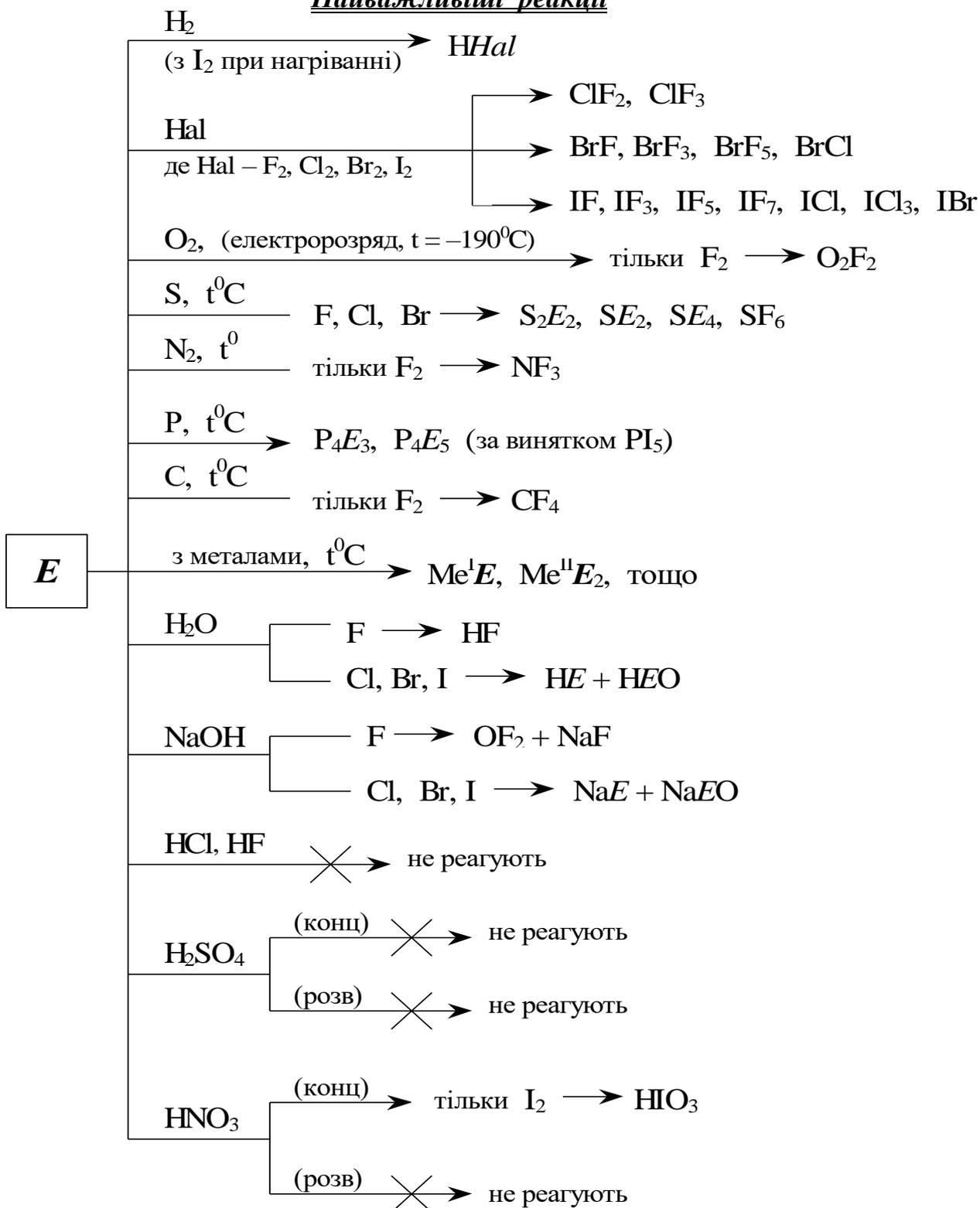
мають яскраво виражені неметалічні властивості. Атоми елементів мають по 7 електронів на зовнішньому енергетичному рівні, тому вони легко приєднують по одному електрону і переходять у негативні одновалентні іони. Галогени можуть також мати і позитивні ступені окиснення. Ступінь окиснення +7 характерний лише для Хлору. Для Брому найбільш характерним є максимальний позитивний ступінь окиснення +5, а ступінь окиснення Флуору буває тільки -1. Усі галогени – окисники. Окисна здатність їх зменшується від фтору до йоду. За агрегатним станом фтор і хлор – гази, бром – рідина, а йод – тверда речовина. Астат було одержано штучно, його атоми мають високу радіоактивність. За властивостями він схожий на йод і наближається до металів. Неметалічні властивості галогенів послаблюються із збільшенням порядкового номеру.

Внаслідок високої хімічної активності галогенів їх похідні надзвичайно різноманітні. Всі галогени сполучаються з усіма простими речовинами (крім кисню): з металами (NaCl, CuCl₂, PtF₄, CrF₆), з неметалами (SF₆, CCl₄, NI₃, SiF₄, тощо), утворюють між собою міжгалогенні сполуки (ClF, BrF, ICl₃, BrF₅, тощо). Крім неорганічних сполук, галогени входять до складу багатьох органічних сполук (CHCl₃ – хлороформ, CHI₃ – йодоформ, CF₂Cl₂ - «фреон», CCl₃NO₂ – «хлорпікрин» тощо). З воднем галогени утворюють галогеноводні HF, HCl, HBr, HI, водні розчини яких є типовими кислотами. HF – слабка кислота, інші – дуже сильні. З киснем галогени безпосередньо не сполучаються, тому їх оксигенвмісні сполуки одержують непрямим шляхом:



p-Елементи VII групи F, Cl, Br, I

Найважливіші реакції



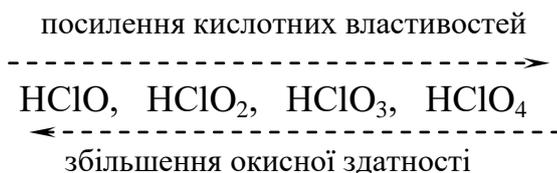
Оксигенвмісні сполуки галогенів дуже нестійкі і розкладаються з вибухом. Оксиди Cl_2O і Cl_2O_7 є ангідридами відповідних кислот (HClO та HClO_4):



Оксиди ClO_2 та Cl_2O_6 є подвійними ангідридами, тому що при взаємодії з водою вони утворюють дві кислоти:



Порівняння кислотних властивостей і окисної здатності оксигенвмісних кислот можна представити так:



З лугами галогени (крім F_2) взаємодіють за загальною схемою:



Розчин, що містить суміш солей лужних металів кислот HCl і HClO називається «жавелевою водою» і застосовується для відбілювання тканин, паперу, тощо:



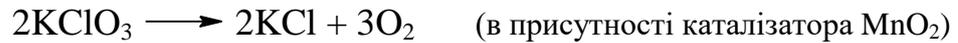
При пропусканні хлору крізь вологе вапно утворюється «хлорне вапно» – CaOCl_2 ($\text{CaCl}(\text{OCl})$ – кальцій хлорид-гіпохлорит).

Похідні галогенів у проміжних ступенях окиснення (+1, +3, +5) схильні до реакцій диспропорціонування (самоокиснення-самовідновлення):





Такого типу похідні, в залежності від умов, можуть також підлягати реакціям внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення:



(бертолетова сіль)

Зміну окисно-відновної здатності похідних галогенів з різними ступенями окиснення можна представити наступною схемою:

відновна здатність ↓	Cl ⁻		Cl ⁰	Cl ⁺	Cl ⁺³	Cl ⁺⁵	Cl ⁺⁷	↑ окисна
	Br ⁻		Br ⁰	Br ⁺	Br ⁺³	Br ⁺⁵	Br ⁺⁷	
	I ⁻		I ⁰	I ⁺	I ⁺³	I ⁺⁵	I ⁺⁷	

Запитання, задачі, вправи до підрозділу 2.5

271. Які електрони атома Флуору приймають участь в утворенні хімічного зв'язку? Який тип зв'язку існує в молекулах його сполук: F₂; F₂O; ClF; H₂F₂; SiF₂; KF?
272. У вигляді яких сполук Флуор зустрічається у природі? Як можна добути фтор у вільному стані? Яке практичне значення має фтор у промисловості?
273. Як добувають HF в промисловості та лабораторних умовах? Чому HF добувають у мідних, свинцевих чи платинових посудинах, а не в скляних чи сталевих? В якому посуді зберігають водний розчин HF? Як називається цей розчин? Чим пояснюється низький ступінь дисоціації HF?
274. Обробка скла розчином фторидної (плавикової) кислоти називається «прозоре травлення». Напишіть рівняння реакції. Які властивості має H₂[SiF₆] та її солі? Як її можна добути?

275. Використовуючи метод МО, розгляньте можливість існування таких частинок: F_2^+ , F_2^- , HeF.

276. Яке місце займає Хлор в періодичній системі елементів? Напишіть електронну структуру атома Хлору, які ступені окиснення характерні для Хлору?

277. Напишіть реакції добування хлору в молекулярному та іонно-молекулярному вигляді:



Які речовини в цих реакціях є окисниками, які – відновниками?

278. Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються на електродах при електролізі розплаву натрій хлориду та його водного розчину.

279. За яких умов може утворитися PCl_5 (SbCl_5) при згорянні фосфору (стибію) в Cl_2 ?

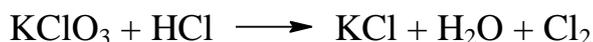
280. Що називається хлорною водою? Як довести, що хлорна вода одночасно містить HCl , HClO , Cl_2 і H_2O ? Як пояснити зникнення забарвлення і запаху хлорної води, якщо до неї додати розчин натрій гідроксиду? При підкисленні нейтрального розчину хлорної води відчувається запах хлору. Чим це можна пояснити? Напишіть відповідні рівняння реакцій.

281. Які перетворення може зазнавати HClO ? За яких умов вони відбуваються?

282. Напишіть рівняння реакцій взаємодії $\text{CaCl}(\text{OCl})$ з розчинами карбонатної та сульфатної кислот. Які продукти утворюються при термічному розкладанні $\text{CaCl}(\text{OCl})$? Напишіть рівняння реакцій.

283. Напишіть можливі способи одержання бертолетової солі. Поясніть умови перебігу цих процесів.

284. При взаємодії бертолетової солі з кислотами мають місце такі реакції:



Підберіть стехіометричні коефіцієнти в рівняннях.

285. Як змінюються кислотні та окисні властивості і термічна стійкість в ряду оксигеновмісних кислот Хлору?

286. Як можна добути вільний бром? Як впливає манган (IV) оксид та вільний хлор (кожен окремо) на кислоту HBr? Напишіть рівняння реакції добування вільного броду в молекулярній та іонно-молекулярній формах.

287. Які фізичні та хімічні властивості броду? Напишіть реакції взаємодії Br₂ з алюмінієм, фосфором та водою. Де спостерігається більша розчинність Br₂: в кислоті, воді або лузі? Поясніть процеси, які відбуваються в бромній воді при додаванні до неї лугу або кислоти.

288. Поясніть, чому при взаємодії натрій броміду з концентрованою сульфатною кислотою одержують HBr, забруднений Br₂ та H₂S. Напишіть рівняння відповідних реакцій в молекулярному та іонному вигляді. Як можна добути чистий HBr?

289. Яка розчинність HBr у воді? Чи є розчин HBr сильною кислотою?

290. Як можна добути HBrO та KBr? Напишіть рівняння реакцій.

291. В якому вигляді зустрічається йод у природі? Напишіть рівняння реакції добування I₂ в лабораторних умовах і в промисловості.

292. Які фізичні та хімічні властивості йоду? Яка розчинність I₂ у воді та в органічних розчинниках? В чому сутність закону розподілу? Що

називається коефіцієнтом розподілу? Чому розчинність I_2 в водному розчині калій йодиду значно вище, ніж у воді?

293. Що таке «йодна вода»? Які молекули та іони містяться в йодній воді? Напишіть рівняння взаємодії йодної води з розчином натрій гідроксиду. Чим пояснюється знебарвлення йодної води, що відбувається при цьому?
294. Сильним чи слабким електролітом є кислота HI? Який ступінь її дисоціації? Яким способом можна добути чисту HI?
295. Напишіть формули оксидів Йоду. Напишіть формули та назвіть оксигеновмісні кислоти Йоду. Яка основність цих кислот? На які іони дисоціює у водному розчині HIO?
296. Яким способом можна добути калій йодат KIO_3 ? Напишіть рівняння взаємодії розчину KI та KIO_3 , підкисленого сульфатною кислотою.
297. Чим можна пояснити, що енергія дисоціації молекул і спорідненість атома до електрону збільшується від Флуору до Хлору та зменшується від Хлору до Йоду?
298. Як змінюється сила гідрогеногалогенідів в ряду: H_2F_2 , HCl, HBr, HI? Який із гідрогеногалогенідів є найсильнішим відновником, чим це можна пояснити?
299. Порівняйте величини ступеней дисоціації гідрогеногалогенідних кислот. Чому сила цих кислот в ряду від H_2F_2 до HI збільшується? Чим можна пояснити різний склад молекул H_2F_2 та HI?
300. Як змінюється сила кислот в ряду: HClO, HBrO, HIO? Напишіть реакції їх дисоціації. Чи можна добути ці кислоти у вільному стані? Яка їх стійкість? Як змінюється окисна здатність цих кислот?

301. Під час дії AgNO_3 на суміш солей NaCl і KCl масою 2,66 г був одержаний AgCl масою 5,74 г. Визначте масові частки солей, які утворюють суміш.

(Відповідь: 44 і 56%)

302. Визначте ізотонічний коефіцієнт 0,2 М розчину HCl , якщо в 1 л цього розчину міститься $2,19 \cdot 10^{23}$ її молекул та іонів.

(Відповідь: 1,82)

303. Визначте рН 3,12%-го розчину HCl ($\rho = 1,015 \text{ г/см}^3$) при $\alpha = 1$.

(Відповідь: 0,06)

304. Розрахуйте молярну, нормальну та моляльну концентрації 16%-го розчину алюміній хлориду густиною $1,146 \text{ г/см}^3$.

(Відповідь: 1,38 М; 4,14 н.; 1,43 моль/кг)

305. Визначте ступінь дисоціації кислоти HClO в 0,2 н. розчині, якщо $K_{\text{дис. HClO}} = 4 \cdot 10^{-8}$.

(Відповідь: 0,0045)

306. При взаємодії розчину KIO_3 об'ємом 50 мл з надлишком KI в присутності H_2SO_4 виділилося 19 г йоду. Визначте молярну та нормальну концентрації KIO_3 у цьому розчині.

(Відповідь: 0,5 М; 2,5 н.)

307. Масова частка кисню в оксиді Хлору складає 47,42%. Яка формула оксиду, якщо густина його пари за воднем дорівнює 33,73?

(Відповідь: ClO_2)

308. Яка маса SiO_2 прореагує з 500 мл плавикової кислоти, якщо її концентрація дорівнює 2 моль/л?

(Відповідь: 15 г)

309. Який об'єм (н.у.) хлору і яка маса $\text{Ca}(\text{OH})_2$ необхідні для одержання кальцій хлорид-гіпохлориту (хлорного вапна – CaOCl_2) масою 63,5г?

(Відповідь: 11,2 л; 37 г)

310. Визначте масу йоду, який розчиниться у 200 мл розчину з масовою часткою KI, яка дорівнює 24 % ($\rho=1,2 \text{ г/см}^3$).

(Відповідь: 88,1 г)

311. Яка маса $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ розчиниться у 200 мл 6 М розчину нітратної кислоти?

(Відповідь: 292,2 г)

312. Яка маса AgBr випаде в осад, якщо до 200 мл 0,1 М розчину AgNO_3 додати 2 г KBr ?

(Відповідь: 3,16 г)

313. Яка маса KClO_3 утвориться при пропусканні хлору через 150 мл гарячого розчину KOH , у якому масова частка гідроксиду складає 40%? ($\rho=1,395 \text{ г/см}^3$)

(Відповідь: 30,5 г)

314. Чому дорівнює константа, ступінь гідролізу і рН 0,01 М розчину NaIO , якщо $K_{\text{дис.НІО}}=2,5 \cdot 10^{-11}$?

(Відповідь: $4 \cdot 10^{-4}$, 20 %, 11,3)

315. Фтороводень у водному розчині з концентрацією 0,1 моль/л дисоціює на 8%. Визначте $K_{\text{дис.НФ}}$.

(Відповідь: $6,4 \cdot 10^{-4}$)

316. Константа дисоціації кислоти HClO дорівнює $3 \cdot 10^{-8}$. Який ступінь дисоціації α кислоти в 0,1 М розчині? Визначте концентрацію $[\text{H}^+]$ у цьому розчині.

(Відповідь: $0,55 \cdot 10^{-4}$; $5,5 \cdot 10^{-4}$)

317. Константа дисоціації кислоти HBrO дорівнює $2,1 \cdot 10^{-9}$. Визначте її ступінь дисоціації в $0,01 \text{ M}$ розчині.

(Відповідь: 0,046)

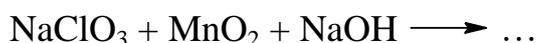
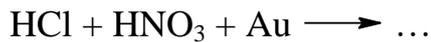
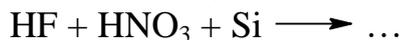
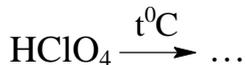
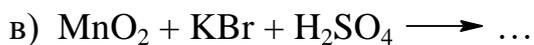
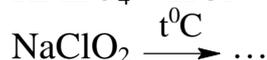
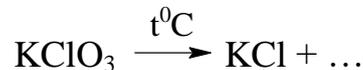
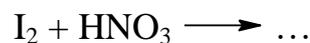
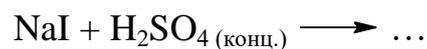
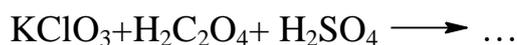
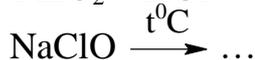
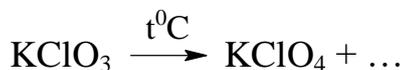
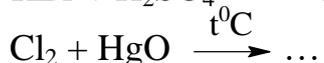
318. Константа іонізації гіпохлоритної кислоти дорівнює $3,0 \cdot 10^{-8}$. Чому дорівнює ступінь іонізації HClO в $0,1 \text{ n.}$ розчині? Розрахуйте концентрацію іонів Гідрогену в цьому розчині.

(Відповідь: $5,5 \cdot 10^{-4}$; $5,5 \cdot 10^{-5}$)

319. Які речовини та в якій кількості утворюються на інертних електродах під час електролізу розчину NaI впродовж $2,5$ годин при силі струму 6 A ? Напишіть електронні рівняння відповідних процесів.

(Відповідь: $0,56 \text{ г}$; 71 г)

320. Напишіть рівняння реакцій та визначте стехіометричні коефіцієнти:



2.6. Благородні гази (p-Елементи VIII-групи (ns^2np^6))

Загальна характеристика елементів; знаходження в природі; методи одержання; пояснення малої реакційної здатності; клатрати благородних газів.

Сполуки Криптоні і Ксенону з Флуором; будова молекул; способи одержання і властивості. Реакції диспропорціонування. Гідроліз фторидів ксенону. Оксофториди. Кисневі сполуки Ксенону; будова молекул, способи одержання, властивості. Ксенонові кислоти, ксенати і перксенати, методи одержання і властивості. Практичне застосування благородних газів.

Література: [4] с. 405 – 408.

До благородних газів належать Гелій (He), Неон (Ne), Аргон (Ar), Криптон (Kr), Ксенон (Xe) і Радон (Rn). Наявність стійкої електронної конфігурації s^2 (для Гелію) і s^2p^6 (для інших елементів) зумовлює їх дуже низьку хімічну активність. До недавнього часу ці елементи відносили до *інертних* (таких, що не утворюють сполук). Тепер відомо багато сполук благородних газів, в яких вони проявляють ступені окиснення +2, +4, +6 і навіть +8 (XeF_2 , XeF_4 , XeF_6 , XeO_4 та деякі інші).

Відповідно до електронної конфігурації атомів благородних газів (наявність дуже стійких, повністю заповнених ns^2np^6 підрівнів) їхні молекули є *одноатомними*.

Благородні гази – це безбарвні речовини з дуже низькими температурами плавлення і кипіння (наприклад, для гелію $T_{\text{кип.}} = -269^\circ\text{C}$, а температура плавлення наближається до абсолютного нуля). Від Гелію до Радону зростає розчинність газів у воді та інших розчинниках, а також зростає їхня здатність до утворення молекулярних сполук. Так аргон, криптон і ксенон утворюють гідрати включення $\text{Ar}\cdot 6\text{H}_2\text{O}$; $\text{Kr}\cdot 6\text{H}_2\text{O}$; $\text{Xe}\cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – *клатратні сполуки* (сполуки, в яких атоми благородних газів включені до порожнеч кристалічної ґратки різних сполук, наприклад, криги).

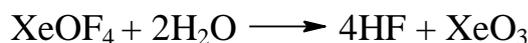
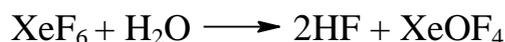
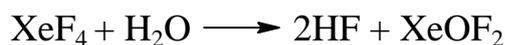
Відомі клатрати благородних газів з фенолом ($\text{Xe}\cdot 3\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$), з гідрохіноном ($\text{Xe}\cdot 3\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})_2$). Гелій і неон клатратів не утворюють, тому

що їхні атоми занадто малі і не затримуються в пустотах кристалічної ґратки.

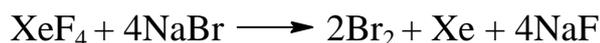
За звичайних умов благородні гази інертні, проте їх хімічна активність при нагріванні чи електричному розряді зростає:



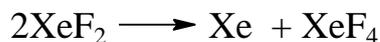
XeF_2 , XeF_4 , XeF_6 – безбарвні, кристалічні речовини, які при дії води гідролізують з утворенням відповідних продуктів гідролізу:



Всі похідні Xe (II), Xe (IV) і Xe (VI) – сильні окисники:



При нагріванні XeF_2 і XeF_4 диспропорціонують:



Для ксенону відомі оксиди – XeO_3 і XeO_4 .

Ксенон (VI) оксид XeO_3 – дуже нестійка біла речовина, яка розкладається з вибухом. XeO_3 має кислотні властивості і при розчиненні у воді утворює кислоти, склад яких відповідає формулам: H_4XeO_5 , H_2XeO_4 і H_6XeO_6 . Солі цих кислот – *ксенонати* – добувають дією лугів:



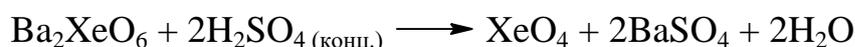
Ксенон (VIII) оксид – XeO_4 – світло-жовтий газ, дуже нестійка сполука, яка вибухає вже при 0°C . XeO_4 одержують з похідних $\text{Xe}(\text{VIII})$ – *перксенонатів*:



натрій перксенонат



барій перксенонат



XeO_4 має кислотні властивості і за звичайних умов повільно розкладається:



Запитання, задачі, вправи до підрозділу 2.6.

321. Із скількох атомів складається молекула аргону, якщо густина його за повітрям дорівнює 1,38?
322. Наведіть основні джерела благородних газів у природі та способи їх добування. Який стан благородних газів називають металоподібним?
323. Що таке клатерні сполуки?
324. Чи можна гідрати $\text{Ar}\cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Xe}\cdot 6\text{H}_2\text{O}$ віднести до числа хімічних сполук?
325. Поясніть з точки зору методів ВЗ та МО, чи можливе існування таких частинок: HeH , HeH^+ , HeF , He^{2+} .
326. Сполуки Ксенону з Флуором є сильними окисниками, вони окиснюють воду, ртуть, платину та інші речовини. Напишіть

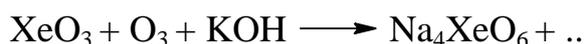
електронні та молекулярні рівняння реакцій взаємодії наступних сполук:



327. Які сполуки утворюють Криптон, Ксенон і Радон з Флуором при їхній безпосередній взаємодії? Які властивості мають ці сполуки?

328. Застосувавши метод МО, довести неможливість існування молекули Ne_2 .

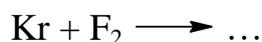
329. Напишіть рівняння хімічних реакцій:



330. Застосувавши метод МО, довести неможливість існування молекули Ne_2 .

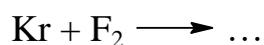
331. Назвіть сполуки Ксенону і Криптону, які містять у своєму складі Оксисен. Які їхні властивості? Напишіть відповідні рівняння хімічних реакцій.

332. Напишіть рівняння хімічних реакцій:



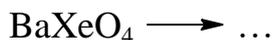
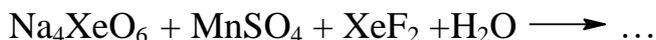
333. Застосувавши метод МО, довести неможливість існування молекули Ar_2 .

334. Напишіть рівняння хімічних реакцій:



335. Як пояснити різну хімічну активність ізоелектронних молекул F₂ і Ar (містять по 18 електронів).

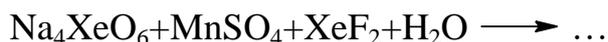
336. Напишіть рівняння хімічних реакцій:



337. Поясніть закономірність зміни величин ентальпії випаровування речовин ряду гелій – радон:

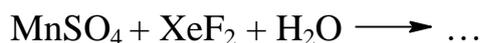
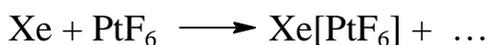
	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
$\Delta H^0_{\text{вип., кДж/моль}}$	0,092	1,84	6,27	9,66	13,67	17,97

338. Напишіть рівняння хімічних реакцій:



339. На відмінності яких властивостей речовин базуються основні принципи розділення інертних газів?

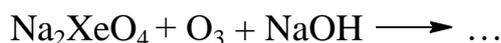
340. Напишіть рівняння хімічних реакцій:



341. Як пояснити утворення хімічної сполуки при взаємодії Xe з PtF₆?

342. Чим пояснити, що атоми Криптон, Ксенон і Радон в своїх сполуках проявляють лише парні ступені окиснення?

343. Напишіть рівняння хімічних реакцій:



344. Які продукти одержуються при взаємодії XeF_4 і H_2 ; XeF_4 і Na ; XeF_4 і H_2O ; XeF_6 і SiO_2 ?

345. Напишіть рівняння хімічних реакцій:



РОЗДІЛ 3. d-ЕЛЕМЕНТИ І В – V III В груп ($\dots(n-1)d^{1-10}ns^{0-2}$)

3.1. Підгрупа Купруму (d-Елементи І В-групи $(n-1)d^{10}ns^1$)

Загальна характеристика елементів підгрупи Купруму, знаходження в природі, добування металів у вільному стані. Характерні ступені окиснення металів в сполуках. Фізичні та хімічні властивості простих речовин.

Мідь. Купрум оксиди та гідроксиди, їх добування та властивості. Солі, їх розчинність та здатність до гідролізу. Окисно-відновна здатність сполук Cu^+ . Окисна активність сполук Cu^{+2} . Комплексні сполуки. Купрумвмісні ферменти.

Срібло. Аргентум оксид та його властивості. Окисні властивості сполук Аргентуму. Комплексні сполуки Аргентуму, їх використання.

Золото. Сполуки Ауруму (I) та Ауруму (III), їх окисні властивості. Комплексні сполуки Ауруму.

Література: [1] с.398-404; [2] 444-452.

До елементів побічної I групи періодичної системи відносять d-елементи підгрупи Купруму: Купрум (Cu), Аргентум (Ag) і Аурум (Au). Їм відповідають прості речовини: мідь, срібло, золото.

Атоми цих елементів, як і атоми лужних металів, мають на зовнішньому енергетичному рівні по одному електрону, тому у них відсутні властивості приєднання електронів. Але у атомів елементів підгрупи Купруму, на відміну від лужних металів, на передостанньому рівні перебуває не 8, а 18 електронів, чим і викликана відмінність їх властивостей. Радіуси атомів елементів підгрупи Купруму значно менші, ніж у лужних металів, тому останній електрон їх атомів утримується міцніше.

d-елементи I групи Cu, Ag, Au

Найважливіші реакції

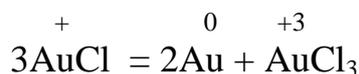
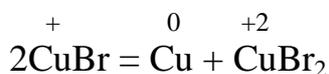
E	H_2	→	не реагують																
	$\text{Hal}, t^\circ\text{C}$	<table style="border: none;"> <tr> <td style="border: none;">Cu</td> <td style="border: none;">→</td> <td style="border: none;">CuHal_2 (де Hal – F, Cl, Br), CuI</td> </tr> <tr> <td style="border: none;">Ag</td> <td style="border: none;">→</td> <td style="border: none;">$\text{AgF}_2, \text{AgHal}$ (де Hal – Cl, Br, I) ($4\text{AgF}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{AgF} + 2\text{H}_2\text{F}_2 + \text{O}_2$)</td> </tr> <tr> <td style="border: none;">Au</td> <td style="border: none;">→</td> <td style="border: none;">AuHal_3 (де Hal – F, Cl, Br), AuI</td> </tr> </table>	Cu	→	CuHal_2 (де Hal – F, Cl, Br), CuI	Ag	→	$\text{AgF}_2, \text{AgHal}$ (де Hal – Cl, Br, I) ($4\text{AgF}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{AgF} + 2\text{H}_2\text{F}_2 + \text{O}_2$)	Au	→	AuHal_3 (де Hal – F, Cl, Br), AuI	де Hal – $\text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$							
	Cu	→	CuHal_2 (де Hal – F, Cl, Br), CuI																
	Ag	→	$\text{AgF}_2, \text{AgHal}$ (де Hal – Cl, Br, I) ($4\text{AgF}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{AgF} + 2\text{H}_2\text{F}_2 + \text{O}_2$)																
	Au	→	AuHal_3 (де Hal – F, Cl, Br), AuI																
	$\text{O}_2, t^\circ\text{C}$	тільки Cu	→ CuO ($t = 400\text{--}500^\circ\text{C}$), Cu_2O ($t > 800^\circ\text{C}$)																
	$\text{S}, t^\circ\text{C}$	<table style="border: none;"> <tr> <td style="border: none;">Cu, Ag</td> <td style="border: none;">→</td> <td style="border: none;">E_2S</td> </tr> <tr> <td style="border: none;">Au</td> <td style="border: none;">→</td> <td style="border: none;">не реагує</td> </tr> </table>	Cu, Ag	→	E_2S	Au	→	не реагує											
	Cu, Ag	→	E_2S																
	Au	→	не реагує																
	N_2	→	не реагують																
	$\text{P}, t^\circ\text{C}$	<table style="border: none;"> <tr> <td style="border: none;">Cu</td> <td style="border: none;">→</td> <td style="border: none;">Cu_3P</td> </tr> <tr> <td style="border: none;">Ag</td> <td style="border: none;">→</td> <td style="border: none;">$\text{AgP}_2, \text{AgP}_3$</td> </tr> <tr> <td style="border: none;">Au</td> <td style="border: none;">→</td> <td style="border: none;">Au_2P_3</td> </tr> </table>	Cu	→	Cu_3P	Ag	→	$\text{AgP}_2, \text{AgP}_3$	Au	→	Au_2P_3								
	Cu	→	Cu_3P																
	Ag	→	$\text{AgP}_2, \text{AgP}_3$																
	Au	→	Au_2P_3																
	C	→	не реагують																
	з металами, $t^\circ\text{C}$	→	сплави																
	H_2O	→	не реагують																
	NaOH	→	не реагують																
	HCl	<table style="border: none;"> <tr> <td style="border: none;">(конц), $t^\circ\text{C}$</td> <td style="border: none;">тільки Cu</td> <td style="border: none;">→ $\text{H}[\text{CuCl}_2]$</td> </tr> <tr> <td style="border: none;">(розв)</td> <td style="border: none;">→</td> <td style="border: none;">не реагують</td> </tr> </table>	(конц), $t^\circ\text{C}$	тільки Cu	→ $\text{H}[\text{CuCl}_2]$	(розв)	→	не реагують											
	(конц), $t^\circ\text{C}$	тільки Cu	→ $\text{H}[\text{CuCl}_2]$																
(розв)	→	не реагують																	
$\text{H}_2\text{SO}_4 (t > 160^\circ\text{C})$	<table style="border: none;"> <tr> <td style="border: none;">(конц)</td> <td style="border: none;"> <table style="border: none;"> <tr> <td style="border: none;">Cu</td> <td style="border: none;">→</td> <td style="border: none;">CuSO_4; Ag</td> <td style="border: none;">→</td> <td style="border: none;">Ag_2SO_4</td> </tr> <tr> <td style="border: none;">Au</td> <td style="border: none;">→</td> <td colspan="3" style="border: none;">не реагує</td> </tr> </table> </td> </tr> <tr> <td style="border: none;">(розв)</td> <td style="border: none;">→</td> <td colspan="3" style="border: none;">не реагують</td> </tr> </table>	(конц)	<table style="border: none;"> <tr> <td style="border: none;">Cu</td> <td style="border: none;">→</td> <td style="border: none;">CuSO_4; Ag</td> <td style="border: none;">→</td> <td style="border: none;">Ag_2SO_4</td> </tr> <tr> <td style="border: none;">Au</td> <td style="border: none;">→</td> <td colspan="3" style="border: none;">не реагує</td> </tr> </table>	Cu	→	CuSO_4 ; Ag	→	Ag_2SO_4	Au	→	не реагує			(розв)	→	не реагують			
(конц)	<table style="border: none;"> <tr> <td style="border: none;">Cu</td> <td style="border: none;">→</td> <td style="border: none;">CuSO_4; Ag</td> <td style="border: none;">→</td> <td style="border: none;">Ag_2SO_4</td> </tr> <tr> <td style="border: none;">Au</td> <td style="border: none;">→</td> <td colspan="3" style="border: none;">не реагує</td> </tr> </table>	Cu	→	CuSO_4 ; Ag	→	Ag_2SO_4	Au	→	не реагує										
Cu	→	CuSO_4 ; Ag	→	Ag_2SO_4															
Au	→	не реагує																	
(розв)	→	не реагують																	
$\text{HNO}_3 (t > 160^\circ\text{C})$	<table style="border: none;"> <tr> <td style="border: none;">Cu</td> <td style="border: none;">→</td> <td style="border: none;">$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; Ag</td> <td style="border: none;">→</td> <td style="border: none;">AgNO_3</td> </tr> <tr> <td style="border: none;">Au</td> <td style="border: none;">→</td> <td colspan="3" style="border: none;">не реагує</td> </tr> </table>	Cu	→	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; Ag	→	AgNO_3	Au	→	не реагує										
Cu	→	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; Ag	→	AgNO_3															
Au	→	не реагує																	
$\text{HNO}_3 + 3\text{HCl}$ (царська горілка)	<table style="border: none;"> <tr> <td style="border: none;">Cu</td> <td style="border: none;">→</td> <td style="border: none;">$\text{H}_2[\text{CuCl}_4]$</td> </tr> <tr> <td style="border: none;">Ag</td> <td style="border: none;">→</td> <td style="border: none;">$\text{H}[\text{AgCl}_2]$</td> </tr> <tr> <td style="border: none;">Au</td> <td style="border: none;">→</td> <td style="border: none;">$\text{H}[\text{AuCl}_4]$</td> </tr> </table>	Cu	→	$\text{H}_2[\text{CuCl}_4]$	Ag	→	$\text{H}[\text{AgCl}_2]$	Au	→	$\text{H}[\text{AuCl}_4]$									
Cu	→	$\text{H}_2[\text{CuCl}_4]$																	
Ag	→	$\text{H}[\text{AgCl}_2]$																	
Au	→	$\text{H}[\text{AuCl}_4]$																	

Ці метали окиснюються важче, ніж лужні, а їх іони легше відновлюються. Внаслідок нестійкості передостаннього електронного рівня елементи можуть віддавати не тільки зовнішній електрон, а і частину електронів з передостаннього рівня.

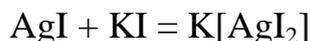
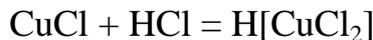
Ці елементи в своїх сполуках виявляють ступені окиснення від +1 до +3. Найбільш характерні ступені окиснення для Cu є +2, для Ag +1, для Au +3. Тому сполуки Cu^+ та Au^+ виявляють відновну здатність:



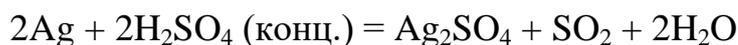
Для них також характерні реакції диспропорціонування:



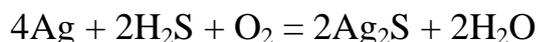
Більшість солей Купруму (I) та Аргентуму (I) (хлориди, броміди, йодиди, сульфід, тощо) погано розчинні у воді, але добре розчинні у розчинах, які містять надлишок галогенід-іонів:



За хімічними властивостями метали підгрупи Купруму є малоактивними. Оскільки вони розташовані в ряді напруг за Гідрогеном, то витіснити його не здатні з кислот-неокисників, і тому розчиняються лише в кислотах-окисниках. У концентрованій гарячій сульфатній кислоті мідь і срібло розчиняються з утворенням SO_2 та відповідних сульфатів, в нітратній – з утворенням відповідних нітратів та NO або NO_2 (залежно від концентрації кислоти). Золото розчиняється тільки в «царській горілці»:

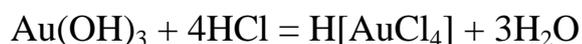


Срібло та вироби з нього тьмяніють на повітрі за наявності H_2S за рахунок утворення чорної плівки Ag_2S :



З воднем, азотом та вуглецем мідь та її аналоги не реагують.

З киснем всі елементи утворюють три типи оксидів: $E_2\text{O}$, EO , $E_2\text{O}_3$. В ряду оксидів $E_2\text{O}-\text{EO}-E_2\text{O}_3$ зростає кислотна функція. Оксиди $E_2\text{O}$ мають основний характер, а EO та $E_2\text{O}_3$ – амфотерний. Такий характер притаманний і відповідним гідроксидам:



Внаслідок наявності d-електронів для елементів підгрупи Купруму характерне комплексоутворення (утворення катіонних та аніонних комплексів):



Блакитне забарвлення багатьох розчинів Cu^{+2} зумовлене утворенням аквакомплексів $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{+2}$. Найчастіше на практиці застосовують мідний купорос – сині кристали $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. При нагріванні він втрачає воду. Безводний CuSO_4 майже білий. Мідний купорос застосовують для боротьби із шкідниками і хворобами рослин, а також, як вихідну речовину для одержання сполук Купруму. Всі розчинні солі Купруму, Аргентуму, Ауруму отруйні. Іони Ag^+ навіть у незначних концентраціях (10^{-7} г/л) мають бактерицидну дію. Бактерицидною дією характеризуються також комплекси Cu^{+2} і Au^{+3} .

Під дією світла деякі сполуки аргентуму розкладаються з виділенням металу, завдяки чому аргентум галогеніди застосовують у фотографії.

3.2. Підгрупа Цинку (d-Елементи II В-групи (n-1)d¹⁰ns²)

Загальна характеристика елементів підгрупи Цинку. Знаходження в природі, добування металів у вільному стані. Ступені окиснення елементів в сполуках. Фізичні та хімічні властивості простих речовин.

Цинк, амфотерність цинку, його оксиду та гідроксиду. Солі Цинку, їх гідроліз. Комплексні сполуки Цинку. Цинквмісні ферменти.

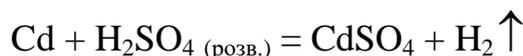
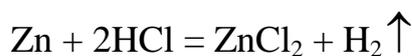
Кадмій. Кадмій оксид та гідроксид, їх властивості. Солі Кадмію, їх гідроліз. Комплексні сполуки Кадмію.

Меркурій. Меркурій оксиди, їх одержання, властивості. Диспропорціонування сполук Меркурію (I) та окисні властивості сполук Меркурію (II). Меркурій (I) та меркурій (II) нітрати, хлориди; їх розчинність та здатність до гідролізу. Комплексні сполуки Меркурію.

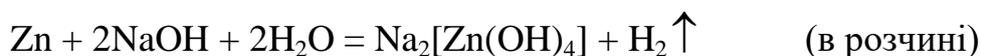
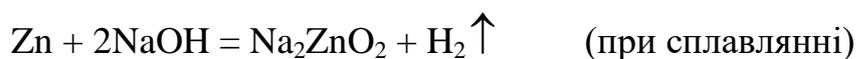
Використання сполук Цинку, Кадмію, Меркурію.

Література: [1] с.388-392; [2] с. 453-459.

До побічної підгрупи другої групи періодичної системи належать Цинк (Zn), Кадмій (Cd), Меркурій (Hg, проста речовина – ртуть). Їх атоми мають на зовнішньому рівні два електрони і на передостанньому рівні –18 електронів. Металічні цинк і кадмій досить легко віддають свої валентні електрони, витісняючи Гідроген з розведених кислот (в електрохімічному ряді напруг Цинк та Кадмій розташовані до Гідрогену):



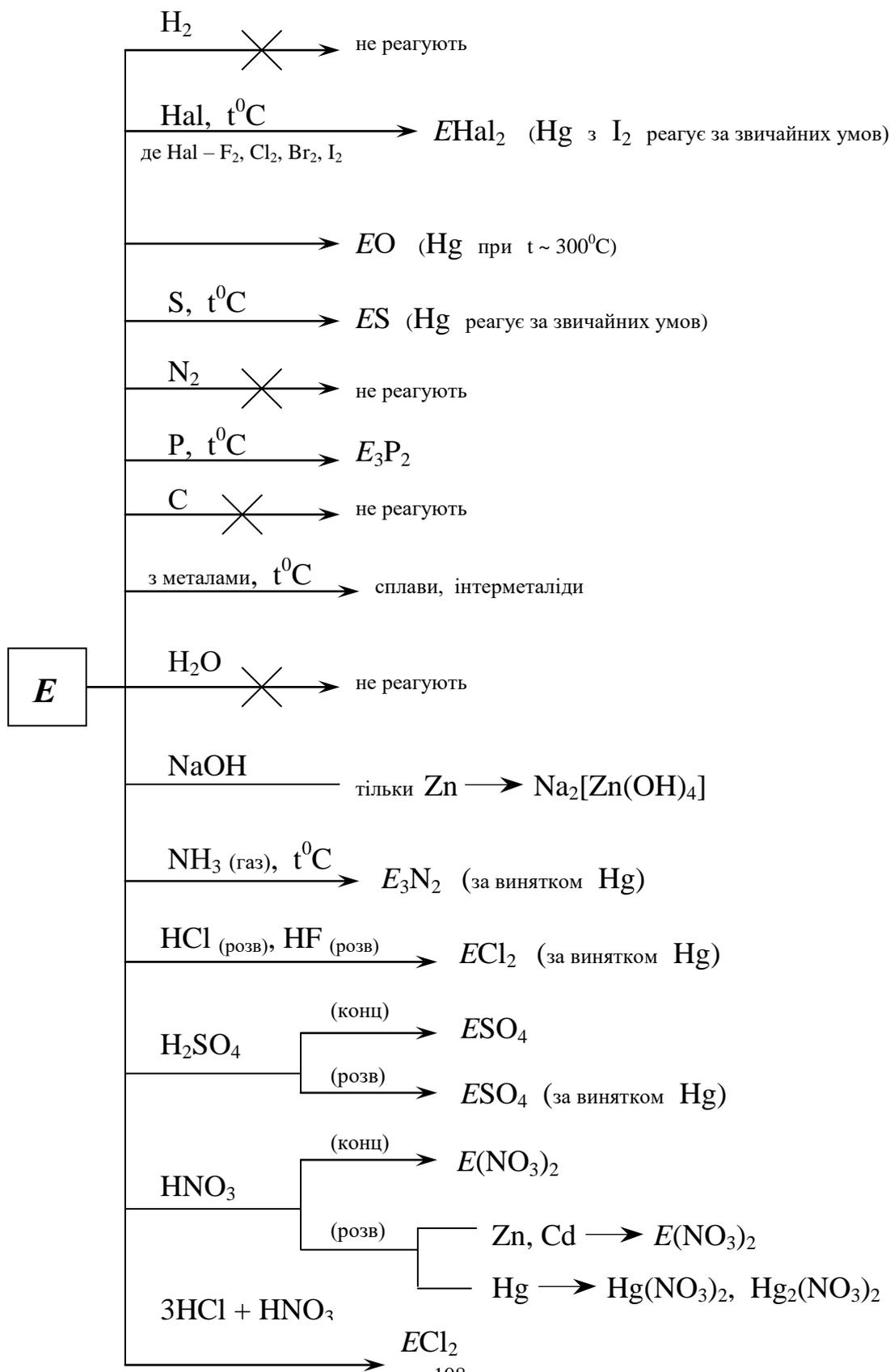
Цинк взаємодіє з розчинами лугів з виділенням водню і утворенням цинкатів:



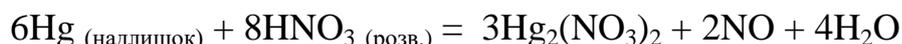
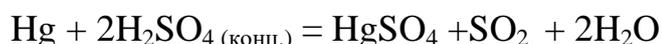
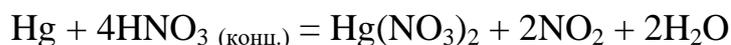
У своїх сполуках Цинк і Кадмій завжди двовалентні.

d-елементи II групи Zn, Cd, Hg

Найважливіші реакції



Ртуть окиснюється значно важче, ніж цинк і кадмій; вона не витісняє Гідроген з розчинів кислот та лугів і може бути окиснена лише концентрованою нітратною та концентрованою сульфатною кислотами:



Метали підгрупи Цинку взаємодіють із сіркою, галогенами, фосфором та іншими неметалами з утворенням відповідних сполук.

Ртуть розчиняє багато металів, утворюючи сплави, які мають назву *амальгами*. З деякими металами вона здатна утворювати хімічні (інтерметалічні) сполуки.

З киснем Цинк і Кадмій утворюють оксиди ZnO і CdO. Вони мають амфотерний характер, але в оксиді CdO переважає основна функція.



Гідроксиди Zn(OH)₂ і Cd(OH)₂ також виявляють амфотерний характер:

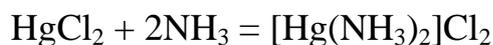
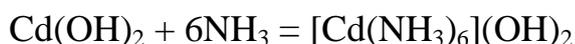
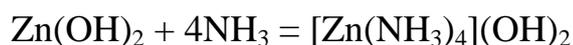


Меркурій утворює два оксиди: HgO та Hg₂O. Відповідно до цього існує два ряди солей – солі двовалентного та одновалентного Меркурію. В останніх атоми Меркурію зв'язані між собою попарно, утворюючи двовалентні групи –HgO–HgO–, тому формулу меркурій хлориду слід писати Hg₂Cl₂, а не HgCl. Деякі з солей Hg⁺ – малостійкі сполуки і в момент утворення розкладаються на металічний Hg та сполуки Hg⁺²:



Практичне застосування мають такі солі Меркурію: Hg_2Cl_2 – каломель, нерозчинна у воді; HgCl_2 – сулема, $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ – меркурій (I) нітрат, $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ – меркурій (II) нітрат. Оскільки меркурій гідроксиди нестійкі, то при дії лугів на солі одновалентного та двовалентного Меркурію утворюються оксиди HgO та Hg_2O .

Метали підгрупи Цинку утворюють комплексні сполуки, стійкі у водних розчинах:



(плавкий білий преципітат)



(неплавкий білий преципітат)

Розчинні сполуки Меркурію, а також пари ртуті дуже отруйні, тому при роботі з металічною ртуттю та сполуками Меркурію необхідно бути дуже обережними.

Запитання, задачі, вправи до підрозділів 3.1. – 3.2.

346. У вигляді яких сполук зустрічаються в природі елементи підгрупи Купруму? Як добувають мідь, срібло і золото у вільному стані?

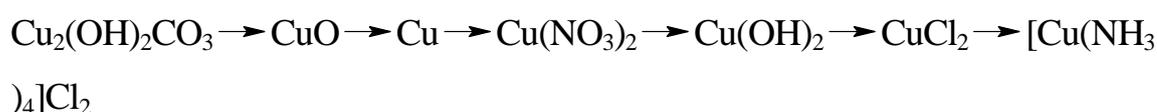
347. Використавши величини добутку розчинності аргентум галогенідів та константи нестійкості аміачних, ціанідних та тіосульфатних комплексів Аргентумувизначте:

а) Які іони знаходяться в аміачному розчині аргентум нітрату?

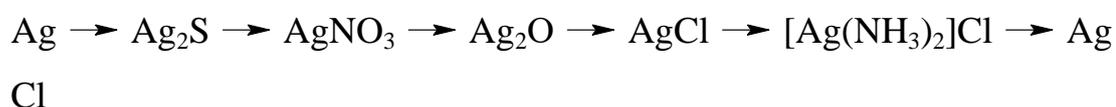
б) Поясніть, чому аргентум хлорид розчиняється в амоній гідроксиді, а аргентум йодид – ні.

в) Як з розчинного у воді комплексу $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ виділити AgCl ?

348. Поясніть сутність процесів проявлення та фіксації в фотографії. Які сполуки при цьому використовують? Наведіть основні принципи застосування сполук Аргентуму у фотографії.
349. Яка реакція називається реакцією «срібного дзеркала»? Напишіть рівняння реакції.
350. Напишіть рівняння реакцій, які необхідно провести для здійснення наступних перетворень:



351. Як одержати оксиди Cu_2O , Ag_2O , Au_2O ? Наведіть їх властивості. Чи відомі гідроксиди, які відповідають цим оксидам?
352. Напишіть рівняння реакцій, які необхідно провести для здійснення наступних перетворень:



353. Як пояснити розчинність золота у: а) «царській горілці»; б) калій ціаніді; в) концентрованому розчині нітратної кислоти з натрій хлоридом; г) концентрованому розчині хлоридної кислоти з натрій нітратом?
354. Яку властивість проявляє Аурум (III) при взаємодії AuCl_3 з H_2S , якщо результатом є утворення осаду Au_2S ? Напишіть рівняння цієї реакції.
355. Скільки г міді виділиться на катоді при електролізі розчину CuSO_4 впродовж 1 год при силі струму 4 А?

(Відповідь: 4,74 г)

356. При електролізі розчину купрум (II) сульфату на аноді виділилось 168 мл газу (н.у.). Напишіть рівняння електродних процесів та розрахуйте масу виділеної на катоді міді.

(Відповідь: 0,953 г)

357. Визначте молярну концентрацію розчину, що містить іони Cu^{2+} за якої значення потенціалу мідного електроду дорівнює стандартному потенціалу водневого електрода?

(Відповідь: $1,89 \cdot 10^{-12}$ моль/л)

358. Визначте концентрацію $[\text{Cu}^{2+}]$ в 0,05 М $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, який містить 0,03 моль аміаку ($K_{\text{нест}[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^+} = 2,1 \cdot 10^{-13}$).

(Відповідь: $1,3 \cdot 10^{-8}$ моль/л)

359. Визначте концентрацію $[\text{Cu}^{2+}]$ в 1 М розчині $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$ ($K_{\text{нест}[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^+} = 2,1 \cdot 10^{-13}$).

(Відповідь: $1,82 \cdot 10^{-3}$ моль/л)

360. В розчині $\text{H}_2[\text{CuCl}_4]$ концентрація $[\text{Cu}^{2+}] = 2,5 \cdot 10^{-2}$ моль/л, а $[\text{Cl}^-] = 1,0 \cdot 10^{-1}$ моль/л. Визначте концентрацію комплексного іону, якщо $K_{\text{нест}[\text{H}_2(\text{CuCl}_4)]} = 2 \cdot 10^{-6}$.

(Відповідь: 1,25 моль/л)

361. Яка кількість (г) води необхідна для розчинення 25 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, щоб приготувати 8%-ий розчин CuSO_4 ?

(Відповідь: 185 г)

362. Який об'єм 8%-го розчину HNO_3 ($\rho = 1,041$ г/см³) необхідний для розчинення 24 г міді? Який об'єм NO (н.у.) при цьому виділиться?

(Відповідь: 754 мл HNO_3 ; 5,6 л NO)

363. Електроліз розчину аргентум нітрату проводили впродовж 4 год при силі струму 2 А. Які речовини та в якій кількості утворюються на інертних електродах під час електролізу? Напишіть електронні рівняння відповідних процесів.

(Відповідь: 32,2 г; 1,67 л)

364. Потенціал срібного електроду в розчині нітрату срібла склав 95% від значення його стандартного електродного потенціалу. Чому дорівнює концентрація іонів Аргентуму (моль/л)?

(Відповідь: 0,20 моль/л)

365. Добуток розчинності Ag_2CrO_4 становить $1,1 \cdot 10^{-12}$. Розрахуйте розчинність цієї солі (S) в моль/л та в г/л.

(Відповідь: $6,5 \cdot 10^{-5}$ моль/л; $2,2 \cdot 10^2$ г/л)

366. Розрахуйте концентрацію $[\text{Ag}^+]$ в 0,1М розчині $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$.

(Відповідь: $1,3 \cdot 10^{-3}$ моль/л)

367. Скільки г AgNO_3 можна одержати при розчиненні в надлишку HNO_3 20 г срібного сплаву, який складається з 90% Ag та 10% Cu. Скільки при цьому можна одержати $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ та який об'єм NO (н.у.) виділиться в результаті реакції?

(Відповідь: 28,3 г AgNO_3 ; 5,79 г $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; 1,4 л NO)

368. Розчинність AgCl при 25°C дорівнює $1,34 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Визначте добуток розчинності цієї солі.

(Відповідь: $1,8 \cdot 10^{-10}$)

369. Добуток розчинності AgI дорівнює $5,8 \cdot 10^{-17}$. Чи буде утворюватись осад, якщо змішати рівні об'єми 0,002 н. розчинів NaI та AgClO_4 ?

(Відповідь: так)

370. Рівноважні концентрації $[Ag^+] = 3 \cdot 10^{-4}$ моль/л та $[NH_3] = 5 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Визначте концентрацію комплексного іону $[Ag(NH_3)_2]^+$, якщо $K_{\text{нест}[Ag(NH_3)_2]^+} = 6,8 \cdot 10^{-8}$.

(Відповідь: 0,11 моль/л)

371. Визначте концентрації $[Ag^+]$ та $[CNS^-]$ в 0,1 М розчині $K[Ag(CNS)_2]$, якщо $K_{\text{нест}[Ag(CNS)_2]} = 2,7 \cdot 10^{-8}$.

(Відповідь: $8,77 \cdot 10^{-4}$; $1,75 \cdot 10^{-3}$ моль/л)

372. Визначте концентрацію $[Ag^+]$ в 0,3 М розчині аміакату $[Ag(NH_3)_2]^+$ з концентрацією аміаку 5 моль/л, якщо $K_{\text{нест}[Ag(NH_3)_2]^+} = 6,8 \cdot 10^{-8}$.

(Відповідь: $8,16 \cdot 10^{-10}$ моль/л)

373. Визначте концентрацію $[Ag^+]$ в 0,1 М розчині $K[Ag(CN)_2]$, якщо $K_{\text{нест}[Ag(CN)_2]^-} = 1 \cdot 10^{-21}$.

(Відповідь: $2,1 \cdot 10^{-7}$ моль/л)

374. Визначте концентрацію $[Ag^+]$ в 0,08 М розчині $[Ag(NH_3)_2]NO_3$, який містить 1 моль/л NH_3 , якщо $K_{\text{нест}[Ag(NH_3)_2]^+} = 6,8 \cdot 10^{-8}$.

(Відповідь:

$7,4 \cdot 10^{-9}$ моль/л)

375. Який об'єм 27,8%-го розчину нітратної кислоти ($\rho = 1,13$ г/см³) необхідний для розчинення 5 г латуні, яка містить 75% міді, 24,4% цинку і 0,6% свинцю?

(Відповідь: 41,43 мл)

376. Визначте, яку кількість (г) срібла можна розчинити в 1540 г 65%-го розчину нітратної кислоти.

(Відповідь: 858 г)

377. Яку загальну масу нітратів можна добути при розчиненні в нітратній кислоті 5 г сплаву, що містить однакову кількість срібла і міді?

(Відповідь: 11,279 г)

378. Для визначення вмісту срібла в срібній монеті шматок монети вагою 0,3 г розчинили в HNO_3 і з одержаного розчину осадили срібло за допомогою хлоридної кислоти. Вага осаду AgCl після промивання та висушування становила 0,199 г. Визначте масову частку (%) срібла в монеті.

(Відповідь: 50%)

379. Скільки г 85%-го KCN та який об'єм повітря (н.у.) необхідні для повного розчинення 1 г чистого золота?

(Відповідь: 0,78 г KCN; 0,135 л повітря)

380. Найбагатші на золото розсипи містять 15 г металу на тонну. Визначте, скільки ціаністого калію (г) необхідно для розчинення золота, яке міститься в 1 т такої породи?

(Відповідь: 9,9 г)

381. З 200000 м^3 морської води можна добути 1 г золота. Визначте концентрацію (мг/л) золота в морській воді.

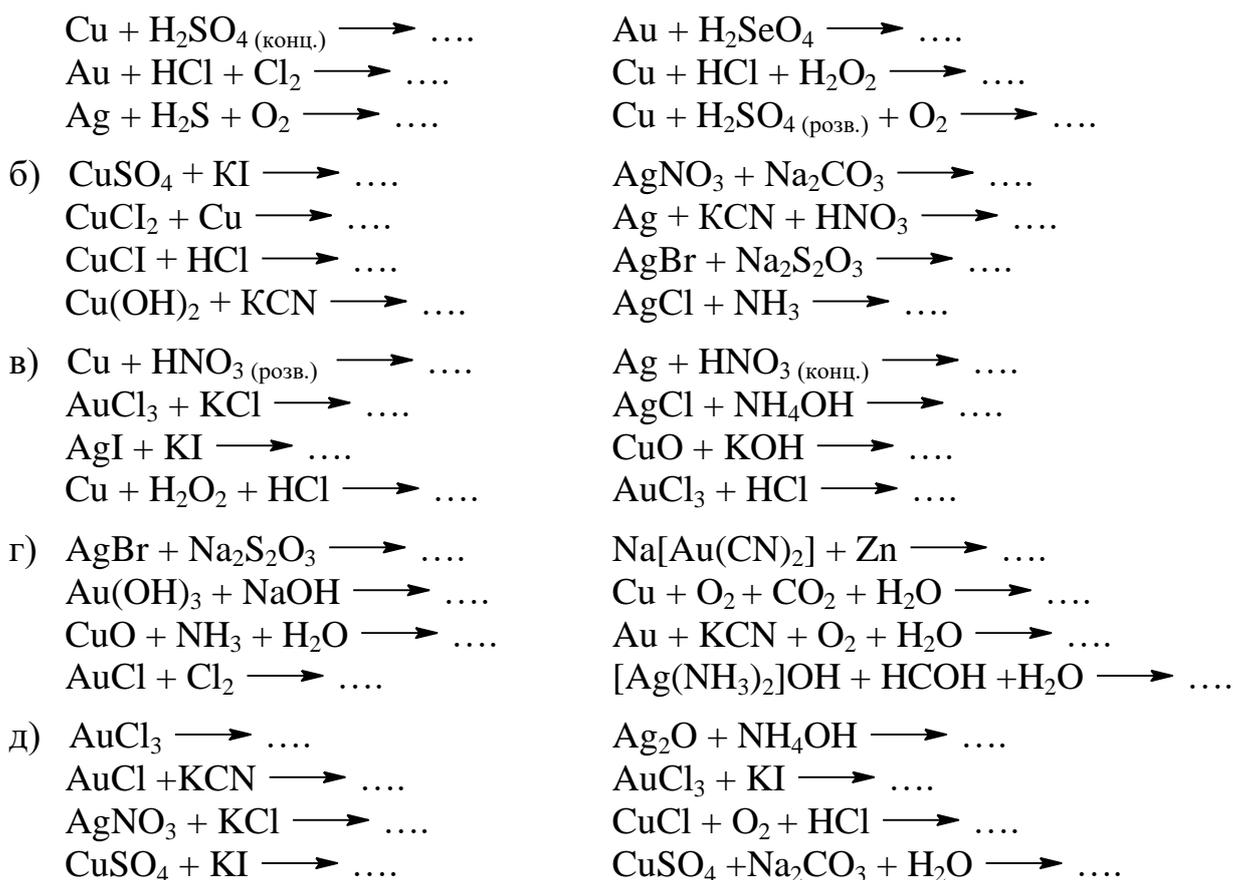
(Відповідь: $5 \cdot 10^{-6}$ мг/л)

382. Для добування спеціального яскраво-червоного скла до розплаву додають солі Ауруму, які утворюють колоїдний розчин металу в склі (золотий рубін). Скло повинно містити 0,001% (за масою) металічного золота. Яку кількість «золотого рубіну» можна приготувати з 1 кг хлорного золота?

(Відповідь: 64909 кг)

383. Напишіть рівняння хімічних реакцій:





384. Складіть молекулярні та йонні рівняння реакцій наступних перетворень:



385. Як сильний відновник цинковий пил при кип'ятінні з сильно лужними розчинами нітратів максимально їх відновлює. Складіть електронне та молекулярне рівняння цієї реакції, одним з продуктів якої є тетрагідроксоцинкат натрію:



386. Як можна одержати цинк оксид та гідроксид? На які іони дисоціює водний розчин цинк гідроксиду? В чому розчиняється цинк гідроксид? Які речовини послідовно утворюються в наведених реакціях:

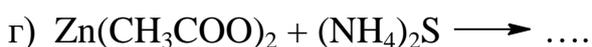
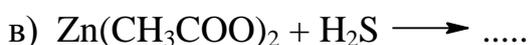




387. Наведіть найважливіші нерозчинні солі Цинку. Напишіть рівняння реакцій гідролізу цинк хлориду. Як зменшити (збільшити) гідроліз цієї солі?

388. Чому концентрований розчин цинк хлориду використовують під час паяння металів?

389. Поясніть, в якому з цих процесів відбувається повне виділення цинку:



Яке практичне застосування має цинк сульфід?

390. Напишіть рівняння реакцій одержання кадмій оксиду та гідроксиду.

На які іони дисоціює кадмій гідроксид у водному розчині?

391. Напишіть рівняння наступних реакцій:



392. Напишіть рівняння реакцій, які відбуваються при додаванні луку до розчину, який містить іони Zn^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+} , Hg_2^{2+} .

393. Яке положення займає Hg у ряду напруг? Чи взаємодіє ртуть з розведеними та концентрованими розчинами таких кислот: а) хлоридною; б) сульфатною; в) нітратною? Які солі Меркурію можуть при цьому утворитися? Наведіть рівняння реакцій.

394. Що таке амальгами? Чи є вони хімічними сполуками? Чи зберігає свої хімічні властивості метал, розчинений у ртуті? Наведіть відповідні приклади.

395. Як реагує ртуть з нітратною кислотою, якщо використовується:
а) надлишок нітратної кислоти; б) надлишок ртуті? Як впливає температура на природу утворених продуктів?

396. Які сполуки відомі під назвами кіновар, каломель, сулема? Кіновар та каломель розчиняються у «царській горілці». Наведіть рівняння відповідних реакцій.

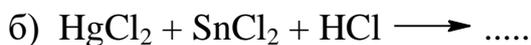
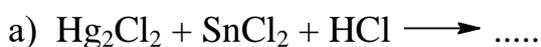
397. Напишіть рівняння наступних реакцій:



Чи буде осад мати той же склад, якщо натрій гідроксид замінити розчином амоній гідроксиду?

398. З яких речовин можна одержати Hg_2Cl_2 , HgCl_2 , $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$, $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$?
Напишіть рівняння реакцій. Які солі називаються «каломель» та «сулема»? Де вони використовуються?

399. Напишіть рівняння реакцій:



Які властивості характерні для сполук Меркурію (I) та Меркурію (II) в цих реакціях?

400. Підберіть коефіцієнти до наступних реакцій:



Чи є ці реакції окисно-відновними? Чи можна з їх допомогою розрізнити іони $\text{Hg}(\text{I})$ та $\text{Hg}(\text{II})$?

401. При поступовому додаванні розчину KI до розчину $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ утворений на початку осад розчиняється. Яка комплексна сполука

при цьому утворюється? Скласти молекулярні та йонні рівняння відповідних реакцій.

402. Який об'єм водню (за н.у.) можна одержати при дії розчину KOH на 200 г цинкового пилю, що містить 88% чистого цинку?

(Відповідь: 60,3 л)

403. При прожарюванні 0,8 г суміші ZnCO₃ з ZnO одержали 0,624 г ZnO. Визначте склад вихідної суміші.

(Відповідь: 0,3 г ZnO; 0,5 г ZnCO₃)

404. При обробці надлишком розведеної H₂SO₄ 0,5 г суміші цинкового пилю з ZnO виділилось 112 мл водню. Визначте вміст Zn і ZnO у вихідній суміші.

(Відповідь: 0,3269 г Zn; 0,1731 г ZnO)

405. Визначте молярну, молярну еквівалентну концентрації та титр 15%-го розчину ZnSO₄ ($\rho = 1,112 \text{ г/см}^3$).

(Відповідь: $C_M=1,03 \text{ моль/л}$; $C_H=2,06 \text{ моль/л}$; $T=0,1658 \text{ г/мл}$)

406. За якої концентрації [NH₃] в 0,1 M розчині [Cd(NH₃)₄]²⁺, концентрація іонів Cd²⁺ буде такою самою, як і у насиченому розчині Cd(OH)₂ ($K_{\text{нест}[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}} = 2,7 \cdot 10^{-7}$; $DP_{\text{Cd}(\text{OH})_2} = 2,2 \cdot 10^{-14}$)?

(Відповідь: 0,2 M)

407. Яка концентрація [Cd²⁺] в 0,01 M розчині K₂[Cd(CN)₄], який містить в надлишку 0,1 моль/л CN⁻-іонів ($K_{\text{нест}[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}} = 8 \cdot 10^{-18}$)?

(Відповідь: $8 \cdot 10^{-16} \text{ моль/л}$)

408. Визначте ЕРС гальванічного елемента, утвореного цинковим електродом, зануреним у 0,1 M розчин Zn(NO₃)₂ і свинцевим електродом, зануреним у 2 M розчин Pb(NO₃)₂.

(Відповідь: 0,67 В)

409. Елемент з цинковим катодом впродовж 2 год давав струм силою 0,8 А. Яка кількість цинку при цьому витратилась?

(Відповідь: 1,94 г)

410. Визначте молярну масу еквівалента Цинку, якщо при пропусканні крізь розчин $ZnCl_2$ струму силою 4 А впродовж 24 хв 30 с на катоді виділилося 2 г цинку.

(Відповідь: 32,8 г/моль)

411. Визначте молярну масу еквівалента Кадмію, якщо для виділення 1 г кадмію з розчину кадмієвої солі необхідно пропустити через розчин 1717 Кл електрики.

(Відповідь: 56,2 г/моль)

412. Який об'єм 2 М розчину NaOH необхідний для повного розчинення 9,9 г $Zn(OH)_2$?

(Відповідь: 100 мл)

413. Визначте кількість 10%-го розчину NaOH, яку слід додати до 627 г 12%-го розчину сулеми для виділення ртуті у вигляді жовтого HgO ?

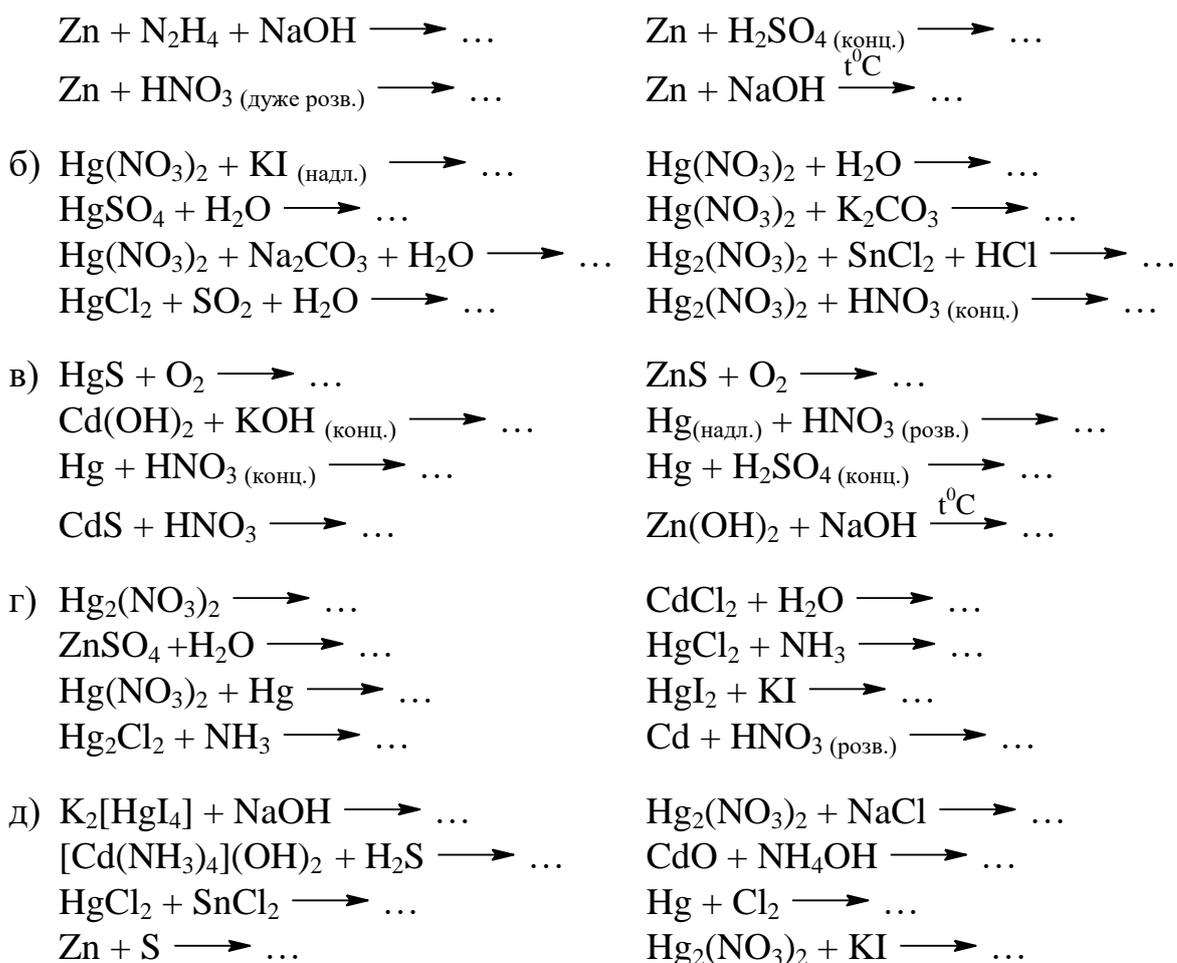
(Відповідь: 221,6 г)

414. До розчину $HgCl_2$ занурили мідну пластинку вагою 50 г. Після закінчення реакції пластинку вийняли з розчину, обмили, висушили і зважили. Її вага дорівнювала 52,74 г. Яка початкова кількість (г) $HgCl_2$ була в розчині?

(Відповідь: 5,5 г)

415. Напишіть рівняння реакцій:





3.3. Підгрупа Скандію. Лантаноїди та актиноїди (d-Елементи III B-групи $(n-1)d^1ns^2$)

Загальна характеристика елементів: поширення Скандію, Ітрію, Лантану і Актинію в природі. Методи одержання. Ступені окиснення металів в сполуках. Фізичні властивості. Хімічні властивості елементів: взаємодія з киснем, галогенами, халькогенами, вуглецем, азотом, кислотами та лугами. Відмінність властивостей Скандію від властивостей інших елементів підгрупи і їх близькість до властивостей Лантаноїдів.

Властивості і способи одержання основних типів сполук. Гідроксиди, їх властивості. Характеристика комплексних сполук. Використання простих речовин і їх сполук.

Література: [4] с. 341 – 344.

До побічної підгрупи елементів третьої групи належать Скандій (Sc), Ітрій (Y), Лантан (La) і Актиній (Ac). Атоми елементів підгрупи Скандію

мають на зовнішньому енергетичному рівні по два електрони ns^2 , а на передостанньому – дев'ять $(n-1)s^2(n-1)p^6(n-1)d^1$.

Лантан має порядковий номер 57. Елементи з порядковими номерами 58-71, які в періодичній системі Д.І. Менделєєва розміщуються за Лантаном і подібні до нього за своїми властивостями, належать до родини лантаноїдів. Лантаноїди, а також Лантан і Ітрій називаються ще рідкісноземельними елементами. Ці елементи не утворюють своїх індивідуальних мінералів, а тому їх добувають при переробці гірських порід та руд різних металів, що містять лантаноїди.

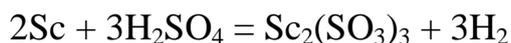
Атоми лантаноїдів характеризуються заповненням 4f-електронного рівня (f-елементи).

Подібно до Лантаноїдів у Actinoidів (елементів з порядковими номерами від 90) заповнюється 5f-електронний підрівень (f-елементи). Будова зовнішнього і передостаннього електронного енергетичного рівня, як і у лантаноїдів, залишається без змін.

Скандій та його аналоги є металами і характеризуються досить високою хімічною активністю. У сполуках вони переважно виявляють ступінь окиснення +3. В електрохімічному ряді напруг елементи підгрупи скандію розміщені до гідрогену, тому вони розкладають воду (швидко при нагріванні і помірно на холод):

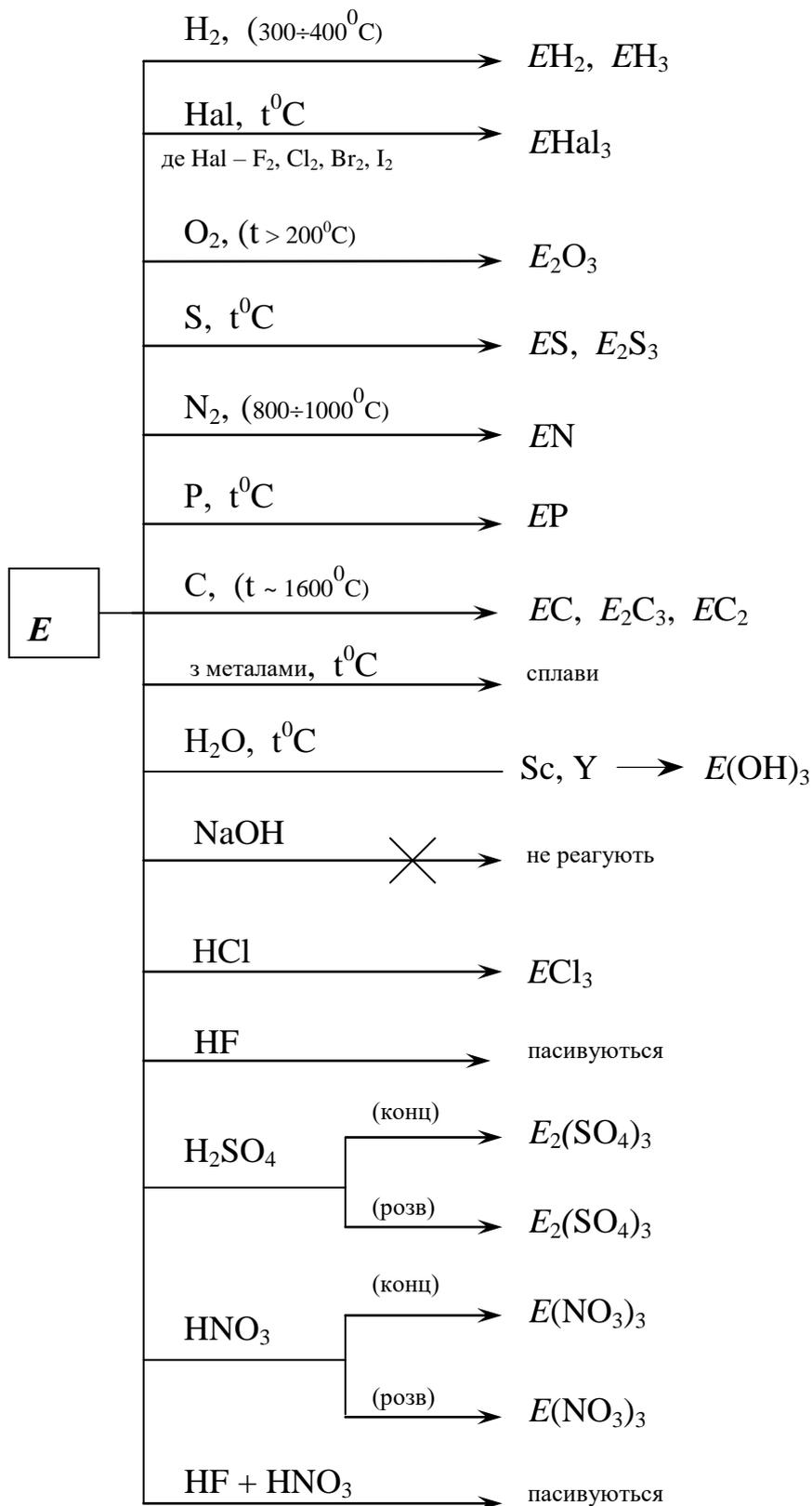


Всі метали підгрупи Скандію легко взаємодіють з кислотами:

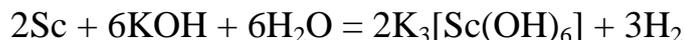


d-елементи III групи Sc, Y, La, Ac

Найважливіші реакції

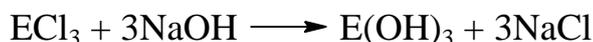


З водними розчинами лугів реагує лише Скандій:

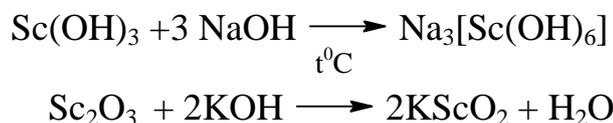


При нагріванні скандій та його аналоги взаємодіють з киснем, галогенами, азотом, сіркою, вуглецем, воднем утворюючи оксиди (E_2O_3), галогеніди ($E\text{Hal}_3$) нітриди (EN), сульфідиди (E_2S_3), карбідиди (EC_2), гідридиди (EH_2, EH_3).

Скандій, Ітрій та Лантан з галогенами утворюють галогеніди (EG_3). Гідроксидиди ($E(\text{OH})_3$) скандію та його аналогів добувають у вигляді аморфних осадів за обмінними реакціями:



В ряді гідроксидів $\text{Sc}(\text{OH})_3 \text{ — } Y(\text{OH})_3 \text{ — } \text{La}(\text{OH})_3 \text{ — } \text{Ac}(\text{OH})_3$ зростають основні властивості та розчинність у воді. Так, $\text{La}(\text{OH})_3$ – сильна основа, а $\text{Sc}(\text{OH})_3$ – амфотерний (амфотерний і Sc_2O_3):



Солі Скандію та його аналогів гідролізують у водних розчинах з утворенням основних солей. Відповідно до збільшення основних властивостей гідроксидів в ряді $\text{Sc} \text{ — } \text{Ac}$ гідроліз послаблюється.

Запитання, задачі, вправи до підрозділу 3.3.

416. До складу яких мінералів входять Скандій, Ітрій, Лантан ? Назвіть основні джерела добування цих елементів.
417. Який знак електродного потенціалу мають метали підгрупи Скандію і як це визначає відношення простих речовин до кислот?

418. Як змінюються властивості елементів від Скандію до Лантану? Пояснити на прикладі взаємодії металів та їх оксидів з водою.

419. Який характер оксидів і гідроксидів Скандію та його аналогів? Як змінюються кислотно-основні властивості їх гідроксидів?

420. За допомогою яких способів розділяють Скандій, Ітрій та Лантан?

421. Як добувають гідриди елементів підгрупи Скандію і які їх властивості? Напишіть рівняння реакцій.

422. Охарактеризувати можливість використання реакцій для одержання оксидів елементів підгрупи Скандію:



423. Як одержують карбіди та нітриди елементів підгрупи Скандію і який їх склад?

424. Скандій та його аналоги до мінімуму знижують ступінь окиснення Нітрогену в розведеній HNO_3 . Напишіть рівняння цієї реакції в іонно-молекулярній та молекулярній формах.

425. За допомогою відповідних рівнянь реакцій доведіть амфотерність $Sc(OH)_3$. Напишіть реакції одержання $NaScO_2$ сплавленням Sc_2O_3 і $Sc(OH)_3$ з $NaOH$.

426. Закінчить рівняння реакцій:



427. Чи є характерним для елементів підгрупи Скандію утворення подвійних солей? Наведіть приклади.

428. Одержано розчини $Sc(NO_3)_3$ і $La(NO_3)_3$ однакової молярності. Для якого з цих розчинів значення рН більше і чому?

429. Які відомі сульфіди для елементів підгрупи Скандію та як їх добувають? Які властивості вони мають? Напишіть рівняння реакцій.

430. Чому рідкісноземельні елементи мають подібні хімічні властивості?

431. Напишіть рівняння реакцій:



432. Порівняти відношення до гідролізу солей: ScCl_3 і LaCl_3 ; ScCl_3 і $\text{Na}_3[\text{Sc}(\text{OH})_6]$.

433. Чому з водних розчинів не можна одержати $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$, але можна одержати $\text{Sc}_2(\text{CO}_3)_3$?

434. Закінчить рівняння реакцій:



435. Скласти формули комплексних сполук Скандію з F^- , $\text{C}_2\text{H}_4^{2-}$ і SO_4^{2-} - іонами.

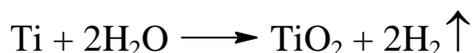
3.4. Підгрупа Титану (d-елементи IVB-групи $(n-1)d^2ns^2$)

Загальна характеристика елементів підгрупи Титану. Знаходження в природі, одержання металів. Ступені окиснення елементів в сполуках. Фізичні та хімічні властивості простих речовин. Оксиди та гідроксиди, їх добування та властивості. Солі титану та його аналогів. Гідроліз солей. Комплексні сполуки елементів підгрупи Титану. Використання простих речовин та сполук елементів підгрупи.

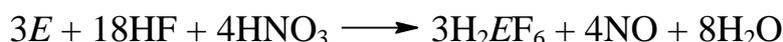
Література: [1] с.324-327.

Елементи підгрупи титану – Титан (Ti), Цирконій (Zr), Гафній (Hf) є електронними аналогами елементів підгрупи Карбону і сильними відновниками, але на відміну від елементів підгрупи Карбону негативних іонів не утворюють і з Гідрогеном газоподібних сполук не дають. Ці елементи – типові метали, металічні властивості яких зростають від Ti до Hf. В сполуках вони виявляють переважно ступінь окиснення +4. Для Титану відомі сполуки з нижчими ступенями окиснення: +2 та +3.

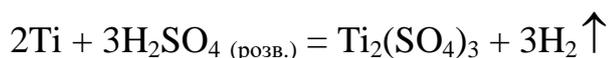
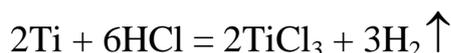
Хімічна активність металів зменшується від Ti до Hf. Тільки при нагріванні вони реагують з киснем, азотом, вуглецем, галогенами, утворюючи сполуки відповідно EO_2 , $E\overset{0}{C}N$, EC , $EHal_4$, а Титан при нагріванні реагує навіть з водою:



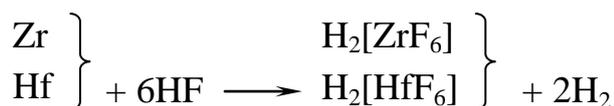
Найкраще метали розчиняються в сумішах кислот HCl і HNO₃ та HF і HNO₃:



Тільки титан реагує при нагріванні з розведеними хлоридною та сульфатною кислотами, утворюючи сполуки тривалентного Титану, а з нітратною кислотою – метатитанатну кислоту (H₂TiO₃):



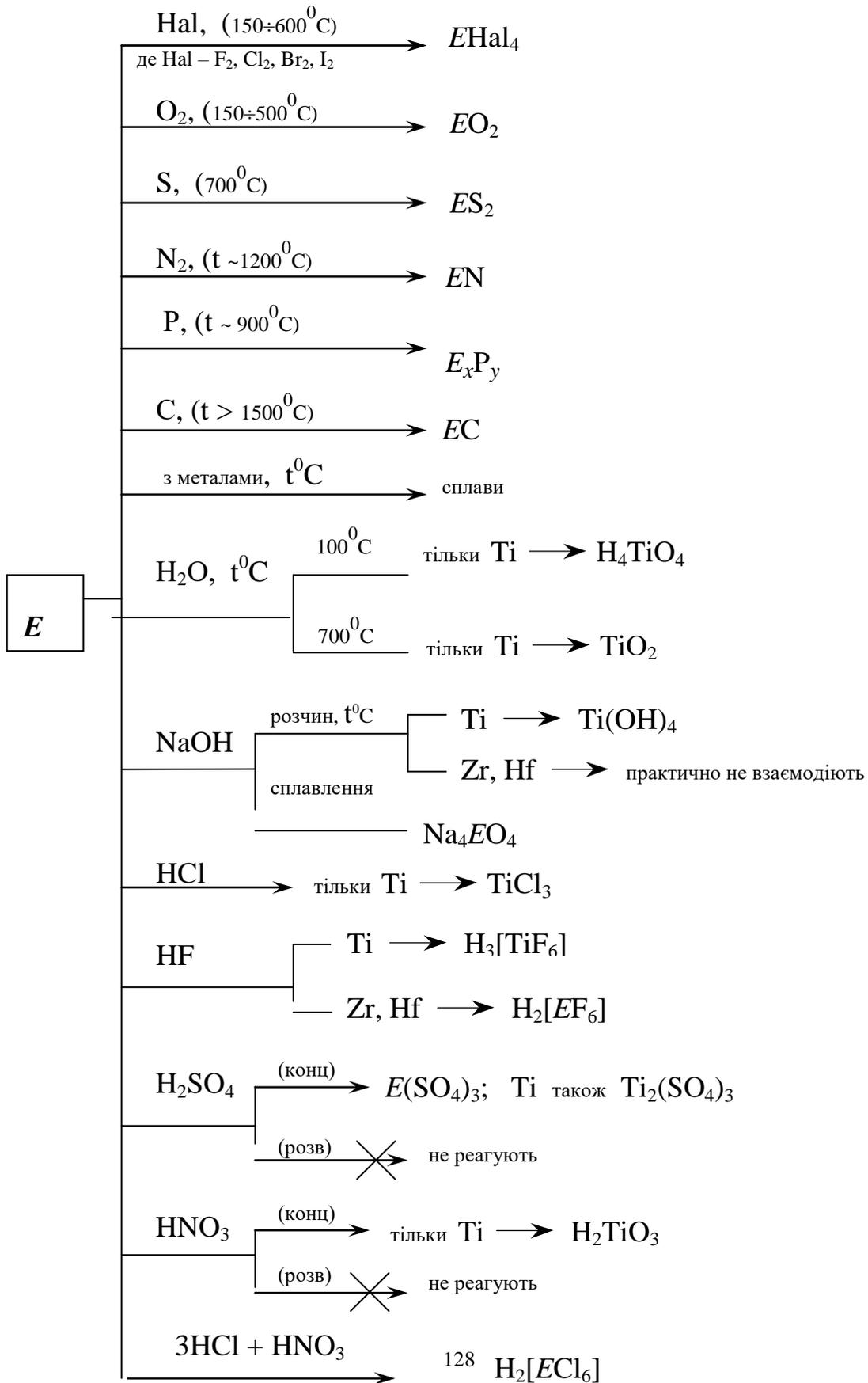
З HF реагують всі метали. Титан утворює сполуки Ti⁺³, а Zr і Hf – сполуки E⁺⁴:



З розчинами лугів Цирконій і Гафній практично не взаємодіють, а Титан взаємодіє лише при нагріванні.

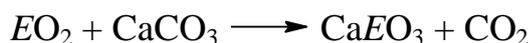
Оксиди TiO₂, ZrO₂ і HfO₂ мають амфотерні властивості. Кислотні властивості цих оксидів збільшуються із зменшенням порядкового номера елемента. TiO₂ переважно виявляє кислотні властивості, HfO₂ – переважно основні властивості.

d-елементи IV групи Ti, Zr, Hf
Найважливіші реакції

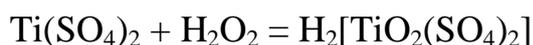


EO_2 виявляють незначну реакційну здатність не тільки до води, а і до кислот та лугів. EO_2 з водою безпосередньо не взаємодіють, а відповідні їм гідроксиди можна добути лише непрямим шляхом. $E(OH)_4$ – білі речовини, погано розчинні у воді.

При нагріванні EO_2 з карбонатами або при сплавленні з твердими гідроксидами лужних та лужноземельних металів, утворюються *мета-* або *ортотитанати*, *цирконати* та *гафнати*:



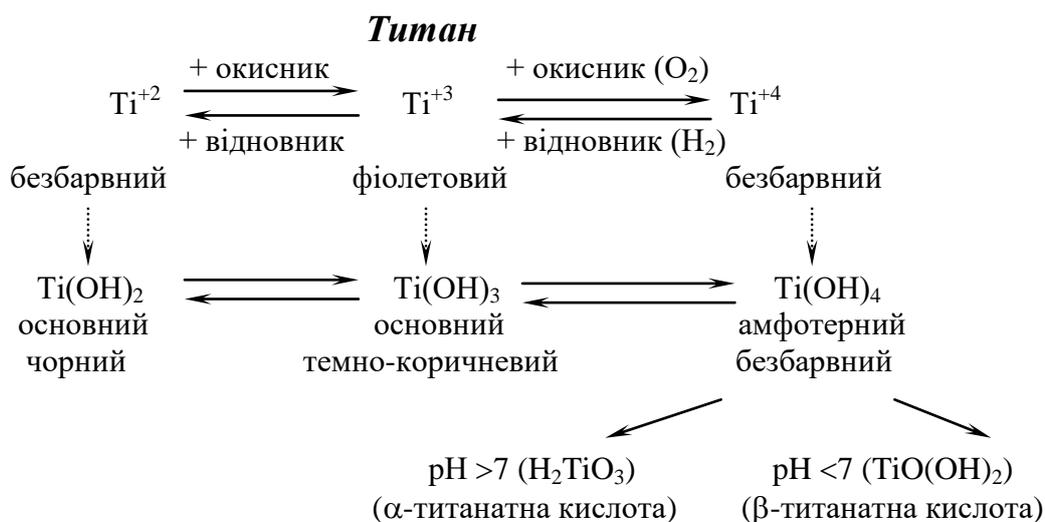
Сполуки чотиривалентного Титану з гідроген пероксидом дають жовтогарячо-червону надтитанатну кислоту (якісна реакція на Ti^{+4}):



Солі Титану та його аналогів, що містять E^{+4} , внаслідок високого заряду, у водних розчинах сильно гідролізують утворюючи гідроксосолі:



Нижче подана схема деяких сполук Титану, яка може допомогти при вивченні його властивостей:



3.5. Підгрупа Ванадію (d-елементи VB-групи (n-1)d³ns²)

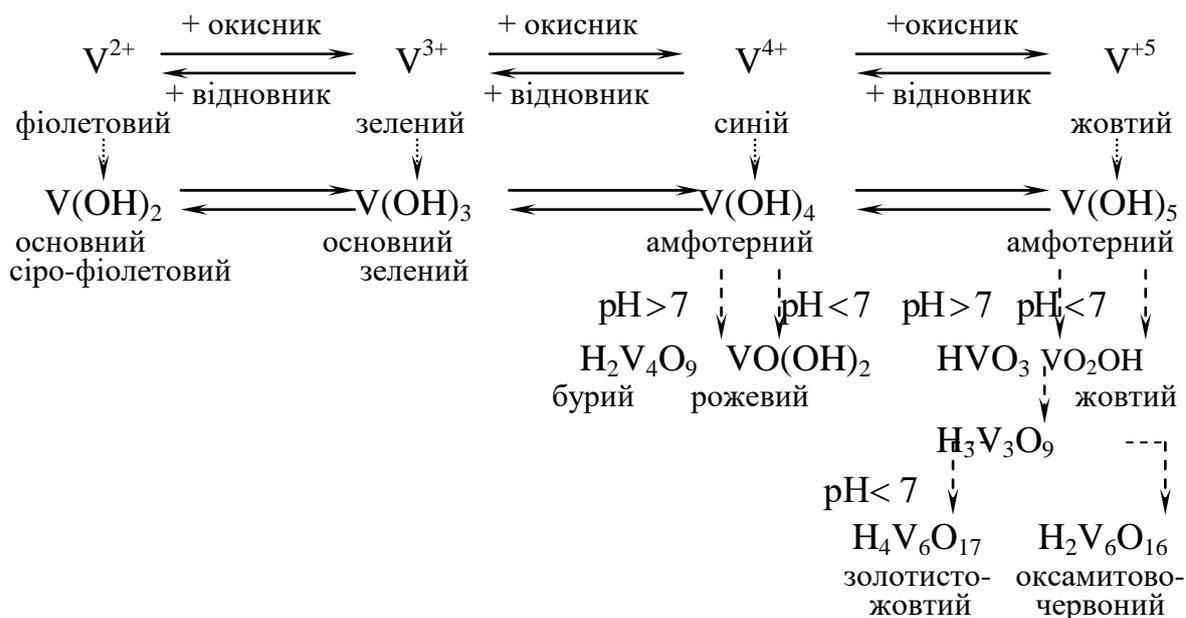
Загальна характеристика елементів підгрупи Ванадію. Поширення в природі, одержання металів. Ступені окиснення елементів в сполуках. Фізичні та хімічні властивості простих речовин. Оксиди та гідроксиди. Солі Ванадію та його аналогів. Гідроліз солей. Комплексні сполуки елементів підгрупи Ванадію.

Література: [1] с.300-302.

До елементів підгрупи Ванадію належать – Ванадій (V), Ніобій (Nb) і Тантал (Ta). Елементи підгрупи Ванадію відрізняються від елементів головної групи переважно металічними властивостями і відсутністю газоподібних сполук з Гідрогеном. Це сірі тугоплавкі метали, пластичність, твердість та інші фізичні властивості яких залежать від їх чистоти.

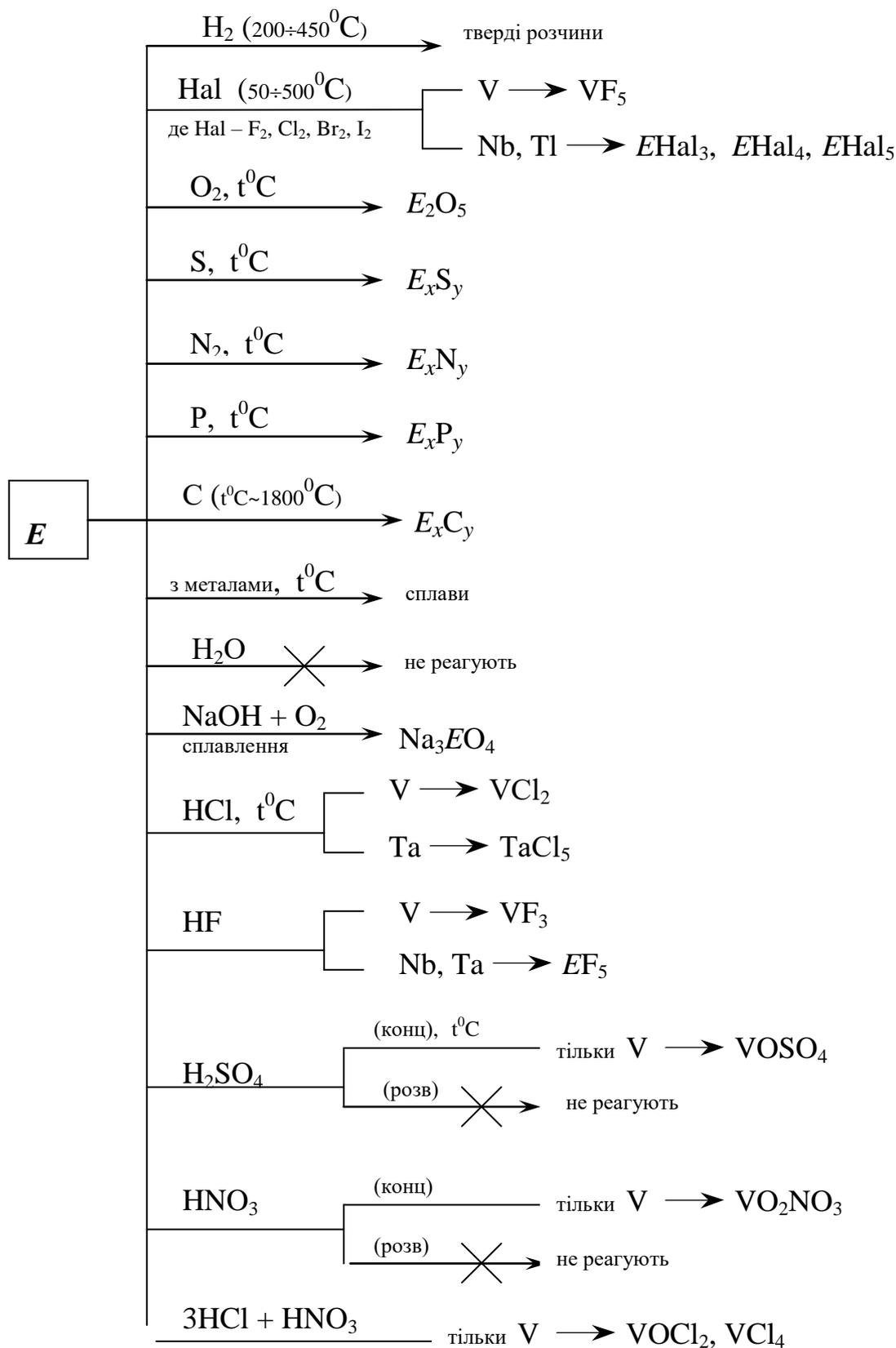
Застосовуються вони, переважно, у вигляді сплавів. Ванадієві сталі характеризуються високою пружністю та міцністю і використовуються у авто- та авіабудуванні. Ніобієві та танталові сплави завдяки високим антикорозійним властивостям застосовуються у хімічному машинобудуванні, а останнім часом, в ракетобудуванні, ядерних реакторах, в радіо- та електровакуумній апаратурі. Тантал завдяки високій хімічній інертності зовсім не подразнює живу тканину, яка перебуває із ним в контакті, і тому використовується для виготовлення ендопротезів суглобів людини.

Деякі властивості сполук Ванадію подано на схемі:

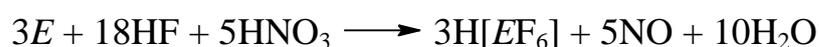


d-елементи V групи V, Nb, Ta

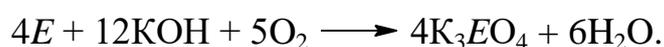
Найважливіші реакції



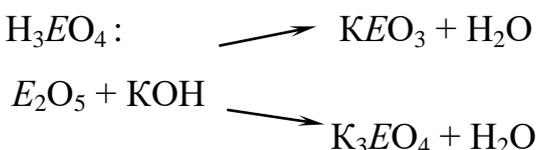
Для Ванадію та його аналогів найтипівішими є сполуки, в яких вони виявляють ступінь окиснення +5. З хімічної точки зору – це пасивні метали, які в чистому вигляді не взаємодіють з кислотами-неокисниками. Це можна пояснити тим, що їхня поверхня покривається захисною плівкою, яка захищає метал від дії різних реагентів. При нагріванні вони значно активніші і взаємодіють з киснем, галогенами, вуглецем та іншими неметалами, розчиняються в суміші концентрованих нітратної та фторидної кислот ($\text{HF} + \text{HNO}_3$):



З лугами вони взаємодіють при сплавленні і за наявності окисників:

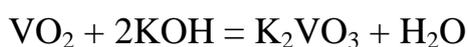


З киснем метали утворюють оксиди $E_2\text{O}_5$, які мають кислотні властивості, тому при взаємодії з лугами утворюють солі *мета*кислот HEO_3 і *орто*кислот H_3EO_4 :



Для Ванадію характерним є утворення *поліванадатних кислот*. Крім HVO_3 і H_3VO_4 , відомі похідні диванадатної $\text{H}_4\text{V}_2\text{O}_7$, триметаванадатної $\text{H}_3\text{V}_3\text{O}_9$ та більш складних кислот. Ванадій, крім V_2O_5 , утворює оксиди у нижчих

ступенях окиснення: $\overset{+4}{\text{VO}}_2$, $\overset{+3}{\text{V}}_2\text{O}_3$ і $\overset{+2}{\text{VO}}$. V_2O_3 і VO , а також відповідні їм гідроксиди $\text{V}(\text{OH})_3$ і $\text{V}(\text{OH})_2$ мають основний характер, а VO_2 та його гідроксид $\text{V}(\text{OH})_4$ – амфотерний характер:



З галогенами Ванадій, Ніобій і Тантал утворюють відповідні галогеніди (VF_5 , VCl_4 , NbBr_5 , тощо).

Всі галогеніди елементів підгрупи Ванадію гідролізують:



Для Ванадію та Ніобію є характерним утворення солей катіонів VO^{+2} –ванадилу та NbO^{+2} –ніобілу:

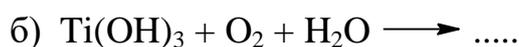
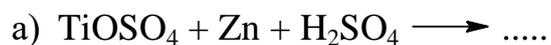


Запитання, задачі, вправи до підрозділів 3.4 – 3.5.

436. У вигляді яких сполук зустрічається у природі Титан? Як добувають металічний титан? Де використовують титан та його сполуки у виробництві?
437. Як із титан (IV) оксиду, нерозчинного в кислотах і лугах, добути розчинні сполуки Титану? Напишіть рівняння реакцій:
- а) $\text{TiO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \dots\dots$
- б) $\text{TiO}_2 + \text{NaHSO}_4 \longrightarrow \dots\dots$
438. Яка сполука називається α -титанатною кислотою, як її добути, які вона має властивості? Яка сполука називається β -титанатною кислотою, як її добути, які вона має властивості? Напишіть відповідні рівняння реакції.
439. Які солі називаються титанатами? Як їх одержують? Як вони гідролізують? Які речовини називаються солями титанілу? Напишіть рівняння реакції одержання титанілсульфату.
440. Як одержують сполуки тривалентного Титану? Які властивості має $\text{Ti}(\text{OH})_3$? Чому сполуки тривалентного Титану у розчині мають забарвлення? Порівняйте властивості гідроксидів $\text{Ti}(\text{IV})$, $\text{Ti}(\text{III})$ і $\text{Ti}(\text{II})$. Напишіть рівняння реакцій.

441. Напишіть рівняння реакції гідролізу солей Титану (III). Поясніть, чому солі Титану (III) гідролізують в меншій мірі, ніж солі Титану (IV)?

442. Напишіть рівняння реакцій, підберіть відповідні коефіцієнти:



Які властивості мають сполуки Титану (III)?

443. Чистий нітрид титану (III) можна одержати відновленням TiO_2 вугіллям у атмосфері азоту. Напишіть електронні та молекулярні рівняння реакції, враховуючи, що вуглець окиснюється до CO.

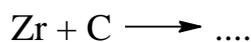
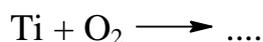
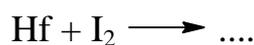
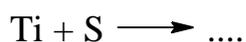
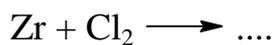
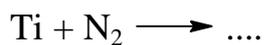
444. Маючи високу твердість та електропровідність нітриди Титану (+4) та Цирконію (+4) утворюються при нагріванні відповідних хлоридів у атмосфері аміаку. Напишіть рівняння відповідних реакцій.

445. Напишіть рівняння реакцій: а) прожарювання титану на повітрі, б) розчинення титан (IV) оксиду в концентрованій сульфатній кислоті, в) сплавляння титан (IV) оксиду з лугом. У другій реакції поряд із сульфатом титану утворюється титаніл сульфат.

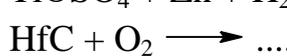
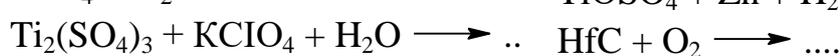
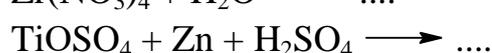
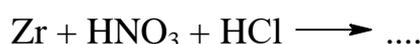
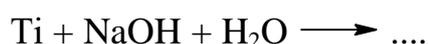
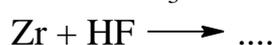
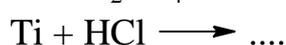
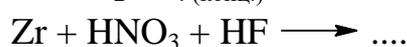
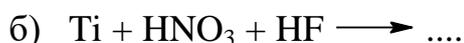
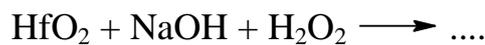
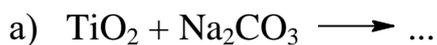
446. ZrCl_4 одержують прожарюванням суміші ZrO_2 з вугіллям у атмосфері хлору. Напишіть рівняння цієї реакції.

447. «Царська горілка» та концентрована H_2SO_4 окиснюють Ti, Zr і Hf до комплексних кислот, в яких координаційне число цих елементів дорівнює 6. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

448. З якими простими речовинами і за яких умов взаємодіють елементи підгрупи Титану? Напишіть рівняння відповідних реакцій:



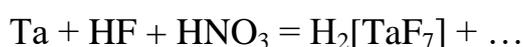
449. Напишіть рівняння хімічних реакцій, підберіть відповідні коефіцієнти:



450. У вигляді яких сполук Ванадій, Ніобій та Тантал зустрічаються у природі? Як одержують метали? Де використовують метали та їх сполуки?

451. Як змінюються фізичні та хімічні властивості в ряду елементів: V, Nb, Ta? Дайте загальну характеристику властивостей елементів підгрупи Ванадію (V, Nb, Ta).

452. Ніобій та Тантал є стійкими по відношенню до мінеральних кислот, але добре розчиняються у суміші HF та HNO₃, а також у концентрованих розчинах лугів у присутності окисників. На основі електронних рівнянь допишіть рівняння реакції:

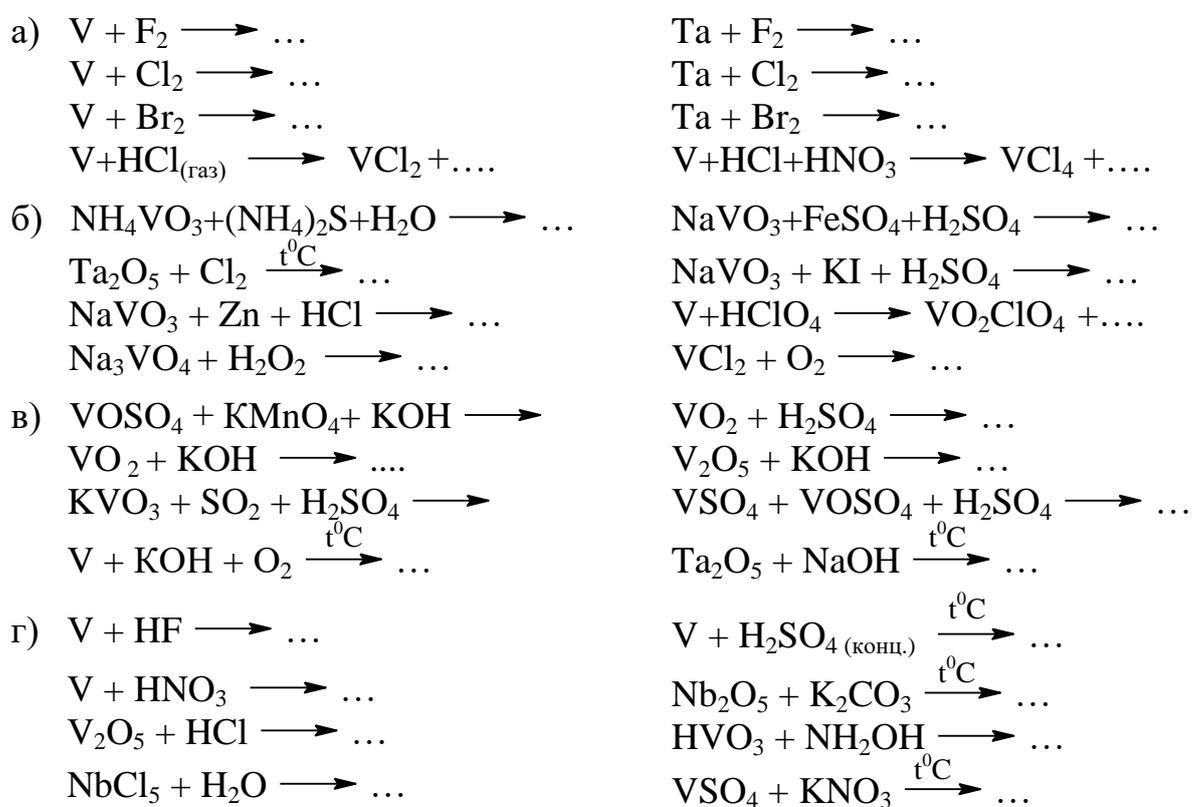


453. Найбільш важливою сполукою Ванадію є його оксид V_2O_5 . Як його добути? Яка його розчинність у воді? Які іони існують у водному розчині ванадій (IV) оксиду? Як реагує V_2O_5 з розчинами лугів та кислот? Напишіть відповідні рівняння реакцій.

454. Хлористий ванадил $VOCl_2$ одержують відновленням ванадієвого ангідриду концентрованою хлоридною кислотою. Напишіть електронне та молекулярне рівняння реакцій, а також іонне рівняння реакції взаємодії $VOCl_2$ з лугом.

455. Напишіть рівняння дисоціації ніобій (V) гідроксиду, якщо для нього відомі солі: $KNbO_3$, $NbOCl_3$, $(NbO_2)SO_4$. Які властивості проявляє цей гідроксид? Чому при нагріванні розведеного розчину $(NbO)_2(SO_4)_3$ утворюється аморфний осад? Напишіть молекулярне та іонне рівняння реакцій.

456. Напишіть рівняння реакцій та підберіть відповідні коефіцієнти:



3.6. Підгрупа Хрому (d-Елементи VIB та VIIВ груп $(n-1)d^5ns^{1-2}$)

Загальна характеристика елементів підгрупи Хрому. Поширення в природі, одержання металів. Ступені окиснення елементів в сполуках. Фізичні та хімічні властивості простих речовин.

Хром. Хром (III) оксид та гідроксид, їх амфотерність. Солі Хрому (III), їх розчинність у воді та гідроліз. Комплексні сполуки Хрому (III). Відновні властивості сполук Хрому (II). Хром (VI) оксид. Хроматна та дихроматна кислоти. Хромати, дихромати. Вплив рН середовища на рівновагу в розчині хромат \rightleftharpoons дихромат. Окисні властивості сполук Хрому (VI). Пероксосполуки Хрому. Ізополікислоти і гетерополікислоти. Використання сполук Хрому та Молібдену в промисловості.

Література: [1] с.270-278; [2] с.414-423.

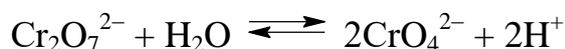
До побічної підгрупи шостої групи належать – Хром (Cr), Молібден (Mo) і Вольфрам (W). Це досить поширені елементи, які зустрічаються у вигляді різних мінералів: *хромистого залізняку* ($FeO \cdot Cr_2O_3$), *молібденового блиску* (MoS_2), *вольфраміту* ($(Fe, Mn)WO_4$), *шееліту* ($CaWO_4$) та ін. На відміну від елементів підгрупи Оксигену, це метали, що зумовлено будовою атомів елементів підгрупи Хрому. В компактному вигляді – це сріблясто-білі метали. В чистому вигляді вони добре піддаються механічній обробці, а в присутності

незначної кількості домішок – крихкі. Це перехідні d-метали. На зовнішньому енергетичному рівні атомів Cr та Mo перебуває один електрон, на передостанньому – 13 (8+5). Для цих елементів спостерігається «проскок» одного електрона з ns – на $(n-1)d$ -підрівень. У Вольфраму є завершений $4f^{14}$ -підрівень, який стабілізує стан атому без «проскоку» електрону, тому його валентні електрони містяться на $5d^46s^2$ -підрівнях ($4f^{14}5d^46s^2$).

Чисті метали мають дуже високі температури плавлення. До води та повітря за звичайних умов вони стійкі. Валентність цих елементів в сполуках змінюється від двох до шести. В хімічних сполуках вони виявляють такі ступені окиснення: Хром: +2, +3, +4 та +6; Молібден: +3, +4, +5, +6; Вольфрам: +4, +6. Вищі оксиди цих елементів мають кислотний

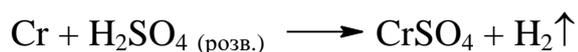
характер, причому CrO_3 – розчинний, а MoO_3 та WO_3 – нерозчинні у воді. Найбільш стійкими є сполуки три- і шестивалентного Хрому. Хром (III) оксид Cr_2O_3 і відповідний йому гідроксид мають амфотерний характер. Розчиняючись в лугах, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ дає солі метахромітної кислоти HCrO_2 , забарвлені в яскраво зелений колір. При взаємодії хром (III) гідроксиду з кислотами утворюються солі тривалентного Хрому.

Сполуки тривалентного Хрому при взаємодії з окисниками переходять в сполуки шестивалентного Хрому. Хроматному ангідриду відповідають дві кислоти: *хроматна* H_2CrO_4 і *дихроматна* $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Обидві кислоти існують тільки в розчині і є сильними електролітами. Жовте забарвлення розчинів хроматів, тобто, солей хроматної кислоти, зумовлене іонами CrO_4^{2-} , а жовто-гарячий колір дихроматів (біхроматів) – солей дихроматної кислоти – зумовлений іонами $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. В розчинах хроматів і дихроматів існує рівновага:



Додавання до даного розчину кислоти зміщує рівновагу в бік утворення дихроматів, а додавання лугу – в бік утворення хроматів. Усі сполуки шестивалентного Хрому – сильні окисники. В окисно-відновних реакціях Хром відновлюється до тривалентного.

Метали підгрупи Хрому виявляють різну хімічну активність, яка зменшується в ряду $\text{Cr} \longrightarrow \text{Mo} \longrightarrow \text{W}$. В кислотах-неокисниках Молібден і Вольфрам не розчиняються, а хром утворює похідні зі ступенем окиснення +2:



Концентровані сульфатна, нітратна кислоти і суміш $\text{HNO}_3 + \text{HCl}$ Хром пасивують. Молібден розчиняється лише в кислотах-окисниках:



Вольфрам розчиняється лише в гарячій суміші концентрованих HNO_3 і HF :



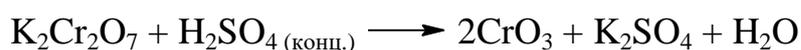
З розплавленими лугами метали підгрупи Хрому утворюють солі H_2EO_4 :



З галогенами ці метали утворюють галогеніди (MoF_6 , WF_6 , CrHal_3 та ін.).

За достатньо високих температур метали взаємодіють з Карбоном, Бором, Сульфуром.

При нагріванні на повітрі, або в атмосфері кисню, вони згорають, утворюючи оксиди MoO_3 , WO_3 і Cr_2O_3 . CrO_3 можна добути за реакцією взаємодії калій дихромату з концентрованою сульфатною кислотою:



Оксиди EO_3 відносяться до кислотних оксидів, яким відповідають кислоти H_2EO_4 .

Для елементів підгрупи Хрому відомі також *ізополікислоти* загального складу $n\text{EO}_3 \cdot m\text{H}_2\text{O}$ ($\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{H}_2\text{Cr}_3\text{O}_{10}$, $\text{H}_2\text{Cr}_4\text{O}_{13}$ та ін.). *Молібдатна* і *вольфраматна* кислоти здатні утворювати *гетерополікислоти*:



Нульовий ступінь окиснення елементи підгрупи Хрому виявляють в сполуках $E(\text{CO})_6$ – карбонілах:

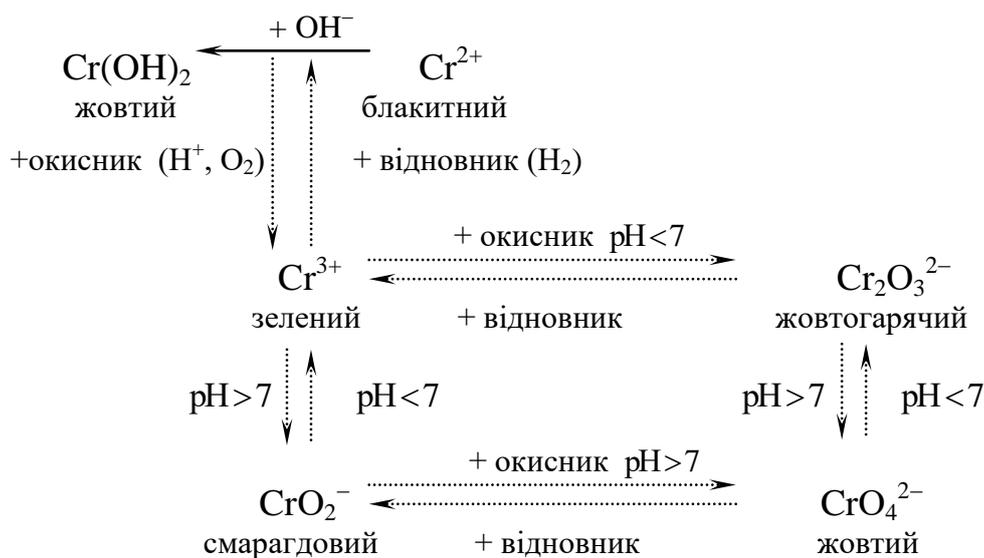


Карбоніли – це безбарвні тверді речовини, що легко сублимуються (при температурі 30-59⁰С), вони не розчиняються у воді. При нагріванні вони розкладаються з утворенням металів високої чистоти:



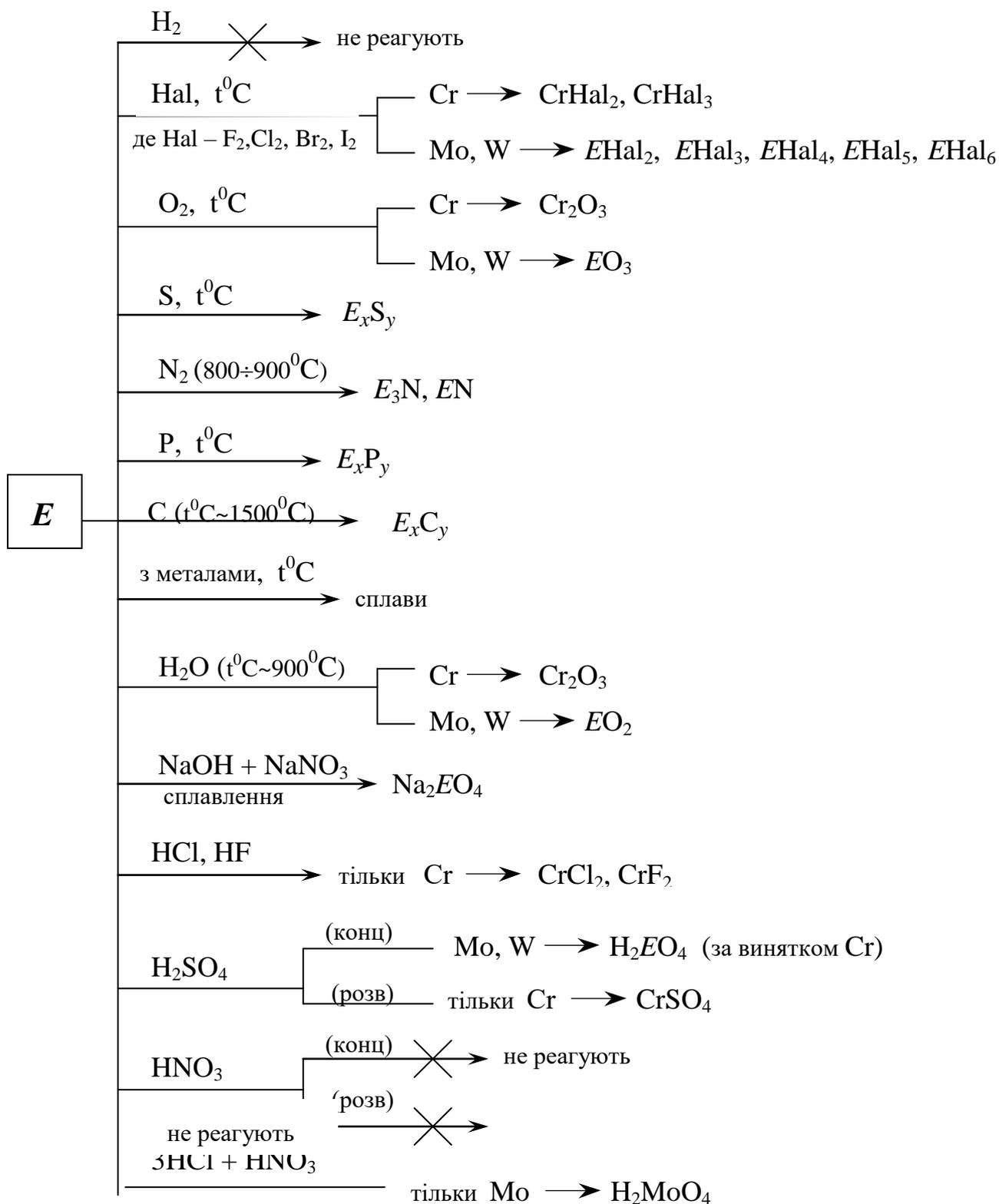
Деякі властивості сполук Хрому наведено на схемі:

Хром



d-Елементи VI групи Cr, Mo, W

Найважливіші реакції



3.7. Підгрупа Мангану (d-елементи VIII-групи $(n-1)d^5ns^2$)

Загальна характеристика елементів підгрупи Мангану. Поширення в природі, одержання металів. Ступені окиснення елементів в сполуках. Фізичні та хімічні властивості простих речовин.

Манган. Манган (II) оксид та гідроксид. Солі Мангану (II), їх гідроліз. Комплексні сполуки Мангану (II). Манган (IV) оксид та гідроксид. Кислотно-основні та окисно-відновні властивості сполук Мангану (IV). Сполуки Мангану (VI). Манганати, диспропорціонування в розчині. Сполуки Мангану (VII). Перманганати, залежність їх окисних властивостей від рН розчину. Манган (VII) оксид.

Загальна характеристика сполук Ренію та Технецію. Порівняння кислотно-основних, окисно-відновних властивостей.

Використання простих речовин та сполук елементів підгрупи Мангану.

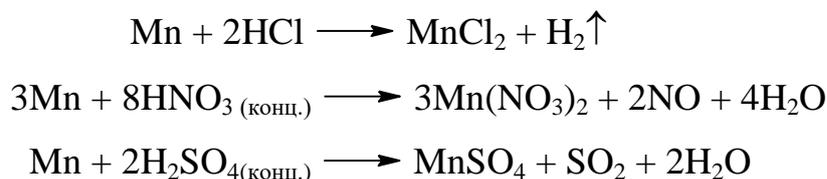
Література: [1] с.245-251; [2] с. 424-432.

Побічна підгрупа сьомої групи включає d-елементи: Манган (Mn), Технецій (Tc), Реній (Re). Манган – досить поширений в природі елемент. Технецій (передбачений Д.І. Менделєєвим) – штучний елемент, одержаний у 1937р. при опроміненні Молибдену нейтронами. Реній (відкритий у 1925р.) належить до числа найбільш рідкісних елементів і не має власних мінералів. Елементи підгрупи Мангану – типові метали, металічні властивості зростають в напрямку від Мангану до Ренію.

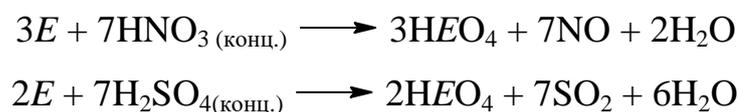
Манган, як і Технецій та Реній, мають на зовнішньому енергетичному рівні атома по 2 електрони і на передостанньому – 13 (8+5) електронів, у зв'язку з чим їх максимальний позитивний ступінь окиснення дорівнює +7. Манган в сполуках виявляє також ступені окиснення +2, +3, +4, +5, +6; для Технецію та Ренію більш характерні вищі ступені окиснення: +4, +6 та +7.

Елементи підгрупи Мангану утворюють ряд оксидів, оксиди вищих ступенів окиснення розчиняються у воді з утворенням відповідних сильних кислот, а оксиди нижчих ступенів окиснення – нерозчинні. Окисна здатність сполук елементів підгрупи Мангану вищих ступенів окиснення сильно зменшується в ряду від манганатної кислоти до ренатної. Хімічна активність елементів від Мангану до Ренію зменшується. В ряду напруг

Манган знаходиться лівіше Гідрогену, тому метал активно взаємодіє з кислотами-неокисниками, а також взаємодіє з концентрованими сульфатною та нітратною кислотами:



Технецій і Реній – це досить стійкі в хімічному відношенні метали, вони знаходяться в ряді напруг після Гідрогену, і тому з кислотами-неокисниками не взаємодіють, а кислотами-окисниками окиснюються до вищого ступеня окиснення:



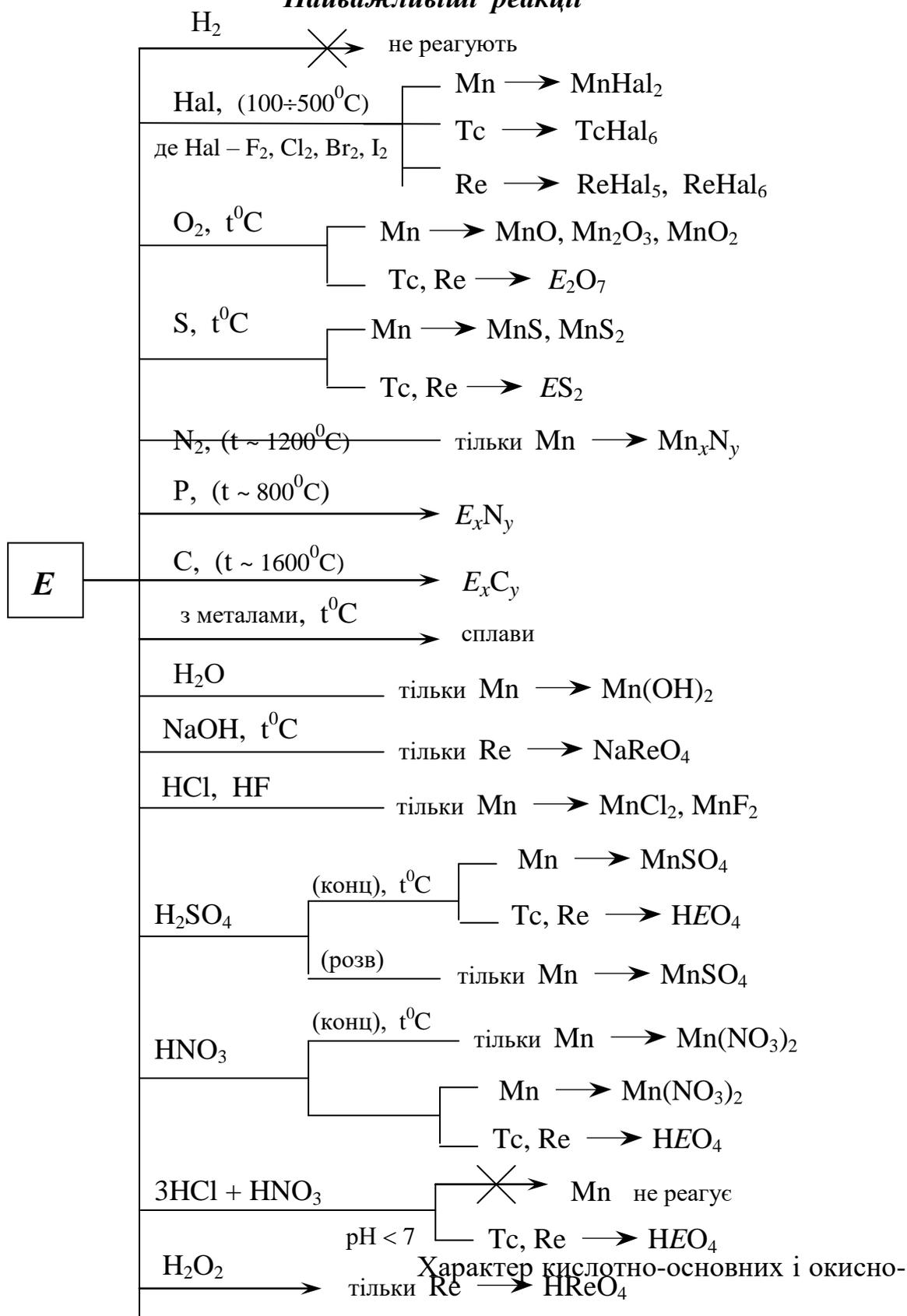
За хімічними властивостями Технецій більш подібний до Ренію, ніж до Мангану, що пояснюється близькістю величин їх атомних та іонних радіусів.

Елементи підгрупи Мангану утворюють з Оксигеном ряд оксидів, з галогенами утворюють галогеніди, з Сульфуром – сульфіди. При нагріванні манган взаємодіє з Бором, Карбоном, Фосфором, Нітрогеном і Силіцієм. Реній реагує лише з Силіцієм та Бором. Із сполук цих елементів найбільш вивчені і практично застосовувані похідні Мангану.

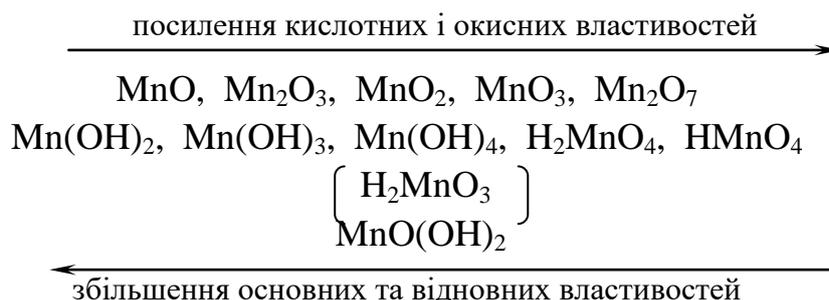
Вищим оксидам Мангану Mn_2O_7 і MnO_3 відповідають гідрати HMnO_4 і H_2MnO_4 , які мають кислотний характер. MnO_2 і відповідні йому гідроксиди $\text{Mn}(\text{OH})_4$ (H_2MnO_3) – амфотерні. Нижчий оксид MnO і гідроксид $\text{Mn}(\text{OH})_2$ мають основний характер.

d-Елементи VII групи *Mn, Tc, Re*

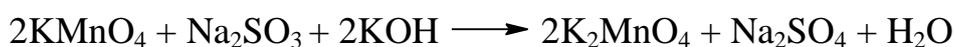
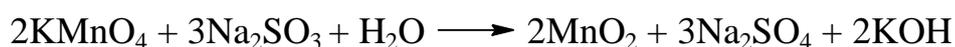
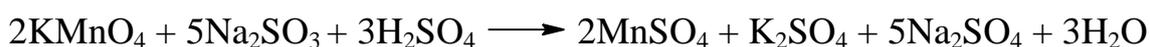
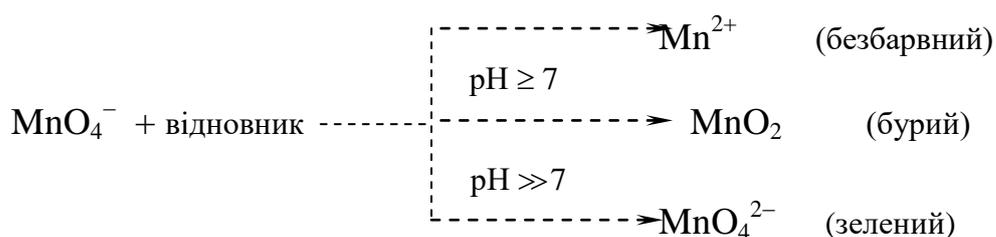
Найважливіші реакції



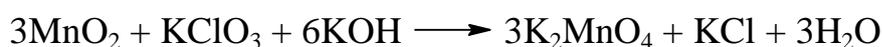
відновних властивостей можна виразити наступною схемою:



Сполуки семи- і шестивалентного Мангану – сильні окисники. Солі *перманганатної* кислоти HMnO_4 – *перманганати* в окисно-відновних реакціях виступають окисниками, при цьому відновлюються: в кислому середовищі – до солей двовалентного Мангану, в сильнолужному – до солей кислоти H_2MnO_4 (*манганатів*), у нейтральному і слаболужному – до MnO_2 .



В кислому середовищі MnO_2 також є сильним окисником, при цьому він відновлюється до солей двовалентного Мангану. При сплавленні MnO_2 з окисниками і лугом утворюються *манганати* Me_2MnO_4 зеленого кольору:

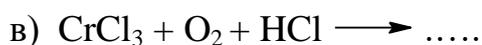
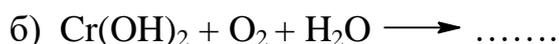
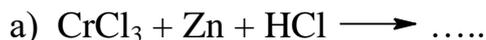


Манганати малостійкі, легко розкладаються на манган (IV) оксид і перманганат:

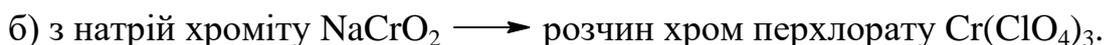
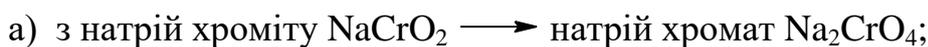


Запитання, задачі, вправи до підрозділів 3.6. – 3.7.

457. Як можна добути сполуки Хрому (II)? Напишіть рівняння реакцій:



458. Напишіть рівняння реакцій, відповідно до яких можна добути:

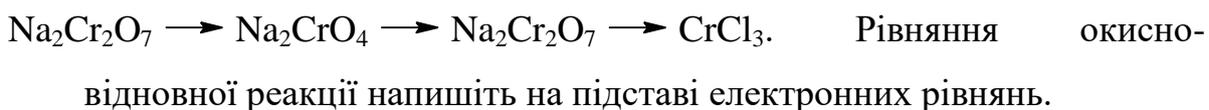


459. Калію хроміт KCrO_2 окиснюється бромом у лужному середовищі.

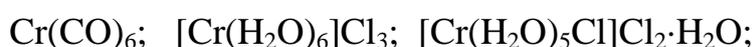
Зелене забарвлення розчину переходить у жовте. Напишіть електронні та молекулярні рівняння реакцій. Які іони обумовлюють початкове та кінцеве забарвлення розчинів?

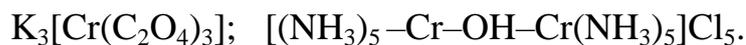
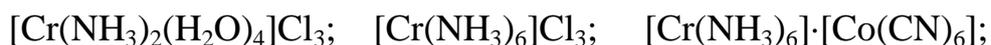
460. При сплавленні ферум (II) хроміту $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ з натрію карбонатом в присутності кисню хром (+3) та залізо (+2) окиснюються та набувають відповідно ступінь окиснення +6 та +3. Напишіть електронні і молекулярні рівняння реакції.

461. Напишіть рівняння реакцій, які слід провести для здійснення перетворень:



462. Хром утворює ряд комплексних сполук:





Назвіть ці сполуки. Поясніть будову комплексних сполук з точки зору теорії валентних зв'язків. Які типи ізомерії мають місце у вищенаведених комплексах?

463. Чим пояснюється схожість хімічних та фізичних властивостей Молибдену та Вольфраму? Чому розміри атомів Молибдену і Вольфраму майже однакові?

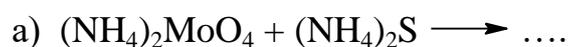
464. Які існують оксиди Молибдену та Вольфраму? Як можна добути молибдатний та вольфраматний ангідриди? Чи добре ці ангідриди розчиняються у воді? Який з ангідридів CrO_3 , MoO_3 , WO_3 є найбільш термічно стійким? Як змінюється окисна здатність в цьому ряду?

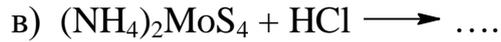
465. Напишіть рівняння реакцій розкладання амонійних солей хроматної, молибдатної та вольфраматної кислот. Чому розкладання амоній молибдату та амоній вольфрамату слід проводити в присутності кисню або повітря?

466. Напишіть електронні і молекулярні рівняння реакцій: а) розчинення Молибдену у нітратній кислоті; б) розчинення Вольфраму у лузі в присутності кисню. Зверніть увагу на те, що Молибден і Вольфрам набувають найвищу ступінь окиснення.

467. Як добути сульфід Хрому, Молибдену та Вольфраму? Як добути амоній тіомолибдат $(\text{NH}_4)_2\text{MoS}_4$ (натрій тіомолибдат Na_2MoS_4)? Чому тіокислоти не існують у водних розчинах, а відповідні їм солі є – стійкими сполуками?

468. Напишіть рівняння наведених реакцій:





469. Використавши окисно-відновні потенціали реакцій зробіть висновок про окисні властивості хрому (VI) в кислому та лужному середовищах:



470. Природна сполука молібдену (+4) MoS_2 є джерелом для одержання молібдену та його сполук. Напишіть електронні рівняння та на їх основі молекулярні рівняння взаємодії наступних речовин:



Відновники в цих реакціях набувають максимального ступеня окиснення.

471. При взаємодії надлишку розчину KI з розчином $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ у кислому середовищі (H_2SO_4) виділилось 1,016 г йоду. Скільки грамів $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ було в розчині?

(Відповідь: 0,392 г)

472. Який об'єм (мл) 0,2 н розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ слід витратити для окиснення в кислому середовищі (H_2SO_4) 13 г Na_2SO_3 ?

(Відповідь: 66,4 мл)

473. Скільки кілограмів $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ необхідно розкласти для добування 59,2 кг Cr_2O_3 ? Скільки літрів азоту виділиться при цьому (н.у.).

(Відповідь: 98,15 кг; 8724 л)

474. При взаємодії 30%-го H_2SO_4 , 90%-го $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ та чистого (100%-го) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ одержали 278 г хромового галуноу $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. Які кількості кислоти, спирту та калій дихромату були взяті?

(Відповідь: 363,6 г H_2SO_4 ; 42,7 г $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; 81,9 г $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)

475. Скільки літрів SO_2 (н.у.) та скільки грамів $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ необхідні для одержання 170 г хромового галуни $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$?

(Відповідь: 50,07 г $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; 11,43 л SO_2)

476. Яка маса AgNO_3 необхідна для осадження хлорид-іонів з 0,1 М розчину $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ об'ємом 200 мл?

(Відповідь: 6,8 г)

477. Який об'єм 3%-го розчину H_2O_2 ($\rho=1$ г/см³) необхідний для окиснення 0,5 л розчину $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$, якщо концентрація солі становить 0,1 моль/л?

(Відповідь: 85 мл)

478. Який об'єм 2 М розчину KOH витратиться на взаємодію хлору об'ємом 5,6 л (н.у.) з $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$?

(Відповідь: 667 мл)

479. Який об'єм (мл) 0,25 н розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ слід витратити для окиснення у кислому середовищі (H_2SO_4) 0,01М розчину KI ?

(Відповідь: 40 мл)

480. Під час взаємодії 1 г водного розчину H_2O_2 з $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в присутності сульфатної кислоти виділилось 200 мл газу (при 100 кПа та 27⁰С). Визначте масову частку H_2O_2 у розчині.

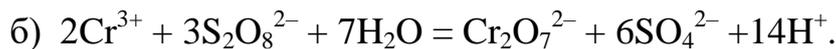
(Відповідь: 27,3%)

481. У 500 мл води при 18⁰С розчиняється 0,0165 г Ag_2CrO_4 . Чому дорівнює ДР солі?

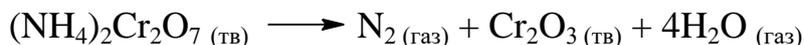
(Відповідь: $\text{ДР}_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = 4 \cdot 10^{-12}$)

482. Напишіть молекулярні рівняння та визначте напрям наведених реакцій:





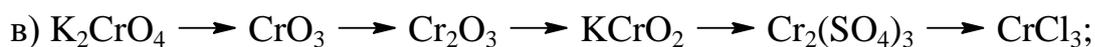
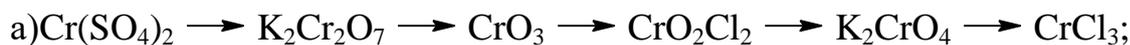
483. Розрахуйте за стандартними значеннями ентальпій утворення сполук $\Delta H_{\text{х.р.}}$ для наведеної реакції (ΔH_{298}^0 утворення $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = -1805,76$ кДж/моль):



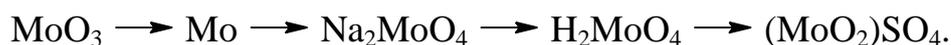
Поясніть, чому реакція відбувається з розкиданням розжарених продуктів реакції (демонстраційний дослід – «вулкан»)?

(Відповідь: $-289,2$ кДж/моль)

484. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можливо здійснити наступні перетворення:

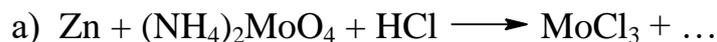


485. Напишіть рівняння реакцій, які відбуваються при наступних перетвореннях:



486. Перетворення Молібдену у розчинний натрію молібдат легше всього здійснити шляхом сплавлення молібдену з селітрою та содою. Які властивості молібден (VI) гідроксиду $\text{Mo}(\text{OH})_4$ зумовлюють останнє перетворення?

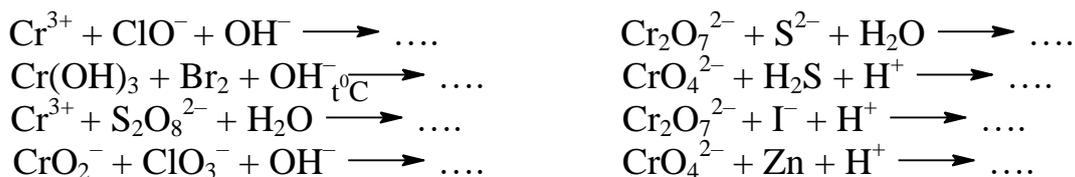
487. На основі методу електронно-іонного балансу напишіть рівняння наступних реакцій та визначте стехіометричні коефіцієнти:



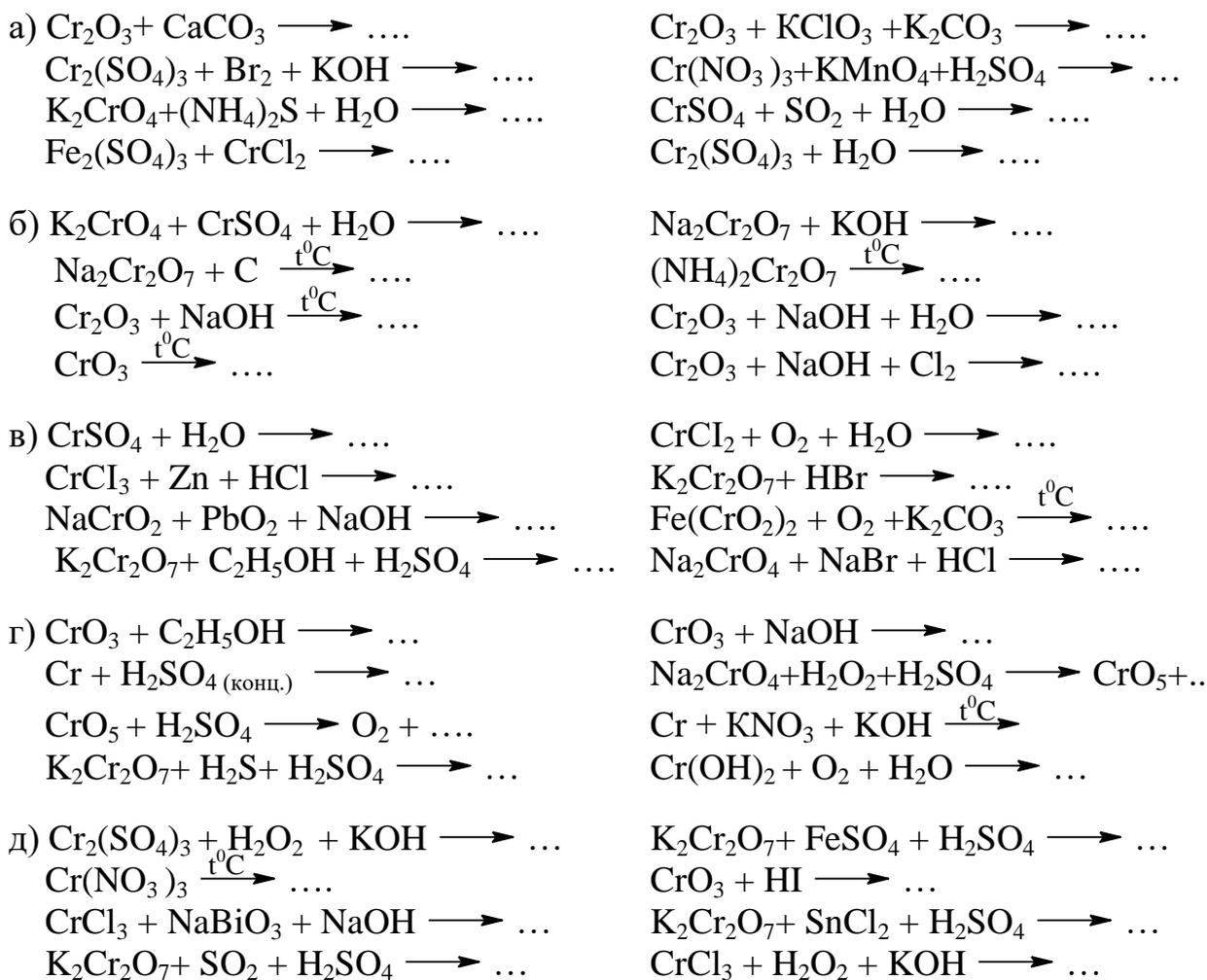
488. Напишіть рівняння реакцій, які відбуваються при наступних перетвореннях: $W \rightarrow WO_3 \rightarrow Na_2WO_4 \rightarrow H_2WO_4 \rightarrow W_2O_5$.

Відновлення іона WO_4^{2-} у W_2O_5 краще проводити цинком у кислому (HCl) середовищі.

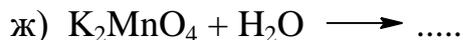
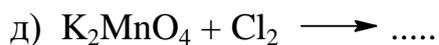
489. Напишіть рівняння наведених реакцій в іонному та молекулярному вигляді, визначте стехіометричні коефіцієнти:



490. Напишіть рівняння наступних реакцій та визначте стехіометричні коефіцієнти:



491. Який мінерал Мангану має важливе практичне значення? Як добувають манган у промисловості (в лабораторних умовах)? Яке практичне застосування має Манган та його сполуки?
492. Які місця займають Mn, Te, Re в ряду стандартних електродних потенціалів? З якими кислотами вони взаємодіють? Напишіть рівняння відповідних хімічних реакцій.
493. З якими простими речовинами безпосередньо взаємодіють елементи підгрупи Мангану? Які сполуки при цьому утворюються? Напишіть рівняння відповідних хімічних реакцій.
494. Як можна добути манган (II) оксид, використовуючи як вихідні речовини калій перманганат або манган (IV) оксид?
495. Чому манган (IV) оксид може проявляти як окиснювальні, та і відновні властивості? Виходячи з електронних рівнянь напишіть рівняння реакцій:
- а) $\text{MnO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \dots$
- б) $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \longrightarrow \dots$
496. Для одержання хлору в лабораторних умовах змішують манган (IV) оксид з натрій хлоридом в присутності концентрованої сульфатної кислоти. Напишіть електронні та молекулярні рівняння цієї реакції.
497. Напишіть рівняння реакцій:
- а) $\text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{O}_2 \longrightarrow \dots$
- б) $\text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{KNO}_3 \longrightarrow \dots$
- в) $\text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{KClO}_3 \longrightarrow \dots$
498. Напишіть та підберіть коефіцієнти в наступних рівняннях реакцій:
- а) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \dots$
- б) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \dots$
- в) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \dots$



Вкажіть в яких K_2MnO_4 є: 1) окисником; 2) відновником; 3) самоокисником-самовідновником.

499. Чому достатньо стійки сухі манганати лужних металів при розчиненні у воді розпадаються? Наведіть хімізм процесу, що відбувається у розчині?

500. Як змінюється ступінь окиснення Мангану при відновленні KMnO_4 в кислому, нейтральному та лужному середовищах? Напишіть електронні та молекулярні рівняння реакції між KMnO_4 і KNO_2 в нейтральному середовищі.

501. Як можна одержати Mn_2O_7 ? Наведіть його властивості? Що відбувається при взаємодії KMnO_4 з концентрованим розчином сульфатної кислоти?

502. Чим можна пояснити, що кислоти HClO_4 та HMnO_4 відносяться до сильних кислот? Яка їх міцність?

503. Манган при взаємодії з нітратною кислотою окиснюється мінімально, а Реній максимально. Які сполуки при цьому утворюються? Напишіть електронні та молекулярні рівняння відповідних реакцій.

504. Який об'єм 25%-го розчину аміаку ($\rho = 0,91 \text{ г/см}^3$) слід додати до 100 мл 0,1 н розчину MnSO_4 , щоб утворився осад?

(Відповідь: 1,2 мл)

505. Чи утвориться осад при змішуванні рівних об'ємів 0,01н розчинів $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ та K_2S ? ($\text{ДР}_{\text{MnS}} = 7,0 \cdot 10^{-17}$).

(Відповідь: Так)

506. Який об'єм 0,2 М розчину KMnO_4 необхідний для повного окиснення в нейтральному середовищі 10 мл 0,2 н розчину K_2SO_3 ?

(Відповідь: 3,33 мл)

507. Визначте нормальну концентрацію 0,1 М розчину KMnO_4 , який використовується для окиснення розчину Na_2S в кислому середовищі.

(Відповідь: 0,5 н)

508. Скільки грамів KMnO_4 необхідно взяти для окиснення 7,6 г FeSO_4 в кислому середовищі?

(Відповідь: 1,58 г)

509. Визначте молярну, нормальну концентрації та титр розчину, в 250 мл якого міститься 3,95 г KMnO_4 .

(Відповідь: 0,1М; 0,5н; 0,00158)

510. Визначте нормальну концентрацію 0,1М розчину KMnO_4 , який використовується для окиснення розчину K_2S в нейтральному середовищі.

(Відповідь: 0,3 н)

511. 10 мл розчину FeSO_4 підкислили сульфатною кислотою та по краплях додавали до нього 30 мл 0,02 М розчину KMnO_4 доти, поки рідина не забарвилась у рожевий колір. Про що це свідчить? Скільки моль FeSO_4 містить літр досліджуваного розчину?

(Відповідь: 0,3 моль/л)

512. Визначте нормальну концентрацію 0,1 М розчину KMnO_4 , який використовується для окиснення розчину Na_2S в лужному середовищі.

(Відповідь: 0,1 н)

513. Яку кількість (кг) алюмінію слід взяти, щоб добути за способом алюмотермії манган з 6,8 кг 81%-ного гаусманіту Mn_3O_4 ?

(Відповідь: 1,73 кг)

514. Скільки $KClO_3$, 80%-го KOH та 85 %-го MnO_2 необхідно взяти для добування 57 г K_2MnO_4 ?

(Відповідь: 29,6 г MnO_2 ; 11,82 г $KClO_3$; 40,5 г KOH)

515. Яка кількість $KMnO_4$ необхідна для окиснення 56,6 г 24 %-го розчину $FeSO_4$ в кислому середовищі (H_2SO_4)?

(Відповідь: 2,83 г)

516. Визначте концентрацію (%) оксалатної кислоти $H_2C_2O_4$, якщо на окиснення 11,2 г її підкисленого (H_2SO_4) розчину необхідно 6,8 г 3%-го розчину $KMnO_4$?

(Відповідь: 2,58 %)

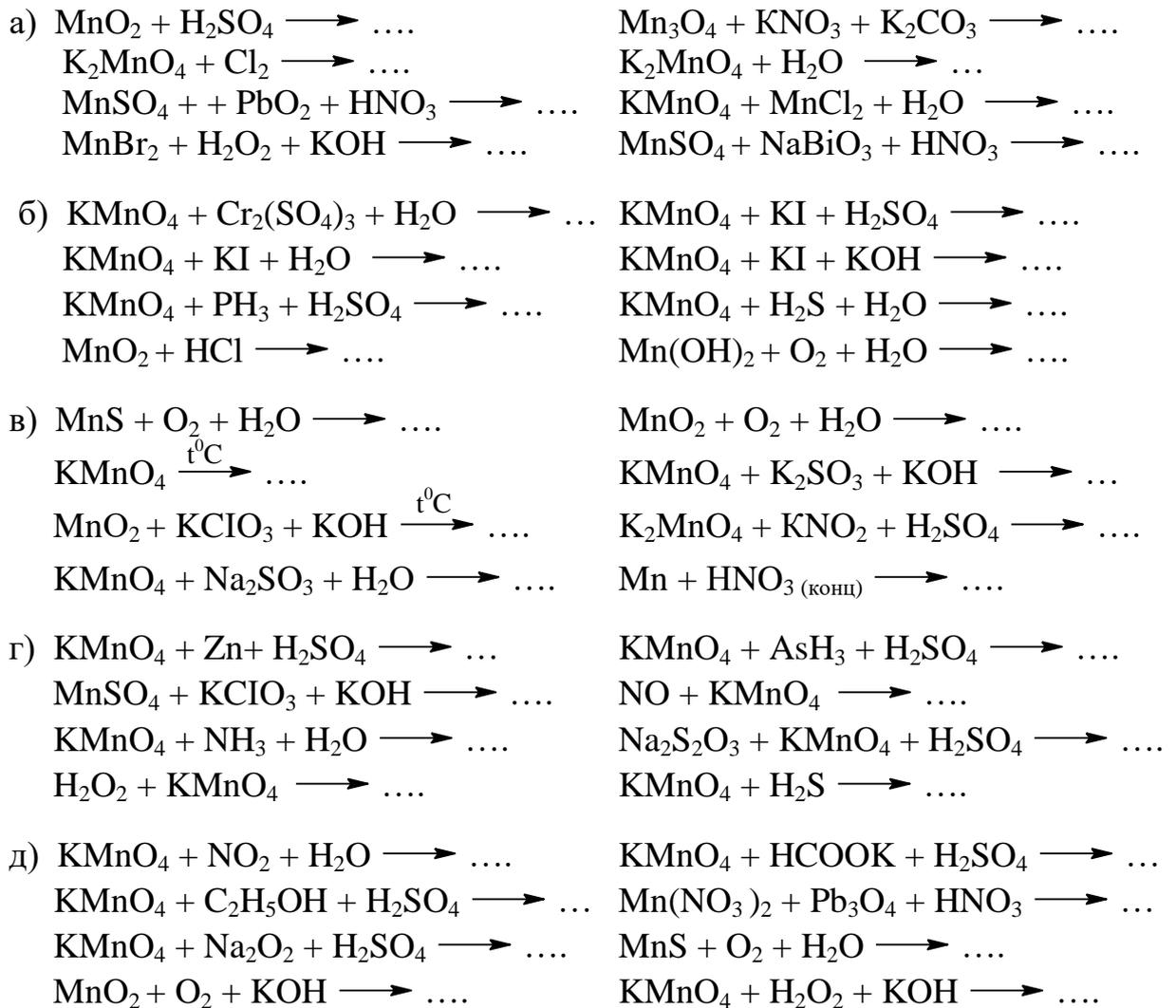
517. 1 г суміші солей $FeSO_4$ та $Fe_2(SO_4)_3$ розчинили у воді та, підкисливши розчин сульфатною кислотою, додавали до нього по краплях 0,02 М розчин $KMnO_4$. Скільки (%) $FeSO_4$ містила суміш, якщо для повного окиснення необхідно було 50 мл розчину $KMnO_4$? (Відповідь: 76 %)

518. Скільки грамів $KMnO_4$ слід взяти для окиснення 7,6 г $FeSO_4$ у нейтральному та кислому середовищах? (Відповідь: 2,63 г; 1,58 г)

519. Який об'єм 0,2 М розчину $KMnO_4$ необхідний для повного окиснення в нейтральному середовищі 10 мл 0,2 н розчину K_2SO_3 ?

(Відповідь: 3,33 мл)

520. Напишіть рівняння наступних реакцій та підіберіть коефіцієнти:



3.8. Підгрупа Феруму. Платинові метали (d-елементи VIII-групи (n-1)d⁶⁻¹⁰ns⁰⁻²)

Загальна характеристика d – елементів VIII групи. Родини Феруму (фероїди) та платинових металів (платиноїди). Знаходження в природі, одержання металів у вільному стані.

Родина Феруму (Fe, Co, Ni). Ступені окиснення елементів в сполуках. Фізичні та хімічні властивості простих речовин. Оксиди та гідроксиди елементів (II) та (III). Кислотно-основні та окисно-відновні властивості. Солі. Комплексні сполуки елементів родини Феруму. Сполуки Феруму (VI) та їх окисна активність.

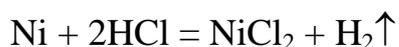
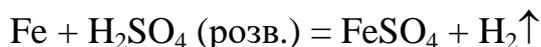
Література: [1] с.408-422; [2] с.433-443.

Побічна підгрупа VIII групи періодичної системи містить елементи підгрупи Феруму – Ферум (Fe), Кобальт (Co), Нікель (Ni) та елементи

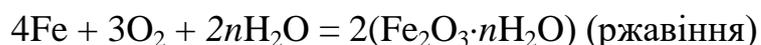
родини благородних металів – Рутеній (Ru), Родій (Rh), Паладій (Pd), Осмій (Os), Іридій (Ir) та Платина (Pt).

Родина Феруму (фероїди)

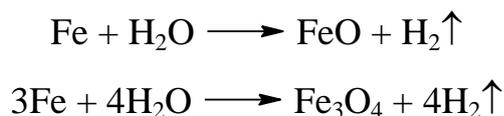
Елементи родини (Ферум, Кобальт, Нікель) на зовнішньому енергетичному рівні містять по 2 електрони, а на передостанньому – відповідно 14, 15, 16 електронів. Тому вони можуть лише віддавати електрони. У сполуках Fe, Co, Ni виявляють позитивний ступінь окиснення, який дорівнює двом і трьом. Ці елементи витісняють Гідроген з розведених кислот з утворенням солей, виявляючи при цьому позитивний ступінь окиснення +2. У компактному вигляді це блискучі білі метали з сіруватим (залізо, кобальт) або сріблястим (нікель) відтінками. За своїми хімічними властивостями вони належать до металів середньої активності. У ряді напруг вони знаходяться зліва від Гідрогену і розчиняються в розведених кислотах з виділенням водню, утворюючи відповідні солі двовалентних елементів. При дії на залізо нітратної кислоти утворюються солі тривалентного Феруму. Концентрована нітратна та сульфатна кислоти пасивують залізо, кобальт та нікель, завдяки утворенню на поверхні цих металів дуже тонкої, але щільної захисної плівки.



Кобальт, нікель і хімічно чисте залізо не змінюються під дією волого повітря і води. Технічне залізо, яке містить різні домішки, легко піддається корозії:

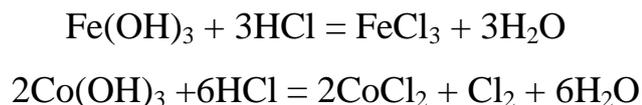


При підвищених температурах залізо реагує з водяною парою:



У вільному стані залізо, кобальт і нікель можна добути відновленням їх оксидів воднем або карбон (II) оксидом при нагріванні. Ці метали утворюють оксиди типу MeO (FeO , CoO , NiO) та Me_2O_3 (Fe_2O_3 , Co_2O_3 , Ni_2O_3).

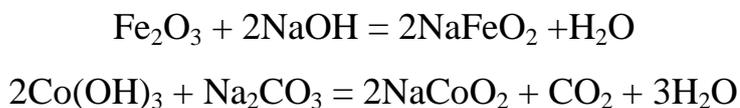
Гідрати цих оксидів (гідроксиди) мають переважно основний характер, не розчиняються у воді; їх добувають тільки непрямим шляхом. При взаємодії $Fe(OH)_3$ з кислотами утворюються солі тривалентного Феруму. При взаємодії $Co(OH)_3$ і $Ni(OH)_3$ з кислотами утворюються солі не тривалентних металів, а двовалентних.



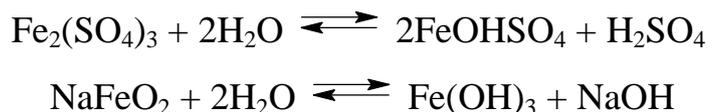
Свіжовиготовлений $Fe(OH)_3$ розчиняється у концентрованих лугах, виявляючи амфотерні властивості:



Амфотерні властивості виявляють також Fe_2O_3 і $Co(OH)_3$ при сплавленні з лугами або карбонатами лужних металів, утворюючи відповідні ферити та кобальтити:

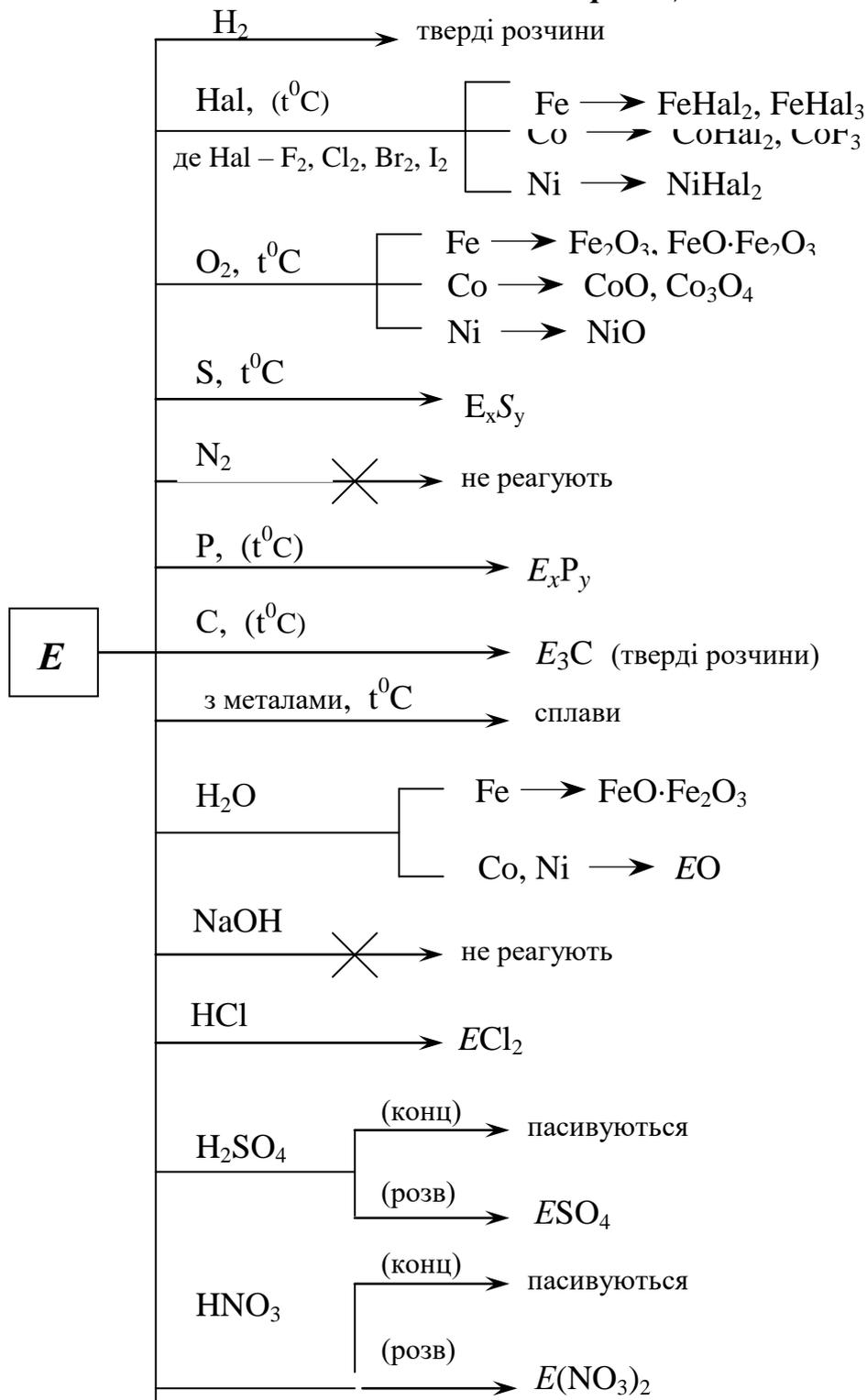


Всі солі Fe^{+3} у водному розчині гідролізують:

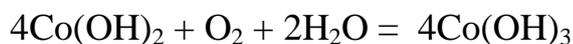


d-Елементи VIII групи Fe, Co, Ni

Найважливіші реакції



З киснем повітря вони взаємодіють по-різному: $\text{Ni}(\text{OH})_2$ з киснем повітря не реагує, $\text{Co}(\text{OH})_2$ поступово окиснюється, переходячи від рожевого до коричнево-бурого $\text{Co}(\text{OH})_3$; $\text{Fe}(\text{OH})_2$ на повітрі швидко окиснюється, переходячи з осаду білого кольору в бурий $\text{Fe}(\text{OH})_3$:



Сполуки двовалентного Феруму – відновники, а сполуки тривалентного Феруму виступають в ролі окисників по відношенню до речовин, які легко окиснюються, при цьому відбувається відновлення до двовалентного Феруму:

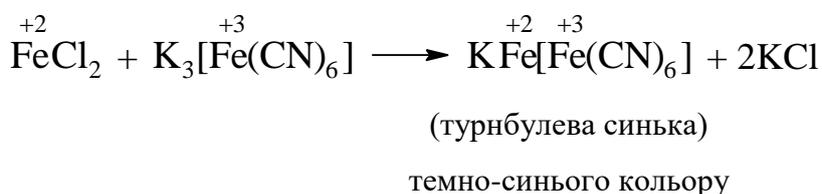
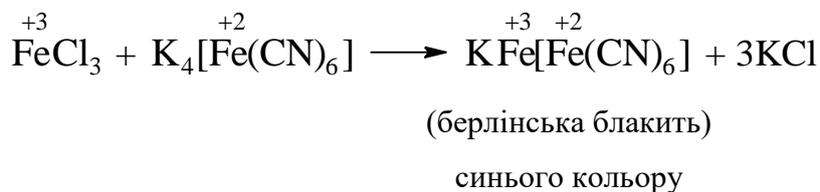


При безпосередній взаємодії металів підгрупи Феруму з галогенами утворюються відповідні галогеніди (FeHal_3 , FeHal_2 , CoHal_2 , NiHal_2); з сіркою утворюються сульфід MeS і полісульфід MeS_2 . З вуглецем залізо і кобальт утворюють карбід Me_3C , а з азотом – нітриди (Fe_4N , Fe_2N , Co_2N , Ni_3N).

У дисперсному стані ці метали утворюють сполуки з карбон (II) оксидом (CO) – *карбоніли*, в яких метали мають нульовий ступінь окиснення: $\text{Fe}(\text{CO})_5$ – жовта рідина; $\text{Ni}(\text{CO})_4$ – безбарвна рідина; $[\text{Co}(\text{CO})_4]_2$ – жовто-гаряча рідина.

Метали в ступенях окиснення +2 та +3 відзначаються здатністю утворювати численні комплексні сполуки, в яких іони металів координують навколо себе молекули H_2O , NH_3 , різні іони (OH^- , Hal^- , CN^- , CNS^- тощо). Координаційне число іонів цих металів найчастіше дорівнює 6.

Серед ціанідних комплексів Феруму найбільше практичне значення мають $K_4[Fe^{+2}(CN)_6]$ – «жовта кров'яна сіль» і $K_3[Fe^{+3}(CN)_6]$ – «червона кров'яна сіль», які використовуються в аналітичній хімії для якісного визначення іонів Fe^{+3} та Fe^{+2} у розчинах:



Родина платинових металів (платиноїди)

Родина платинових металів (Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt). Ступені окиснення елементів в сполуках. Фізичні та хімічні властивості простих речовин. Сполуки платинових металів з Оксигеном та їх похідні. Комплексні сполуки Платини (IV).

Використання металів VIII групи та їх сполук.

Література: [9], Т. 3, с. 170 – 203.

Платинові метали в природі трапляються у вільному (самородному) стані, а також у вигляді сполук з Арсеном, Сульфуром, Стибієм. Важливим джерелом сполук платинових металів є сульфідні платиновмісні поліметалічні мідно-нікелеві руди. Платинові метали в природі, як правило, зустрічаються разом по кілька елементів.

В хімічних сполуках платинові метали можуть виявляти змінні ступені окиснення, але найстабільнішими для окремих елементів є такі: +2 (Паладій), +3 (Родій, Іридій), +4 (Платина, Іридій), +6 (Рутеній, Осмій), +8 (Осмій, Рутеній). Платинові метали є добрими комплексоутворювачами,

утворюють велику кількість координаційних сполук, в яких координаційні числа дорівнюють 6 та 4.

Платинові метали малоактивні (відносно більш активними є Паладій та Платина). В електрохімічному ряду напруг вони розташовані після Гідрогену.

В компактному стані всі метали, крім Паладію, Платини та Осмію, стійкі по відношенню до кислот-окисників, та їх сумішей. Паладій досить легко розчиняється в концентрованій нітратній та гарячій сульфатній кислотах з утворенням відповідних солей $\text{Pd}(\text{NO}_3)_2$ і PdSO_4 . Найкращим розчинником Платини є «царська горілка»; при цьому утворюється розчинна у воді гексахлороплатинатна кислота $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$:



У «царській горілці» також розчиняються Паладій і Осмій. Останній також окиснюється концентрованою нітратною кислотою до OsO_4 .

За звичайних умов платинові метали стійкі до дії атмосферних факторів, а також не взаємодіють з типовими неметалами. В дисперсному вигляді вони виявляють дещо вищу реакційну здатність. При нагріванні їхня хімічна активність зростає.

З галогенами, і зокрема зі Флуором, платинові метали утворюють галогеніди: PdF_2 , PtF_4 , RhF_3 , IrF_3 , RuF_6 , OsF_8 ; гірше вони взаємодіють з іншими галогенами, утворюючи сполуки: PtCl_2 , RhCl_3 , RhBr_3 , RuCl_3 , OsCl_4 тощо.

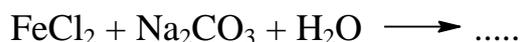
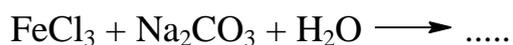
З Сульфуром платинові метали утворюють сульфіди типу ES (Pd , Pt), E_2S_3 (Rh , Ir), ES_2 (Ru , Rh , Pd , Os , Ir , Pt), ES_4 (Os). Всі сульфіди погано розчинні у воді та мінеральних кислотах.

Взаємодіють платинові метали при нагрівання також із Фосфором, Арсеном, Стибієм, Карбоном, Бором, Селеном, Телуром. З Нітрогеном

вони не взаємодіють, а Карбон розчиняється в них з утворенням нестійких сполук.

Запитання, задачі, вправи до підрозділу 3.8.

521. Назвіть основні мінерали, які містять Ферум, Кобальт, Нікель.
Наведіть основні способи одержання цих металів у вільному стані.
522. В чому суть конвертерного та мартенівського способів виплавлення сталі? Які хімічні реакції є основою цих процесів?
523. Чим відрізняються чавун, сталь та м'яке залізо?
524. Що таке цементація, алітування та азотування сталі?
525. Яке положення займають елементи підгрупи Феруму в ряду активності металів? Як відносяться елементи підгрупи Феруму до кисню повітря, води, кислот та лугів?
526. Що таке корозія заліза? Напишіть рівняння хімічних реакцій, які відбуваються при корозії заліза.
527. Які існують методи запобігання корозії заліза?
528. Напишіть рівняння якісних реакцій на іони Fe^{2+} , Fe^{3+} .
529. Чому корозія заліза на повітрі відбувається набагато швидше, ніж кобальту і нікелю?
530. Як можна одержати сполуки Феруму (II)? Які малорозчинні сполуки Феруму (II) Вам відомі?
531. Що відбувається з розчинами солей Феруму (II) на повітрі?
Напишіть рівняння відповідних реакцій.
532. Як перетворити сполуки Феруму (II) в сполуки Феруму (III) та навпаки?
533. Напишіть наступні рівняння реакцій:

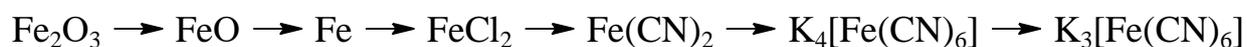


534. Які солі називаються феритами? Отримайте NaFeO_2 сплавленням: а) Fe_2O_3 з Na_2CO_3 ; б) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ з NaOH . Напишіть рівняння відповідних реакцій.

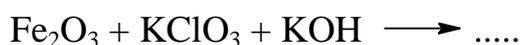
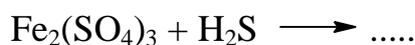
535. Ферат калію K_2FeO_4 утворюється при сплавленні Fe_2O_3 з калійною селітрою KNO_3 у присутності KOH . Складіть електронні і молекулярні рівняння реакції.

536. Їдкий натр можливо отримати при прожарюванні безводної соди з Fe_2O_3 із наступною обробкою отриманого сплаву гарячою водою. Дайте пояснення цього способу добування NaOH та напишіть рівняння відповідних реакцій.

537. Напишіть рівняння реакцій, які відбуваються при здійсненні наступних перетворень:



538. Ферум (+3) є слабким окисником. При сплавленні у лужному середовищі з більш сильним окисником він набуває ступінь окиснення +6. Виходячи з електронних рівнянь напишіть рівняння реакцій, які відбуваються при взаємодії наступних речовин:

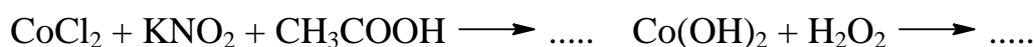


539. Чи можуть в розчині одночасно співіснувати наступні речовини: а) FeCl_3 і SnCl_2 ; б) FeSO_4 і NaOH ; в) FeCl_3 і $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

540. Як одержують нікол (II) гідроксид? Чому при одержанні нікол (III) гідроксиду застосовують більш сильні окисники, ніж при одержанні ферум (III) гідроксиду та кобальт (III) гідроксиду?

541. Напишіть рівняння реакції розкладу кобальт нітрату. Як якісно визначити склад оксиду, який при цьому утворюється?

542. Напишіть рівняння наведених реакцій:



543. Комплексні сполуки Кобальту, Ніколу та Феруму:

а) Напишіть рівняння наступних реакцій:



б) Напишіть хімічні назви комплексних сполук:



Визначте катіонні, аніонні та нейтральні комплекси.

в) Розгляньте будову комплексів з точки зору метода валентних зв'язків.

Напишіть схему розподілу електронів центрального атома та лігандів по орбіталях.

544. Якщо бризки луку попадають на тканину, пофарбовану берлінською лазур'ю, то на ній з'являються бурі плями, які зникають при змочуванні їх розведеною хлорною кислотою. Поясніть ці явища і наведіть рівняння реакції, які відбуваються.

545. Напишіть рівняння реакцій, які відбуваються при здійсненні наступних перетворень:



Окисно-відновні рівняння напишіть на основі електронних рівнянь.

546. Напишіть рівняння реакцій, які відбуваються при здійсненні наступних перетворень:



Окисно-відновні рівняння напишіть на основі електронних рівнянь.

547. Термічне розкладання $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ призводить до утворення Co_2O_3 . Напишіть рівняння реакції та вкажіть, як виявити виділення NO_2 та O_2 .

548. Реакція, яка відбувається при розряджанні нікель-залізного акумулятора, описується рівнянням:



При короткому замиканні ланцюга вся енергія, яка накопилася, виділяється у вигляді тепла. Розрахуйте тепловий ефект реакції.

549. Який об'єм 0,2 н розчину NaOH необхідний для осадження у вигляді $\text{Fe}(\text{OH})_3$ всього заліза, що міститься в 100 мл 0,5 н розчину FeCl_3 ?

(Відповідь: 250 мл)

550. Константа гідролізу FeCl_3 на першій стадії дорівнює $1 \cdot 10^{-3}$. Визначте ступінь гідролізу солі за цією стадією в 0,1 М розчині.

(Відповідь: 10 %)

551. Визначте нормальну та масову (%) концентрації розчину FeCl_3 , в якому при повній його дисоціації сумарна концентрація всіх іонів (Fe^{3+} та Cl^-) дорівнює 0,8 моль/л ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$).

(Відповідь: $C_{\text{м}} = 0,2$; $C_{\text{н}} = 0,64$; $C_{(\%) } = 3,25\%$)

552. Визначте стандартну ентальпію утворення кристалічного Fe_2O_3 ($\Delta H_{298 \text{ Fe}_2\text{O}_3}^0$) за відомими стандартними ентальпіями реакцій:



(Відповідь: 824,97 кДж)

553. Визначте електрорушійну силу гальванічного елемента:



(Відповідь: 0,03 В)

554. Визначте ізобарно-ізотермічний потенціал реакції ($\Delta G_{\text{х.р.}}$), яка відбувається за стандартних умов в гальванічному елементі:



(Відповідь: -150,54 кДж)

555. Скільки г KMnO_4 витратиться на окиснення 7,6 г FeSO_4 в нейтральному середовищі.

(Відповідь: 2,63 г)

556. Який об'єм (н.у.) CO необхідний для відновлення 320 г Fe_2O_3 до металічного заліза? Який об'єм CO_2 утвориться при цьому?

(Відповідь: $V_{\text{CO}} = 134,4 \text{ л}$; $V_{\text{CO}_2} = 134,4 \text{ л}$)

557. Який об'єм розчину KMnO_4 , що містить 15,8 г KMnO_4 в 1 л розчину, необхідний для окиснення 1,52 г FeSO_4 в присутності сульфатної кислоти?

(Відповідь: 20 мл)

558. Скільки грамів KMnO_4 витратиться на окиснення 7,6 г FeSO_4 в кислому середовищі (H_2SO_4)?

(Відповідь: 1,58 г)

559. Який об'єм 0,2 н розчину лугу слід витратити на повне осадження іонів Феруму із 100 мл 0,15 М розчину $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$?

(Відповідь: 225 мл)

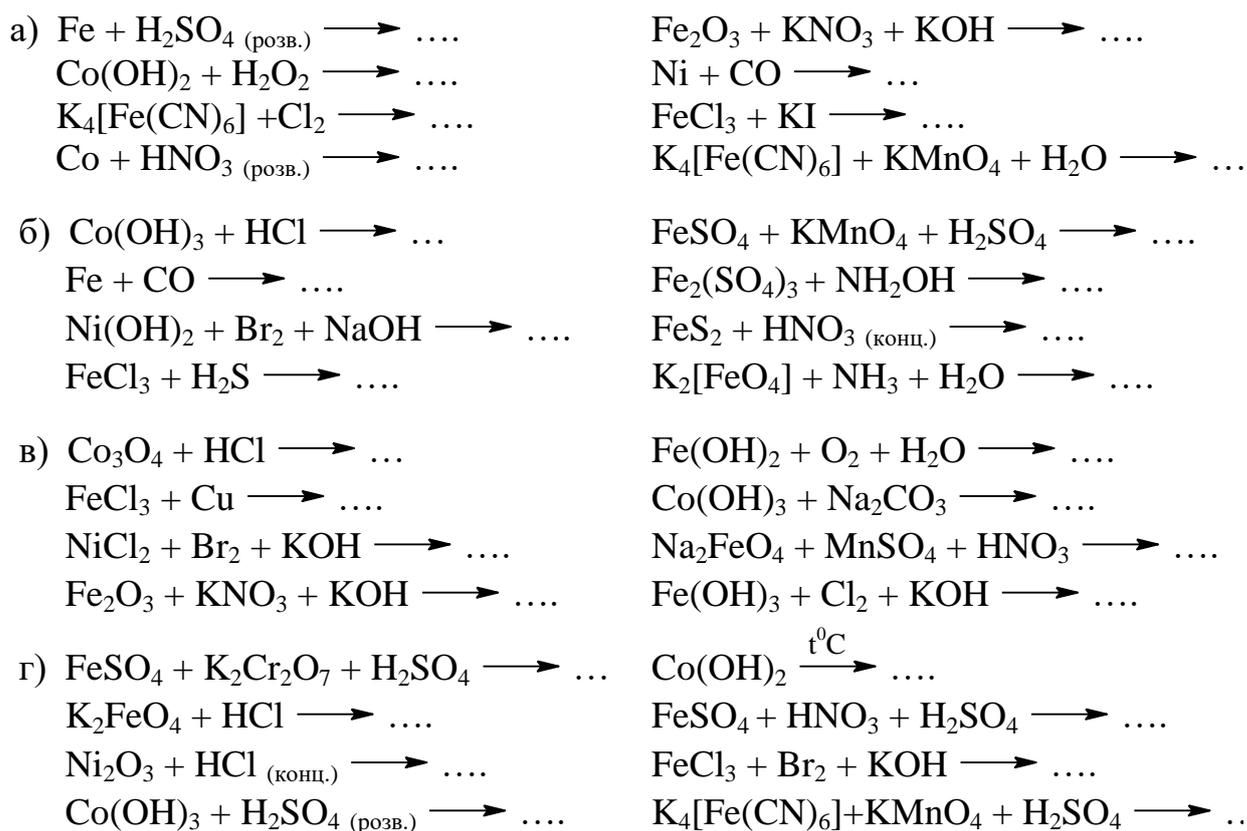
560. Розрахуйте добуток розчинності $\text{Fe}(\text{OH})_2$, якщо у 100 мл його насиченого розчину міститься $9,6 \cdot 10^{-5}$ г цього гідроксиду.

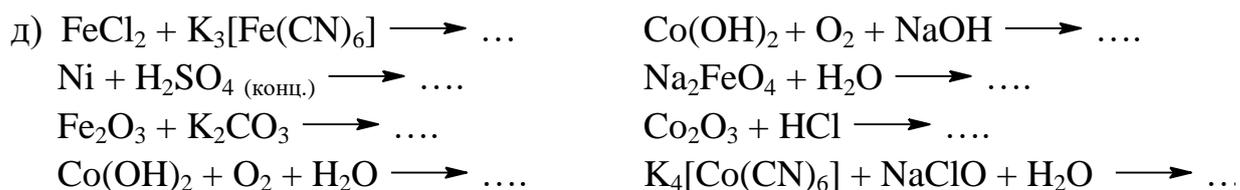
(Відповідь: $4,86 \cdot 10^{-15}$)

561. Який об'єм 0,2 М розчину NaOH слід додати до 100 мл 0,5 н розчину $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ для осадження $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

(Відповідь: 250 мл)

562. Напишіть рівняння хімічних реакцій:





563. Яке місце платинових металів в періодичній таблиці? Які ступені окиснення вони мають в сполуках?

564. Наведіть оксигеновмісні сполуки платинових металів. Які їх властивості?

565. Чим зумовлені подібні властивості пар платинових металів?

566. Чим обумовлена схильність платинових металів до утворення комплексних сполук? Які типи комплексних сполук Вам відомі?

567. В чому можна розчинити платинові метали? Напишіть рівняння реакцій.

568. Де застосовуються платинові метали та їх сполуки?

569. Чому сплавлення з лугами проводять у срібних або залізних тиглях, а не у платинових?

570. Чому платинові тиглі краще прожарювати в електропечах, а не на газових пальниках?

571. Найбільш характерним ступенем окиснення Рутенію є (+4), а Осмію – (+8). Виходячи з цього напишіть рівняння реакцій взаємодії наступних речовин:



572. Рутеній та Осмій при сплавленні з лугами в присутності окисників перетворюються у відповідні рутенати (+6) та осмати (+6). Виходячи з цього, напишіть рівняння реакцій взаємодії наступних речовин:



573. Іридій, на відміну від Родію, утворює стійкі сполуки, де він виявляє ступінь окиснення (+4). Виходячи з цього, напишіть рівняння реакцій взаємодії наступних речовин:



574. Сполуки Ірідію (+6) є сильними окисниками. Окиснюючи воду, і навіть Хлор, вони переходять у сполуки, де їх ступінь окиснення дорівнює (+4). Напишіть рівняння реакцій взаємодії IrF_6 : а) з водою, б) з Хлором. В першій реакції одним з продуктів є іридій (IV) гідроксид, в другій – фторид хлору.

575. Паладій, на відміну від Платини, легко розчиняється в нітратній та гарячій концентрованої сульфатній кислотах. Напишіть рівняння реакцій розчинення Паладію у сульфатній кислоті, а Платини у «царській горілці», враховуючи найбільш характерний ступінь окиснення цих металів.

576. Порошок платини було сплавлено з їдким натром та натрій пероксидом. Сплав обробили концентрованою хлоридною кислотою. Напишіть відповідні рівняння реакцій та назвіть одержані сполуки?

577. Калію рутенат K_2RuO_4 можна одержати окисненням Рутенію калій нітратом у лужному середовищі. Напишіть рівняння реакції, маючи на увазі, що одним із продуктів реакції є азот.

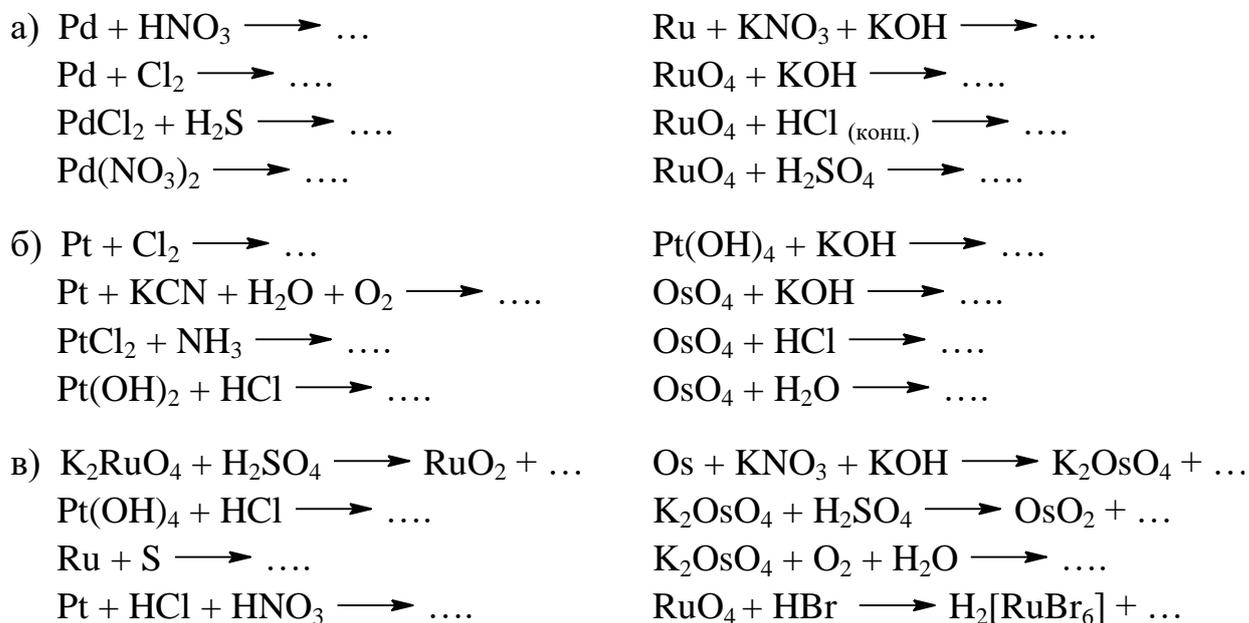
578. Металічні Паладій та Платина можна одержати при дії на їх хлориди сильними відновниками. Напишіть рівняння взаємодії наведених сполук:



579. Гексахлорорутенієву кислоту H_2RuCl_6 можна одержати при розчиненні Рутенію у «царській горілці». Аналогічна сполука

утворюється при розчиненні Платини, у насиченій хлором, хлоридній кислоті. Напишіть рівняння відповідних реакцій.

580. Напишіть рівняння хімічних реакцій:



Періодична система елементів Д.І. Менделєєва

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА																
ПЕРІОДИ	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII	
1	H 1,0079 Водень															
2	Li 6,941 Літій	Be 9,0122 Берилій	B 10,811 Бор	C 12,011 Карбон Вуглець	N 14,007 Нітроген Азот	O 15,999 Оксиген Фтор	F 18,998 Фтор	Ne 20,179 Неон	He 4,0026 Гелій							
3	Na 22,990 Натрій	Mg 24,305 Магній	Al 26,982 Алюміній	Si 28,086 Силіцій	P 30,974 Фосфор	S 32,066 Сулфур	Cl 35,453 Хлор	Ar 39,948 Аргон								
4	K 39,098 Калій	Ca 40,078 Кальцій	Sc 44,956 Скандій	Ti 47,88 Титан	V 50,942 Ванадій	Cr 51,996 Хром	Mn 54,938 Манган	Fe 55,847 Залізо	Co 58,933 Кобальт	Ni 58,69 Нікель						
5	Rb 85,468 Рубідій	Sr 87,62 Стронцій	Y 88,906 Ітрій	Zr 91,224 Цирконій	Nb 92,906 Ніобій	Mo 95,94 Молибден	Tc 98 Техасій	Ru 101,07 Рутеній	Rh 102,91 Родій	Pd 106,42 Паладій						
6	Cs 132,91 Цезій	Ba 137,33 Барій	La 138,91 Лантан	Hf 178,49 Гафній	Ta 180,95 Тантал	W 183,85 Вольфрам	Re 186,21 Реній	Os 190,2 Осній	Ir 192,22 Ірідій	Pt 195,08 Платина						
7	Fr [223] Францій	Ra 226,03 Радій	Ac [227] Актиній	Pb 207,2 Свинець	Bi 208,98 Бісмут	Po [209] Полоній	At [210] Астат	Rn [222] Радон	Mt [268] Майтнерій	Uu [269] Унунілій						
8	Ce 140,12 Церій	Pr 140,91 Прасеодим	Nd 144,24 Неодим	Sm 150,36 Самарій	Eu 151,96 Європій	Gd 157,25 Гадоліній	Tb 158,93 Тербій	Dy 162,50 Диспрозій	Ho 164,93 Гольмій	Er 167,26 Ербій	Tm 168,93 Тулій	Yb 173,04 Йтербій	Lu 174,97 Лютецій			
9	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактиній	U 238,03 Уран	Np [241] Нептуній	Am [243] Америцій	Cm [247] Курій	Bk [247] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	Md [259] Менделєєвій	No [259] Нобелій	Lr [260] Лоренсцій			

Термодинамічні константи деяких речовин

ДОДАТОК 2

Речовина	ΔH°_{298} , кДж/моль	S°_{298} , Дж/(мольК)	ΔG°_{298} , кДж/моль	Речовина	ΔH°_{298} , кДж/моль	S°_{298} , Дж/(мольК)	ΔG°_{298} , кДж/моль
<i>Al</i> (тв.)	0	42,69	0	HCl (газ)	-92,3	186,8	-95,2
Al ₂ O ₃ (тв.)	-1676,0	50,9	-1582,0	HCl (рід.)	-167,5	55,2	-131,2
Al ₂ (SO ₄) ₃ (тв.)	-3434,0	239,2	-3091,9	H ₂ O (газ)	-241,8	188,7	-228,6
BaO (тв.)	-548,1	72,0	0	H ₂ O (рід.)	-285,8	70,1	-237,3
BaSO ₄ (тв.)	-1458,9	132,2		H ₂ O ₂ (рід.)	-187,4	105,4	117,6
C (граф.)	0	5,7	0	H ₂ S (газ)	-21,0	205,7	-33,8
C (алім.)	0	2,38	0	N ₂ (газ)	0	191,5	0
Ca (тв.)	0	41,6	0	NH ₃ (газ)	-46,2	192,6	-16,7
CaCO ₃ (тв.)	-1206,8	91,7	0	N ₂ O (газ)	82,0	119,9	104,1
CaO (тв.)	-635,1	38,1	0	NO (г)	90,3	210,6	86,6
CaSO ₄ (тв.)	-1436,3	106,7	0	NO ₂ (г)	33,5	240,2	51,5
CH ₄ (газ)	-74,9	186,2	-50,8	N ₂ O ₄ (газ)	9,6	303,8	98,4
C ₂ H ₂ (газ)	226,8	200,8	209,2	NH ₄ Cl (тв.)	-315,4	94,6	-343,6
C ₂ H ₄ (газ)	52,3	219,4	68,1	NH ₄ NO ₃ (тв.)	-365,4	151,0	-183,8
C ₂ H ₆ (газ)	-89,7	229,5	-32,9	NOCl (газ)	52,5	260,0	66,9
C ₆ H ₆ (рід.)	82,9	269,2	129,7	O ₂ (газ)	0	205,0	0
C ₂ H ₅ OH (рід.)	-277,6	160,7	-174,8	P ₂ O ₃ (тв.)	-820,0	173,5	-
CO (газ)	-110,5	197,5	-137,1	P ₂ O ₅ (тв.)	-1492,0	114,5	-1348,8
CO ₂ (газ)	-393,5	213,7	-394,4	PCl ₃ (газ)	-277,0	311,7	-286,3
CS ₂ (рід.)	87,8	151,0	63,6	PCl ₅ (газ)	-369,5	362,9	-324,6
Cr (тв.)	0	23,8	0	Pb (тв.)	0	64,9	0
Cr ₂ O ₃ (тв.)	-1440,6	81,2	-1050,0	PbO (тв.)	-219,3	66,1	-189,1
Cu (тв.)	0	33,3	0	PbO ₂ (тв.)	-276,6	74,9	-218,3
CuO (тв.)	-162,0	42,6	-129,9	S (тв.)	0	31,9	0
CuCl ₂ (тв.)	-205,9	113,0	-166,1	SO ₂ (газ)	-296,9	248,1	-300,2
Fe (тв.)	0	27,15	0	SO ₃ (газ)	-395,8	256,7	-371,2
Fe ₂ O ₃ (тв.)	-822,2	87,4	-740,3	SrO (тв.)	-590,5	55,2	0
Fe ₃ O ₄ (тв.)	-1117,1	146,2	-1014,2	SrSO ₄ (тв.)	-1459,0	121,8	0
H ₂ (газ)	0	130,5	0	Zn (тв.)	0	41,6	0
HBr (газ)	-36,3	198,6	-53,3	ZnO (тв.)	-350,6	43,6	-320,7
HJ (газ)	26,6	206,5	1,8	ZnS (тв.)	-201,0	57,7	-198,3

ДОДАТОК 3

Тиск насиченої пари при різних температурах

Температура	Тиск насиченої пари		Температура	Тиск насиченої пари	
	<i>мм.рт.ст.</i>	<i>кПа</i>		<i>мм.рт.ст.</i>	<i>Па</i>
1	4,9	0,653	16	13,6	1,813
2	5,3	0,707	17	14,5	1,933
3	5,7	0,760	18	15,5	2,066
4	6,1	0,813	19	16,5	2,200
5	6,5	0,867	20	17,5	2,333
6	7,0	0,933	21	18,6	2,480
7	7,5	1,000	22	19,8	2,640
8	8,0	1,067	23	21,0	2,800
9	8,6	1,147	24	22,4	2,987
10	9,2	1,227	25	23,8	3,173
11	9,8	1,307	26	25,2	3,360
12	10,5	1,400	27	26,7	3,560
13	11,2	1,493	28	28,3	3,773
14	12,0	1,600	29	30,0	4,000
15	12,8	1,707	30	31,8	4,240

Ступінь дисоціації електролітів при 18⁰С

Назва електроліту	Формула	Ступінь дисоціації α , %	
		1 н.	0,1 н.
<i>1. Кислоти</i>			
Нітратна.....	HNO ₃	82	92
Хлоридна.....	HCl	78	91
Бромідна.....	HBr	–	90
Йодидна.....	HI	–	90
Сульфатна.....	H ₂ SO ₄	51	90
Сульфідна.....	H ₂ SO ₃	–	34
Щавелева.....	HOOC–COOH	–	31
	H ₃ PO ₄	–	27
Фосфатна (орто)....	HF	–	15
Фторидна.....	CH ₃ COOH	0,4	1,3
Оцтова.....	H ₂ CO ₃	–	0,17
Карбонатна.....	H ₂ S	–	0,07
Сірководнева.....	H ₃ BO ₃	–	0,01
Борна (орто).....	HCN	–	0,007
Синільна.....			
<i>2. Основи</i>			
Калій гідроксид....	KOH	77	89
Натрій гідроксид..	NaOH	73	84
Амоній гідроксид..	NH ₄ OH	0,4	1,3
Барій гідроксид.....	Ba(OH) ₂	–	80
Кальцій гідроксид..	Ca(OH) ₂	–	78
<i>3. Солі</i>			
Натрій хлорид.....	NaCl	67	84
Калій хлорид.....	KCl	75	86
Калій нітрат.....	KNO ₃	64	83
Калій сульфат.....	K ₂ SO ₄	53	71
Купрум сульфат.....	CuSO ₄	–	40
Натрій ацетат.....	CH ₃ COONa	53	79
Натрій сульфат.....	Na ₂ SO ₄	45	69
Амоній хлорид.....	NH ₄ Cl	74	85
Калій ацетат.....	CH ₃ COOK	64	–
Аргентум нітрат....	AgNO ₃	58	81
Натрій гідрокарбонат	NaHCO ₃	52	–

Константи дисоціації слабких електролітів при 25⁰С

Назва електроліту	Формула	Константа дисоціації, K	$pK = -\lg K$
<i>1. Кислоти</i>			
Нітритна.....	HNO_3	$4,0 \cdot 10^{-4}$	3,40
Борна (мета).....	HBO_2	$K_1 \quad 7,5 \cdot 10^{-10}$	9,12
Борна (орто).....	H_3BO_3	$K_1 \quad 5,8 \cdot 10^{-10}$	9,24
Борна (тетра).....	$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	$K_1 \quad 5,8 \cdot 10^{-4}$	3,74
		$K_2 \quad 2,0 \cdot 10^{-8}$	7,70
Вода.....	H_2O	$1,8 \cdot 10^{-16}$	15,74
Йодатна.....	HJO_3	$1,67 \cdot 10^{-1}$	0,78
Арсенатна (орто)...	H_3AsO_4	$K_1 \quad 3,62 \cdot 10^{-3}$	2,25
		$K_2 \quad 1,70 \cdot 10^{-7}$	6,77
		$K_3 \quad 2,95 \cdot 10^{-12}$	11,53
Арсенітна (орто)....	H_3AsO_3	$K_1 \quad 5,8 \cdot 10^{-10}$	9,24
Фосфорна (орто)....	H_3PO_4	$K_2 \quad 3,0 \cdot 10^{-14}$	13,52
		$K_1 \quad 7,51 \cdot 10^{-3}$	2,12
		$K_2 \quad 6,23 \cdot 10^{-8}$	7,21
Пероксоднева.....	H_2O_2	$K_3 \quad 2,2 \cdot 10^{-13}$	12,67
		$2,4 \cdot 10^{-12}$	1,62
Плавікова.....	H_2F_2	$7,4 \cdot 10^{-4}$	3,13

продовження додатку 5

Назва електроліту	Формула	Константа дисоціації, K	$pK = -\lg K$
Сульфитна.....	H_2SO_3	K_1 $1,3 \cdot 10^{-2}$ K_2 $5,0 \cdot 10^{-6}$	1,89 5,3
Гіпохлоритна.....	$HClO$	$5,0 \cdot 10^{-8}$	7,30
Сульфідна.....	H_2S	K_1 $5,7 \cdot 10^{-8}$ K_2 $1,2 \cdot 10^{-15}$	7,24 14,92
Ціанідна.....	HCN	$7,2 \cdot 10^{-10}$	9,14
Карбонатна.....	H_2CO_3	K_1 $4,31 \cdot 10^{-7}$ K_2 $5,61 \cdot 10^{-11}$	6,37 10,35
Хроматна.....	H_2CrO_4	K_1 $1,8 \cdot 10^{-1}$ K_2 $3,2 \cdot 10^{-7}$	0,75 6,50
Силікатна (мета)....	H_2SiO_3	K_1 $2,2 \cdot 10^{-10}$ K_2 $1,6 \cdot 10^{-12}$	9,66 11,80
Ацетатна.....	CH_3COOH	$1,86 \cdot 10^{-5}$	4,73
Форміатна.....	$HCOOH$	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,74
Оксалатна.....	$HOOC-COOH$	K_1 $5,9 \cdot 10^{-2}$ K_2 $6,4 \cdot 10^{-5}$	1,28 4,19
2. Основи			
Амоній гідроксид.....	NH_4OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,75
Алюміній гідроксид...	$Al(OH)_3$	K_3 $1,4 \cdot 10^{-9}$	8,86
Барій гідроксид.....	$Ba(OH)_2$	K_2 $2,3 \cdot 10^{-1}$	0,64
Кальцій гідроксид.....	$Ca(OH)_2$	K_2 $4,0 \cdot 10^{-2}$	1,40
Плюмбум гідроксид...	$Pb(OH)_2$	K_1 $9,6 \cdot 10^{-4}$ K_2 $3,0 \cdot 10^{-8}$	3,02 7,62
Ферум (II) гідроксид..	$Fe(OH)_2$	K_2 $1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
Ферум (III) гідроксид	$Fe(OH)_3$	K_2 $1,8 \cdot 10^{-11}$ K_3 $1,35 \cdot 10^{-12}$	10,74 11,87
Магній гідроксид.....	$Mg(OH)_2$	K_2 $2,5 \cdot 10^{-3}$	2,60
Купрум (II) гідроксид	$Cu(OH)_2$	K_2 $3,4 \cdot 10^{-7}$	6,47
Аргентум гідроксид...	$AgOH$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	2,30
Хром (III) гідроксид...	$Cr(OH)_3$	K_3 $1,02 \cdot 10^{-10}$	9,99
Цинк гідроксид.....	$Zn(OH)_2$	K_2 $4,0 \cdot 10^{-5}$	4,44
Гідразин (розчин).....	$N_2H_4 \cdot H_2O$	$9,3 \cdot 10^{-7}$	6,03

Густина водних розчинів кислот та основ при 20⁰С

%	HNO ₃		H ₂ SO ₄		HCl		NaOH		KOH		NH ₄ OH	
	ρ, г/см ³	вміст, г/л	ρ, г/см ³	вміст, г/л	ρ, г/см ³	вміст, г/л	ρ, г/см ³	вміст, г/л	ρ, г/см ³	вміст, г/л	ρ, г/см ³	вміст, г/л
2	1,009	20,18	1,012	20,24	1,008	20,16	1,021	20,41	1,011	20	0,990	19,79
4	1,020	40,80	1,025	41,00	1,018	40,72	1,043	41,71	1,033	41	0,981	39,24
8	1,043	83,42	1,052	84,18	1,038	83,07	1,087	86,95	1,065	84	0,965	77,21
12	1,066	127,9	1,080	129,6	1,057	126,9	1,131	135,7	1,110	132	0,950	114,0
16	1,090	174,4	1,109	177,5	1,078	172,4	1,175	188,0	1,137	181	0,936	149,8
20	1,115	223,0	1,139	227,9	1,098	219,6	1,219	243,8	1,176	235	0,923	184,6
24	1,140	273,7	1,170	280,9	1,119	268,5	1,263	303,1	1,218	292	0,910	218,4
28	1,167	326,6	1,202	336,6	1,139	319,0	1,306	365,8	1,263	353	0,898	251,4
32	1,193	381,9	1,235	395,2	1,159	371,0	1,349	431,7	1,311	420	–	–
36	1,221	439,4	1,268	456,6	1,179	424,4	1,390	500,4	1,361	489	–	–
40	1,246	498,5	1,303	521,1	1,198	479,2	1,430	572,0	1,411	564	–	–
44	1,272	559,6	1,338	588,9	–	–	1,469	646,1	1,461	644	–	–
48	1,298	622,8	1,376	660,5	–	–	1,507	723,1	1,510	625	–	–
50	1,310	655,0	1,395	697,5	–	–	1,525	762,7	1,538	666	–	–
52	1,322	687,4	1,415	735,8	–	–	–	–	–	–	–	–
56	1,345	753,1	1,456	815,2	–	–	–	–	–	–	–	–
60	1,367	820,0	1,498	898,8	–	–	–	–	–	–	–	–
64	1,387	887,4	1,542	986,9	–	–	–	–	–	–	–	–
68	1,405	955,3	1,587	1079	–	–	–	–	–	–	–	–
72	1,422	1024	1,634	1176	–	–	–	–	–	–	–	–
76	1,438	1093	1,681	1278	–	–	–	–	–	–	–	–
80	1,452	1162	1,727	1382	–	–	–	–	–	–	–	–
84	1,466	1231	1,769	1486	–	–	–	–	–	–	–	–
88	1,477	1300	1,802	1586	–	–	–	–	–	–	–	–
92	1,487	1368	1,824	1678	–	–	–	–	–	–	–	–
96	1,495	1435	1835,5	1762	–	–	–	–	–	–	–	–
100	1,513	1513	1830,5	1831	–	–	–	–	–	–	–	–

Розчинність солей та гідроксидів у воді

Катіон Аніон	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Al ³⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Mn ²⁺	Hg ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺
OH ⁻	P	P	P	H	-	H	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	-	H	H
F ⁻	P	P	P	H	P	H	H	H	P	M	H	H	P	P	P	H	P	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	M	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	M	P	P
I ⁻	P	P	P	-	H	P	P	P	P	P	P	H	P	-	P	P	H	P	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	M	P	P	P	P	-	-	P	-	-	P	-	P	P	P
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	P
S ²⁻	P	P	P	H	H	-	P	P	H	-	H	H	-	-	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	H	H	H	-	-	H	-	-	H	-	H	H	H
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	P	M	H	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	-	H	H	H	H	H	-	-	H	-	-	H	H	H	H	H
C ₂ O ₄ ²⁻	P	P	P	H	H	M	H	H	H	H	H	H	M	H	H	H	H	H	H
*Ac ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	-	-	P	P-	P	P	P
CN ⁻	P	P	P	H	H	P	P	M	H	-	-	H	H	H	H	-	P	H	H
SCN ⁻	P	P	P	H	H	P	P	P	P	P	-	M	P	P		-	P	P	P
SiO ₃ ²⁻	P	P	-	-	-	H	H	H	H	H	-	H	-	H	H	H	H	H	H
ClO ₄ ⁻	P	P	P		P	P	M	H		P				-	P			P	P
PO ₄ ³⁻	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	P	M	H	P	P	H	H	H	P	-	H	H	H	H
MnO ₄ ⁻	P	P	P	P	H	P	P	H	P			H							

*Ac⁻ - кислотний залишок CH₃COO⁻ ацетатної кислоти CH₃COOH

ДОДАТОК 8

Розчинність деяких солей в г на 100 г розчину
(в перерахунку на безводну сіль)

Формула солі	Температура, °С								
	0	10	20	30	40	50	60	80	100
CuSO ₄	12,9	14,8	17,2	20,0	22,8	25,1	28,1	34,9	42,4
K ₂ Cr ₂ O ₇	4,4	7,5	11,1	15,4	20,6	25,9	31,2	41,1	50,5
KNO ₃	11,6	17,7	24,1	31,5	39,1	46,2	52,5	62,8	71,1
NaNO ₃	42,2	44,6	46,8	49,0	51,2	53,3	55,5	59,7	64,5
NH ₄ Cl	23,0	25,0	27,1	29,3	31,4	33,5	35,6	39,6	43,6
NaCl	26,2	26,3	26,4	26,5	26,8	27,0	27,1	27,7	28,4
NaNO ₂	41,9	43,8	45,8	47,8	49,6	51,0	52,9	57,0	62,0
K ₂ SO ₄	6,9	8,5	10,0	11,5	13,1	14,2	15,4	17,6	19,4
Al ₂ (SO ₄) ₃	23,8	25,1	26,6	28,8	31,4	34,3	37,1	42,2	47,1
(NH ₄) ₂ SO ₄	41,4	42,2	43,0	43,8	44,8	45,8	46,8	48,8	50,8

ДОДАТОК 9

Добуток розчинності малорозчинних електролітів при 25⁰С

Речовина	Добуток розчинності	Речовина	Добуток розчинності	Речовина	Добуток розчинності
AgBr	$6,3 \cdot 10^{-13}$	Cd(OH) ₂	$2,4 \cdot 10^{-13}$	NiCO ₃	$1,35 \cdot 10^{-7}$
AgCl	$1,56 \cdot 10^{-10}$	CdS	$3,6 \cdot 10^{-29}$	Ni(OH) ₂	$1,6 \cdot 10^{-14}$
AgCN	$7 \cdot 10^{-15}$	Co(OH) ₂	$1,6 \cdot 10^{-18}$	NiS (α)	$3 \cdot 10^{-21}$
AgSCN	$1,16 \cdot 10^{-12}$	CoS (α)	$3,1 \cdot 10^{-23}$	PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
Ag ₂ CO ₃	$6,15 \cdot 10^{-12}$	Cr(OH) ₃	$6,7 \cdot 10^{-31}$	PbCl ₂	$1,7 \cdot 10^{-5}$
Ag ₂ CrO ₄	$4,05 \cdot 10^{-12}$	Cu(OH) ₂	$5,6 \cdot 10^{-20}$	PbCrO ₄	$1,77 \cdot 10^{-14}$
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$2 \cdot 10^{-7}$	CuC ₂ O ₄	$2,5 \cdot 10^{-22}$	PbJ ₂	$8,7 \cdot 10^{-9}$
AJ	$1,5 \cdot 10^{-16}$	Cu ₂ S	$2 \cdot 10^{-47}$	Pb(OH) ₂	$\sim 10^{-24}$
AgOH	$2 \cdot 10^{-8}$	CuS	$4 \cdot 10^{-38}$	PbS	$1,1 \cdot 10^{-29}$
Ag ₂ S	$5,7 \cdot 10^{-51}$	FeCO ₃	$2,11 \cdot 10^{-11}$	PbSO ₄	$1,8 \cdot 10^{-3}$
Al(OH) ₃	$1,9 \cdot 10^{-33}$	Fe(OH) ₂	$4,8 \cdot 10^{-16}$	Sb(OH) ₂	$5 \cdot 10^{-26}$
BaCO ₃	$7 \cdot 10^{-9}$	Fe(OH) ₃	$3,8 \cdot 10^{-38}$	Sb(OH) ₃	$4 \cdot 10^{-42}$
BaCrO ₄	$2,3 \cdot 10^{-10}$	FeS	$3,7 \cdot 10^{-19}$	Sb ₂ S ₃	$1 \cdot 10^{-30}$
BaSO ₄	$1,08 \cdot 10^{-10}$	Hg ₂ Cl ₂	$1,1 \cdot 10^{-18}$	SnO (OH)	$\sim 10^{-11}$
Bi(OH) ₃	$4,3 \cdot 10^{-31}$	Hg ₂ J ₂	$3,7 \cdot 10^{-29}$	SnS	$1 \cdot 10^{-28}$
Bi ₂ S ₃	$1,6 \cdot 10^{-72}$	HgS	$4,0 \cdot 10^{-53}$	SrCO ₃	$9,42 \cdot 10^{-10}$
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	MgCO ₃ ·H ₂ O	$1 \cdot 10^{-25}$	SrC ₂ O ₄ ·H ₂ O	$5,6 \cdot 10^{-8}$
CaC ₂ O ₄ ·H ₂ O	$7,7 \cdot 10^{-7}$	Mg(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-12}$	SrCrO ₄	$3,6 \cdot 10^{-5}$
CaCrO ₄	$2,3 \cdot 10^{-2}$	MgS	$2 \cdot 10^{-15}$	SrSO ₄	$2,8 \cdot 10^{-7}$
CaSO ₄	$6,26 \cdot 10^{-5}$	Mn(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-12}$	Zn(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-26}$
CaSO ₄ ·H ₂ O	$1,3 \cdot 10^{-4}$	MnS	$5,6 \cdot 10^{-16}$	ZnS (β)	$1,1 \cdot 10^{-24}$

Електрохімічний ряд напруг металів *ДОДАТОК 10*
 Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb,
H, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au



посилення відновних властивостей

Стандартні електродні потенціали деяких окисно-відновних систем

Окиснена форма	Відновлена форма	Схема реакції	E^0 , В
V^{2+}	$V_{(тв.)}$	$V^{2+} + 2\bar{e} = V$	- 1,17
WO_4^{2-}	$W_{(тв.)}$	$WO_4^{2-} + 6\bar{e} + 4H_2O = W + 8OH^-$	- 1,10
SO_4^{2-}	SO_3^{2-}	$SO_4^{2-} + 2\bar{e} + H_2O = SO_3^{2-} + 2OH^-$	- 0,93
SO_3^{2-}	$S_{(тв.)}$	$SO_3^{2-} + 4\bar{e} + 3H_2O = S + 6OH^-$	- 0,90
NO_3^-	$NO_{2(газ)}$	$NO_3^- + \bar{e} + H_2O = NO_2 + 2OH^-$	- 0,85
N_2	NH_4OH	$N_2 + 6\bar{e} + 8H_2O = NH_4OH + 6OH^-$	- 0,74
AsO_4^{3-}	AsO_2^-	$AsO_4^{3-} + 2\bar{e} + 2H_2O = AsO_2^- + 4OH^-$	- 0,67
$2SO_3^{2-}$	$S_2O_3^{2-}$	$2SO_3^{2-} + 4\bar{e} + 3H_2O = S_2O_3^{2-} + 6OH^-$	- 0,58
$Fe(OH)_3$	$Fe(OH)_2$	$Fe(OH)_3 + \bar{e} = Fe(OH)_2 + OH^-$	- 0,56
H_3PO_4	$P_{(тв.)}$	$H_3PO_4 + 5\bar{e} + 3H^+ = P + 4H_2O$	- 0,41
V^{3+}	V^{2+}	$V^{3+} + \bar{e} = V^{2+}$	- 0,26
NO_2^-	NH_4OH	$NO_2^- + 6\bar{e} + 6H_2O = NH_4OH + 7OH^-$	- 0,15
NO_3^-	$NO_{(газ)}$	$NO_3^- + 3\bar{e} + 2H_2O = NO + 4OH^-$	- 0,14
NO_3^-	NO_2^-	$NO_3^- + 2\bar{e} + H_2O = NO_2^- + 2OH^-$	+ 0,01
WO_4^{2-}	$W_{(тв.)}$	$WO_4^{2-} + 6\bar{e} + 8H^+ = W + 4H_2O$	+ 0,05
$N_{2(газ)}$	$NH_{3(газ)}$	$N_2 + 6\bar{e} + 6H^+ = 2NH_3$	+ 0,06
Sn^{4+}	Sn^{2+}	$Sn^{4+} + 2\bar{e} = Sn^{2+}$	+ 0,15
$[SnCl_6]^{2-}$	$[SnCl_6]^{4-}$	$[SnCl_6]^{2-} + 2\bar{e} = [SnCl_6]^{4-} + 2Cl^-$	+ 0,15
$S_{(тв.)}$	$H_2S_{(газ)}$	$S + 2\bar{e} + 2H^+ = H_2S$	+ 0,17
$Co(OH)_3$	$Co(OH)_2$	$Co(OH)_3 + \bar{e} = Co(OH)_2 + OH^-$	+ 0,17
SO_4^{2-}	$SO_2 \cdot H_2O$	$SO_4^{2-} + 2\bar{e} + H^+ = SO_2 \cdot H_2O + H_2O$	+ 0,17
$AgCl_{(тв.)}$	$Ag_{(тв.)}$	$AgCl + \bar{e} = Ag + Cl^-$	+ 0,22
IO_3^-	I^-	$IO_3^- + 6\bar{e} + 3H_2O = I^- + 6OH^-$	+ 0,25
Hg_2Cl_2	$Hg_{(рід.)}$	$Hg_2Cl_2 + 2\bar{e} = Hg + 2Cl^-$	+ 0,27
$N_{2(газ)}$	NH_4^+	$N_2 + 6\bar{e} + 8H^+ = 2NH_4^+$	+ 0,27
SO_4^{2-}	$H_2S_{(газ)}$	$SO_4^{2-} + 8\bar{e} + 10H^+ = H_2S + 4H_2O$	+ 0,31
Co^{3+}	$Co_{(тв.)}$	$Co^{3+} + 3\bar{e} = Co$	+ 0,36
SO_4^{2-}	$S_{(тв.)}$	$SO_4^{2-} + 6\bar{e} + 8H^+ = S + 4H_2O$	+ 0,33
$[Fe(CN)_6]^{3-}$	$[Fe(CN)_6]^{4-}$	$[Fe(CN)_6]^{3-} + \bar{e} = [Fe(CN)_6]^{4-}$	+ 0,36
$[Ag(NH_3)_2]^+$	$Ag_{(тв.)}$	$[Ag(NH_3)_2]^+ + \bar{e} = Ag + 2NH_3$	+ 0,37
$O_{2(газ)}$	$2OH^-$	$O_2 + 4\bar{e} + 2H_2O = 4OH^-$	+ 0,40

Окиснена форма	Відновлена форма	Схема реакції	E^0 , В
$\text{SO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$	$\text{S}_{(\text{тв.})}$	$\text{SO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} + 4\text{H}^+ = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	+ 0,45
$\text{Ni}(\text{OH})_3$	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	$\text{Ni}(\text{OH})_3 + \bar{e} = \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	+ 0,49
BrO_3^-	Br_2 (рід.)	$\text{BrO}_3^- + 10\bar{e} + 6\text{H}_2\text{O} = \text{Br}_2 + 12\text{OH}^-$	+ 0,50
MnO_4^{2-}	MnO_2 (тв.)	$\text{MnO}_4^{2-} + 2\bar{e} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+ 0,51
I_2	2I^-	$\text{I}_2 + 2\bar{e} = 2\text{I}^-$	+ 0,54
ClO_4^-	Cl^-	$\text{ClO}_4^- + 8\bar{e} + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	+ 0,56
MnO_4^-	MnO_4^{2-}	$\text{MnO}_4^- + \bar{e} = \text{MnO}_4^{2-}$	+ 0,56
MnO_4^-	MnO_2 (тв.)	$\text{MnO}_4^- + 3\bar{e} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+ 0,60
BrO_3^-	Br^-	$\text{BrO}_3^- + 6\bar{e} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	+ 0,61
AsO_4^{3-}	$\text{As}_{(\text{тв.})}$	$\text{AsO}_4^{3-} + 5\bar{e} + 8\text{H}^+ = \text{As} + 4\text{H}_2\text{O}$	+ 0,65
O_2 (газ)	H_2O_2	$\text{O}_2 + 2\bar{e} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}_2$	+ 0,68
Fe^{3+}	Fe^{2+}	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} = \text{Fe}^{2+}$	+ 0,77
NO_3^-	NO_2 (газ)	$\text{NO}_3^- + \bar{e} + 2\text{H}^+ = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+ 0,78
NO_3^-	NH_4^+	$\text{NO}_3^- + 8\bar{e} + 10\text{H}^+ = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	+ 0,87
NO_3^-	NO (газ)	$\text{NO}_3^- + 3\bar{e} + 4\text{H}^+ = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+ 0,96
HNO_2	NO (газ)	$\text{HNO}_2 + \bar{e} + \text{H}^+ = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+ 1,00
Br_2 (рід.)	2Br^-	$\text{Br}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Br}^-$	+ 1,07
IO_3^-	I^-	$\text{IO}_3^- + 6\bar{e} + 6\text{H}^+ = \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+ 1,09
2IO_3^-	I_2	$2\text{IO}_3^- + 10\bar{e} + 12\text{H}^+ = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+ 1,19
O_2 (газ)	$2\text{H}_2\text{O}$	$\text{O}_2 + 4\bar{e} + 4\text{H}^+ = 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,23
MnO_2 (тв.)	Mn^{2+}	$\text{MnO}_2 + 2\bar{e} + 4\text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,23
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	2Cr^{3+}	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\bar{e} + 14\text{H}^+ = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+ 1,33
HBrO	Br^-	$\text{HBrO} + 2\bar{e} + \text{H}^+ = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	+ 1,34
Cl_2 (газ)	2Cl^-	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Cl}^-$	+ 1,36
ClO_4^-	Cl^-	$\text{ClO}_4^- + 8\bar{e} + 8\text{H}^+ = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+ 1,38
BrO_3^-	Br^-	$\text{BrO}_3^- + 6\bar{e} + 6\text{H}^+ = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+ 1,44
ClO_3^-	Cl^-	$\text{ClO}_3^- + 6\bar{e} + 3\text{H}^+ = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+ 1,45
PbO_2 (тв.)	Pb^{2+}	$\text{PbO}_2 + 2\bar{e} + 4\text{H}^+ = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,45
HClO	Cl^-	$\text{HClO} + 2\bar{e} + \text{H}^+ = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+ 1,50
MnO_4^-	Mn^{2+}	$\text{MnO}_4^- + 5\bar{e} + 8\text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+ 1,52
BrO_3^-	Br_2 (рід.)	$\text{BrO}_3^- + 10\bar{e} + 12\text{H}^+ = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+ 1,52
MnO_4^-	MnO_2 (тв.)	$\text{MnO}_4^- + 3\bar{e} + 4\text{H}^+ = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,69
H_2O_2	H_2O	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\bar{e} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$	+ 1,78
BiO_3^-	Bi^{3+}	$\text{BiO}_3^- + 2\bar{e} + 6\text{H}^+ = \text{Bi}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$	+ 1,80
Co^{3+}	Co^{2+}	$\text{Co}^{3+} + \bar{e} = \text{Co}^{2+}$	+ 1,81
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	2SO_4^{2-}	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\bar{e} = 2\text{SO}_4^{2-}$	+ 2,01
F_2 (газ)	2F^-	$\text{F}_2 + 2\bar{e} = 2\text{F}^-$	+ 2,87

Стандартні електродні потенціали

Електрод	Рівняння процесу	E^0 , В	Електрод	Рівняння процесу	E^0 , В
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + e ⁻ = Li	- 3,02	Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3e ⁻ = Al	- 2,34
Rb ⁺ /Rb	Rb ⁺ + e ⁻ = Rb	- 2,99	Mn ²⁺ /Mn	Mn ²⁺ + 2e ⁻ = Mn	- 1,05
K ⁺ /K	K ⁺ + e ⁻ = K	- 2,92	Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2e ⁻ = Zn	- 0,76
Ba ²⁺ /Ba	Ba ²⁺ + 2e ⁻ = Ba	- 2,90	Cr ³⁺ /Cr	Cr ³⁺ + 3e ⁻ = Cr	- 0,71
Sr ²⁺ /Sr	Sr ²⁺ + 2e ⁻ = Sr	- 2,89	Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2e ⁻ = Fe	- 0,44
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2e ⁻ = Ca	- 2,87	Cd ²⁺ /Cd	Cd ²⁺ + 2e ⁻ = Cd	- 0,40
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2e ⁻ = Mg	- 2,71	Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2e ⁻ = Co	- 0,29
Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2e ⁻ = Ni	- 0,25	Cu ⁺ /Cu	Cu ⁺ + e ⁻ = Cu	+ 0,52
Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2e ⁻ = Sn	- 0,14	Hg ₂ ²⁺ /2Hg	Hg ₂ ²⁺ + 2e ⁻ = 2Hg	+ 0,79
Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2e ⁻ = Pb	- 0,13	Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + e ⁻ = Ag	+ 0,80
H ⁺ / 1/2H ₂	H ⁺ + e ⁻ = 1/2H ₂	± 0,00	Pd ²⁺ /Pd	Pd ²⁺ + 2e ⁻ = Pd	+ 0,83
Sb ³⁺ /Sb	Sb ³⁺ + 3e ⁻ = Sb	+ 0,20	Hg ²⁺ /Hg	Hg ²⁺ + 2e ⁻ = Hg	+ 0,86
Bi ³⁺ /Bi	Bi ³⁺ + 3e ⁻ = Bi	+ 0,23	Pt ²⁺ /Pt	Pt ²⁺ + 2e ⁻ = Pt	+ 1,20
Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2e ⁻ = Cu	+ 0,34	Au ³⁺ /Au	Au ³⁺ + 3e ⁻ = Au	+ 1,42

Константи нестійкості деяких комплексних іонів

Схема дисоціації комплексного іону	$K_{\text{нест.}}$	Схема дисоціації комплексного іону	$K_{\text{нест.}}$
$[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 6\text{OH}^-$	$1,0 \cdot 10^{-33}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$	$[\text{Fe}(\text{CNS})]^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{CNS}^-$	$9,3 \cdot 10^{-4}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	$9,3 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Fe}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,0 \cdot 10^{-4}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-13}$	$[\text{Fe}(\text{OH})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$2,7 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NO}_2^-$	$1,8 \cdot 10^{-3}$	$[\text{HgCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$6,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Au}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Au}^+ + 2\text{CN}^-$	$5,0 \cdot 10^{-39}$	$[\text{HgBr}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{Br}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{AuCl}_4]^- \rightleftharpoons \text{Au}^{3+} + 4\text{Cl}^-$	$5,0 \cdot 10^{-22}$	$[\text{HgJ}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{J}^-$	$1,4 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$7,8 \cdot 10^{-18}$	$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,3 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$7,6 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$7,1 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Cd}(\text{OH})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$3,8 \cdot 10^{-9}$	$[\text{Zn}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$5,0 \cdot 10^{-2}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$4,1 \cdot 10^{-5}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$3,8 \cdot 10^{-9}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$9,7 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,1 \cdot 10^{-13}$	$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$5,0 \cdot 10^{-28}$	$[\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$4,0 \cdot 10^{-26}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$	$[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-} \rightleftharpoons \text{Sn}^{4+} + 6\text{OH}^-$	$1,0 \cdot 10^{-63}$

ТАБЛИЦЯ ВАРІАНТІВ КОНТРОЛЬНИХ ЗАВДАНЬ

Номер варіанту	Номери контрольного завдання	Номери задач, які відносяться до даного завдання*											
		1	21	41	61	81	101	121	141	161	181	201	321
01	I	1	21	41	61	81	101	121	141	161	181	201	321
02	I	11	31	51	71	91	111	131	151	271	391	411	531
03	I	2	22	42	62	82	102	222	342	382	482	502	522
04	I	12	32	52	72	92	152	232	352	392	492	512	532
05	I	3	23	43	83	183	243	313	396	463	493	503	523
06	I	13	33	53	103	193	213	333	353	473	503	523	563
07	I	4	24	44	64	184	204	224	344	364	484	504	524
08	I	14	34	54	174	294	314	334	454	474	494	514	534
09	I	5	25	45	65	185	205	225	345	465	485	505	525
10	I	15	35	55	175	195	215	335	355	475	495	515	535
11	I	6	26	46	166	286	306	326	446	466	486	506	526
12	I	16	36	56	176	296	216	336	356	476	496	516	536
13	I	7	27	47	167	287	207	327	347	467	487	507	527

Номер варіанту	Номери контрольного завдання	<i>Продовження</i>											
		Номери задач, які відносяться до даного завдання											
14	I	17	37	57	177	297	217	337	357	477	497	517	537
15	I	8	28	48	168	288	308	328	448	468	488	508	528
16	I	18	38	58	178	198	218	338	358	478	498	518	538
17	I	9	29	49	169	289	309	329	449	469	489	509	529
18	I	19	39	59	179	229	219	339	359	479	499	519	539
19	I	10	30	50	170	190	210	330	350	470	490	510	530
20	I	20	40	60	80	100	220	240	360	380	400	520	540
21	I	1	23	45	167	189	201	222	344	366	488	510	551
22	I	12	34	56	178	200	211	333	355	477	499	511	552
23	I	2	24	46	168	190	202	323	345	467	489	501	542
24	I	13	35	57	179	191	212	234	356	378	400	512	563
25	I	3	25	47	169	181	203	324	346	468	490	502	573
26	I	14	36	58	180	192	213	335	357	479	491	513	554
27	I	4	26	48	170	182	204	325	347	469	481	503	524

Номер варіанту	Номери контрольного завдання	<i>Продовження</i>											
		Номери задач, які відносяться до даного завдання											
28	I	15	37	59	171	193	214	336	358	480	492	514	535
29	I	5	27	49	161	183	205	326	348	470	482	504	525
30	I	16	38	60	172	194	215	237	359	471	493	515	536
31	I	6	28	50	162	184	206	327	349	461	483	505	546
32	I	17	39	51	173	195	216	338	360	472	494	516	537
33	I	7	29	41	163	185	207	328	350	462	484	506	527
34	I	18	40	52	174	196	217	339	351	473	495	517	538
35	I	8	30	42	164	186	208	329	341	463	485	507	528
36	I	19	31	53	175	197	218	340	352	474	496	518	539
37	I	9	21	43	165	187	209	330	342	464	486	508	529
38	I	20	32	54	176	198	219	331	353	475	497	519	540
39	I	10	22	44	166	188	210	321	343	465	487	509	530
40	I	11	33	55	177	199	220	332	354	476	498	520	531
41	I	1	25	49	163	187	201	323	347	461	485	509	521

Номер варіанту	Номери контрольного завдання	<i>Продовження</i>											
		Номери задач, які відносяться до даного завдання											
42	I	13	37	51	175	199	211	335	359	473	497	511	533
43	I	2	26	50	164	188	202	324	348	462	486	510	522
44	I	14	38	52	176	200	212	336	360	474	498	512	534
45	I	3	27	41	165	189	203	325	349	463	487	501	523
46	I	15	39	53	177	191	213	337	351	475	499	513	535
47	I	4	28	42	166	190	204	326	350	464	488	502	524
48	I	16	40	54	178	192	214	238	352	376	400	514	536
49	I	5	29	43	167	181	205	327	341	465	489	503	525
50	I	17	34	55	179	193	215	339	353	477	491	515	537
51	I	6	30	44	168	182	206	328	342	466	490	504	526
52	I	18	32	56	180	194	216	340	354	478	492	516	538
53	I	7	21	45	169	183	207	329	343	467	481	505	527
54	I	19	33	57	171	195	217	331	355	479	493	517	539
55	I	8	22	46	170	184	208	330	344	468	482	506	528

Номер варіанту	Номери контрольного завдання	<i>Продовження</i>											
		Номери задач, які відносяться до даного завдання											
56	I	20	34	58	172	196	218	332	356	480	494	518	540
57	I	9	23	47	161	185	209	321	345	469	483	507	529
58	I	11	35	59	173	179	219	333	357	471	495	519	531
59	I	10	24	48	162	186	210	322	346	470	484	508	530
60	I	12	36	60	174	198	220	334	358	472	496	520	532
61	I	1	27	43	169	185	201	324	350	466	482	508	521
62	I	14	40	56	172	918	211	337	353	479	495	511	534
63	I	2	28	44	170	186	202	325	341	467	483	509	522
64	I	15	31	57	173	199	212	338	354	480	496	512	535
65	I	3	29	45	161	187	203	326	342	468	484	510	523
66	I	16	32	58	174	200	213	339	355	471	497	513	536
67	I	4	30	46	162	188	204	327	343	469	485	501	524
68	I	17	33	59	175	191	214	340	356	472	498	514	537
69	I	5	21	47	163	189	205	328	344	470	483	502	525

Номер варіанту	Номери контрольного завдання	<i>Продовження</i>											
		Номери задач, які відносяться до даного завдання											
70	I	18	34	60	176	192	215	331	357	473	499	515	538
71	I	6	22	48	164	190	206	329	345	461	487	503	526
72	I	19	35	51	177	193	216	232	358	374	400	516	539
73	I	7	23	49	165	181	207	330	346	462	488	504	527
74	I	20	36	52	178	194	217	333	359	475	491	517	540
75	I	8	24	50	166	182	208	321	347	463	489	255	528
76	I	11	37	53	179	195	218	334	360	476	492	518	561
77	I	9	25	41	167	183	209	322	348	464	490	506	569
78	I	12	38	54	180	296	319	335	451	477	493	519	552
79	I	10	26	42	168	184	210	323	349	465	481	507	540
80	I	13	39	55	171	197	320	336	352	478	494	520	573
81	I	1	29	47	165	183	201	325	343	461	489	507	541
82	I	15	33	51	179	197	211	339	357	475	493	511	535
83	I	2	30	48	166	184	202	326	344	462	490	508	522

Номер варіанту	Номери контрольного завдання	<i>Продовження</i>											
		Номери задач, які відносяться до даного завдання											
84	I	16	34	52	180	198	212	340	358	476	494	512	546
85	I	3	21	49	267	285	203	327	345	463	481	509	553
86	I	17	35	53	171	199	213	331	359	477	495	513	547
87	I	4	22	50	168	186	204	328	346	464	482	510	554
88	I	18	36	54	172	200	214	332	360	478	496	514	568
89	I	5	23	41	169	187	205	329	347	465	483	501	575
90	I	19	37	55	173	191	215	333	351	479	497	515	579
91	I	6	24	42	170	188	206	330	348	466	484	502	566
92	I	20	38	56	174	192	216	334	352	480	498	516	540
93	I	7	25	43	161	189	207	321	349	467	485	503	547
94	I	11	39	57	175	193	217	335	353	471	499	517	561
95	I	8	26	44	162	190	208	322	350	468	486	504	578
96	I	12	40	58	176	194	218	236	354	372	400	518	562
97	I	9	27	45	163	181	209	323	341	469	487	505	559

Номер варіанту	Номери контрольного завдання	<i>Продовження</i>											
		Номери задач, які відносяться до даного завдання											
98	I	13	31	59	177	195	219	337	355	473	491	519	541
99	I	10	28	46	164	182	210	324	342	470	488	506	562
100	I	14	32	60	178	196	220	338	356	474	492	520	553
101	I	1	21	41	161	181	201	326	346	466	486	506	544
102	I	16	36	56	176	196	216	336	356	476	496	516	555

*-в задачах, де дається велика кількість рівнянь хімічних реакцій для написання, студент може записати на вибір чотири рівняння хімічних реакцій з тих, що наведені.

СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. Загальна та неорганічна хімія: Підруч. для студ. вищ. навч. закладів: В 2-х ч. – Ч. 1 / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов. – К.: Пед.преса, 2002. – 520 с.
2. Загальна хімія: Навч. посіб. для студ. вищ. навч. закладів / Кириченко В.І. – К.: Вища. шк., 2005. – 639 с.
3. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студентів вищ. навч. закладів / Романова Н.В. – К.: Ірпінь: ВТФ «Перун», 1998. – 480 с.
4. Загальна хімія: Підруч. для студ. вищ. навч. закладів / В.В. Григор'єва, В.М. Самійленко, А.М. Сич. – 2-ге вид., перероб. і допов. – К.: Вища. шк.; 1991. – 431 с.
5. Загальна та неорганічна хімія: Підруч. для студ. вищ. навч. закладів: В 2-х ч. – Ч. II / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов. – К.: Пед. преса, 2000. – 784 с.
6. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк; 1998. – 743 с.
7. Голуб А.М. Загальна та неорганічна хімія: В 2 т. – К.: Вид-во Київ. ун-ту, 1968. – Т.1. – 442 с.
8. Голуб А.М. Загальна та неорганічна хімія: В 2 т. – К.: Вища. шк; 1971. – Т.2. – 416 с.
9. Некрасов Б.В. Основы общей химии: В 3 т. – М.: Химия, 1965. – Т.1. – 518 с.; 1969. – Т.2. – 400 с.; 1970. – Т.3. – 416 с.
10. Неділько С.А., Попель П.П. Загальна та неорганічна хімія. Задачі та вправи. – К.: Либідь. 2001. – 398 с.
11. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1984. – 264 с.
12. Хімія. Задачі, вправи, тести: Навч.посібн. / Каличак Я.М., Кінжибало В.В., Котур Б.Я. та ін. – 2-ге вид., перероб. і допов. – Львів: Світ, 2001. – 176 с.
13. Голубєв А.В., Борисенко Ю.В., Тарасенко Г.В. Загальна та неорганічна хімія: Практикум. – К.: КНУТД, 2009. – 230 с.
14. Голубєв А.В., Лисін В.І., Коваленко І.В., Тарасенко Г.В. Хімія. Навч. посібн. – К.: Кондор, 2013. – 578 с.