

Наталія Кушпіль, Тетяна Криворучко

НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

*Навчальний посібник для доуніверситетської підготовки
іноземних громадян*



Полтава 2022

УДК 546(075.8)

К 96

Рецензенти: **О.Д. Івашенко**, канд. хім. наук, доцент, завідувачка кафедри медичної хімії Полтавського державного медичного університету;
В.І. Шинкаренко, канд. хім. наук, доцент, доцент кафедри хімії та методики викладання хімії Полтавського національного педагогічного університету ім. В.Г. Короленка

Рекомендовано до видання Центральною методичною комісією Полтавського державного медичного університету (протокол №8 від 26 травня 2022 року).

К 96 **Кушпіль Н.О., Криворучко Т.Д.** Неорганічна хімія: навчальний посібник для іноземних слухачів підготовчих факультетів/Кушпіль Н.О., Криворучко Т.Д – Полтава, Полтавський державний медичний університет, 2022 – 53 с.

Навчальний посібник «Неорганічна. хімія» призначений для іноземних студентів підготовчих відділень з подальшою спеціалізацією за медичним профілем і складений згідно програми з хімії для підготовчих відділень.

Кожне заняття містить полімовний термінологічний словник, основні визначення понять, необхідний спеціальний лексичний матеріал, основні граматичні конструкції. В кінці кожної теми є узагальнюючий матеріал, спрямований на закріплення та повторення знань.

Теоретичний матеріал містить таблиці та ілюстрації, що дозволяє забезпечити принцип наочності та оптимізувати процес навчання.

ISBN

УДК 546(075.8)

©Полтавський державний медичний університет,
2022

© Кушпіль Н.О., Криворучко Т.Д. 2022

ЗМІСТ

Передмова.....	3
Заняття 1 Загальні властивості металів.....	4
Заняття 2 Елементи головної підгрупи I групи періодичної системи елементів.....	8
Заняття 3 Елементи головної підгрупи II групи періодичної системи. Кальцій. Сполуки кальцію. Твердість води і способи її усунення.....	12
Заняття 4 Елементи головної підгрупи III групи періодичної системи елементів. Алюміній. Сполуки алюмінію.....	17
Заняття 5 Елементи головної підгрупи VII групи періодичної системи. Галогени. Хлор. Хімічні властивості, добування. Хлороводень. Хлоридна кислота.....	20
Заняття 6 Головна підгрупа VI групи періодичної системи елементів. Сульфур. Сірководень.....	27
Заняття 7 Оксиди сульфуру. Сульфатна кислота та її солі.....	32
Заняття 8 Головна підгрупа V групи періодичної системи елементів. Нітроген. Аміак. Солі амонію.....	37
Заняття 9 Нітратна кислота та її застосування. Добування нітратної кислоти та її солей.....	42
Заняття 10 Карбон. Хімічні властивості. Карбонатна кислота.....	47
Заняття 11 Контрольна робота №5.....	50

Передмова

Навчальний посібник «Неорганічна хімія» призначено для доуніверситетської підготовки іноземних студентів, що планують здобувати фахову освіту у ЗВО медико-біологічного профілю. Навчальний посібник укладено відповідно до програми з хімії для підготовчих факультетів вищих медичних закладів освіти.

Навчальний посібник містить адаптовані тексти з основних тем. Матеріал посібника розподілено за заняттями, кожне заняття містить поурочний словник, основні текстові конструкції, адаптований текст і післятекстові завдання та вправи.

Найважливіші теоретичні положення ілюстровані схемами й таблицями, які полегшують засвоєння навчального матеріалу.

Поурочні словники складено у порядку появи лексичних одиниць у тексті, що полегшує сприйняття та засвоєння текстового матеріалу.

У додатку до посібника наведені таблиці, що використовуються для вирішення практичних завдань.

Заняття 1. Загальні властивості металів

Завдання 1. Слухайте, читайте, повторюйте слова і словосполучення.

відображати/ відобразити	display	affichage	س كعب	نمایش دادن
пластичність	plasticity	plasticité	مَنوَدَل، مَنوَرَم	شکل پذیری
розплавлений, -а, -е, -і	molten	fondue	رَهصَنَم	ذوب شده
сплав, -и	alloy	alliage	مَكْبِيس	ژالیا
провідність	conductance	conductance	مَنِلصوم	رسانایی
бронза	bronze	bronze	مَكْبِيس: زَنوَرِیلا نَم ساحتلا و ریدصقا	برنز
типовий	typical	typique	ي داء	معمول
металургія	metallurgy	métallurgie	مَلْع جاتنا الفلزات (التعدين)	متالورژی
пірометалургія	pyrometallurgy	pyrométallurgie	نیدعتلا ي رارحا	پیرومتالورژی
чавун	cast iron	fonte	دیدد رهز	چدن
сталь	steel	acier	ذلاوف، بالصد	فولاد
електроліз	electrolysis	électrolyse	ل یلحت ي نابرهك	الکترولیز
корозія	corrosion	corrosion	أصد	خوردگی
руйнувати(ся) зруйнувати(ся)	destroy//to collapse	détruire//S'effondrer	مطح، مدهت، رمت	از بین رفتن
різноманітний	diverse (multiform)	diverse	فالتخم	گوناگون، متنوع
витісняти/витіснити	to displace	déplacer	حازا، لد لحم ي شد ام	جابجا کردن
мінерал	mineral	minéral	ندعم	معدنی

Зверніть увагу!

1. Що (н.в.) має що (з. в.)

Металеві **сплави** мають **високу теплову і електричну провідність**.

2. Що (н.в.) зустрічається у вигляді чого (р.в.)

В природі **метали** зустрічаються у **вигляді сполук**.

Завдання 2. Слухайте і читайте текст.

Текст

Зі 118 відомих хімічних елементів 95 є металами. Всі елементи першої, другої і третьої груп (крім гідрогену і бору), а також всі елементи побічних підгруп четвертої, п'ятої, шостої, сьомої і восьмої груп – **метали**.

У головній підгрупі четвертої групи всі елементи (крім кремнію та карбону) – **метали**.

У головній підгрупі п'ятої групи два **метали** – сурьма і вісмут.

У головній підгрупі шостої групи один **метал** – полоній.

Метали мають характерні загальні властивості.

Усі метали, крім ртуті та францію, при звичайній температурі – тверді речовини. У кристалічному стані метали добре відбивають світло, тому для них характерний **металічний блиск**.

Усі метали мають хорошу **електричну та теплопровідність**. Найбільшу електричну та теплопровідність мають срібло (Ag) та мідь (Cu).

Для металів характерна висока **пластичність**. Пластичність – це здатність тіла легко змінювати форму під дією зовнішніх сил і зберігати форму, коли ці сили перестають діяти.

Найбільш пластичний метал – золото (Au).

Характерні фізичні властивості металів можна пояснити особливостями їхньої внутрішньої структури. Кристали металів складаються з позитивних іонів, атомів і вільних електронів. У металі постійно відбувається обмін електронами – відрив електронів від атома і приєднання їх до йонів. Хороша електрична і теплова провідність пояснюються наявністю вільних електронів у металах.

Густина, температура плавлення і кипіння, твердість металів залежать від властивостей їхніх атомів.

За **густиною** метали умовно поділяють на групи:

легкі	важкі
Li, Na, Mg, Al	Zn, Fe, Cu, Au, Hg, Os

Метали, густина яких менша 5 г/см^3 називаються легкими, решта важкими.

Найлегший з металів – літій (густина $0,53 \text{ г/см}^3$).

Найважчий з металів – осмій (густина $22,5 \text{ г/см}^3$).

Метали мають **ізні температури плавлення і кипіння**.

Найменшу температуру плавлення має ртуть Hg ($-38,87^\circ\text{C}$),

найбільшу – вольфрам W (3410°C).

Метали, які плавляться за температури понад 1000°C , називають *тугоплавкими*, за нижньої – *легкоплавкими*.

Метали відрізняються за **твердістю**.

Найтвердіші метали – хром (Cr) (може різати скло) і вольфрам (W).

Найм'якші – натрій, калій, рубідій, цезій (легко ріжуться ножом).

У розплавлених металах можуть розчинятися інші метали, складні речовини і неметали. При охолодженні таких розчинів утворюються **сплави**.

Металеві сплави мають високу теплову й електричну провідність. Властивості сплавів відрізняються від властивостей вихідних речовин.

Наприклад, сплав, що складається з 99% міді (Cu) і 1% берилію (Be) твердіший за мідь у сім разів.

Сплави можуть бути тверді і м'які, тугоплавкі і легкоплавкі, стійкі до дії кислот і лугів.

Хімічні властивості металів визначаються здатністю їхніх атомів легко віддавати свої валентні електрони і перетворюватися на позитивні іони. Під час хімічних реакцій атоми металів є активними відновниками.

Хімічна активність металів різна. Російський учений М.М. Бекетов розмістив усі метали в ряд, який називається **рядом напруг металів (рядом активності металів)**.

РЯД АКТИВНОСТІ МЕТАЛІВ

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Sn, Pb, H₂ , Cu, Hg, Ag, Au, Pt
--

Кожний метал витісняє всі наступні за ним у ряді активності металів із водних розчинів їхніх солей. Метали, розміщені в ряді напруг до водню, витісняють його з розчинів кислот. Чим легше атоми металу віддають свої валентні електрони під час хімічних реакцій, тим активніший метал.

В природі більшість металів зустрічається у вигляді хімічних сполук. У вільному стані знаходяться метали, які в ряді напруг стоять справа від водню – мідь, срібло, золото, платина.

Добуванням металів з їхніх сполук займається **металургія**.

Основні завдання металургії – відновлення металу з його сполук і відокремлення металу від інших речовин.

Для добування металів з їхніх сполук у промисловості використовують різні способи, але в основі всіх процесів є окисно-відновні реакції.

Під дією навколишнього середовища вироби з металів руйнуються. Руйнування металів внаслідок взаємодії їх з навколишнім середовищем називається **корозією**.

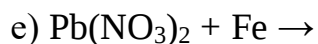
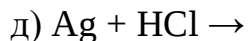
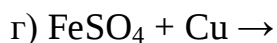
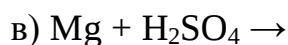
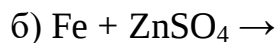
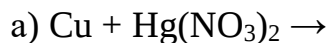
Завдання 3. Виконайте вправи.

Вправа 1. Відповідайте на запитання.

1. Де розміщені метали в періодичній системі?
2. Які фізичні властивості металів ви знаєте?
3. Що зумовлює хорошу тепло і електродовідність металів?
4. Які найтвердіші метали?
5. Як добувають сплави?
6. Чим визначаються хімічні властивості металів?
7. В якому вигляді зустрічаються метали в природі?
8. Які основні завдання металургії?
9. Що називається корозією?

Вправа 2. Сплав містить 60% міді і 40% цинку, що являє собою хімічну сполуку міді з цинком. Знайдіть молекулярну формулу сполуки.

Вправа 3. Напишіть рівняння можливих реакцій (солі та кислоти у вигляді водних розчинів):



Заняття 2. Елементи головної підгрупи І групи періодичної системи елементів

Завдання 1. Слухайте, читайте та повторюйте слова і словосполучення.

сила тяжіння	gravity	la gravité	قوة جاذبة	جاذبه زمین
електроліз	electrolysis	électrolyse	ليحتة يابريهك	الكتروليز
розплав, -и	fusion	la fusion	سبيكة (مصنوعة)	ذوب
дисоціювати	dissociate	dissocier	لحد، لكف	جدا کردن
пропускати/пропустити	miss	mademoiselle	جمسدرورملا	از دست دادن
блиск	shine	briller	تعمل، ناعمل	بدرخشيد
пластичність	plasticity	plasticité	تتولد، تتورم	شكل پذیری
забарвлювати/забарвити	color to paint	couleur peinturer	غبطصا، نولت	رنگ زدن
фіолетовий, -а, -е, -і	violet	violet	يرهز، يدر	بنفشه
розпізнавати/ розпізнати	identify/recognize	identifier/reconnaitre	فترعت	شناسایی کنید
гас	kerosene	kérosène	عونا (نيسوريك نم الوقود)	نفت سفيد
очищати/очистити	to clean	nettoyer	يقتد، يفسد	تميز کردن
ядерний реактор	nuclear reactor	réacteur nucléaire	ل عاقم يوود	راكتور هسته ای
промисловість	industry	industrie	تاعاصد	صنعت
випарювання	evaporation	évaporation	رخبته	تبخير

Зверніть увагу

1. Що(н.в.) добувають як(о.в.) (яким чином)

В промисловості **натрій і калій** добувають **електролізом розплавів їхніх солей**.

2. Що(н.в.) використовують де(м.в.)

Розчин гідроксиду натрію використовують у промисловості.

Завдання 2. Слухайте і читайте текст.

Текст

Елементи літій, натрій, калій, рубідій, цезій, францій складають головну підгрупу першої групи періодичної системи елементів. Вони називаються **лужними** металами.

На зовнішньому енергетичному рівні атоми лужних металів мають один s-електрон, тому лужні метали являються s-елементами.

Таблиця 1. Властивості лужних металів

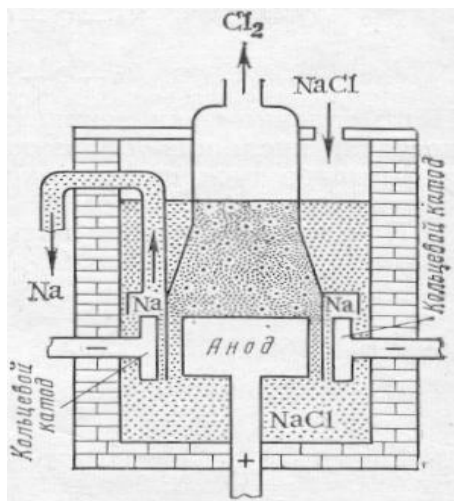
Елемент	Хім. знак	Порядковий номер	Відносна атомна маса (Ar)	Електронна конфігурація зовнішніх електронних рівнів атомів
Літій	Li	3	6,94	$2s^1$
Натрій	Na	11	22,99	$2s^2 2p^6 3s^1$
Калій	K	19	39,102	$3s^2 3p^6 4s^1$
Рубідій	Rb	37	85,47	$4s^2 4p^6 5s^1$
Цезій	Cs	55	132,905	$4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$
Францій	Fr	87	223	$6s^2 6p^6 7s^1$

При хімічних реакціях лужні метали легко віддають свій валентний електрон і перетворюються на позитивні іони з зарядом +1.

Лужні метали активні відновники, у всіх сполуках вони проявляють ступінь окиснення +1.

Зі зростанням зарядів ядер атомів лужних металів збільшується число електронних оболонок і радіус атомів, зменшується сила притягання зовнішніх електронів до ядра. Тому від літію до францію активність металів посилюється. Найактивніший метал – францій.

Найбільш розповсюджені в природі натрій і калій. Вони зустрічаються у вигляді сполук, входять до складу різних мінералів і гірських порід (див. Таблицю 2 с.51). У промисловості натрій і калій добувають електролізом розплавів їх солей.

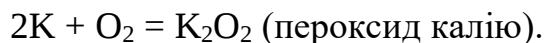
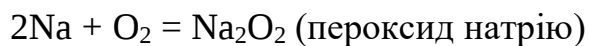


Натрій і калій - сріблясто-білі метали; дуже м'які, легко ріжуться ножом; мають високу електро- і теплопровідність, металічний блиск.

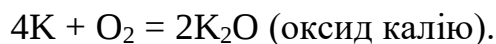
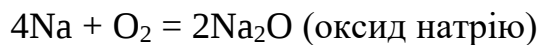
Натрій і калій (а також їхні сполуки) забарвлюють полум'я в характерний колір: натрій – у жовтий, калій – у блідо-фіолетовий.

Калій і натрій сильні відновники. Вони легко взаємодіють майже з усіма неметалами. У сполуках завжди проявляють ступінь окиснення +1.

Під час **горіння** натрію і калію в кисні утворюються пероксиди:

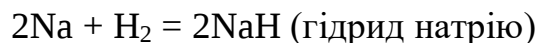
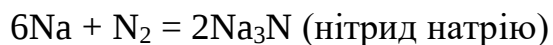
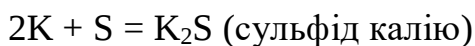
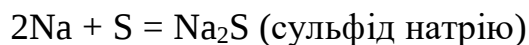
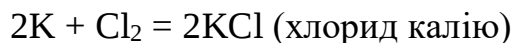


Під час повільного **окиснення** натрію і калію, або горіння в умовах нестачі кисню утворюються оксиди:

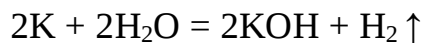
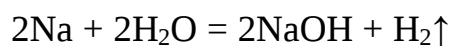


Натрій і калій активно взаємодіють з киснем повітря, тому зберігають їх під шаром гасу.

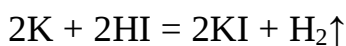
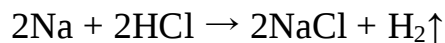
Під час взаємодії натрію і калію з іншими **неметалами** утворюються солі – тверді кристалічні йонні сполуки.



Натрій і калій взаємодіють з **водою** за нормальних умов. Внаслідок реакції утворюються гідроксиди натрію або калію і виділяється водень:



Натрій і калій активно реагують з **кислотами** (HCl, HBr, HI, H₂S, H₂SO₄ (розб.)), внаслідок реакції утворюється сіль і виділяється водень.



Натрій і калій використовують в ядерних реакторах, як добавку до сплавів, як відновник для отримання рідкісних металів і в органічному синтезі. Натрій дешевший метал, ніж калій, тому використовують його частіше.

Сполуки натрію мають велике значення для життя людини. Біологічні рідини організму людини містять йони натрію і калію.

За допомогою цих йонів організм підтримує свої внутрішні системи в стані рівноваги, незважаючи на зміни зовнішніх умов.

Внаслідок зміни концентрації йонів калію і натрію в нервових клітинах відбувається передача нервового імпульсу.

Хлорид натрію необхідний живому організму. Його використовують в медицині, харчовій і хімічній промисловості.

Глауберову сіль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ використовують в медицині та хімічній промисловості.

Гідроксид натрію NaOH використовують для виготовлення фармацевтичних препаратів, для отримання багатьох органічних сполук.

Калій є важливим елементом для розвитку рослин і вноситься в ґрунт у вигляді калійних добрив.

Завдання 3. Виконайте вправи.

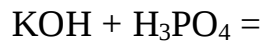
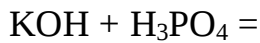
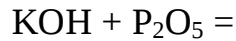
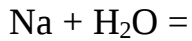
Вправа 1. Відповідайте на запитання.

1. Які особливості будови зовнішньої електронної оболонки елементів I групи головної підгрупи періодичної системи елементів?
2. Які фізичні властивості натрію та калію?
3. Які сполуки калію Ви знаєте?
4. Які сполуки натрію Ви знаєте?
5. Де використовують натрій і калій? Яке значення для організму людини мають ці метали та їхні сполуки?

Вправа 2. Маємо три солі: хлорид калію, хлорид магнію, хлорид натрію. Як визначити серед солей хлорид натрію?

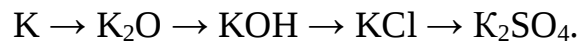
Вправа 3. Скільки літрів водню утвориться під час взаємодії 4,6г натрію з водою (за н.у.)?

Вправа 4. Напишіть рівняння реакцій:



Вправа 5. Визначте кількість солі, яка утвориться під час взаємодії 0,1 моль гідроксиду натрію та сульфатної кислоти?

Вправа 6. Напишіть рівняння реакцій наступних перетворень:



Заняття 3. Елементи головної підгрупи II групи періодичної системи.

Кальцій. Сполуки кальцію. Твердість води і способи її усунення

Завдання 1. Слухайте, читайте слова та словосполучення.

тугоплавкий, -а,-е,-і	refractory	réfractaire	موافق را هصنلا	نسوز
поширений, -а ,е,-і	common	commun	رشتتم، عناشد	مشترك
гіпс	gypsum	gypse	مویسلاکلات اتیریک (سج المانیة)	گچ
мармур	marble	marbre	ماخر، مرمر	سنگ مرمر
твердий, -а , -е, -і	firm	solidifier	یساج، رسد	محکم
м'який, -а , -е, -і	soft	mou, tendre	معات، نیا	نرم
тимчасовий, -а, -е , -і	temporary	temporaire	تقووم	موقت
накип	scale	échelle	تابسرت دعبن ایلغلا	مقیاس
паливо	fuel	le carburant	دوقو	سوخت
усувати/усунути	to eliminate	éliminer	حازا، دعبا	برای از بین بردن
дистиляція	distillation	distillation	ریطقت	تقطیر
цемент	cement	ciment	تنمسا	سیمان
алебастр	alabaster	albâtre	سیجلا	سنگ مرمر

Зверніть увагу!

1. Що (н.в.) усувають чим (о.в.)

Тимчасову твердість води усувають кип'ятінням.

Завдання 2. Слухайте, читайте текст.

Текст

Елементи берилій, магній, кальцій, стронцій, барій, радій складають головну підгрупу II групи періодичної системи. Елементи кальцій, стронцій, барій і радій називаються **лужноземельними металами**.

На зовнішньому енергетичному рівні атоми елементів головної підгрупи II групи мають по два s-електрони. Ці елементи є **s – елементами**.

Таблиця 2. Властивості лужноземельних металів

Елемент	Хім. знак	Порядковий номер	Відносна атомна маса (Ar)	Електронна конфігурація зовнішніх електронних рівнів атомів
Берилій	Be	4	6,01	$1s^2 2s^2$
Магній	Mg	12	24,32	$2s^2 2p^6 3s^2$
Кальцій	Ca	20	40,08	$3s^2 3p^6 4s^2$
Стронцій	Sr	38	87,63	$4s^2 4p^6 5s^2$
Барій	Ba	56	137,36	$4d 5s^2 5p^6 6s$
Радій	Ra	88	226,05	$6s^2 6p^6 7s$

Під час хімічних реакцій атоми цих елементів як відновники віддають свої валентні електрони і перетворюються в позитивні йони з зарядом **+2**. У всіх сполуках елементи головної підгруп проявляють ступінь окиснення +2.

За фізичними властивостями ці – собою сріблясто-білі речовини з металічним блиском вони значно твердіші за лужні метали, мають досить високі температури плавлення й кипіння. За густиною, крім радію, вналежать до легких металів.

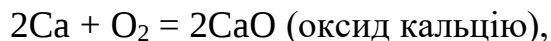
Метали головної підгрупи II групи менш активні, ніж лужні метали. Їхні металічні властивості посилюються зі зростанням порядкового номера.

Найпоширеніший елемент другої групи – кальцій. У природі він зустрічається у вигляді сполук (див. Таблиця 2, с.51).

У промисловості кальцій добувають електролізом розплав суміші солей (6 частин хлориду кальцію CaCl_2 і 1 частина фториду кальцію CaF_2).

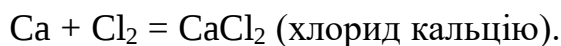
Кальцій – твердий метал сріблясто-білого кольору, належить до легких металів.

За нормальних умов кальцій активно реагує з **киснем** повітря

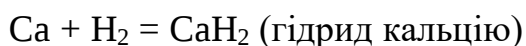
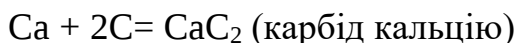
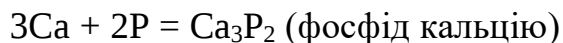
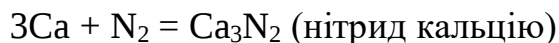


тому кальцій зберігають в гасі.

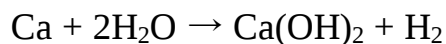
Кальцій взаємодіє з **галогенами**



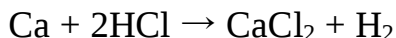
При нагріванні кальцій реагує з **азотом, сіркою, фосфором, карбоном і воднем**



За звичайної температури кальцій реагує з **водою**



Кальцій активно реагує з **кислотами**



Твердість води та способи її усунення

Природні води містять хлориди, сульфати, гідрокарбонати кальцію та магнію, інші домішки.

Вода, в якій містяться йони магнію і кальцію, називається **твердою**. Вода, в якій немає йонів магнію і кальцію, або їх мало, називається **м'якою**. Тверда вода непридатна для технічних та побутових цілей.

Твердість води, зумовлена наявністю в ній гідрокарбонатів магнію і кальцію, називається **карбонатною** або **тимчасовою**.

Тимчасову твердість води можна усунути **кип'ятінням**. Під час кип'ятіння гідрокарбонати розкладаються з утворенням нерозчинних карбонатів:

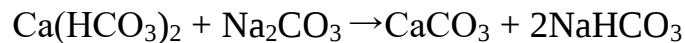
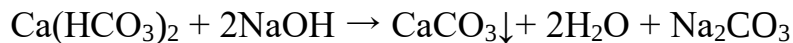
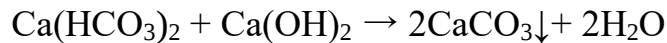


Тимчасову твердість води можна усунути **додаванням**

гідроксиду кальцію **Ca(OH)₂**

гідроксиду натрію **NaOH**

карбонату натрію **Na₂CO₃**



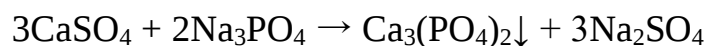
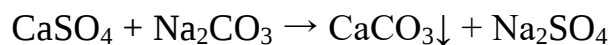
Твердість води, зумовлена наявністю в ній сульфатів і хлоридів кальцію та магнію, називається **некарбонатною** або **постійною**.

Постійну твердість води **не можна** усунути кип'ятінням. Для зменшення твердості води проводять **дистиляцію**, а також хімічні методи, які забезпечують виведення йонів кальцію та магнію з води у вигляді нерозчинних солей.

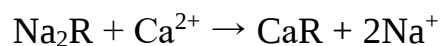
Постійну твердість води можна усунути **додаванням**

натрій карбонату (соди) **Na₂CO₃** або

натрій фосфату **Na₃PO₄**:



У промисловості для усунення твердості води використовують **катіонний обмін**



Кальцій незамінний для нормального росту і функціонування людського організму. У середньому організм дорослої людини містить близько 1 кг кальцію. Більша частина цієї кількості міститься у вигляді фосфату кальцію у кісткових та зубних тканинах.

Кальцій необхідний для нормального функціонування багатьох процесів в організмі людини. Без кальцію неможливі процеси згортання крові, скорочення м'язів, функціонування нервової системи.

Важливу роль в організмі людини відіграє магній. Він необхідний для правильної роботи м'язів і нервової системи. В середньому організм дорослої людини містить 25г магнію. Більша частина його міститься в кістках.

Завдання 3. Виконайте вправи.

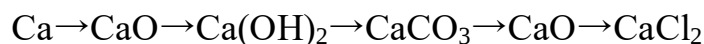
Вправа 1. Відповідайте на запитання.

1. Які особливості будови зовнішнього енергетичного рівня елементів головної підгрупи другої групи ?
2. Яке значення ступеня окиснення мають метали групи II А?
3. В якому вигляді кальцій зустрічається у природі?
4. Як кальцій добувають в промисловості?
5. Яка твердість води називається тимчасовою?
6. Як можна усунути карбонатну твердість води?
7. Яка твердість води називається постійною?
8. Як можна усунути некарбонатну твердість води?
9. Яке значення має кальцій для організму людини?

Вправа 2. Скільки грамів кальцію вступить в реакцію з водою, якщо внаслідок реакції утвориться 36 г гідроксиду кальцію $\text{Ca}(\text{OH})_2$?

Вправа 3. Напишіть рівняння реакцій, що характерні для кальцію.

Вправа 4. Напишіть рівняння реакцій перетворень:



Вправа 5. Вода містить гідрокарбонат магнію і сульфат кальцію. Як усунути твердість води? Напишіть рівняння реакцій.

Заняття 4. Елементи головної підгрупи III групи періодичної системи елементів. Алюміній. Сполуки алюмінію

Завдання 1. Слухайте, читайте та повторюйте слова і словосполучення.

поширений -а, -е, -і розповсюджений	common widespread	commun très répandu	رشتتم، عااش	شائع على نطاق واسع
алюмосилікат, -и	aluminosilicate	aluminosilicate	ت ابرم ت اكلسا موينملا او	ألومينوسيليكات
криоліт	cryolite	cryolite	مويدوصلات انيمولا تيدير ولفا	كرايوليت
міцний, -а, -е, -і	sturdy	robuste	نيتم	كرايوليت
плівка, -и	pellicle	pellicule	مليف، فلاغ، طيرش	پلك
алюмінотермія	aluminothermy	aluminothermie	ل از تخلا ائتير ط لامعتساب موينملا او	ألومينوترمي
корунд	corundum	corindon	توقاي، مدنروك	كوراندوم
глинозем	alumina	alumine	ديسكورديه موينملا او، انيمولا	ألومينا
дорогоцінний камінь	precious stone	Pierre précieuse	رجد ميرك	سنگ قيمتي
сировина	raw	cru	ماخ، قدام ماخ	خام
міцність	strength	force	تئاتم	استحكام - قدرت
дюралюміній	duralumin	duralumin	(سيبكه) نيمولارود	استحكام - قدرت

Зверніть увагу!

1. Що (н.в.) добувають яким способом(о.в.).

Алюміній добувають електротермічним способом.

Завдання 2. Слухайте і читайте текст.

Текст

Алюміній – другий елемент головної підгрупи III групи періодичної системи елементів. Порядковий номер 13, електронна конфігурація атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. Алюміній являється **p – елементом**.

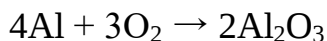
Алюміній – найпоширеніший метал (8,8%) у земній корі. У вільному стані алюміній не зустрічається. Відомо близько 250 мінералів, які містять алюміній. Основна маса алюмінію міститься в алюмосилікатах (див. таблицю с. 51).

Алюміній добувають електротермічним способом. Електролітом служить оксид алюмінію, розчинений у розплавленому кріоліті (Na_3AlF_6). Виплавка алюмінію потребує багато електроенергії.

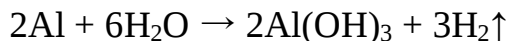
Алюміній – сріблясто-білий легкий метал, добре проводить тепло і електричний струм, пластичний, легко піддається механічній обробці.

На зовнішньому енергетичному рівні атом алюмінію має три електрони. Під час хімічних реакцій алюміній віддає ці три електрони і перетворюється на позитивно заряджений іон Al^{3+} . У всіх сполуках алюміній проявляє ступінь окиснення +3.

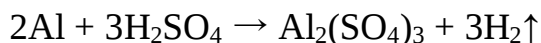
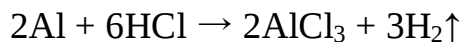
За звичайних умов алюміній легко взаємодіє з **киснем повітря** і вкривається тонкою, але міцною оксидною плівкою Al_2O_3



Оксидна плівка захищає алюміній від подальшого окиснення й дії води. З водою алюміній не взаємодіє навіть при нагріванні. Але, коли оксидну плівку зруйнувати, алюміній енергійно взаємодіє з **водою**, витісняючи водень

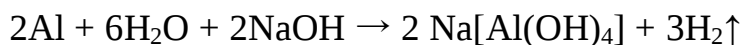


Алюміній легко розчиняється в **хлоридній** і розведений **сульфатній кислотах**:



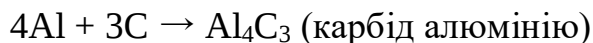
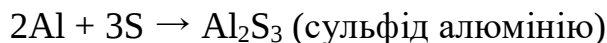
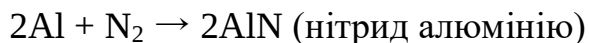
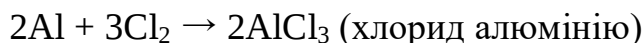
З концентрованою нітратною кислотою за звичайної температури алюміній не реагує. Тому концентровану нітратну кислоту зберігають в алюмінієвому посуді.

Алюміній легко розчиняється у водних розчинах **лугів**, витісняючи водень



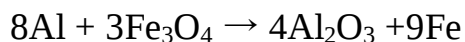
тетрагідроксиалюмінат
натрію

Алюміній реагує з **галогенами, сіркою, азотом, карбоном**



Ці реакції відбуваються при нагріванні.

Алюміній взаємодіє з оксидами більшості металів. Якщо змішати порошки алюмінію та оксиду феруму (II, III) і підпалити, то відбудеться активна реакція:



Ця реакція – промисловий спосіб добування металів з їхніх оксидів.

Спосіб відновлення металів з їх оксидів за допомогою алюмінію називається **алюмінотермією**. Цей спосіб відкрив та вперше застосував для добування металів російський хімік М. М. Бекетов.

Найпоширеніша сполука алюмінію – алюміній оксид Al_2O_3 .

Це біла, дуже тугоплавка нерозчинна у воді речовина. В природі оксид алюмінію зустрічається у вигляді мінералів **корунду** та **глинозему**. Прозорі різновиди корунду забарвлені в червоний (рубін), синій (сапфір) та інші кольори є дорогоцінним камінням. Глинозем використовують як сировину для добування алюмінію.

Алюміній й його сплави широко застосовують в житті людини, завдяки легкості й стійкості до дії повітря та води.

Наприклад, дюралюміній має міцність сталі, але легший від неї в 3 рази.

Завдання 3. Виконайте вправи.

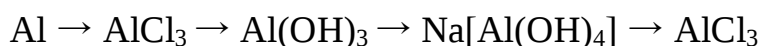
Вправа 1. Відповідайте на запитання.

1. Які природні сполуки алюмінію ви знаєте?
2. Що служить електролітом для добування алюмінію?
3. Які фізичні властивості алюмінію?
4. Де застосовують алюміній і його сплави?

Вправа 2. Яку масу алюмінію необхідно взяти, щоб утворилось 39г хрому з його оксиду Cr_2O_3 ?

Вправа 3. Які хімічні властивості алюмінію. Напишіть рівняння реакцій.

Вправа 4. Напишіть рівняння реакцій перетворень:



Заняття 5. Елементи головної підгрупи VII групи періодичної системи елементів. Галогени. Хлор. Хімічні властивості, добування Хлороводень. Хлоридна кислота

Завдання 1. Слухайте, читайте та повторюйте слова і словосполучення.

домішка, -и	impurity	impureté	ناخالصی	تنباشد
зола	ash	cendre	خاکستر	دامر
бурий, -а, -е, -і	brown	brun	رنگ قهوه ای	أسمر (نول الفحم)
возгонка/сублімація	sublimation	sublimation	تصعيد	دعصت
різкий, -а, -е, -і	brusque	brusque	ناگهانی	دیدش، داد، فیزع
отруєння	poisoning	empoisonnement	مسمومیت	ممسدت
витісняти/витіснити	displace	déplacer	جابجا کردن	درط، حازا، لد لحم ی شد ام
безпосередньо	directly	directement	به طور مستقیم	قرشابه، اسار
неприємний, -а, -е, -і	unpleasant	désagréable	ناخوشایند	ج عزم، میرک
шлунковий сік	gastric juice	suc gastrique	آب معده	قر اصعلا، تیدعما
диміти	smoke	fumée	دود	جرخیا ناخذ

Зверніть увагу!

1. Що (н.в.) взаємодіє з чим (о.в.) з утворенням чого (р.в.).

Хлор взаємодіє з **водою** з утворенням **хлоридної кислоти**.

2. Що (н.в.) розчиняється де = у чому (м.в.) з виділенням чого (р.в.).

Хлороводень розчиняється **у воді** з виділенням **тепла**.

Завдання 2. Слухайте, читайте текст.

Текст

Неметали флуор, хлор, бром, йод, астат складають головну підгрупу VII групи періодичної системи елементів. Вони називаються **галогенами** (що в перекладі з грецької – солероди).

Атоми галогенів на зовнішньому енергетичному рівні мають 7 електронів. Вони легко приєднують по 1 електрону і перетворюються на негативно заряджені йони із зарядом **–1**.

Таблиця 3. Характеристика галогенів

Елемент	Хім. знак	Порядковий номер	Відносна атомна маса	Електронна конфігурація зовнішніх електронних рівнів атомів
Флуор	F	9	18,99	$1s^2 2s^2 2p^5$
Хлор	Cl	17	35,55	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Бром	Br	35	79,9	$4s^2 4p^5$
Йод	I	53	126,9	$5s^2 5p^5$
Астат	At	85	210	$6s^2 6p^5$

Галогени можуть проявляти позитивний ступінь окиснення. В сполуках з киснем галогени, крім флуору, проявляють позитивний ступінь окиснення. Флуор у сполуках завжди має ступінь окиснення **–1**. Галогени мають більш виражені неметалічні властивості. Всі галогени це **p – елементи**.

Галогени – хімічно активні елементи, тому в природі вони зустрічаються лише у складі сполук, виявляючи ступінь окиснення **–1**. (Див. Таблицю с.51).

Як домішки бром і йод входять у вигляді солей лужних металів до складу мінералів, що містять хлор. Сполуки броду та йоду є у морських водоростях. Із попелу цих водорослей добувають йод. В організмі людини міститься близько 20мг йоду.

Галогени одержують за допомогою окисно-відновних реакцій. Окисниками використовують KMnO_4 , MnO_2 , KClO_3 , H_2O_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Фтор добувають електролізом розплавленого калій гідрогенфториду KHF_2 . Бром і йод добувають дією хлору на розчин їхніх солей.

Молекули простих речовин галогенів складаються з двох атомів, зв'язаних неполярним ковалентним зв'язком: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 .

Фтор – газ зеленувато-жовтого кольору. Внаслідок сильного охолодження він перетворюється на рідину.

Хлор – жовто-зелений газ, майже в два з половиною рази важчий за повітря. За звичайних умов в одному об'ємі води розчиняється близько 2,5 об'ємів хлору. Розчин хлору у воді називається хлорною водою. Хлорна вода має зеленуватий колір і запах хлору.

Бром – важка темно-бура рідина. Він легко випаровується, утворюючи червоно-буру пару. Потрапляючи на шкіру людини, бром викликає тяжкі опіки. Він мало розчиняється у воді, краще розчиняється в органічних речовинах: спирті, ефірі.

Йод – тверда кристалічна речовина темно-сірого кольору із слабким металічним блиском. При невеликому нагріванні йод з твердого стану переходить у газоподібний – сублімується. Внаслідок охолодження він з газоподібного стану одразу переходить у твердий стан. Йод малорозчинний у воді, але добре розчиняється в органічних розчинниках.

Усі галогени мають різкий запах, викликають подразнення дихальних шляхів, отруюють організм. Із збільшенням порядкового номера елемента

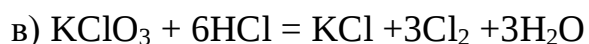
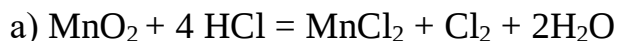
посилюється забарвлення галогенів, підвищується їхня густина, температури плавлення та кипіння.

Хімічна активність галогенів із збільшенням порядкового номера зменшується від фтору до йоду.

Найактивніший галоген – фтор. Він витісняє із сполук хлор, бром і йод. Хлор витісняє із сполук бром і йод. Бром може витіснити із сполук тільки йод. Йод не витісняє із сполук жодного галогену.

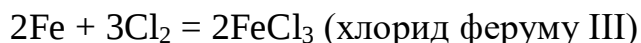
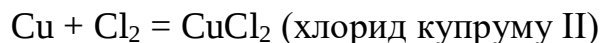
Окисні властивості галогенів від фтору до йоду зменшуються, тому що збільшується число енергетичних рівнів в атомі галогена і збільшується радіус атома.

Хлор. У лабораторії хлор одержують дією окисників на хлоридну кислоту, нагріваючи.

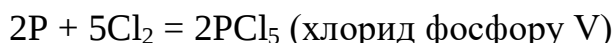
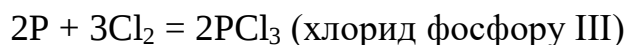


У промисловості хлор добувають електролізом водного концентрованого розчину хлориду натрію.

Хлор – хімічно активний неметал, сильний окисник. Він взаємодіє майже з усіма **металами**

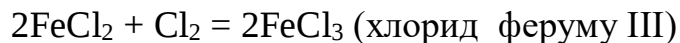
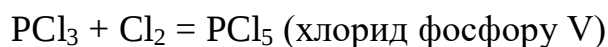


Хлор взаємодіє з багатьма **неметалами**

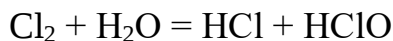


З киснем, азотом і вуглецем хлор безпосередньо не взаємодіє.

Хлор реагує не лjtше з простими, але й **зі складними речовинами**



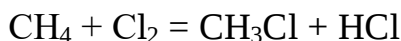
З водою хлор утворює **хлорну воду** – суміш хлоридної (HCl) та хлоратної кислот (HClO)



Хлоратна кислота нестійка, вона розкладається з виділенням атомарного кисню: $\text{HClO} = \text{HCl} + \text{O}$;



Хлор взаємодіє з **органічними речовинами**



Під дією хлору більшість органічних барвників руйнується, перетворюючись на безбарвні речовини. Знебарвлення відбувається лише за наявності води або її пари, що підвищує хімічну активність хлору.

Усі галогени утворюють з воднем газоподібні сполуки

HF – фтороводень,

HCl – хлороводень,

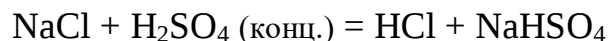
HBr – бромоводень,

HI – йодоводень.

У молекулах цих речовин – ковалентний полярний зв'язок. Галогеноводні – сильні відновники. Під час розчинення їх у воді утворюються галогеноводні кислоти. **Хлороводень HCl** – безбарвний газ з неприємним різким запахом. Він легко розчиняється у воді з виділенням великої кількості теплоти. Розчин хлороводню у воді називається **хлороводневою, хлоридною, або соляною кислотою.**

На повітрі хлороводень димить, оскільки з водяною парою він утворює туман, який складається з дрібних крапельок хлоридної кислоти.

У лабораторії хлороводень одержують під час нагрівання хлориду натрію з концентрованою сульфатною кислотою:

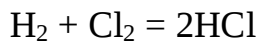


У промисловості хлороводень добувають двома способами:

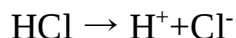
1) дією концентрованої сульфатної кислоти на хлорид натрію при нагріванні:



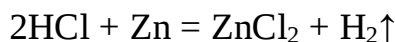
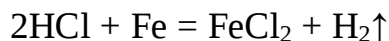
2) безпосереднім сполученням хлору з воднем, спалюючи водень у струмені хлору:



При розчиненні хлороводню у воді утворюється **хлоридна кислота** HCl – безбарвна рідина з різким запахом хлороводню. Вона димить на повітрі. Хлоридна кислота, є сильною одноосновною кислотою. У водному розчині вона дисоціює на йони:



Хлоридна кислота – слабкий окисник. З металами, які розташовані в ряду активності після водню, вона не взаємодіє. **З металами**, які розташовані в ряду активності до водню, хлоридна кислота **взаємодіє** активно з утворенням солі та виділенням водню



Хлоридна кислота взаємодіє

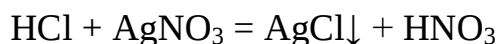
з основними оксидами: $2\text{HCl} + \text{CaO} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

з амфотерними оксидами: $6\text{HCl} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$

з основами: $3\text{HCl} + \text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

із солями: $2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

При взаємодії хлоридної кислоти та її солей з нітратом срібла утворюється білий осад аргентум хлориду, нерозчинний в азотній(нітратній) кислоті:



Це **якісна реакція** на хлорид-іон.

Хлоридна кислота виявляє відновні властивості, що використовують для добування хлору.

Хлоридна кислота входить до складу шлункового соку людей і тварин. Вона необхідна для процесу травлення.

Галогени та їхні сполуки широко застосовують у побуті, медицині та техніці.

Фториди використовують для виготовлення зубних паст. Завдяки флуору, який бере участь у побудові зубної емалі й кісток, запобігають такому захворюванню, як карієс зубів. Флуор є необхідним елементом у процесах обміну речовин у залозах, м'язах і нервових клітинах.

У побуті широке застосування має посуд з тефлоновим покриттям (тефлон – фторовмісна пластмаса).

Фреони, хладони – це технічна назва групи флуорвмісних похідних насичених вуглеводнів, які використовуються в холодильній промисловості і як розпилювачі аерозолей.

Хлор використовується в текстильній промисловості для відбілювання та обробки вовни, як дезінфікуючий засіб питної води та басейнів.

Натрій хлорид використовують як харчову приправу, у виробництві лікарських засобів.

Бром застосовують для виробництва лікарських речовин і ветеринарних препаратів, а солі бромю – для виробництва фотоплівок і деяких барвників.

Йод входить до складу гормонів щитовидної залози, які відіграють дуже важливу роль в обміні речовин. Йод використовують для виготовлення ліків; спиртовий розчин йоду застосовують для знезараження ран.

Завдання 3. Виконайте вправи.

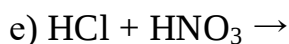
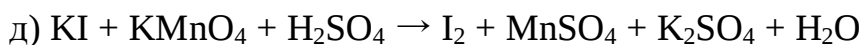
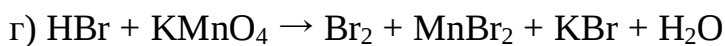
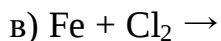
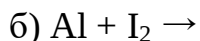
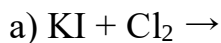
Вправа 1. Дайте відповіді запитання.

1. Розкажіть про положення галогенів у періодичній системі елементів.
2. Назвіть природні сполуки галогенів.

3. Який із галогенів має найбільшу електронегативність?
4. Як змінюються фізичні властивості галогенів зі збільшенням їхнього порядкового номера?
5. Як добувають хлор?
6. Як добувають хлороводень?
7. Де використовують галогени?

Вправа 2. Який об'єм хлору вступить у реакцію з калій йодидом, якщо внаслідок утвориться 25,4г йоду?

Вправа 3. Напишіть рівняння реакцій:



Вправа 4. Дією надлишку сульфатної кислоти на 29,25г хлориду натрію отримали хлороводень та розчинили його у 73г води. Яка масова частка хлороводню в цьому розчині?

Вправа 5. В одній пробірці міститься розчин хлоридної, в другій – сульфатної, а в третій – нітратної кислоти. Як визначити хлоридну кислоту?

Напишіть рівняння реакцій.

Вправа 6. З якими речовинами реагує хлоридна кислота: Na, Fe, Au, SO_2 , $Al(OH)_3$, HNO_3 (конц), $NaNO_3$, PbO_2 ?

Вправа 7. У медицині використовують 10% розчин йоду в спирті. Скільки грамів йоду необхідно взяти, щоб приготувати 200г спиртового розчину йоду?

Заняття 6. Головна підгрупа VI групи періодичної системи елементів.

Сульфур. Сірководень

Завдання 1. Слухайте, читайте та повторюйте слова та словосполучення.

аморфний, -a, -e, -i	amorphous	amorphe	ريغو رولبتم؛ لا يلكش	بی شکل
ромбічна сірка	rhombic sulfur	soufre rhombique	تيربك يرو لڤ ينيعم	گوگرد لوزی
пластична сірка	plastic sulfur	soufre plastique	تيربك ندل	گوگرد پلاستیکی
пірит	pyrite	pyrite	ندعم نوکم نما تيربكلا دیدحلاو	پیریت
залізний колчедан	iron pyrite	pyrite de fer	ديفلس دیدحلا	پیریت آهن
крихкий, -a, -e, -i	fragile	fragile	فصق، شاشه	شکونده
електризувати	electrify	électrifier	برهک	برقی کردن
розтирати/розтерти	rub/ grind	frotter/moudre	كرف، نحت	فرك / طحن
колба, -и	flask	ballon	قروود	فلاسک
прожарювати/ прожарити	roast/roast	rôti/rôti	صمد	کباب کردن
ланцюг, -и	chain	chaîne	تالسلسي ممست ريزنج، قرناد	زنجیر
токсичний, a, -e, -i	toxic	toxique	ي ممست	سمی
самородок	nugget	pépîte	ل بقصر صنعا متيقنت نما باواوشل	ناگت
гипс	gypsum	gypse	سج	گچ

Зверніть увагу!

Що (н.в.) залежно від чого (р.в.) проявляє що (з.в.)

Сірка залежно від умов проявляє або окисні, або відновні властивості.

Завдання 2. Слухайте, читайте текст.

Текст

Сульфур – це елемент головної підгрупи VI групи періодичної системи елементів. На зовнішньому енергетичному рівні атома сульфуру є шість електронів.

Таблиця 4. Деякі властивості сульфуру

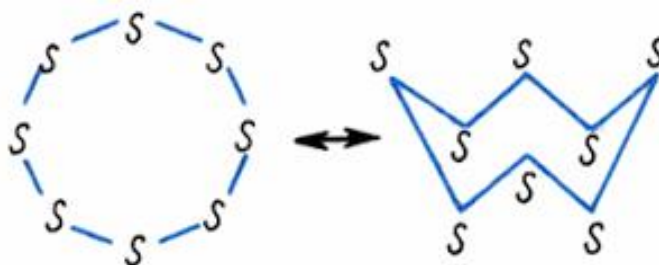
Елемент	Хім. знак	Порядковий номер	Відносна атомна маса	Електронна конфігурація зовнішніх рівнів атомів
Сульфур	S	16	32,064	$2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

У сполуках з металами та гідрогеном (Na_2S , H_2S) сульфур проявляє ступінь окиснення -2 . Найвищий ступінь окиснення сульфору в сполуках з киснем дорівнює $+6$ (SO_3 , H_2SO_4).

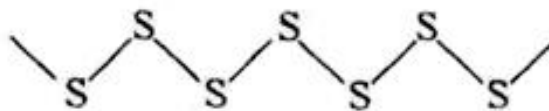
У природі сірка зустрічається у вільному стані у вигляді самородків, а також у вигляді різних сполук (FeS_2 – пірит, або залізний колчедан, PbS – свинцовий блиск (галеніт), ZnS – цинкова обманка, HgS – кіновар), у солях сульфатної кислоти ($\text{CuSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – гіпс, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – глауберова сіль, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – гірка сіль).

Сірка входить до складу білків, тому без неї неможливий розвиток рослин і тварин.

Сірка – тверда речовина жовтого кольору. Вона утворює різні алотропні видозміни: кристалічні модифікації (ромбічна і моноклінна сірка), аморфна (пластична сірка). Ці модифікації сірки мають різні температури плавлення, різну густину, різну будову кристалічної решітки. Молекули ромбічної і моноклінної сірки складаються із восьми атомів сульфору, які утворюють кільце.



В пластичній модифікації атоми сульфору утворюють ланцюг.

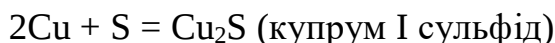


За звичайної температури ромбічна сірка стійка. Вона має властивості неметалу: дуже крихка, не має металічного блиску, не проводить електричний струм. У воді сірка нерозчинна, але розчиняється в сірковуглеці (CS_2), бензолі (C_6H_6).

Сульфур може проявляти ступінь окиснення: -2 , 0 , $+4$, $+6$.

За високої температури сірка взаємодіє з усіма елементами, окрім азоту, золота, платини.

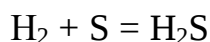
Залежно від умов сірка може проявляти як окисні властивості, так і відновні. При взаємодії з менш електронегативними елементами (металами, воднем, вуглецем, фосфором) сірка проявляє окисні властивості. З деякими металами сірка взаємодіє при нагріванні



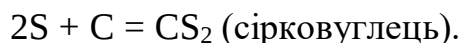
Сірка взаємодіє зі ртуттю (Hg) при звичайній температурі:



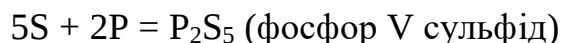
При нагріванні сірки з воднем утворюється сірководень:



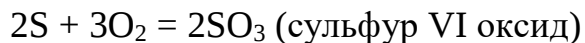
При температурі 900°-1000°C сірка взаємодіє з вуглецем:



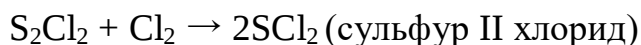
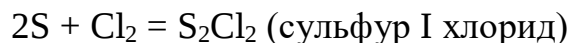
Під час спалювання суміші порошоків сірки та фосфору утворюється сполука фосфору й сульфуру:



При взаємодії з більш електронегативними елементами (кисень, галогени) сірка проявляє відновні властивості. Вона легко реагує з киснем, утворюючи два оксиди:

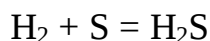


Сірка взаємодіє з галогенами (окрім йоду):

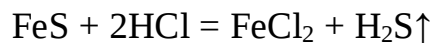


Сірководень завжди утворюється під час гниття залишків рослинних і тваринних організмів. Він міститься у вулканічних газах, у водах мінеральних джерел. Формула сірководню H_2S . Атоми сульфуру і гідрогену в молекулі зв'язані ковалентним полярним зв'язком. У сірководні сульфур проявляє ступінь окиснення -2 .

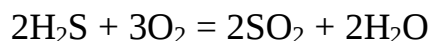
Сірководень можна отримати взаємодією сірки й водню (повільно пропускаючи водень в пробірку з киплячою рідкою сіркою):



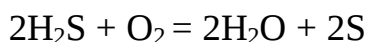
У лабораторії сірководень добувають в апараті Кіпа дією хлоридної кислоти на ферум ІІ сульфід:



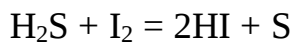
Сірководень – безбарвний газ з неприємним запахом, трохи важчий за повітря, розчинний у воді. Розчин сірководню у воді називається **сульфідною кислотою**. Сірководень отруйний, вдихання великої кількості сірководню спричиняє смерть. Сірководень сильний відновник. На повітрі він горить блакитним полум'ям. При повному згоранні сірководню утворюються сульфуру (IV) оксид і вода



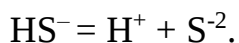
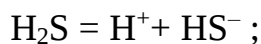
При неповному згорянні сірководню в умовах нестачі кисню утворюється сірка



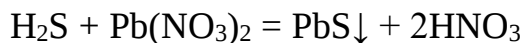
Сірководень легко окислюється галогенами (бромна та йодна вода) з виділенням сірки:



Розчин сірководню у воді – дуже слабка двохосновна кислота, яка дисоціює ступінчасто з утворенням гідроген сульфід-іонів HS^- і сульфід-іонів S^{2-}



При взаємодії плюмбум (II) нітрату з розчином сірководню утворюється чорний осад плюмбум (II) сульфід PbS:



Розчинна сіль плюмбуму є реактивом на сульфідну кислоту та її розчинні солі.

Сірку використовують для добування сульфатної кислоти, для боротьби з шкідниками рослин, для виготовлення косметичних кремів і лікарських препаратів. Воду сірководневих джерел застосовують у медицині.

Завдання 3. Виконайте вправи.

Вправа 1. Відповідайте на запитання.

1. В якому вигляді зустрічається сірка в природі?
2. Які фізичні властивості сірки ви знаєте?
3. Які властивості проявляє сірка в реакціях з металами?
4. Які властивості проявляє сірка в реакціях з киснем і галогенами?
5. Де зустрічається сірководень у природі?
6. Як добувають сірководень у лабораторії ?
7. Де використовують сірку?

Вправа 2. Скільки грамів сірки і магнію необхідно взяти, щоб отримати 122г сульфиду магнію?

Вправа 3. Скільки літрів сірководню (н.у.) можна отримати дією хлоридної кислоти на 8,8г ферум II сульфиду?

Вправа 4. Через розчин, який містить 5г натрій гідроксиду, пропустили 10г сірководню. Яка сіль і в якій кількості утвориться?

Вправа 5. Що є реактивом на сульфідну кислоту та її розчинні солі? Напишіть рівняння реакцій.

Заняття 7. Оксиди сульфуру. Сульфатна кислота та її солі.

Завдання 1. Слухайте, повторюйте, читайте слова та словосполучення.

олеум	oleum	oléum	ضماڤ اڤتير بڤلا عيشما	اوليوم
туман	fog	brouillard	بابضد	مه
залізний купорос	iron sulphate	sulfate de fer	جازلا رضڤلا	سولفات آهن
мідний купорос	copper sulfate	sulfate de cuivre	جازلا قرزلا	سولفات مس
квасці (галуни)	leaven (braiding)	levain (tressage)	قڤام عيشلا، بشد	مخمر
гігроскопічний -a,-e,-i	hygroscopic	hygroscopique	ببطرئسم	رطوبت سنج
в'язкий, -a,-e,-i	viscous	visqueux	جزلان دله مواقمو دشلا	چسبناک
тара	container	récipient	غرافه	ظرف
сталевий, -a,-e,-i	steel	acier	يذلاوف	فولاد
обвуглювати/обвуглити	carbonize /char	carboniser	محف	کربن شدن
контактний спосіб	contact method	méthode de contact	تقيرط تيسملا	روش تماس

Зверніть увагу!

1. Що (н. в.) проявляє себе чим (яким) (о.в.) як

Концентрована **сульфатна кислота** проявляє себе сильним **окисником**.

Завдання 2. Читайте текст.

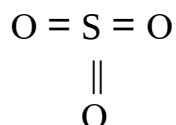
Текст

Сульфур утворює два оксиди: сульфур (IV) оксид SO₂ і сульфур (VI) оксид SO₃.

Структурна формула сульфур (IV) оксид



Структурна формула сульфур (VI) оксид

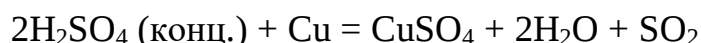


Атоми сульфуру та киснену в молекулі зв'язані ковалентним полярним зв'язком. У лабораторії сульфур (IV) оксид можна отримати двома способами:

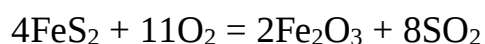
1. Дією хлоридної або сульфатної кислоти на солі сульфїтної кислоти



2. Дією концентрованої сульфатної кислоти на мідь при нагріванні



У промисловості сульфур (IV) оксид отримують шляхом прожарювання на повітрі сульфїдів металів:



Сульфур (IV) оксид – це газ без кольору з різким запахом. Він є кислотним оксидом, розчиняється у воді з утворенням сульфітної кислоти

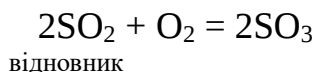


Сульфур (IV) оксид взаємодіє

з основними оксидами: $\text{CaO} + \text{SO}_2 = \text{CaSO}_3$ (сульфіт кальцію)

з основами: $2\text{NaOH} + \text{SO}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_3$ (сульфіт натрію)

У **сульфур (IV) оксиді** сульфур має проміжний ступінь окиснення. Тому залежно від умов він може проявляти як окисні, так і відновні властивості. За наявності каталізаторів сульфур (IV) оксид поєднує кисень (окислюється) з утворенням сульфур (VI) оксид



За наявності сильних відновників сульфур (IV) оксид виявляє властивості окисника: $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{S}$

окисник

У цій реакції сульфур (IV) оксид відновлюється, а сірководень окислюється. Сульфур (IV) оксид застосовують для виробництва сульфатної кислоти, для відбілювання, дезинфекції.

Сульфур (VI) оксид SO_3 – це безбарвна рідина з температурою кипіння 45°C . Він проявляє властивості кислотних оксидів. Енергійно реагує з **водою**, утворюючи сульфатну кислоту. Ця реакція відбувається з виділенням значної кількості теплоти: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 392,8 \text{ кДж}$

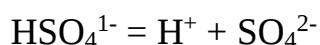
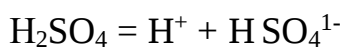
Сульфур (VI) оксид добре розчиняється в концентрованій сульфатній кислоті. Цей розчин називається **олеумом**.

Добувають сульфур (VI) оксид окисненням сульфур (IV) оксиду киснем повітря за наявності каталізатора.

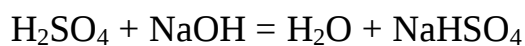
Безводна сульфатна кислота H_2SO_4 – важка, безбарвна, оліїста рідина, без кольору і запаху. Концентрована сульфатна кислота містить близько 96% H_2SO_4 і 4% води.

Концентрована сульфатна кислота активно поглинає водяний пар з повітря, добре розчиняється у воді. Розчинення сульфатної кислоти у воді супроводжується виділенням великої кількості теплоти. Тому, готуючи розчин, необхідно обережно **вливати сульфатну кислоту у воду**, постійно перемішуючи розчин.

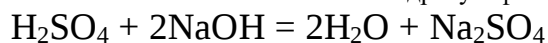
Розбавлена сульфатна кислота – це сильна двохосновна кислота, яка дисоціює ступінчасто



Розбавлена сульфатна кислота проявляє властивості сильної кислоти. При взаємодії з **основами** утворюються кислі та середні солі

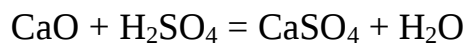


натрій
гідросульфат

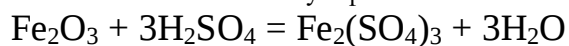


натрій
сульфат

Сульфатна кислота реагує з **оксидами металів** (основними і амфотерними) утворюючи сіль і воду

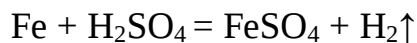


кальцій
сульфат



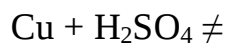
ферум III
сульфат

Розбавлена сульфатна кислота реагує з **металами**, які розташовані в ряду активності металів **до водню**, з утворенням солі та виділенням водню



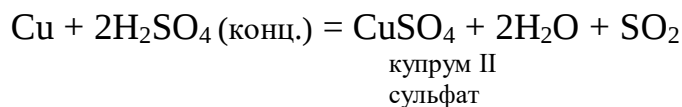
ферум II
сульфат

З металами, які розташовані в ряду активності металів після водню, розбавлена сульфатна кислота **не реагує**



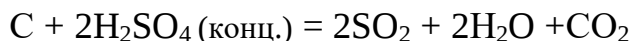
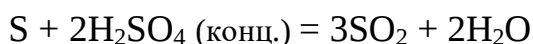
Концентрована сульфатна кислота слабо дисоціює на йони і проявляє себе сильним окисником. Вона обвуглює органічні речовини (цукор, папір, деревину), викликає опіки шкіри.

При нагріванні взаємодіє майже з усіма **металами** (крім Pt, Au), але водень в цих реакціях не виділяється

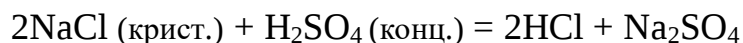


За звичайної температури концентрована сульфатна кислота не реагує з залізом, тому її можна зберігати і перевозити у сталій тарі.

При нагріванні концентрована сульфатна кислота активно реагує з деякими **неметалами**, наприклад, з сіркою і вуглецем:



Концентрована сульфатна кислота нелетка. Цю властивість використовують для добування хлоридної, нітратної та інших кислот в лабораторії:



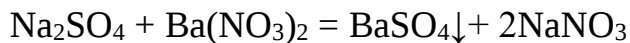
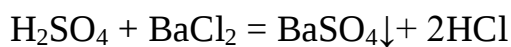
У промисловості сульфатну кислоту добувають контактним способом в три стадії:

1. Добування сульфур (IV) оксиду;
2. Окиснення сульфур (IV) оксиду сульфур (VI) оксиду.;
3. Добування сульфатної кислоти.

Сульфатна кислота широко використовується для виготовлення мінеральних добрив, фарбників, штучних волокон, пластмаси, лікарських та вибухових речовин, застосовується для очищення нафтопродуктів, для виробництва летучих кислот, для висушування речовин.

Більшість солей сульфатної кислоти добре розчиняються у воді.

При взаємодії сульфатної кислоти або її розчинних солей з хлоридом чи нітратом барію утворюється білий осад – барій сульфат



Йон Ba^{2+} служить реактивом на йон SO_4^{2-} .

Завдання 3. Виконайте вправи.

Вправа 1. Відповідайте на запитання.

1. Як отримують сульфур (IV) оксид?
2. Де використовують сульфур (IV) оксид?
3. Які хімічні властивості сульфур (IV) оксиду?
4. Які фізичні властивості сульфур (VI) оксиду?
5. Які фізичні властивості сульфатної кислоти?
6. Що служить реактивом на сульфатну кислоту та її солі?

Вправа 2. Напишіть рівняння реакцій, в які вступають:

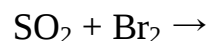
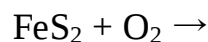
- а) сульфур (IV) оксид;
- б) розбавлена сульфатна кислота;
- в) концентрована сульфатна кислота.

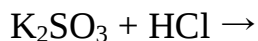
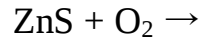
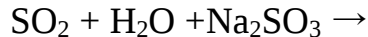
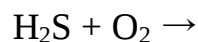
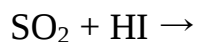
Вправа 3. Визначте масу натрій сульфату, необхідну для отримання 11,2 л сульфур (IV) оксиду.

Вправа 4. До двох моль натрій гідроксиду додали два молі сульфатної кислоти. Яка сіль утворилась? Визначте масу цієї солі.

Вправа 5. Скільки грамів сульфатної кислоти можна отримати із 400 т піриту (FeS_2), який містить 45% сульфуру?

Вправа 6. Напишіть рівняння можливих реакцій:





Заняття 8. Головна підгрупа V групи періодичної системи.

Нітроген. Аміак. Солі амонію

Завдання 1. Слухайте, читайте слова та словосполучення.

нижчий, -а, -е, -і	lower	inférieur	أدنى	پایین تر
вищий, -а, -е, -і	higher	plus haute	أعلى	بالأثر
інший, -а, -е, -і	another	un autre	آخر	یکی دیگر
нітрид, -и	nitride	nitrure	نیتريد	نیتريد
фракційна перегонка	fractional distillation	distillation fractionnée	التقطير التجزيئي	تقطير جزء به جزء
нашпирний спирт	ammonia	ammoniac	الأمونيا	امونیاک
сублімація	sublimation	sublimation	تسامي	تصعيد
осідати/осісти	settle	régler	تسوية	حل كن

Зверніть увагу!

1. **Що (н.в.) осідає на чому (де) (м.в.)**

Хлорид амонію осідає на холодних стінках пробірки.

Завдання 2. Читайте текст.

Текст

Нітроген і фосфор – елементи головної підгрупи V групи періодичної системи елементів. Це **p**-елементи.

Таблиця 5. Деякі властивості нітрогену і фосфору

Елемент	Хім. знак	Порядковий номер	Відносна атомна маса	Електронна конфігурація зовнішніх електронних рівнів атомів
Нітроген	N	7	14,0067	$2s^2 2p^3$

Фосфор	P	15	30,9738	$2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
--------	---	----	---------	-----------------------

На зовнішньому енергетичному рівні атоми нітрогену і фосфору мають по 5 електронів. Тому в сполуках з гідрогеном і металами нітроген і фосфор мають нижчий ступінь окиснення **-3**, вищий ступінь окиснення **+5** (у сполуках з киснем).

Молекулярний азот складає 78% повітря за об'ємом. Молекула азоту складається з двох атомів нітрогену, з'єднаних ковалентним неполярним зв'язком.

Чистий азот – це безбарвний газ, без смаку та запаху, погано розчиняється у воді. Азот трохи легший за повітря. Під час сильного охолодження під високим тиском азот перетворюється на рідину з температурою кипіння $-195,8^{\circ}\text{C}$.

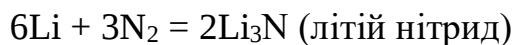
Структурна формула азоту $\text{N} \equiv \text{N}$

Між атомами нітрогену – дуже міцний потрійний зв'язок. Для його розриву необхідно витратити велику кількість енергії:



Тому за звичайних умов азот малоактивний.

За кімнатної температури він взаємодіє тільки з **літієм**, утворюючи літій нітрид:



З іншими металами азот сполучається за високої температури, також з утворенням нітридів: $2\text{Al} + \text{N}_2 = 2\text{AlN}$ (алюміній нітрид)

Під час горіння металів на повітрі, крім оксидів металів, утворюються нітриди. З **киснем** азот безпосередньо сполучається лише за дуже високої температури

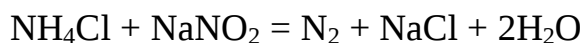
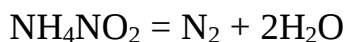


За високих температури та тиску, наявності каталізатора азот взаємодіє з **воднем**, утворюючи амоніак (*аміак*)

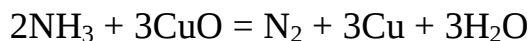


У лабораторії азот одержують двома способами:

1. Під час нагрівання амоній нітриту або суміші концентрованих розчинів натрій нітриту та амоній хлориду



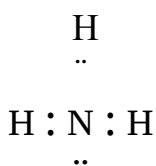
2. Під час розкладу амоніаку (*аміаку*) над купрум ІІ оксидом



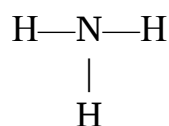
У промисловості азот добувають фракційною перегонкою повітря. Повітря переводять в рідкий стан, а потім випарюють азот.

Азот використовують для наповнення електричних ламп. В хімічній промисловості його використовують для добування амоніаку (*аміаку*). Пари рідкого азоту викликають сильне охолодження, що застосовують у холодильних установках.

Амоніак (*аміак*) NH_3 – безбарвний газ з різким запахом, майже вдвічі легший за повітря. За температури $-33,4^\circ\text{C}$ і звичайного тиску він перетворюється на прозору рідину. Амоніак легко розчиняється у воді: в одному об’ємі води за кімнатної температури розчиняється близько 700 об’ємів амоніаку. Розчин амоніаку (*аміаку*) у воді називають **аміачною водою** або **нашатирным спиртом**.



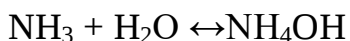
електронна формула



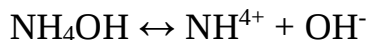
структурна формула

В амоніаку нітроген проявляє ступінь окиснення -3 .

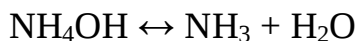
Під час розчинення амоніаку у воді утворюється слабка основа – амоній гідроксид



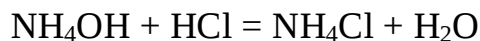
У незначній мірі амоній гідроксид дисоціює на йони:



Амоній гідроксид існує тільки у водних розчинах. Під час нагрівання він розкладається на амоніак і воду:



Амоній гідроксид **взаємодіє з кислотами**, утворюючи сіль і воду:

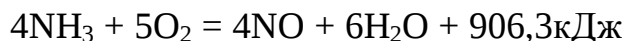


амоній
хлорид

Солі амонію можна добути безпосередньо взаємодією амоніаку з кислотами

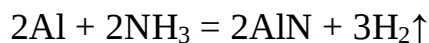


За наявності каталізаторів, наприклад, платини, оксидів феруму чи хрому, амоніак **взаємодіє з киснем**, утворюючи нітроген II оксид і водяну пару:

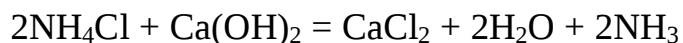


Таку реакцію окиснення амоніаку на платиновому каталізаторі застосовують для виробництва нітратної кислоти.

За високої температури амоніак **взаємодіє з металами**, утворюючи нітрид металу та водень:



У лабораторії амоніак одержують дією лугів на солі амонію:



Промисловий синтез амоніаку полягає в безпосередньому сполученні азоту з воднем:

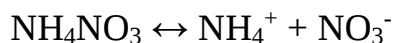
$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3 + 92,4 \text{ кДж}$$

Цей процес відбувається за наявності каталізатора (залізо з домішками оксидів калію та алюмінію) та за високого тиску (20265 – 101325кПа) і температури (500° – 600°C).

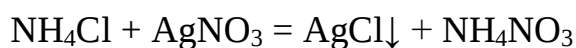
У природі амоніак (*аміак*) утворюється під час гниття органічних залишків. Амоніак використовують для добування солей амонію, нітратної кислоти, азотних добрив, барвників і лікарських речовин.

Рідкий аміак використовують у холодильних машинах для створення штучного холоду. Водні розчини аміаку широко застосовують у медицині й побуті.

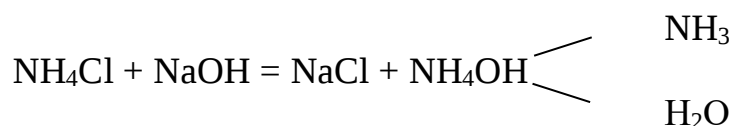
Солі амонію за хімічними властивостями дуже подібні до солей лужних металів. Це кристалічні речовини, легко розчинні у воді. Вони є сильними електролітами, які у водних розчинах практично повністю дисоціюють на іони



Солі амонію вступають в **реакцію обміну** з іншими солями :



Під час взаємодії солей амонію з лугами утворюється амоній гідроксид, який легко розкладається на амоніак і воду



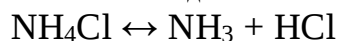
Це якісна реакція на солі амонію. Якщо під час нагрівання солі з лугом утворюється амоніак (*аміак*), який визначають за запахом або за зміною забарвлення червоного лакмусового папірця, значить, це – сіль амонію.

Під час нагрівання багато солей амонію розкладаються з утворенням аміаку. Якщо нагріти хлорид амонію в пробірці, то він піддається сублімації. Сублімація хлорид амонію не фізичний процес, а зворотна хімічна реакція з утворенням аміаку і хлороводню: $\text{NH}_4\text{Cl} \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{HCl}$

Під час охолодження хлороводень і аміак утворюють сполуку хлорид амонію, яка осідає на охолоджених стінках пробірки



охолодження



нагрівання

Завдання 3. Виконайте вправи.

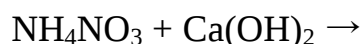
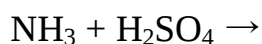
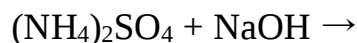
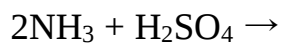
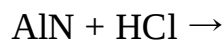
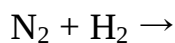
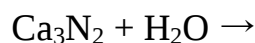
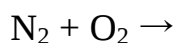
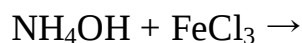
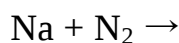
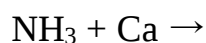
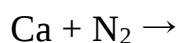
Вправа 1. Відповідайте на запитання.

1. Які фізичні властивості має азот?

2. В які хімічні реакції вступає азот?
3. Де використовують азот?
4. Які фізичні властивості має амоніак (аміак)?
5. Які молекули та іони є у водному розчині амоніаку?
6. Як добувають амоніак?
7. Де використовують амоніак?
8. Яка реакція є якісною на солі амонію?

Вправа 2. Із яких трьох простих речовин внаслідок трьох послідовних реакцій можна отримати хлорид амонію ? Напишіть рівняння цих реакцій

Вправа 3. Напишіть рівняння реакцій :



Заняття 9. Нітратна кислота та її застосування.

Добування нітратної кислоти та її солей

Завдання 1. Слухайте, читайте нові слова та словосполучення.

волога	moisture	humidité	مرطوب	متبوتر
царська вода	royal water	eau royale	آب سلطنتی	اكتوف تير صيق
тліючий, -а, -е, -і	smoldering	fumant	داغ شدن	رمجت، تفحم (قارتحا نودب لهب)
скипидар	turpentine	essence de térébenthine	سقز	تيز انينتبرتلا
виразка, -и	ulcer	ulcère	زخم	محرقة
селітра, -и	saltpeter	salpêtre	نمکدان	لکيتوز لاض ماحلاما لمعتستة قد مساک
бурий, -а, -е, -і	brown	brun	رنگ قهوه ای	أسمر (نول الفحم)

перегонка, -и	distillation	distillation	ريڤكت، ريطقت	تقطير
змішати/ змішувати	to mix/mix	mélanger/mélanger	طلخ	درامیختن
зіткнення	collision	collision	سملات، سامت	برخورد

Зверніть увагу!

3. **Що (н.в.) змішується з чим (о.в.) = з чим (о.в.) змішується що (н.в.).**

Нітратна кислота змішується з водою.

2. **Під час зіткнення з чим (о.в.)**

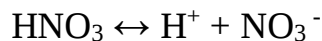
Під зіткнення з нітратною кислотою.

Завдання 2. Слухайте і читайте текст.

Текст

Чиста нітратна кислота HNO_3 – безбарвна рідина з характерним запахом. Температура її кипіння 86°C . Нітратна кислота летка, «димить» на повітрі. Її пари з вологою повітря утворюють крапельки туману. З водою нітратна кислота змішується в будь-яких співвідношеннях.

Нітратна кислота – це сильна одноосновна кислота. У водному розчині вона повністю дисоціює на йони:



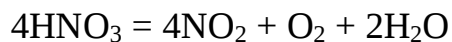
Нітратна кислота взаємодіє:

з основними оксидами: $\text{MgO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

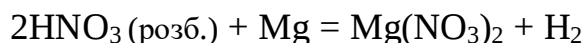
з основами: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

з солями: $\text{BaCO}_3 + 2\text{HNO}_3 = \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Під дією світла, під час нагрівання нітратна кислота розкладається на нітроген (IV) оксид, кисень і воду:



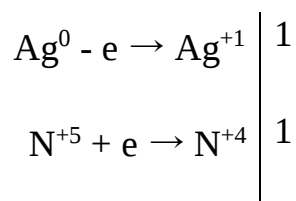
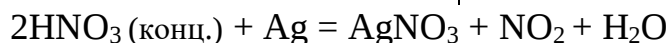
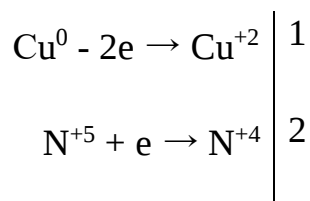
Нітратна кислота – сильний окисник. Під час взаємодії нітратної кислоти з **металами** водень не виділяється: він окиснюється, утворюючи воду. Тільки магній може витіснити водень із розбавленої нітратної кислоти:



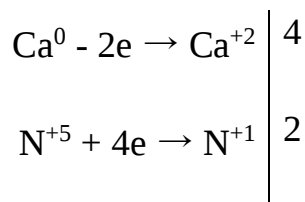
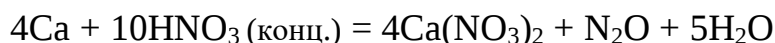
Залежно від концентрації кислоти й активності металу нітратна кислота відновлюється до: NO_2 , NO , N_2O , N_2 або NH_3 , який з HNO_3 утворює сіль NH_4NO_3 .

Концентрована нітратна кислота **НЕ** діє на залізо (Fe), хром (Cr), алюміній (Al), платину (Pt), золото (Au), іридій (Ir), тантал (Ta).

Під час її взаємодії з іншими **важкими металами** внаслідок реакції виділяється **NO_2** :

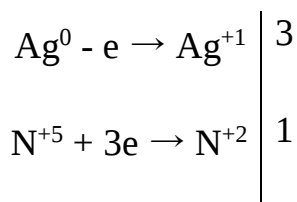
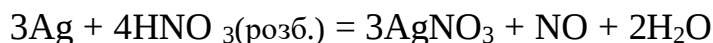


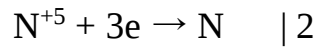
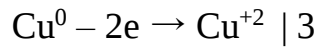
Під час взаємодії **концентрованої** нітратної кислоти з **лужними** і **лужноземельними металами** утворюється **N_2O** :



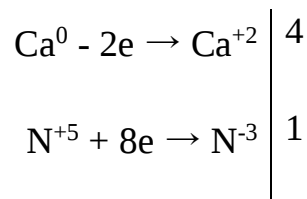
Розбавлена нітратна кислота **НЕ** реагує з платиною (Pt), золотом (Au), родієм (Rh), іридієм (Ir), танталом (Ta).

Під час взаємодії **розбавленої** нітратної кислоти з **важкими металами** утворюється **NO** :



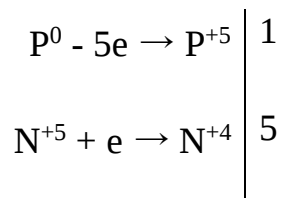
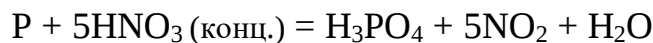
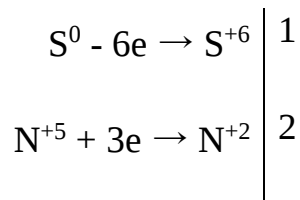
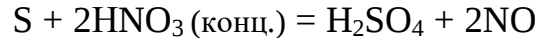


Під час взаємодії **розбавленої** нітратної кислоти з **лужними** та **лужноземельними металами**, а також з оловом (**Sn**) і залізом (**Fe**) утворюється **NH₄NO₃**:

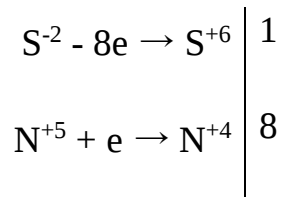
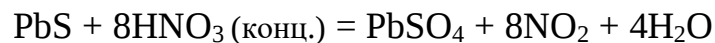


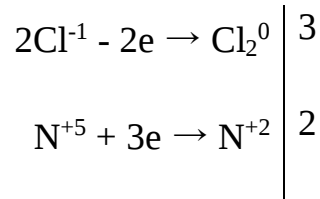
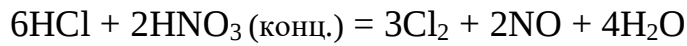
Нітратна кислота **взаємодіє** з багатьма **неметалами**.

Концентрована нітратна кислота окиснює сірку до сульфатної кислоти, фосфор до фосфатної кислоти



Нітратна кислота окиснює складні речовини:

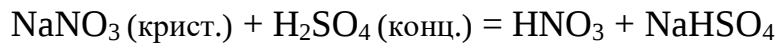




Суміш одного об'єму концентрованої нітратної кислоти та трьох об'ємів концентрованої хлоридної кислоти називається царською водою (царською горілкою). У царській воді розчиняються майже всі метали, зокрема платина (Pt) і золото (Au).

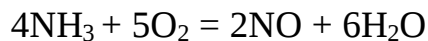
На шкірі людини від нітратної кислоти утворюються жовті плями. Якщо не змити кислоту зі шкіри водою, то утворяться виразки.

У лабораторії нітратну кислоту **добувають** дією на її солі концентрованої сульфатної кислоти:

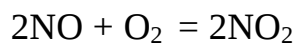


У промисловості нітратну кислоту **добувають** аміачним способом в три етапи:

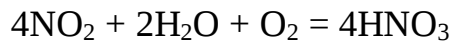
1) окиснення амоніаку на платиновому каталізаторі



2) окиснення нітроген (III) оксиду



3) поглинання NO_2 водою в присутності кисню



Нітратну кислоту застосовують у виробництві мінеральних добрив, лікарських препаратів і вибухових речовин, барвників, пластмас, штучних волокон, як окисник у реактивних двигунах.

Завдання 3. Виконайте вправи.

Вправа 1. Відповідайте на запитання:

1. Які фізичні властивості має нітратна кислота?
2. Як добувають нітратну кислоту:

- а) у лабораторії;
- б) у промисловості.

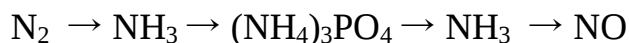
3. Де застосовують нітратну кислоту?

Вправа 2. Скільки 63% нітратної кислоти можна отримати із 3,4 кг нітрату натрію?

Вправа 3. Напишіть рівняння реакцій, в які вступає:

- а) розбавлена нітратна кислота;
- б) концентрована нітратна кислота.

Вправа 4. Напишіть рівняння перетворень:



Заняття 10. Карбон. Хімічні властивості. Карбонатна кислота

Завдання 1. Слухайте, читайте та повторюйте слова і словосполучення.

алотропні видозміни	allotropic modifications	modifications allotropiques	ریغتی عوذي لصاآ	تغییرات آلوتروپیک
карборунд	corborundum	corborundum	بكرم: دنار وبرك اكیلسا نوبركلا	كوربروند
електрична піч	electric oven	four électrique	دقوم ي نابرهك	اجاق برقی
випічка	baking	pâtisserie	ن یحطلا اهیكر تي فل خدیة معطا: بت انجمع	پختن

Зверніть увагу!

1.Що (н.в.) зустрічається у вигляді чого (р.в.)?

У вільному стані **карбон** зустрічається у вигляді **двох алотропних видозмін: графіту і алмазу.**

Завдання 2. Слухайте і читайте текст.

Текст

Карбон – це елемент головної підгрупи IV групи періодичної системи. На зовнішньому енергетичному рівні атома карбону є 4 електрони. У сполуках з гідрогеном карбон може проявляти ступінь окиснення **–4**. Вищий ступінь окиснення карбону в сполуках з киснем **+4**.

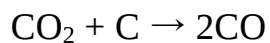
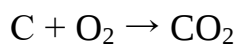
У природі карбон зустрічається у вільному стані й у вигляді сполук. Карбон входить до складу живої матерії як основний структурний елемент усіх органічних речовин. У вільному стані карбон зустрічається в природі у вигляді двох алотропних видозмін: алмазу та графіту. Це тверді речовини з атомною кристалічною ґраткою, які відрізняються між собою будовою кристалів і фізичними властивостями.

Карбон у будь-якій алотропній видозміні не має ні запаху, ні смаку, тугоплавкий і не розчиняється в звичайних розчинниках.

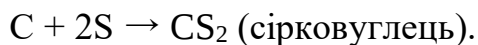
За звичайної температури карбон хімічно малоактивний. Під час нагрівання він **взаємодіє** з багатьма речовинами – **киснем, сіркою, азотом, металами, оксидами металів**. Карбон безпосередньо сполучається зі **фтором** (з іншими галогенами не взаємодіє):



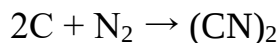
Під час взаємодії з **киснем** він утворює два оксиди – карбон (II) оксид CO та карбон (IV) оксид CO₂.



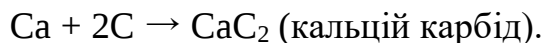
За температури 900° – 1000° карбон сполучається з **сіркою**:



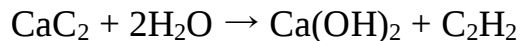
Внаслідок пропускання електричного дугового розряду між двома графітовими електродами в атмосфері азоту утворюється ціан (CN₂):



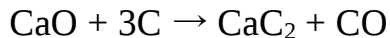
Під час взаємодії карбону з **металами** утворюються карбіди:



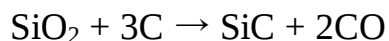
Внаслідок взаємодії з водою карбіди металів гідролізуються:



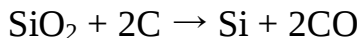
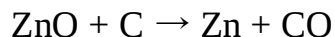
Карбіди утворюються також під час взаємодії карбону з **оксидами**:



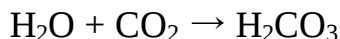
При відновленні SiO_2 карбоном в електричній печі добувають карбід кремнію (корборунд) SiC – дуже тверду, тугоплавку і хімічно стійку речовина:



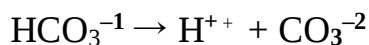
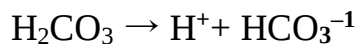
Карбон – сильний відновник. Взаємодіючи з **оксидами, карбон** відновлює елементи до вільного стану:



Карбонатна (вугільна) кислота H_2CO_3 – нестійка сполука, яка може існувати лише в розведеному водному розчині :



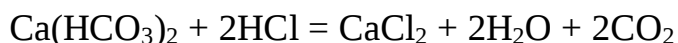
Це слабка двоосновна кислота. У водному розчині вона дисоціює ступінчасто:



Карбонатна кислота **взаємодіє з оксидами та гідроксидами** лужних (група ІА) та лужноземельних (група ІІА) металів. **Середні солі** карбонатної кислоти називають **карбонатами** (Na_2CO_3 –натрій карбонат, CaCO_3 – кальцій карбонат).

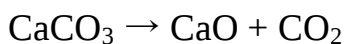
Кислі солі карбонатної кислоти – **гідрокарбонати** (гідрогенкарбонати) (NaHCO_3 – натрій гідрокарбонат).

Карбонати лужних металів та амонію, всі гідрокарбонати розчиняються у воді, підлягають гідролізу. Карбонати інших металів у воді не розчиняються. Під дією сильних кислот на солі карбонатної кислоти виділяється карбон (IV) оксид:



Взаємодію солей карбонатної кислоти з сильними кислотами використовують для визначення карбонатів та гідрокарбонатів серед інших солей.

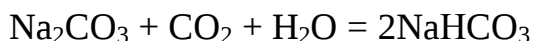
Внаслідок нагрівання всі солі карбонатної кислоти, крім солей лужних металів, **розкладаються** з виділенням карбон (IV) оксид:



Під час нагрівання гідрокарбонати лужних металів перетворюються на карбонати:



Якщо пропустити карбон (IV) оксид через водний розчин натрій карбонату, то карбонат перетвориться на гідрокарбонат :



Натрій гідрокарбонат NaHCO_3 – питна сода, застосовується в медицині, хлібопекарстві, у виробництві штучної мінеральної води, для зарядки вогнегасників.

Завдання 3. Виконайте вправи.

Вправа 1. Відповідайте на запитання:

1. В якому вигляді карбон зустрічається в природі?
2. Які алотропні видозміни карбону ви знаєте?
3. Які солі утворює карбонатна кислота?
4. Як визначають карбонатну кислоту та її солі?

5. Де застосовують солі карбонатної кислоти?

Вправа 2. Який об'єм карбон (IV) оксиду утвориться під час нагрівання 21г натрій гідрокарбонату?

Вправа 3. Напишіть характерні для карбону реакції.

Вправа 4. Напишіть рівняння реакцій між карбоном і

а) ферум (III) оксидом;

б) барій оксидом.

Вправа 5. Напишіть хімічні формули карбонатів і гідрокарбонатів:

а) амонію,

б) барію.

Заняття 11. Контрольна робота № 5

Додаток

Таблиця 1. Електрохімічний ряд активності металів

← окислювальна здатність збільшується										відновна здатність збільшується →								
Li	Cs	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Ag	Hg	Au
-3,04	-3,01	-2,92	-2,87	-2,71	-2,37	-1,66	-1,18	-0,76	-0,74	-0,44	-0,25	-0,14	-0,13	0,00	+0,34	+0,80	+0,85	+1,50
Li ⁺	Cs ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	2H ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Au ³⁺

Таблиця 2. Важливі мінерали, в яких містяться деякі метали

Елемент	Мінерал	Формула
Літій	Сподумен	LiAl(SiO ₃) ₂
Натрій	Чилійська селітра	NaNO ₃
	Кам'яна сіль	NaCl
	Криоліт	Na ₃ AlF ₆
Калій	Карналіт	KClMgCl ₂ ·6H ₂ O
	Селітра	KNO ₃
	Сильвін	KCl
Берилій	Берил	Be ₃ Al ₂ (SiO ₃) ₆
Магній	Магнезит	MgCO ₃
	Доломіт	MgCO ₃ CaCO ₃
Кальцій	Вапняк	CaCO ₃
	Гіпс	CaSO ₄ · 2H ₂ O
	Флюорит(плавиковий шпат)	CaF ₂
	Фторапатит	CaF ₂ 3Ca ₃ (PO ₄) ₂
Стронцій	Целестин	SrSO ₄
	Стронціаніт	SrCO ₃
Барій	Барит	BaSO ₄
	Вітерит	BaCO ₃
Ферум	Гематит	Fe ₂ O ₃
	Магнетит	Fe ₃ O ₄

Періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва

ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ

періоди	ряди	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII					
1	1	H 1.00797 Гідроген						(H)	2 He 4.0026 Гелій					
2	2	Li 6.94 Літій	3 Be 9.01218 Берилій	4 B 10.81 Бор	5 C 12.011 Карбон	6 N 14.0067 Нітроген	7 O 15.999 Оксиген	8 F 18.9984 Флуор	9 Ne 20.17 Неон					
3	3	Na 22.98977 Натрій	11 Mg 24.305 Магній	12 Al 26.98154 Алюміній	13 Si 28.086 Силіцій	14 P 30.974 Фосфор	15 S 32.06 Сульфур	16 Cl 35.453 Хлор	17 Ar 39.94 Аргон					
4	4	K 39.098 Калій	19 Ca 40.08 Кальцій	20 Sc 44.9559 Скандій	21 Ti 47.90 Титан	22 V 50.9415 Ванадій	23 Cr 51.996 Хром	24 Mn 54.9380 Манган	25 Fe 55.84 Ферум	26 Co 58.9332 Кобальт	27 Ni 58.70 Нікель	28		
	5	29 Cu 63.54 Купрум	30 Zn 65.38 Цинк	31 Ga 69.72 Галій	32 Ge 72.50 Германій	33 As 74.9216 Арсен	34 Se 78.9 Селен	35 Br 79.904 Бром	36 Kr 83.804 Криптон					
5	6	Rb 85.467 Рубідій	37 Sr 87.62 Стронцій	38 Y 88.9059 Ітрій	39 Zr 91.22 Цирконій	40 Nb 92.9064 Ніобій	41 Mo 95.94 Молибден	42 Tc 98.9062 Технецій	43 Ru 101.0 Рутеній	44 Rh 102.9055 Родій	45 Pd 106.4 Паладій	46		
	7	47 Ag 107.8682 Аргентум	48 Cd 112.41 Кадмій	49 In 114.82 Індій	50 Sn 118.60 Станум	51 Sb 121.70 Стибій	52 Te 127.6 Телур	53 I 126.9045 Йод	54 Xe 131.29 Ксенон					
6	8	Cs 132.90547 Цезій	55 Ba 137.33 Барій	56 La* 138.905 Лантан	57 Hf 178.4 Гафній	58 Ta 180.647 Тантал	59 W 183.8 Вольфрам	60 Re 186.207 Реній	61 Os 190.2 Осмій	62 Ir 192.2 Іридій	63 Pt 195.08 Платина	64		
	9	79 Au 196.9665 Аурум	80 Hg 200.5 Меркурій	81 Tl 204.383 Талій	82 Pb 207.2 Плюмбум	83 Bi 208.9804 Бісмут	84 Po 209.9871 Астат	85 At 209.9871 Астат	86 Rn 222.0176 Радон					
7	10	Fr 223.0197 Францій	87 Ra 226.0254 Радій	88 Ac** 227.028 Актиній	89 Rf 261 Резерфордій	90 Db 262 Дубній	91 Sg 263 Сиборгій	92 Bh 262 Борій	93 Hs 265 Хасій	94 Mt 266 Мейтнерій	95 Ds 271 Дармштадтій	96		
Вищі оксиди		E ₂ O	EO	E ₂ O ₃	EO ₂	E ₂ O ₅	EO ₃	E ₂ O ₇	EO ₄					
Леткі водневі сполуки					EH ₄	EH ₃	H ₂ E	HE						
*ЛАНТАНОЇДИ	58 Ce 140.12 Церій	59 Pr 140.9077 Празеодим	60 Nd 144.2 Неодим	61 Pm 145 Прометій	62 Sm 150.4 Самарій	63 Eu 151.96 Європій	64 Gd 157.2 Гадоліній	65 Tb 158.925 Тербій	66 Dy 162.5 Диспрозій	67 Ho 164.93 Гольмій	68 Er 167.2 Ербій	69 Tm 168.9342 Тулій	70 Yb 173.0 Іттербій	71 Lu 174.967 Лютецій
	90 Th 232.0381 Торій	91 Pa 231.0359 Протактиній	92 U 238.02 Уран	93 Np 237.0482 Нептуній	94 Pu 244.0642 Плутоній	95 Am 243.0614 Америцій	96 Cm 247.0703 Кюрі	97 Bk 247.0703 Берклій	98 Cf 251.0796 Каліфорній	99 Es 252.0828 Ейнштейній	100 Fm 257.0951 Фермій	101 Md 258.097 Менделєвій	102 No 259.1009 Нобелій	103 Lr 260.1054 Лоуренсій
**АКТИНОЇДИ														

Навчальне видання

Наталія Кушпіль, Тетяна Криворучко

Неорганічна хімія

Навчальний посібник для іноземних студентів

Друкується в авторській редакції
Коректура авторська