

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА.....	4
1. НЕМЕТАЛИ.....	5
1.1 Загальні хімічні властивості неметалів.....	9
1.2 Характеристика хімічних властивостей оксидів неметалічних елементів.....	10
1.3 Гідрати (гідратні форми) оксидів неметалічних елементів.....	11
1.4 Галогени.....	16
1.5 Неметали VI групи. Оксиген. Сульфур.....	25
1.6 V група, головна підгрупа.....	39
2. МЕТАЛИ.....	57
2.1 Особливості будови атомів металічних елементів.....	57
2.2 Загальні властивості металів.....	60
2.3 Хімічні властивості металів.....	62
2.4 Сплави.....	64
2.5 Загальні способи добування металів.....	65
ЛІТЕРАТУРА.....	81

ПЕРЕДМОВА

Хімія – одна із фундаментальних наук, яка покладена в основу сучасної освіти. Хімія належить до числа природничих наук, які вивчають світ, який оточує нас з усією різноманітністю форм та явищ. Хімічні знання значною мірою формуються на основі фізичних і, у свою чергу, становлять основу для формування біологічних і екологічних знань. У своїй сукупності ці взаємопов'язані види знань дають змогу зрозуміти сучасну наукову картину світу.

Методичні вказівки для дистанційного навчання курсі «Неорганічна хімія» для слухачів підготовчого відділення складаються з двох великих розділів: «Неметали» та «Метали».

Кожна тема складається з лекцій, практичних занять та тестових завдань для самоперевірки. Лекції призначені для того, щоб в стислій формі викласти теоретичні основи даної теми, обсяг якої регламентується програмою зовнішнього незалежного оцінювання з хімії.

Практичні заняття – пропонуються розв'язання типових задач, які зустрічаються у матеріалах зовнішнього незалежного оцінювання. Приклади підібрані за принципом від простого до складного, щоб слухачі заочного відділення змогли зрозуміти загальні методичні принципи їх розв'язання.

Тестові завдання для самоконтролю складені таким чином, що дозволяють слухачам здійснювати перевірку навчальних досягнень з вивченої теми.

Контроль самостійної роботи слухачів заочної форми навчання полягає у використанні дистанційних методів, які передбачають застосування сучасних інформаційно-комунікаційних засобів організації контролю, а саме:

- поетапне відправлення слухачем підготовчого відділення виконаних завдань контрольної роботи та отримання зауважень від викладача в режимі «оф-лайн» скрізь мережу Інтернет;
- виконання завдань самостійної роботи безпосередньо в режимі «он-лайн» скрізь мережу Інтернет за допомогою «Moodle»;
- спілкування (консультації) викладача за слухачем в режимі «оф-лайн» і «он-лайн» скрізь Інтернет у заздалегідь визначені дати та години, що може передбачати як відповіді на запитання слухачів щодо окремих тем, пунктів завдань, так і сумісне обговорення найбільш складних тем теоретичного матеріалу, контрольних робіт, тощо.

У випадку, якщо слухач має накопичену суму балів поточного контролю менше 60% від максимально можливої суми – 100 балів, він не допускається до підсумкового контролю.

Форма підсумкового контролю – іспит.

1. НЕМЕТАЛИ

Із офіційно зареєстрованих на сьогодні 118 елементів, типових неметалічних елементів всього 25. У періодичній системі елементів вони розташовані у верхньому правому куті трикутника, основою якого є лінія, що сполучає Бор з Астатом, а у вершині, протилежній основі трикутника, розміщено Флор. Елементи VIII – А групи є інертними газами, їх також відносять до неметалічних елементів.

		s^1 s^2					
		H He					
		p^1 p^2 p^3 p^4 p^5 p^6					
		B	C	N	O	F	Ne
			Si	P	S	Cl	Ar
			Ge	As	Se	Br	Kr
				Sb	Te	I	Xe
						At	Rn
							Og

Рис. 1

На відміну від металів, для неметалів скоріше характерна відмінність, ніж спільність фізичних властивостей.

Найбільше спільного неметалічні елементи мають щодо розташування у періодичній системі хімічних елементів і заповнення електронами зовнішнього електронного шару атомів, так неметалічні елементи здебільшого розміщуються в кінці періодів, виняток становлять 1 і 7 періоди. Кількість електронів на зовнішньому рівні у їхніх атомах дорівнює номеру групи. Усі неметалічні елементи розташовані виключно в головних підгрупах періодичної системи хімічних елементів і є *s*- та *p*-елементами.

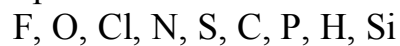
У хімічних взаємодіях атоми металічних елементів тільки віддають електрони, а неметалічних – прагнуть прийняти електрони, але можуть і віддавати, залежно від того з якими атомами сполучаються.

У періодах здатність неметалічних елементів до приєднання електронів зростає зі збільшенням кількості електронів на зовнішньому енергетичному рівні. Наприклад, у третьому періоді вона найменша у Силіцію (4 електрони на зовнішньому енергетичному рівні) і найбільша у

Хлору (7 електронів на зовнішньому енергетичному рівні), тобто, в міру наближення до інертного хімічного елемента здатність приєднувати електрони, яких не вистачає до утворення завершеного 8-електронного зовнішнього рівня, зростає.

Атоми неметалічних елементів однієї групи мають однакове число електронів на зовнішньому енергетичному рівні, а здатність до приєднання електронів зумовлена величиною радіуса атома: чим менший радіус атома, тим більшою є його здатність приєднувати електрони та міцніше утримувати власні. Зі збільшенням радіуса активність неметалів, навпаки, зменшується. Оскільки радіус атома збільшується зі збільшенням порядкового номера (протонового числа) хімічного елемента, то неметалічні елементи, розташовані на початку підгрупи, активніші ніж ті, що розташовані після них. Так, атоми Оксигену порівняно з атомами Сульфуру активніше приєднують 2 електрони, яких не вистачає до завершення зовнішнього електронного шару.

Неметали – типові окисники, оскільки їх атоми для завершення зовнішнього електронного шару легко приєднують електрони, число приєднаних електронів дорівнює різниці між числом 8 і номером групи (виняток Гідроген – 1 електрон на зовнішньому енергетичному рівні і Гелій, у якого 2 електрони). Найактивніше приєднує електрон атом Фтору, друге місце за цією здатністю посідає Оксиген, загалом ця здатність неметалічних елементів зумовлена їх електронегативністю, тому слід користуватися рядом електронегативності неметалічних елементів:



Спільним для неметалічних елементів одного періоду є посилення неметалічних властивостей зі збільшенням порядкового номеру, а для елементів однієї підгрупи – послаблення; утворення летких сполук з Гідрогеном однакової загальної формули.

Неметалічні елементи утворюють прості речовини – неметали. Для всіх неметалів характерні атомні або молекулярні кристалічні ґратки, зокреми й для простих речовин, утворених напівметалічними елементами.

Будова речовин зумовлює більшість фізичних властивостей, спільних для неметалів:

- мають переважно невисокі температури плавлення та кипіння, газоподібні неметали – водень, кисень, азот за нормальних умов киплять при температурі близько -200°C ; тверда речовина йод при нагріванні сублимується – відразу переходить з твердого стану у газоподібний; ромбічна сірка плавиться при температурі $+160^{\circ}\text{C}$, а одна з алотропних видозмін карбону – алмаз – має температуру плавлення понад $+3000^{\circ}\text{C}$;

- не проводять електричний струм, більшість неметалів – діелектрики, деякі, наприклад, кремній – напівпровідник, вуглець – провідник;

- у твердому агрегатному стані крихкі та непластичні;

- багато неметалів мають характерне забарвлення, окрім напівметалів, що мають металічний блиск;

- розчинність у воді не є характерною властивістю неметалів, вони здебільшого в ній нерозчинні, найкращу розчинність мають галогени, зокрема розчин бром у воді називається бромною водою.

Бінарні сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном виявляють різну розчинність у воді: найбільшу розчинність має амоніак NH_3 (утворюючи амоній гідроксид NH_4OH), розчиненням у воді HF , HCl , HBr , HI , H_2S , H_2Se , H_2Te , одержують безокисенові кислоти, а метан CH_4 та силан SiH_4 у воді дуже погано розчиняється.

Неметалічні елементи утворюють з Оксисеном кислотні оксиди – в одних оксидах вони мають максимальний ступінь окиснення, що дорівнює номеру групи, наприклад, SO_3 , N_2O_5 , Cl_2O_7 , в інших – нижчий, наприклад, SO_2 , N_2O_3 , Cl_2O . Кислотним оксидам відповідають кислоти, сильнішою є кислота, в якій атом неметалічного елемента має вищий ступінь окиснення: нітратна кислота HNO_3 сильніша за нітритну HNO_2 , сульфатна кислота H_2SO_4 сильніша за сульфатну H_2SO_3 .

Хоча відомо 25 неметалічних елементів, простих речовин – неметалів існує значно більше, це зумовлено тим, що атоми одного хімічного елемента можуть утворювати дві або більше простих речовин, різних за будовою та властивостями. Це явище називається алотропією, а прості речовини – алотропними видозмінами.

Деякі хімічні елементи утворюють лише одну просту речовину, наприклад, галогени та інертні гази, але більшість елементів у природі утворюють декілька алотропних видозмін.

Атоми Оксигену утворюють дві прості речовини – кисень O_2 і озон O_3 . Озон можна добути у спеціальному приладі – озонаторі, невеликі порції озону утворюються із кисню повітря під час грози – перебіг реакції забезпечується наявністю електричних разрядів. Утворенням озону супроводжується окиснення смоли хвойних дерев, це надає повітрю хвойних лісів особливого запаху.

Карбон можна назвати рекордсменом за числом утворених ним алотропних видозмін. У природі Карбон зустрічається у вигляді двох алотропних видозмін – алмазу і графіту, ці речовини відрізняються між собою будовою кристалічних ґраток. В алмазі по відношенню до будь-якого атома Карбону чотири інших, розташованих по сусідству, перебувають у вершинах правильного тетраедра і зв'язки розташовані під кутом $108^\circ 28'$, зв'язки цьому в алмазі всі зв'язки рівноцінні, а відстані між атомами – однакові. Кристал алмазу являє собою єдиний каркас із атомів Карбону – саме тому він має надзвичайну твердість. В алмазі всі валентні електрони атомів Карбону беруть участь в утворенні зв'язків, тому він не проводить електричний струм.

У кристалі графіту атоми Карбону розташовуються окремими шарами, у межах одного шару атоми об'єднані у шестиатомні кільця. У площині шару кожен атом Карбону оточений трьома сусідніми атомами й зв'язки направлені один до одного під кутом 180° , на це кожен атом затрачає по 3 електрони, і лишається по одному електрону на утворення ковалентних зв'язків з атомами сусіднього шару. Ці зв'язки слабкіші за зв'язки в межах одного шару, і мають вдвічі більшу довжину, тому графіт легко розщеплюється на лусочки, і при натисканні на графітовий стрижень олівця шар графіту лишається на папері.

Так званий аморфний вуглець – сажа, деревне вугілля – не належать до самостійних алотропних видозмін Карбону, а є дуже дрібними різно зорієнтованими кристаликами графіту.

Інші відомі алотропні видозміни Карбону – це карбін, фулерени, графен тощо.

Карбін – штучно одержана з ацетилену алотропна видозміна Карбону, за зовнішнім виглядом – це чорний дрібнокристалічний порошок, схожий на графіт. Карбін має лінійну будову, атоми Карбону в ньому сполучені в ланцюги або подвійними, або потрійними й одинарними по черзі зв'язками.



Фулерен – ще одна алотропна молекулярна видозміна Карбону.

Молекули фулеренів являють собою сфери або еліпсоїди, складені з п'яти – і шестикутників, утворених атомами Карбону, вони нагадують сферичні конструкції. Найстійкіший фулерен складається зі сферичних молекул C_{60} , що за формою нагадує футбольний м'яч, поверхня молекул яких складається з п'яти – і шестикутників, утворених атомами Карбону, усередині молекули порожні.

Фосфор утворює декілька простих речовин, з алотропних видозмін найважливішими є білий фосфор P_4 , червоний фосфор $(P_4)_n$, чорний фосфор P_n , металічний фосфор.

Білий фосфор має молекулярні кристалічні ґратки з тетраедричними молекулами P_4 у вузлах, безбарвна речовина, дуже отруйна.

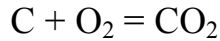
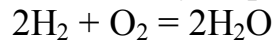
Червоний фосфор складається з полімерних молекул $(P_4)_n$ різної довжини, крихкий, має атомні кристалічні ґратки.

Чорний фосфор складається з безперервних ланцюгів Фосфору, має атомні кристалічні ґратки, чорна речовина з металічним блиском.

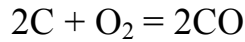
1.1 Загальні хімічні властивості неметалів

У хімічному відношенні більшість неметалів є активними речовинами, вони утворюють бінарні сполуки з металами та іншими неметалами.

1. Взаємодія неметалів з киснем з утворенням оксидів.

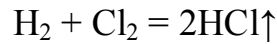


карбон(IV) оксид



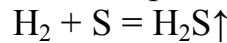
карбон(II) оксид

2. Взаємодія неметалів із воднем належить до окисно-відновлювальних реакцій, утворюються леткі (газоподібні чи рідкі) бінарні сполуки з Гідрогеном.



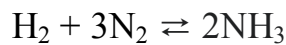
гідроген хлорид, або хлороводень

Водний розчин хлороводню є хлоридною кислотою.



гідроген сульфід, або сірководень

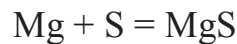
Водний розчин гідроген сульфіду виявляє хімічні властивості кислот, сульфідна кислота належить до слабких електролітів.



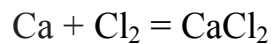
амоніак (аміак)

3. Взаємодія неметалів з металами, утворюються солі

t°



магній сульфід



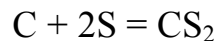
кальцій хлорид

t°

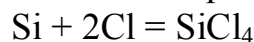


алюміній карбід

4. Взаємодія неметалів з іншими неметалами.



карбон(IV) сульфід

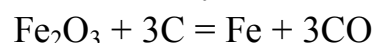


силіцій(IV) хлорид

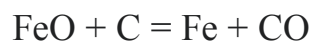
5. Відновні властивості водню й вуглецю в реакціях з оксидами металічних елементів.

а) Відновлення вуглецем відбувається за високої температури

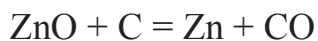
t°



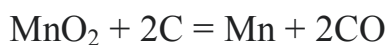
t°



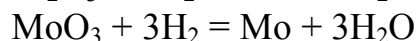
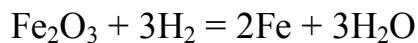
t°



t°

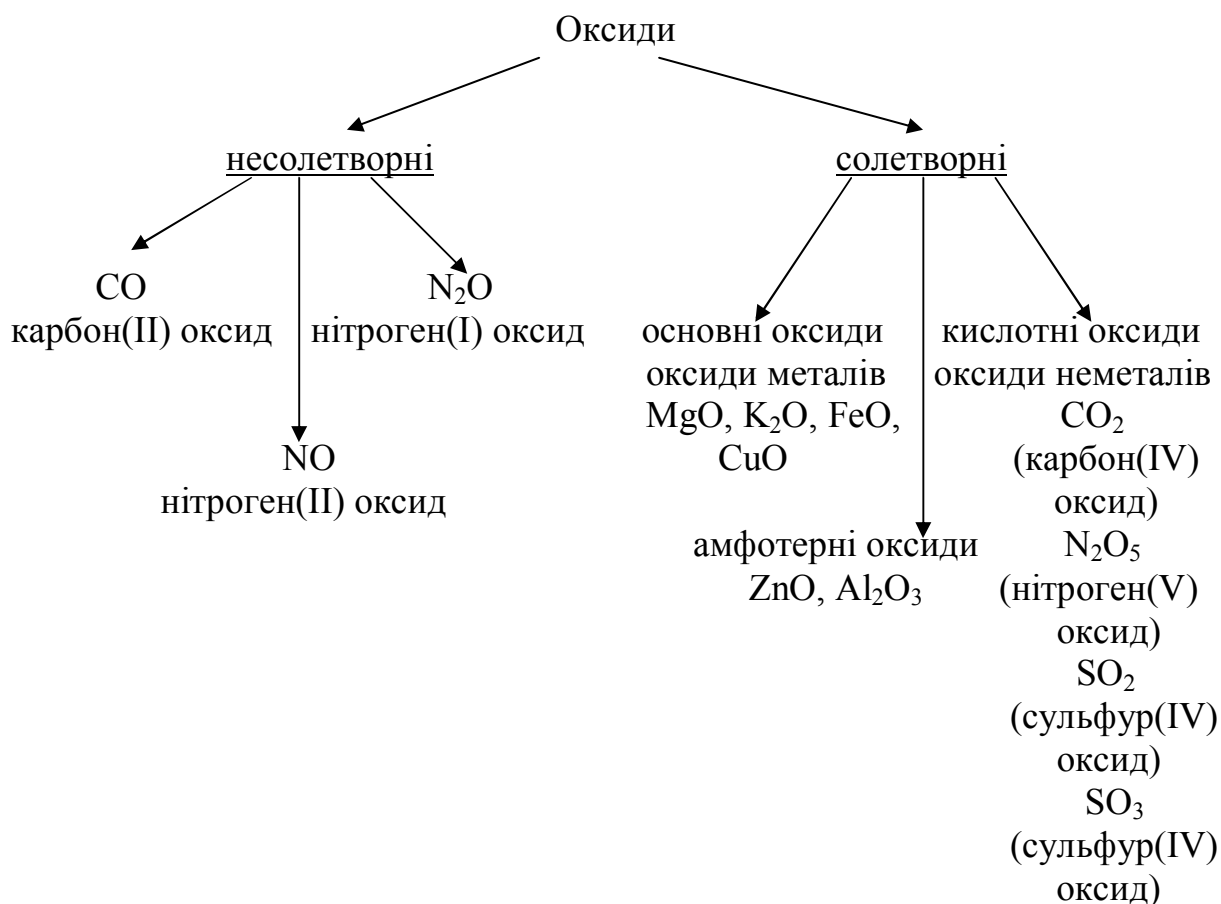


б) відновлення воднем



1.2 Характеристика хімічних властивостей оксидів неметалічних елементів

За загальною класифікацією оксидів на солетворні і несолетворні оксиди неметалічних елементів зустрічаються і серед перших і серед других.

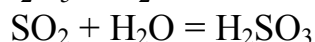


Всі солетворні оксиди неметалічних елементів мають кислотний характер, їх гідратами є кислоти. В усіх оксидах атоми неметалічних елементів мають позитивний ступінь окиснення, винятком є сполука з Флуором F_2O , в якій ступінь окиснення Оксигену дорівнює +2. Залежно від ступеня окиснення неметалічного елемента, можуть існувати оксиди

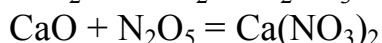
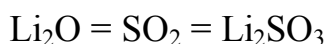
різного кількісного складу, наприклад, для Нітрогену відомі оксиди: N₂O нітроген(I) оксид, NO нітроген(II) оксид, N₂O₃ нітроген(III) оксид, NO₂ нітроген(IV) оксид, N₂O₅ нітроген(V) оксид.

Солетворні оксиди неметалічних елементів проявляють спільні властивості кислотних оксидів:

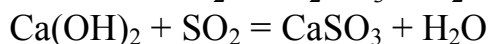
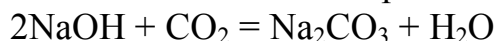
1) з водою утворюють кислоти



2) з основним оксидом утворюють сіль кислоти, яка відповідає оксидові

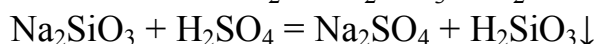
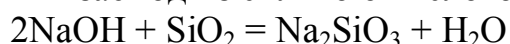


3) з лугами утворюють сіль кислоти, яка відповідає оксидові (має з ним однаковий ступінь окиснення кислототворного елемента).



1.3 Гідрати (гідратні форми) оксидів неметалічних елементів

Зважаючи на те, що солетворні оксиди неметалічних елементів належать до кислотних оксидів, гідратами цих оксидів є оксигеновмісні кислоти. Кислоти одержують здебільшого взаємодією відповідного оксиду з водою, виняток становить силікатна кислота оскільки силіцій(IV) оксид з водою не взаємодіє. Силікатну кислоту у такому випадку можна добути лише одним способом – спершу одержати розчинну сіль силікатної кислоти, а тоді піддати її взаємодії з сильною кислотою:



Характеристика хімічного елемента Гідроген

Гідроген – перший елемент Періодичної системи. На зовнішньому енергетичному рівні в атомів Гідрогену лише один електрон, тому валентність Гідрогену в сполуках дорівнює одиниці. Електронегативність Гідрогену становить 2, 20, тому в сполуках з іншими неметалічними елементами він виявляє ступінь окиснення +1, а в сполуках із металічними - -1. Атоми Гідрогену утворюють одну стійку алотропну видозміну – водень Н₂.

Поширеність Гідрогену

Гідроген – найпоширеніший елемент у Всесвіті. Він становить близько 70% маси Сонця й інших зірок. Оскільки Гідроген найлегший з

усіх елементів, то така гігантська маса утворена величезною кількістю атомів цього елемента. Із кожних 100 атомів, що є у Всесвіті, 93 – це атоми Гідрогену.

Імовірно, колись Гідроген у вигляді простої речовини H_2 був у складі атмосфери Землі. Але через свою легкість і леткість він залишив атмосферу, тому сьогодні частка Гідрогену в повітрі поблизу поверхні планети надзвичайно мала (весь водень повітря накопичується переважно у верхніх шарах атмосфери, де його вміст сягає 90%).

Атоми Гідрогену становлять 0,76% МАСИ землі і містяться у складі багатьох сполук. Найважливішою сполукою Гідрогену на Землі є вода.

Нукліди Гідрогену

Атом Гідрогену – найпростіший з усіх атомів. Його ядро складається лише з одного протона. Цей найпоширеніший нуклід Гідрогену називають Протієм на відміну від Дейтерію – іншого нукліда Гідрогену, в ядрі якого міститься 1 протон і 1 нейтрон. Дейтерій трапляється в природі в дуже невеликій кількості: 3 1000 атомів Гідрогену лише 8 атомів Дейтерію. Проте його навчилися виділяти для потреб ядерної енергетики. Дейтерій має власний символ D. Найвідомішою хімічною сполукою, у якій міститься Дейтерій, є важка вода D_2O .

У ядерних реакціях утворюється ще один нуклід гідрогену – Тритій, у ядрі якого 1 протон і 2 нейтрони. Тритій (хімічний символ T) радіоактивний і в природі не трапляється.

Отже, найбільш відомі нукліди Гідрогену: 1_1H (або просто H), 2_1H (або D), 3_1H (або T). Останнім часом також добуто важчі нукліди Гідрогену з масами від 4 до 8.

Електронна будова та місце Гідрогену в Періодичній системі

Електронний підрівень 1s вміщає не більше двох електронів, отже, атому Гідрогену достатньо приєднати або втратити один електрон, щоб досягти стійкої електронної конфігурації:

$H - 1e^- \rightarrow H^+$ - позитивний йон Гідрогену (в електронній оболонці відсутні електрони);

$H + 1e^- \rightarrow H^-$ - негативний йон Гідрогену ($1s^2$).

Перша схема ілюструє спорідненість Гідрогену з елементами I групи, які легко віддають єдиний зовнішній електрон і утворюють позитивні йони (Li^+ , Na^+ , K^+ тощо).

Друга схема свідчить про подібність Гідрогену до елементів VII групи, яким не вистачає одного електрона для завершення зовнішньої

оболонки і які легко приймають чужий електрон з утворенням йонів (F^- , Cl^- , Br^- тощо).

Типовими неметалічними властивостями Гідроген більш подібний до елементів VII групи (Флуор, Хлор тощо). Але Гідроген не є *p*- елементом і в сполуках частіше виявляє ступінь окиснення +1. Тому його перебування в групі інших *s*- елементів – активних відновників – також має сенс. Через це Гідроген часто поміщають у I групу Періодичної таблиці, а в VII групі повторюють його символ у дужках. Утім, існують і такі видання Періодичної таблиці, де основним місцем Гідрогену є саме VII група. Але IUPAC рекомендує розташувати Гідроген саме в I групі Періодичної таблиці.

Фізичні властивості водню

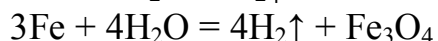
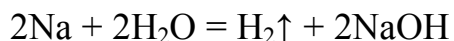
Водень був відкритий ще в XVII столітті Генрі Кавендішем.

- Водень H_2 – за звичайних умов безбарвний газ, без смаку та запаху;
- $t_{пл.} = -259^\circ C$, $t_{кип.} = -253^\circ C$;
- водень – неполярна речовина, тому майже не розчиняється у воді (18,8 мл на 100 г), через що його можна збирати методом витіснення води;
- добре розчиняється в багатьох хімічно малоактивних металах, найбільше – у паладії (850 л водню в 1 $дм^3$ металу);
- газуватий водень у 14,5 разів легший за повітря;
- рідкий водень – рухома рідина з густиною $0,07 г/см^3$.

За дуже високого тиску (5 млн атм) водень перетворюється на іншу алотропну видозміну з металічними кристалічними ґратками – металічний водень. Такий водень був добутий 2017 року у фізичній лабораторії Гарвардського університету під керівництвом Сільвери. Вважають, що у великих кількостях металічний водень міститься всередині планет – газових гігантів, наприклад, Юпітера.

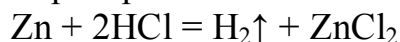
Методи добування водню

1) Взаємодія металів із водою. Метали, розташовані в ряду активності ліворуч від водню, витісняють водень із води. Найактивніші метали (до магнію в ряду активності) реагують за звичайних умов, а інші – за нагрівання, а саме під час пропускання гарячої водяної пари крізь розпечені металеві щурки:



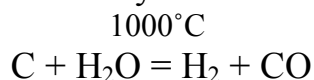
Реакція між залізом і водяною парою за нагрівання має історичне значення – на початку доби повітроплавання її використовували для наповнення воднем повітряних куль.

2) Взаємодія металів із кислотами. Метали, розташовані в ряду активності ліворуч від водню, витісняють водень із розчинів кислот. Реакцію між цинком і хлоридною кислотою найчастіше використовують для добування водню в лабораторії:



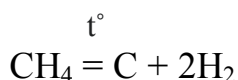
Замість цинку в реакції з кислотою можна використовувати інші недорогі метали, наприклад, залізо, олово, магній.

3) Взаємодія води з вугіллям. Водень утворюється під час взаємодії гарячої водяної пари з розпеченим вугіллям:

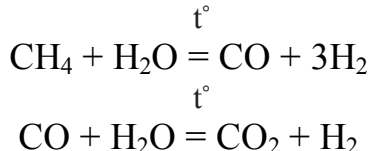


Ця реакція є основою промислового способу добування водню. Водяну пару пропускають над розжареним добіла коксом (вугіллям, яке нагрівається без доступу повітря). У результаті утворюється суміш карбон(II) оксиду з воднем, яку називають водяним газом.

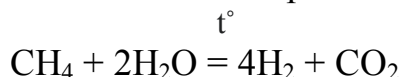
4) Розкладання метану. Водень утворюється під час сильного нагрівання метану:



5) Парова конверсія метану. У промисловості водень добувають переважно з метану, додаючи до нього за високої температури перегріту водяну пару:



Сумарно ці процеси можна записати рівнянням:



Суміш газів охолоджують і промивають водою під тиском. При цьому вуглекислий газ розчиняється, а малорозчинний у воді водень йде на промислові потреби.

6) Електроліз води. Часто водень у промисловості добувають електролізом води:



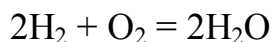
Але через витрати великої кількості електрики цей спосіб досі дорогий і поширений менше, ніж високотемпературна реакція коксу або метану з водою.

Хімічні властивості водню

Гідроген – один із рекордсменів за числом різноманітних утворених сполук. Серед них переважна кількість – це сполуки Гідрогену з Карбоном,

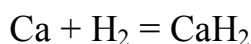
які вивчає органічна хімія. Але й неорганічні сполуки Гідрогену дуже різноманітні.

- Горіння. Водень активно згоряє на повітрі й у кисні з утворенням води:



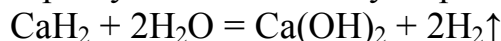
Суміш водню з киснем у співвідношенні 2 : 1 називають гримучим газом, який є дуже вибухонебезпечним. Тому робота з воднем вимагає заходів безпеки для запобігання можливості вибуху. Перед використанням водню в лабораторії його обов'язково необхідно перевірити на чистоту.

- Взаємодія з металами. Водень взаємодіє з багатьма металами за нагрівання. Сполуки металів із Гідрогеном називають гідридами. Це тверді речовини з йонними кристалічними ґратками. У реакціях із металами водень є окисником:



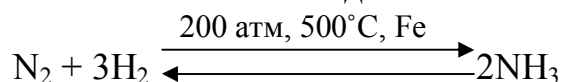
кальцій гідрид

Гідриди бурхливо реагують із водою з утворенням гакуватого водню:

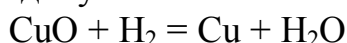


Більшість металів, які не взаємодіють із воднем (Pt, Pd тощо), розчиняють його: молекули водню розташовуються між атомами в кристалічних ґратках металів.

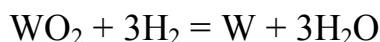
- Взаємодія з неметалами. Водень реагує з багатьма неметалами, у цих реакціях він є відновником. Реакції з галогенами (крім йоду) відбуваються дуже активно, іноді з вибухом. З-поміж реакцій неметалів із воднем однією з найважливіших є взаємодія з азотом:



- Взаємодія з оксидами металічних елементів. Відновні властивості водню використовують для добування чистих металів з оксидів:

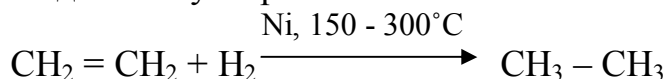


Для деяких дуже тугоплавких металів відновлення їхніх оксидів воднем є зручним і економічно вигідним способом добування. Наприклад, добування вольфраму:



Метал утворюється у вигляді порошку, який потім можна пресувати в готові вироби. Після спікання такі вироби не потребують подільшої обробки. Цей спосіб добування металів і виготовлення деталей із них називають порошковою металургією.

- Гідрогенізація органічних сполук. Водень також широко використовують у реакціях з органічними речовинами. Він взаємодіє з насиченими вуглеводнями з утворенням насичених:



Застосування водню

Водень є надзвичайно теплотворним хімічним паливом, під час спалювання якого утворюється лише вода. Тому сьогодні активно розробляють способи використання водню в паливних елементах, якими можна замінити двигуни внутрішнього згоряння.

Як пальне водень використовують у космічній ракетній техніці. Ракетносії здатні виводити на орбіту понад 100 тонн різних вантажів завдяки воднево-кисневим двигунам. У їхніх баках міститься рідкий кисень і рідкий водень.

Близько 50% усього добутого водню йде на синтез амоніаку з простих речовин.

Великі обсяги водню використовують для виробництва хлороводню та хлоридної кислоти, для синтезу метанолу, одержання маргарину з рослинних олій.

Майже 12% добутого водню витрачають під час переробки нафти для видалення з неї сполук Сульфуру.

1.4 Галогени

Галогенами називають хімічні елементи VIIA групи – F, Cl, Br, I та At. Слово «галогени» утворено від двох грецьких коренів: *галос* – «сіль» і *геннао* – «народжую», і означає «ті, що народжують солі».

Галогени – типові неметалічні елементи. У Періодичній системі вони розташовані наприкінці періодів, перед інертними елементами. Від Флуору до Астату збільшується відносна атомна маса елементів і радіус атома, зменшується електронегативність, послаблюються неметалічні властивості й активність елементів як окисників.

Атоми галогенів на зовнішньому енергетичному рівні містять по сім електронів, і до його завершення їм бракує одного електрона.

У Флуору найбільша електронегативність, тому для нього характерні лише два ступеня окиснення – 0 (у молекулі F₂) і -1 (в усіх сполуках). Інші галогени виявляють як негативні (із металічними елементами і Гідрогеном), так і позитивні (із Флором і Оксигеном) ступені окиснення.

Здатність виявляти ту чи іншу валентність визначається числом електронних орбіта лей, здатних утворювати хімічний зв'язок. Галогени, за винятком Флуору, виявляють змінну валентність і ступінь окиснення. Це пояснюється тим, що в елементів, починаючи з третього періоду, де розташовані Хлор, Бром та Йод, можливий електронний перехід із *p*-підрівня на *d*-підрівень. За рахунок цього число електронів, здатних утворювати хімічний зв'язок, стає більшим.

Для Флуору постійна валентність дорівнює одиниці, для Хлору можливі валентності I, III, V, VII, для Брому та йоду – теж.

У сполуках із типовими металічними елементами галогени містяться у вигляді негативно заряджених йонів (галогенід-іонів). Ці речовини мають йонні кристалічні ґратки. Сполуки галогенів із Гідрогеном (галогеноводні) утворені молекулами із полярним ковалентним зв'язком. Їхні водні розчини виявляють властивості кислот. У сполуках з Оксисеном атоми галогенів перебувають у позитивних ступенях окиснення (від +1 до +7), а зв'язок між атомами галогену й Оксигену – ковалентний полярний.

У вільному стані галогени існують у вигляді простих речовин молекулярної будови, їх молекули утворені двома атомами, що сполучені одним ковалентним неполярним зв'язком: фтор F_2 – блідий зелений газ, хлор Cl_2 – зеленувато-жовтий газ, бром Br_2 – червоно-бура рідина, йод I_2 – чорно-фіолетова кристалічна речовина.

Зі збільшенням молекулярної маси речовини збільшується густина, підвищується температура плавлення й кипіння галогенів. Найсильнішим окисником є фтор, а найслабшим – йод.

Галогени – поширені типові неметалічні елементи, атоми яких переважно прагнуть приєднувати електрони.

Флуор є досить поширеним елементом на Землі. Масова частка Флуору в земній корі становить $6,6 \cdot 10^{-2}$ %. Флуор міститься у складі різних мінералів, таких як флюорит (плавиковий шпат) CaF_2 , фтор апатит $Ca_5(PO_4)_3F$, криоліт Na_3AlF_6 . На Флуор багаті такі рослини, як цибуля і сочевиця. В організмах тварин Флуор міститься переважно в кістках, зубах та черепашках. Флуор – необхідний елемент для життя людини. Уміст Флуору в зубах дорівнює 0,02%.

Масова частка Хлору в земній корі становить 0,05%. Хлор міститься в складі великої кількості мінералів, однак найбільше Хлору в морській воді. Однією з найпоширеніших сполук Хлору є мінерал галіт, або кам'яна сіль $NaCl$, величезні підземні поклади якої в Україні є поблизу м. Артемівськ (Донецька обл.). Хлор також є у складі мінералів: сильвін KCl , сильвініт $NaCl \cdot KCl$, карналіт $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$, каїніт $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$, рогове срібло (кераргірит) $AgCl$. У вигляді простої речовини Cl_2 трапляється в деяких вулканічних газах.

Бром менш поширений на Землі порівняно з іншими галогенами. Уміст Брому в земній корі дорівнює близько $1,6 \cdot 10^{-4}$ %, і він дуже розсіяний. Через це добувати бром та застосовувати його в промисловості досить складно. Деякі рослини, такі як квасоля, горох і сочевиця, здатні накопичувати Бром. Багато Брому міститься в морській воді та морських водоростях.

Йод – доволі рідкісний елемент на Землі, його вміст у земній корі становить близько $4 \cdot 10^{-5}$ %. Йод, як і Бром, трапляється лише у вигляді домішок і інших мінералів. Найбільше йоду міститься у водах Світового

океану та деяких солоних озер. Деякі морські водорості здатні накопичувати Йод, тому корисно вживати в їжу морепродукти.

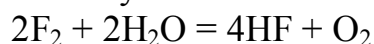
Хімічні властивості галогенів

Галогени – загалом активні неметали, що проявляють їх характерні властивості – взаємодіють з воднем, багатьма металами, іншими неметалами, деякі – також з водою.

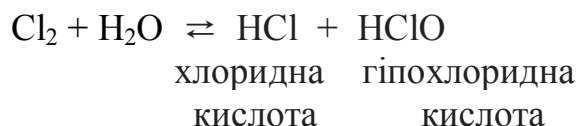
Пряма взаємодія галогенів з киснем та азотом не відбувається.

1. Взаємодія галогенів з водою.

Фтор бурхливо взаємодіє з водою, ця реакція навіть за низьких температур супроводжується вибухом:



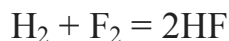
Хлор реагує з водою повільно утворюючи суміш хлоридної і гіпохлоритної кислот.



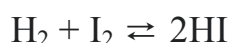
Розчин хлору у воді називають хлоридною водою.

2. Взаємодія галогенів з воднем.

Галогени реагують з воднем, утворюючи леткі водневі сполуки із загальною формулою HR, де –R–одновалентний атом галогену:



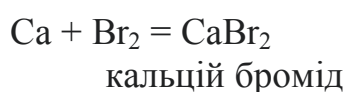
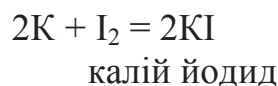
У фтору ця реакція відбувається бурхливо із вибухом, у хлору – повільно і тільки при освітленні аналогічно фтору – швидко та з вибухом, у бромі – при нагріванні, у йоду реакція не відбувається до кінця, тобто, є оборотною:



Водні розчини летких водневих сполук елементів-галогенів – це безоксигенові кислоти: HF – фторидна або плавикова, HCl – хлоридна або соляна, HBr – бромідна, HI – йодидна.

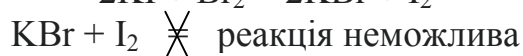
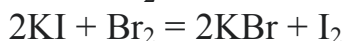
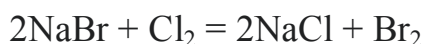
В ряду HCl – HBr – HI сила кислот збільшується, йодидна кислота – найсильніша з неорганічних кислот.

3. Взаємодія галогенів з металами, утворюються солі безоксигенових кислот.



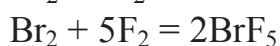
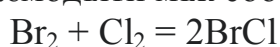
4. Вміст галогенів з солями, утвореними іншими елементами природної родини галогенів.

Кожен наступний галоген підгрупи заміщує попередній у розчині його солі:



В ряду галогенів $\text{F}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{I}_2$ хімічна активність й окислювальна здатність галогенів зменшується зі збільшенням протонного числа хімічних елементів, що пояснюється особливостями будови електронних оболонок їх атомів. Маючи однакову кількість валентних електронів, ядра атомів утримують їх з різною силою – чим далі від ядра розташовані валентні електрони, тим зв'язок слабкіший. Серед галогенів найактивнішою речовиною є фтор F_2 .

5. Галогени можуть взаємодіяти між собою



6. Галогени взаємодіють з лугами – продукти залежать від концентрації лугу і температури.

Якщо хлор взаємодіє з лугом за кімнатної температури, одним із продуктів реакції є сіль гіпохлоритної кислоти HClO :



калій калій

хлорид гіпохлорит

При пропусканні хлору в гарячий розчин лугу відбувається реакція, одним з продуктів якої є сіль хлоратної кислоти HClO_3 :



калій калій

хлорид хлорат

Подібним чином взаємодіють з водою бром і йод. Існують оксиди галогенів, в яких їх атоми проявляють різні ступені окиснення, наприклад: хлор(I) оксид Cl_2O , хлор(VII) оксид Cl_2O_7 , бром(I) оксид Br_2O , йод(V) оксид I_2O_5 . Їх одержують непрямим шляхом і частина з них нестійкі. Найбільш стійкими є I_2O_5 йод (V) оксид.

Застосування галогенів

Фтор у чистому вигляді майже не застосовують через його високу хімічну активність та складність зберігання. Але широко застосовують сполуки Флуору.

- Вуглеводні, у яких атоми Гідрогену заміщені атомами Флуору та Хлору (Брому), використовують як хладагенти – фреони.

- Рідкі перфлуоровуглеводні (вуглеводні, у яких усі атоми Гідрогену заміщені Флуором) завдяки можливості дуже добре розчиняти кисень

застосовують як змінники крові, а тверді перфлуорвуглеводні – як тефлонове покриття для посуду.

Деякі сполуки Бромю (натрій бромід, бромкамфора) використовують як заспокійливі засоби. У побуті їх помилково називають «бромом».

- Спиртовий розчин йоду широко застосовують у медицині для дезинфекції. Потрапивши на шкіру, йод залишає коричневі плями, які змиваються розчином соди або спиртом.

- Аргентум(I) бромід та аргентум(I) йодид використовують для виготовлення фотохромного скла – скла, яке змінює свій колір у разі опромінення світлом. Крім того аргентум(I) бромід застосовують у виробництві чорно-білої фотоплівки.

Хлор

Фізичні властивості хлору:

- за звичайних умов хлор – зеленувато-жовтий газ;
- має характерний різкий задушливий запах, що нагадує запах «хлорки»;

- $t_{пл.} = -101^{\circ}C$;

$T_{кип.} = -34^{\circ}C$;

важчий за повітря;

- помірно розчинний у воді (3л в 1 л води за стандартних умов), водний розчин хлору називають хлорною водою;

- отруйний, навіть у невеликих концентраціях він подразнює слизову оболонку дихальних шляхів і спричиняє кашель.

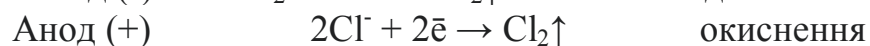
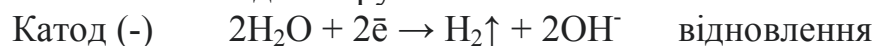
Добування Хлору – через його високу хімічну активність – складний у добуванні.

У лабораторії Хлор добувають взаємодією хлоридної кислоти з окисниками – калій перманганатом $KMnO_4$, бертолетовою сіллю $KClO_3$, калій дихроматом $K_2Cr_2O_7$ або Манган(IV) оксидом MnO_2 :

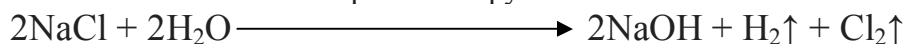


У промисловості хлор добувають електролізом розчину натрій хлориду $NaCl$. Найпростіший електролізер являє собою ванну з розчином солі, у яку занурені два графітові електроди – катод і анод.

На катоді відбувається відновлення води до водню, а на аноді – хлорид-іони окислюються до хлору



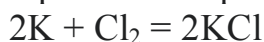
електричний струм



Хімічні властивості Хлору

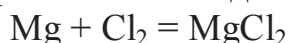
Хлор – сильний окисник і підтримує горіння багатьох простих і складних речовин. Деякі речовини спалахують під час внесення в посудину з хлором.

1. Взаємодія металів з хлором – утворюються хлориди. Активні метали – лужні, реагують із хлором без нагрівання.



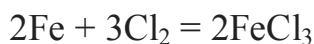
калій хлорид

Для взаємодії з хлором магній необхідно нагріти в полум'ї пальника, у хлорі він згорається з утворенням білого диму



магній хлорид

Залізо активно взаємодіє з хлором, якщо його заздалегідь розжарити, і окиснюється до ступеня окиснення +3.



Хлор окислює також і малоактивні метали, наприклад, мідь.

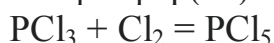
2. Взаємодія хлору з неметалами.

Хлор активно взаємодіє з більшістю неметалів.

а) Фосфор займається у хлорі без нагрівання і згорає сліпучим полум'ям

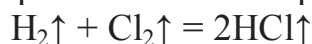


фосфор(III) хлорид



фосфор(V) хлорид

б) Водень на повітрі горить майже безбарвним полум'ям



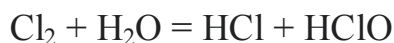
гідроген хлорид

(хлороводень) – газ з зеленуватим відтінком.

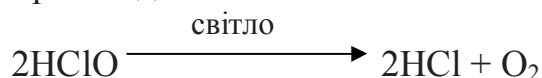
Хлор не взаємодіє з вугіллям, киснем і азотом. Сполуки Хлору з Оксисеном і Нітрогеном добувають непрямим шляхом.

3. Взаємодія хлору з водою.

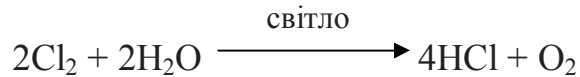
Хлор повільно реагує з водою, утворюючи суміш хлоридної і гіпохлоритної HClO кислот



Гіпохлоритна кислота є ще сильнішим окисником, ніж хлор, під дією світла вона поступово розкладається



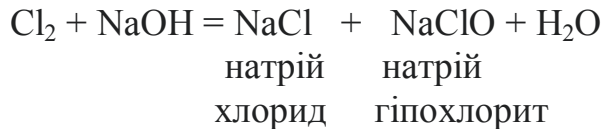
Реакцію хлору з водою на світлі можна сумарно записати:



Так, на світлі з одного літра холодної води за три доби виділяється близько 40 мл кисню.

4. Взаємодія хлору з лугами.

Хлор реагує з холодними розчинами лугів так само, як і з водою – утворюються солі двох кислот

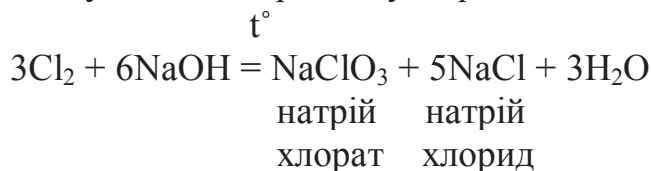


Натрій гіпохлорит виявляє сильні окисні властивості, но він стійкіший, ніж гіпохлоритна кислота, краще зберігається в сухому вигляді та в розчинах, він міститься в різних хімічних засобах, які використовують у побуті для дезінфекції приміщень та вибілювання тканин. У промислових масштабах натрій гіпохлорит використовують для знезараження води перед подачею її у водогін.

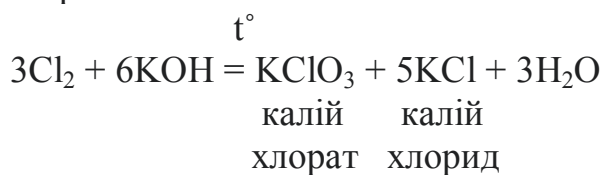
Хлоромісні вибілювачі ефективні лише в холодній воді, тому що під час нагрівання NaClO утворюється хлорид і хлорат натрію.



Цим також пояснюється той факт, що під час пропускання хлору через гарячі розчини лугів гіпохлорит не утворюється:

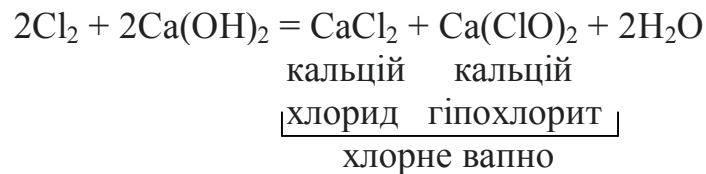


Якщо замість NaOH взяти KOH, то під час пропускання хлору утворюється калій хлорат



KClO₃ – друга назва – бертолетова сіль, її використовують для виготовлення бенгальських вогнів, освітлювальних сумішей, хлопавок. У суміші з іншими речовинами вона міститься в голівках сірників, що забезпечує запалення сірника під час тертя.

У промисловості та для знезараження місць громадського використання часто використовують хлорне вапно – це суміш кальцій хлориду та кальцій гіпохлориту Ca(ClO)₂, який добувають пропусканням хлору крізь вапняне молоко (завись кальцій гідроксиду у воді):



Застосування хлору

Щорічно у світі виробляється близько 30 млн тонн хлору.

- Більша його частина йде на одержання гідроген хлориду і хлоридної кислоти;
- Багато хлору використовують для хлорування органічних речовин;
- Хлоруванням одержують різноманітні пластмаси, засоби захисту рослин, барвники, ліки, розчинники;
- Хлор використовують у виробництві хлорного вапна, хлораміну, для вибілювання лляних і бавовняних тканин, паперу;

Навіть у невеликих кількостях хлор знищує хвороботворні бактерії, тому його разом із хлораміном і озоном застосовують для знезараження питної води. Перед подачею у водогін питну воду хлорують – розчиняють у ній певну кількість хлору (не більше 0,002 г на 1 л). Перш ніж хлорована вода потрапить до споживачів, увесь хлор встигає перетворитися на хлоридну кислоту. Її концентрація у водопровідній воді настільки мала, що вона не відчутна на смак і не шкідлива для організму.

HCl гідроген хлорид або хлороводень

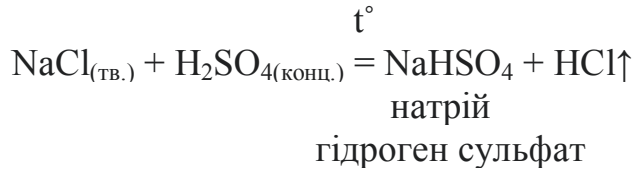
Це безбарвна газоподібна речовина з різким неприємним запахом, в 1,3 разів важча за повітря, $t_{\text{кип}} = 85^\circ\text{C}$, $t_{\text{пл}} = -114^\circ\text{C}$, один із найбільш розчинних у воді газів: за кімнатної температури в 1 об'ємі води розчиняється близько 450 об'ємів хлороводню, із водяною парою утворює туман. Отруйний, під час вдихання подразнює дихальні шляхи, спричиняє кашель, задуху, у разі контакту зі слизовою оболонкою очей може спричинити хімічні опіки.

Розчин гідроген хлориду у воді називають хлоридною (або соляною) кислотою, масова частка гідроген хлориду в насиченому за кімнатної температури розчині становить близько 40%.

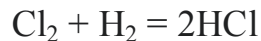
Концентрована хлорид на кислота – безбарвна рідина, але іноді містить домішки, які надають їй жовтуватого забарвлення, вона має запах гідроген хлориду, а на вологому повітрі сильно димить – частково втрачає хлороводень.

Добування гідроген хлориду

В лабораторних умовах добувають взаємодією кристалічного натрій хлориду з концентрованою сульфатною кислотою, при цьому утворюється гідроген хлорид і кисла сіль:



У промисловості хлороводень добувають спалюванням водню в атмосфері хлору у спеціальних пальниках:



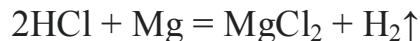
Хімічні властивості гідроген хлориду і хлоридної кислоти

Хлоридна кислота – сильна кислота у водних розчинах. Вона повністю дисоціює:



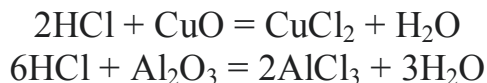
Змінює забарвлення індикаторів та виявляє всі загальні властивості кислот.

Взаємодіє з металами, що розташовані в ряду активності між натрієм та свинцем, вони витісняють водень:



Свинець (Pb), хоча й активніший за водень, не взаємодіє з хлоридною кислотою, оскільки під час контакту з нею покривається плівкою нерозчинного хлориду, що перешкоджає реакції.

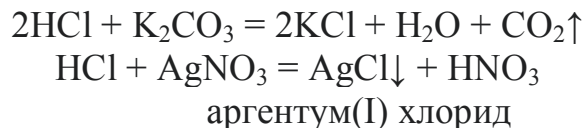
Взаємодіє з основними та амфотерними оксидами, утворюється сіль і вода



Вступає в реакцію нейтралізації з лугами, нерозчинними та амфотерними гідроксидами, утворюється сіль і вода



Взаємодіє з солями інших кислот за умови утворення осаду чи виділення газу



Аргентум(I) хлорид випадає у вигляді білого драглистого осаду при взаємодії хлоридної кислоти та її розчинних солей з аргентум(I) нітратом, цей осад не розчиняється після додавання сильних кислот, що відрізняє його від подібних за кольором інших нерозчинних солей Аргентуму, тобто аргентум(I) нітрат AgNO_3 – це якісний реагент на хлорид-іони.

Застосування хлоридної кислоти

Хлоридна кислота – дуже важлива промислова речовина для органічного та неорганічного синтезу.

Хлоридна кислота застосовується для добування її солей, при протравлюванні металів – очищення їх поверхні від залишків іржі, після цього метали можна паяти та наносити на їхню поверхню захисне покриття з тонкого шару інших металів; в медицині – для виготовлення ліків. Хлоридну кислоту використовують у виробництві каучуку, штучних волокон, за її допомогою здійснюють очистку нафти.

1.5 Неметали VI групи. Оксиген. Сульфур

До елементів VI групи головної підгрупи (VIA) належить Оксиген, Сульфур, Селен, Телур і Полоній.

Вони, як і Оксиген, зазвичай трапляються в природі у вигляді сполук із металами, тому мають спільну назву – халькогени (з грецької) – «ті, що народжують руди». Наприклад, ферум(II) сульфід FeS магнітний колчедан, FeS_2 – залізний колчедан, плюмбум(II) сульфід PbS – свинцевий блиск; Селен і Телур утворюють селеніди і телуриди металів. Полоній – радіоактивний і виявлений у незначній кількості в продуктах радіоактивного розпаду урану.

В атомах халькогенів на зовнішньому енергетичному рівні містяться шість електронів, їх загальна електронна формула зовнішнього енергетичного рівня « ns^2np^4 ».

В усіх елементів, окрім Оксигену, ці електрони валентні, тобто можуть брати участь в утворенні хімічних зв'язків – максимальна валентність халькогенів збігається з номером групи і дорівнює VI за винятком Оксигену, який завжди двовалентний. Для того, щоб бути шестивалентними, атомам необхідно мати шість неспарених електронів – у Сульфурі, Селені, Телурі така можливість є, тому що в них на останньому енергетичному рівні наявний ще незаповнений електронами d-рівень, в Оксигені такої можливості немає. Тому Сульфур, Селен, Телур можуть проявляти максимальний ступінь окиснення +6, а Оксиген – ні.

Властивості простих речовин – халькогенів закономірно змінюються, як і в елементів, що їх утворюють: кисень і сірка – типові неметали, вони не мають металічного блиску, не проводять електричний струм, в них молекулярні кристалічні ґратки. Селен і Телур – крихкі, як сірка, однак за зовнішнім виглядом їх можна прийняти за метали через їхній металічний блиск, вони є напівпровідниками, в них атомні кристалічні ґратки.

Полоній за властивостями більш подібний до металів, в нього металічні кристалічні ґратки, він сріблясто-білого кольору.

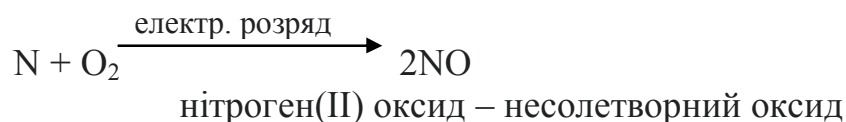
Оксиген існує у природі у вигляді двох алотропних видозмін – кисню O_2 та озону O_3 – це зовсім різні речовини. За звичайних умов кисень є газуватою речовиною без кольору, запаху та смаку, рідкий кисень – рухома блідо-блакитна рідина, твердий – сині кристали; рідкий та твердий кисень притягується магнітом. При температурі 20°C в 100 об'ємах води розчиняється близько 3 об'ємів кисню; густина кисню 1,43 г/л за н. у.; $t_{\text{кип}} = -18,3^\circ\text{C}$, $t_{\text{пл}} = -219^\circ\text{C}$.

Озон – газувата речовина із різким, характерним «металічним» запахом, рідкий озон – темно-синя рідина, твердий – чорно-фіолетового кольору, розчинність у воді – краща, ніж у кисню: при 20°C в 100 об'ємах води розчиняється близько 43 об'ємів озону; його густина 2,14 г/л за н. у., $t_{\text{кип}} = -112^\circ\text{C}$, $t_{\text{пл}} = -197^\circ\text{C}$, шкідливий для організму.

Кисень – хімічно активна речовина, сильний окисник, за звичайних умов, за нагрівання та за наявності каталізатора – він взаємодіє з усіма простими речовинами, окрім інертних газів (серед неметалів) та золота (серед металів).

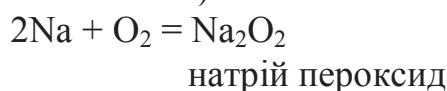
Багато реакцій із киснем є горінням, тобто супроводжуються утворенням полум'я, виділенням світла і тепла.

1) У реакціях із неметалами кисень утворює несолетворні оксиди:

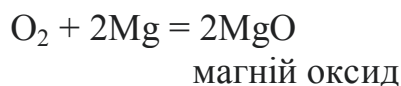


2) При взаємодії з металами утворюються:

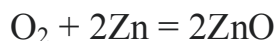
а) пероксиди (з лужними металами)



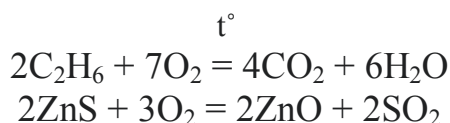
б) основні оксиди



в) амфотерні оксиди



3) При взаємодії кисню зі складними речовинами утворюються оксиди елементів, що входили до складу речовини (можливі і інші продукти окиснення)



Добування кисню.

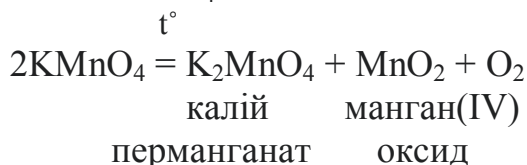
1) У промисловості кисень добувають розділенням у ректифікаційних колонах скрапленого повітря, що є природною сумішшю газуватих речовин. Розділення цієї суміші рідких речовин базується на тому, що компоненти повітря мають різні температури кипіння – азот переходить у пароподібний стан при $t = -195,5^{\circ}\text{C}$, а кисень при -189°C .

2) Другий спосіб одержання кисню – електроліз води

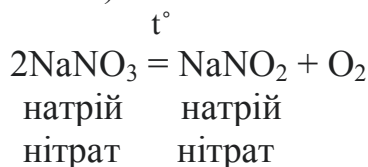


Для лабораторних способів добування кисню підходять оксигеновмісні речовини, здатні при нагріванні легко розкладатися з виділенням кисню, наприклад:

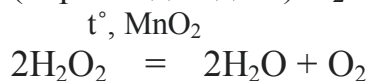
а) калій перманганат KMnO_4 :



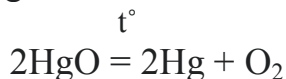
б) селітри (нітрати металів):



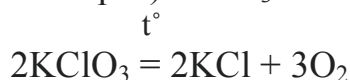
в) гідроген піроксид (пероксид водню) H_2O_2 :



г) меркурій(II) оксид HgO :



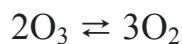
д) бертолетова сіль (калій хлорат) KClO_3 :



Молекули озону нестійкі й легко розпадаються

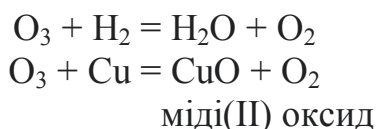


на кисень та кисень, тобто реакція утворення кисню:

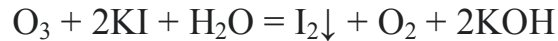


Озон проявляє вищу хімічну активність ніж кисень, він – сильніший окисник. Реакції з озоном відбуваються за більш м'яких умов, ніж із киснем: або не потрібний каталізатор, або не таке сильне нагрівання, тощо.

У багатьох реакціях з озоном із продуктом окиснення утворюється кисень:



Якісною реакцією на озон, що дозволяє відрізнити його від кисню, є взаємодія з калій йодидом – під час пропускання озону крізь розчин калій йодиду поступово виникає буре забарвлення, зумовлене утворенням йоду:



Кисень з калій йодидом не реагує.

У складі повітря кисню міститься 21% за об'ємом або 23% за масою, вміст Оксигену у земній корі – близько 47%. Кисень бере участь у всіх видах обміну речовин, він необхідний для одного з найважливіших життєдайних процесів – дихання. Усі реакції окиснення – відновлення перебігають за наявності кисню. Оксиген входить до складу білків, де його масова частка становить до 23,5%, також до складу вітамінів, гормонів, ферментів та інших біологічно важливих речовин. Фагоцитарні функції організму також пов'язані з наявністю Оксигену, через те що зниження вмісту Оксигену в організмі знижує його захисні властивості, одже в клітинах живого організму повинно міститися 65% Оксигену. Кисень бере участь у процесах розкладання організмів загиблих тварин і рослин, у результаті перебігу яких складні органічні сполуки перетворюються на простіші речовини, що надходять знову в загальний кругообіг речовин у природі.

Озон – небезпечний для життя, він виявляє загально токсичну, канцерогенну й мутагенну дію, його гранично допустима концентрація (ГДК) в повітрі становить 0,1 мг/м³, але озон майже відсутній у нижніх шарах атмосфери.

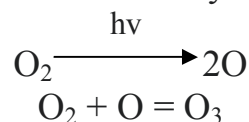
Озон в атмосфері утворюється під час грози (у мізерних кількостях) або за наявності оксидів Нітрогену з викидів автотранспорту.

Озон у біологічному відношенні є найважливішим фізіологічним газом, він спричиняє сильну бактерицидну дію, його застосування засновано на його сильній окисній дії, у результаті чого гинуть хворотворні мікроорганізми.

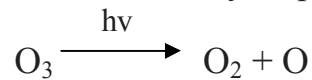
Озон використовують для обробки овочесховищ, холодильних камер, дезінфекції приміщень у лікарнях. На деяких водоочисних станціях, перед подачею води у водогін, замість хлору крізь воду пропускають потужний струмінь збагаченого озоном повітря. Озонування води набагато безпечніше за хлорування, але значно дорожче.

Життя на Землі без озону було б неможливе. Озон в атмосфері захищає біосферу Землі від згубного для всього живого ультрафіолетового випромінювання Сонця.

На висоті 15 – 20 та 55 – 60 км атмосферний кисень поглинає ультрафіолетове випромінювання дуже небезпечного для життя діапазону, молекули кисню розпадаються на атоми й утворюються молекули озону:



Молекули озону також поглинають ультрафіолет і розпадаються:



У такий спосіб молекули кисню й озону безперервно перетворюються одна на одну і разом із тим захищають живі організми від ультрафіолету. Завдяки цим процесам до поверхні планети доходить лише так званий «м'який ультрафіолет» у кількості лише 1% від того, що потрапляє до Землі від Сонця. Саме через «м'який» ультрафіолет виникає засмага, він може спричинити сонячні опіки, а за дуже тривалого перебування на відкритому сонці навіть і пошкодження шкіри. Утім, знищувальної дії він не має.

Шар атмосфери, у якому відбувається утворення озону в розглянутий спосіб, називають озоновим шаром.

Незважаючи на те що озоновий шар завтовшки близько 10 км, кількість озону в атмосфері дуже мала. Якщо весь атмосферний озон зібрати біля поверхні Землі, то за нормального тиску цей шар був би завтовшки лише 3 мм. Тому природну рівновагу кисень – озон легко зруйнувати. Внаслідок людської діяльності в повітря потрапляють нітроген(II) оксид, флуорохлорофреони та флуоробромфреони (їх використовують у холодильниках і кондиціонерах). Ці речовини піднімаються на висоту озонового шару, де прискорюють руйнування озону та вповільнюють його утворення. Унаслідок цього може зменшитися вміст озону в озоновому шарі, що негативно вплине на захист Землі від небезпечного ультрафіолету.

Атмосферна зона, в якій концентрація озону менша за нормальну, називають озоною дірою. Велика озонова діра утворюється в серпні-вересні над південним Полюсом, але такі діри можуть з'явитися і над іншими ділянками Землі.

У 1989 року набув чинності Монреальський протокол, підписаний усіма країнами – членами ООН. Згідно з цим протоколом, країни мають за певний період відмовитися від виробництва речовин, що пошкоджують озоновий шар.

Сульфур

Сульфур має три основні алотропні видозміни: ромбічна, моноклітинна та пластична.

Природною алотропною видозміною Сульфур є ромбічна сірка – це лимонно-жовта, крихка, кристалічна речовина з молекулярними кристалічними ґратками, без запаху, нерозчинна у воді, $t_{\text{пл}} = 112,8^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип}} = 444,5^\circ\text{C}$. Молекули ромбічної сірки складаються з 8 атомів Сульфур, які нагадують корону, її назва походить від форми її кристалів (у рівняннях реакцій послуговуються записом одного атому S).

При температурі 119,5°C ромбічна сірка плавиться і перетворюється на моноклітинну – темно-жовті «голки» з молекулярними кристалічними ґратками, крихка речовина, нерозчинна у воді $t_{\text{пл}} = 119,3^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{кип}} = -444,5^{\circ}\text{C}$.

Ця алотропна видозміна Сульфуру нестійка і вже при температурі 95,6°C знову перетворюється на ромбічну сірку.

Якщо доведено до кипіння сірку (444,6°) вилити у холодну воду, то під впливом різкого перепаду температур з'явиться нова алотропна видозміна – пластична сірка – темно-жовта або темно-коричнева алотропна речовина, в якій циклічні молекули розриваються й об'єднуються в довгі ланцюги, яка губоподібна й еластична, ріжеться ножом, нестабільна, на повітрі, за кілька годин стає ромбічною.

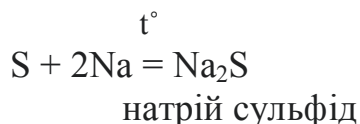
Хімічні властивості сірки

Сірка – хімічно активний неметал, але менш активний порівняно з киснем і галогенами. Сірка – доволі сильний окисник, хоча виявляє і відновні властивості. Різні алотропні видозміни сірки не дуже відрізняються за хімічними властивостями тому в рівняннях реакцій зазвичай не зазначають склад молекул сірки, а записують просто S.

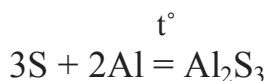
1) Реакції з металами.

За звичайних умов сірка малоактивна, під час нагрівання хімічна активність сірки значно підвищується, вона реагує із багатьма металами, утворюючи сульфіді:

- під час сплавлення – з лужними та лужно-земельними металами



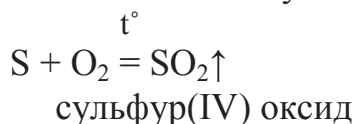
- за нагрівання – з іншими металами



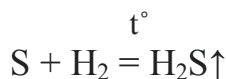
2) Реакції з неметалами.

Сірка під час нагрівання реагує з неметалами як окисник і відновник.

а) Згоряє у кисні ледь помітним синім полум'ям:

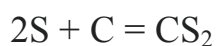


б) Якщо пропустити через розплавлену сірку водень, утворюється гідроген сульфід (сірководень)



в) Під час нагрівання реагує з вуглецем:

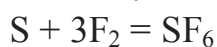
t°



карбон(IV) сульфід

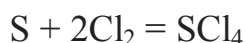
г) Під час нагрівання реагує з галогенами (крім йоду):

t°



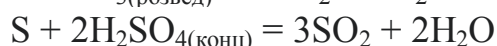
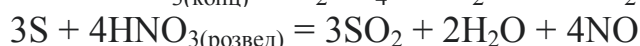
сульфур(VI) фторид

t°



сульфур(IV) хлорид

3) Сірка реагує з кислотами – окисниками як відновник



Застосування сірки. Щорічно у світі виробляють близько 50 млн тонн сірки. Більшу частину цієї кількості одержують під час очищення від сірки природного газу та нафти.

Близько 90% усієї добутої сірки йде на виробництво сульфатної кислоти.

Сірку використовують у процесі вулканізації для перетворення каучуку на різні види гуми, а також для одержання органічних барвників, лікарських препаратів.

Сірка є складовою пороху й інших піротехнічних сумішей.

Сірчистим газом, що утворюється під час горіння сірки на повітрі, садівники навесні обкурюють плодові рослини (фруктові сади та теплиці) для знищення шкідників.

Очищену сірку у вигляді мазей використовують для лікування захворювань шкіри.

Гідроген сульфід (сірководень)

Гідроген сульфід, або сірководень, H_2S – летка сполука Сульфуру з Гідрогеном. Він є електронним аналогом води, але за властивостями дуже відрізняється від неї, хоча має схожу хімічну формулу. Відмінності зумовлені насамперед тим, що полярність зв'язку Н – S значно менша, ніж у зв'язку Н – О, а також тим, що молекули гідроген сульфідів не утворюють водневих зв'язків.

У природі гідроген сульфід міститься в супутніх нафтових газах, природному газі, входить до складу вулканічних газів, міститься у водах деяких мінеральних джерел, у незначній кількості він утворюється під час гниття білків.

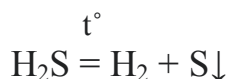
Сірководень – це безбарвний газ з характерним неприємним запахом тухлих яєць чи тухлого м'яса, важчий за повітря, $t_{пл} = -83^\circ C$, $t_{кип} = -61^\circ C$, розчиняється у воді (у 1 м³ води розчиняється 2,5 м³ гідроген сульфідів),

дуже отруйний, негативно діє на нервову та серцево-судинну системи людини.

Сульфідна кислота – це розчин гідроген сульфід у воді. Через обмежену розчинність гідроген сульфід виділяється із сульфідної кислоти і надає їй специфічного запаху. Сульфідна кислота не може бути концентрованою: навіть у насиченому розчині масова частка гідроген сульфід не перевищує 0,5%. Гідроген сульфід у сульфідній кислоті повільно окислюється киснем повітря, через що в ній поступово з'являється осад сірки.

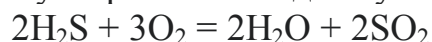
Хімічні властивості гідроген сульфід

Розкладання. Гідроген сульфід у порівнянні з водою менш стабільний. За нагрівання до високої температури відбувається його розкладання:

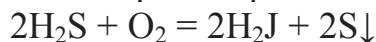


Реакції з киснем. Гідроген сульфід пожежонебезпечний і добре горить.

За надлишку кисню утворюються вода і сульфур(IV) оксид:



За нестачі кисню відбувається неповне окиснення, цей процес використовують для добування сірки в промисловості:



Хімічні властивості сульфідної кислоти

Електролітична дисоціація. Сульфідна кислота є двоосновною, у розчині вона дисоціює за двома стадіями. Але сульфідна кислота дуже слабка, за першою стадією в насиченому розчині дисоціює лише 0,2% її молекул. У такому розчині рН дорівнює близько 3,5, що відповідає не дуже кислотному середовищу, але цього достатньо для зміни кольору індикаторів. Під час дисоціації за першою стадією утворюються гідроген сульфід-іони:



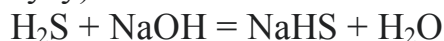
За другою стадією утворюються сульфід-іони, але їх дуже мало, оскільки на цій стадії дисоціюють лише мільйонні частки відсотка молекул:



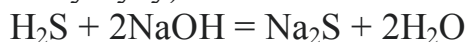
Взаємодія з лугами. Сульфідна кислота дуже слабка, тому серед речовин основного характеру взаємодіє лише з лугами (сильними

основами). Через двох основність вона утворює два види солей – сульфіди (Na_2S) і гідроген сульфіди (NaHS):

- кислі (за нестачі лугу):



- середні (за надлишку лугу):



Сульфур(IV) оксид, або сірчистий газ, SO_2 – безбарвний важкий газ із різким характерним запахом, важчий за повітря;

- добре розчинний у воді (7,5 л газу в 100 г води за 0°C);

- за незначного охолодження (до -10°C) скраплюється, перетворюючись на рухливу безбарвну рідину. Рідкий сульфур(IV) оксид добре розчиняє гуму і деякі пластмаси;

- за охолодження до -75°C кристалізується;

- запах сульфур(IV) оксиду завжди відчувається, коли займається сірник.

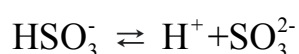
Сульфур(IV) оксид дуже токсичний. У разі отруєння ним виникає кашель, нежить, сильне подразнення в горлі і своєрідний присмак. Вдихання сірчистого газу у великій концентрації спричиняє задуху, розлад мовлення й ковтання, нудоту, може статися набряк легенів.

Хімічні властивості сульфур(IV) оксиду

Сульфур(IV) оксид є кислотним оксидом, у розчині він утворює сульфітну кислоту H_2SO_3 . Сульфітна кислота нестійка, вона існує лише в розчинах:



Це двохосновна кислота середньої сили. У розчині вона дисоціює ступінчасто:

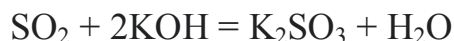


Через двох основність сульфітна кислота утворює два види солей: середні – сульфіти (Na_2SO_3) і кислі – гідроген сульфіти (NaHSO_3).

Взаємодія з основними оксидами. Як і інші кислотні оксиди, сульфур(IV) оксид взаємодіє з основним оксидами, утворюючи солі сульфітної кислоти – сульфіти, наприклад із кальцій оксидом:



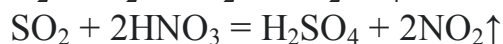
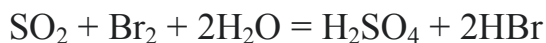
Взаємодія з лугами. У разі пропускання сульфур(IV) оксиду крізь розчин лугу характерний різкий запах зникає – газ повністю поглинається і утворюється середня сіль:



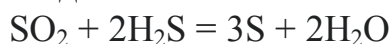
У разі подальшого пропускання сульфур(IV) оксиду крізь цей розчин із середньої солі утворюється кисла сіль:



Окисно-відновні властивості. У сульфур(IV) оксиді, сульфатній кислоті й сульфатах Сульфур міститься в ступені окиснення +4, який є для Сульфуру проміжним. Це пояснює двоїсті окисно-відновні властивості цих сполук. Із сильними окисниками сульфур(IV) оксид виявляє властивості відновника:



А під час взаємодії із сильнішими відновниками, наприклад гідроген сульфідом, сульфур(IV) оксид є окисником:



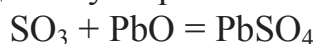
Цю реакцію використовують для перетворення сірководню, виділеного із супутніх нафтових газів, на сірку. Необхідний для цього сірчистий газ одержують, спалюючи частину сірководню.

Сульфур(VI) оксид (сульфатний ангідрид) SO₃

Сульфур(VI) оксид SO₃ в інтервалі температур 17 - 50°C – безбарвна масляниста рідина із задушливим запахом, за температури вищій за 50°C – перетворюється на газувату речовину, а за температури нижчій 17°C – на кристалічну масу, $t_{\text{пл}} = 16,9^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип}} = 45^\circ\text{C}$, дуже гігроскопічний, добре поглинає воду, утворюючи сульфатну кислоту, може розчинятися і в безводній сульфатній кислоті – такі розчини з масовою часткою SO₃ від 30 до 70%, називають олеумом.

Сульфур(VI) оксид токсична речовина. Сульфур(VI) оксид є кислотним оксидом, тому реагує

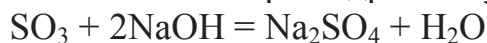
- 1) З основними оксидами із утворенням солей



- 2) З лугами з утворенням двох типів солей – кислих і середніх



натрій гідроген сульфат



натрій сульфат

- 2) Під час взаємодії з водою утворюється сульфатна кислота



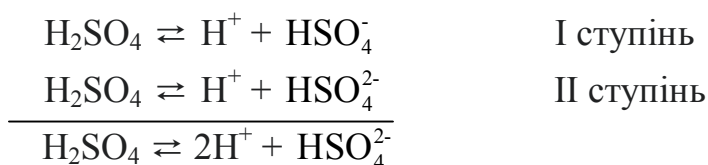
Сульфатна кислота (безводна) H₂SO₄ – безбарвна, дуже в'язка, гігроскопічна рідина, яка за температури +10,4°C перетворюється на кристалічну речовину, а за температури +450°C повністю розкладається; необмежено змішується з водою, майже у 2 рази важча за воду – густина 1,84 г/см³. Розчинення сульфатної кислоти у воді супроводжується виділенням великої кількості теплоти через утворення гідратів: H₂SO₄ · H₂O; H₂SO₄ · 2H₂O.

Сульфатна кислота – важка рідина і в разі потрапляння у воду опускається на дно, якщо в концентровану кислоту потрапить більш легка вода, верхній шар рідини дуже розігрівається, розчин закипає, й утворюються бризки. У деяких випадках посудина може тріснути, тому готуючи розчин, потрібно сульфатну кислоту обережно вливати у воду, причому тоненьким струменем, постійно перемішуючи. Не можна лити воду в кислоту!

Хімічні властивості сульфатної кислоти

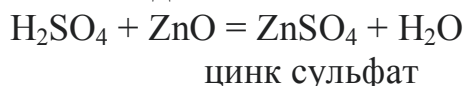
Для водних розчинів сульфатної кислоти притаманні всі властивості кислот, однак які продукти утворюються залежить від концентрації кислоти, температури реакції, агрегатного стану реагентів.

1) Сульфатна кислота H_2SO_4 – сильний електроліт, у водних розчинах дисоціює ступінчасто:

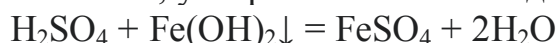


Оскільки сульфатна кислота двохосновна, вона утворює два види солей: сульфати – середні солі (K_2SO_4) калій сульфат, гідрогенсульфати – кислі солі KHSO_4 калій гідрогенсульфат. Сульфатна кислота змінює забарвлення індикаторів.

2) Сульфатна кислота H_2SO_4 реагує з основними й амфотерними оксидами, утворюються сіль і вода

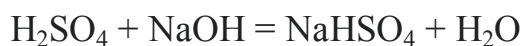


3) Взаємодіє з основами, утворюються сіль і вода



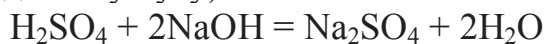
Залежно від співвідношення кількості реагентів, можуть утворюватися різні солі:

- кислі



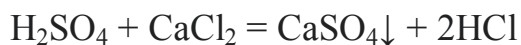
1 : 1 натрій гідроген сульфат

- середні (за надлишку лугу):



натрій сульфат

4) Вступає в реакції обміну з розчинами деяких солей, якщо утворюється нова нерозчинна сіль або летка кислота



кальцій сульфат



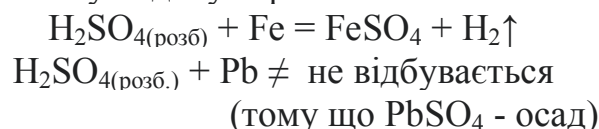
H_2CO_3 (карбонатна кислота)

Концентрована H_2SO_4 витісняє із твердих солей леткі кислоти – нітратну й хлоридну:



5) Взаємодія з металами. Продукти реакції H_2SO_4 з металами суттєво залежать від концентрації кислоти.

а) Розбавлена сульфатна кислота реагує тільки з тими металами, які в електрохімічному ряду напруг стоять до водню, якщо в результаті цього не утворюються нерозчинні у воді сульфати:

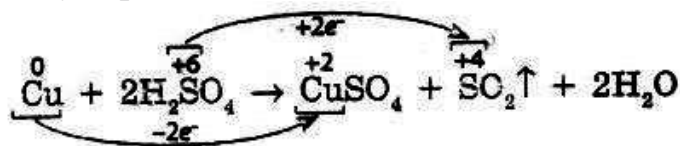


б) Концентрована сульфатна кислота за окисними властивостями значно відрізняється від розбавлених водних розчинів. Концентрована сульфатна кислота, яка містить переважно недисоційовані молекули H_2SO_4 , є сильним окисником завдяки S^{+6} , оскільки дисоціація в концентрованих розчинах відбувається незначною мірою. Така кислота реагує як з активними металами, так і з малоактивними. В усіх цих реакціях утворюються відповідні солі (сульфати), але замість водню утворюються продукти відновлення сульфатної кислоти – сульфур(IV) оксид, сірка або гідроген сульфід.

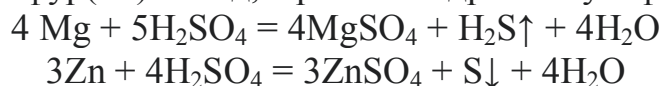
Взаємодія малоактивних металів (зокрема, міді) із концентрованою сульфатною кислотою за нагрівання відбувається з бурхливим виділенням газу, який легко визначити за запахом – сульфур(IV) оксид. Окрім того, розчин поступово набуває синього кольору, що характерний для солей двовалентного Купруму:



У цій реакції сульфатна кислота є окисником, а мідь – відновником:

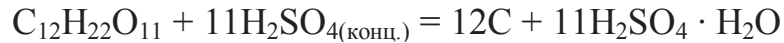


Із металами, розташованими в ряду активності ліворуч від водню, залежно від умов (активність металу, концентрація кислоти, температура) утворюються сульфур(IV) оксид, сірка або гідроген сульфід. Наприклад:



Концентрована сульфатна кислота пасивує за звичайної температури залізо й алюміній, тобто ці метали з нею не реагують. Завдяки цьому концентровану сульфатну кислоту можна зберігати і перевозити у сталевих цистернах. Але за нагрівання реакція може відбуватися.

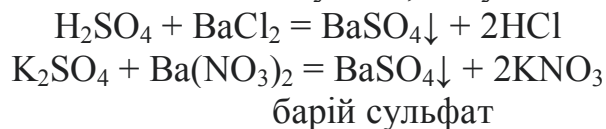
б) Концентрована сульфатна кислота викликає обвуглювання багатьох органічних речовин унаслідок відщеплення від них води. Цукор під час контакту з концентрованою Fe_2SO_4 поступово нагрівається й чорніє



Також у концентрованій H_2SO_4 обвуглюються папір, бавовна та деревина. На цьому ґрунтується застосування концентрованої H_2SO_4 для осушування газів, що не вступають з нею в хімічну взаємодію.

Поводитися із сульфатною кислотою слід дуже обережно, оскільки вона спричиняє сильні опіки, а в тяжких випадках може статися обвуглювання шкіри. У разі потрапляння кислоти на шкіру її треба обережно ввібрати сухою ганчіркою, залишки змити струменем води, а потім промити уражене місце розбавленим розчином питної соди.

Якісна реакція для виявлення сульфатної кислоти і сульфатів – взаємодія з катіонами Барію Ba^{2+} - утворюється білий осад барій сульфату BaSO_4 , який не розчиняється не лише у воді, а й у кислотах

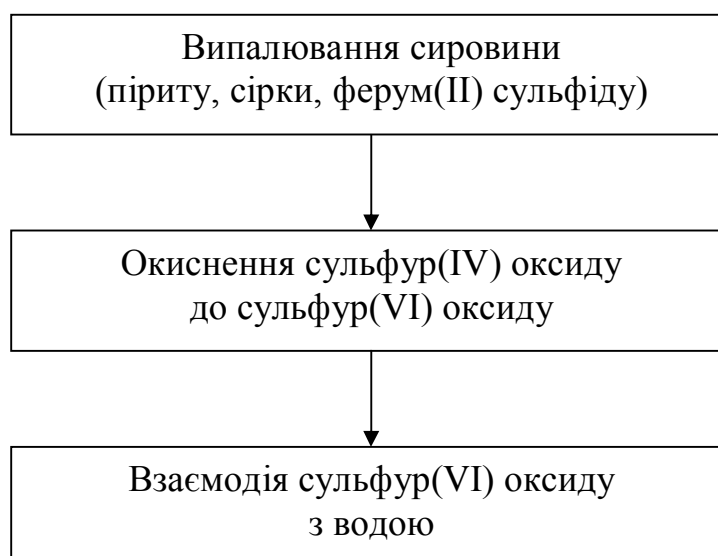


Виробництво сульфатної кислоти

Україна щороку виробляє близько 1,5 млн тонн сульфатної кислоти, яку називають «хлібом» хімічної промисловості. Це найуніверсальніший із хімікатів, оскільки її використовують майже в усіх інших галузях хімічної промисловості.

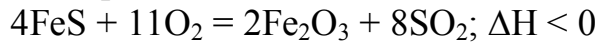
Сульфатну кислоту добувають двома різними методами: контактним і нітрозним.

Промислове виробництво сульфатної кислоти – складний багатостадійний процес. У ньому можна виділити три основні етапи:



На першій стадії випалюють сировину – добувають сульфур(IV) оксид.

Рівняння реакції першої стадії:

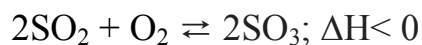


Сировину зверху засипають у піч для випалу в «киплячому шарі». Знизу (принцип протитечії) пропускають повітря, збагачене киснем, для повнішого випалу. Температура в печі сягає 800°C. Сировина перебуває в «підвищеному стані» у струмені повітря, що продуває його знизу. Усе це схоже на киплячу рідину розжарено-червоного кольору.

Теплота, що виділяється в результаті реакції, підтримує температуру в печі. Надлишкову теплоту відводять: по периметру печі проходять труби з водою. Цю гарячу воду використовують для опалення приміщень, розташованих поряд.

Ферум(III) оксид Fe_2O_3 (недопалок), який утворився, у виробництві сульфатної кислоти не використовують. Але його збирають і відправляють на металургійний комбінат, де з нього виплавляють залізо. У такий спосіб виконується принцип хімічного виробництва – безвідходність виробництва.

II стадія. Ця стадія відбувається в контактному апараті, рівняння реакції:



Складність другої стадії полягає в тому, що процес окиснення одного оксиду до іншого є оборотним. Тому необхідно вибрати оптимальні умови перебігу прямої реакції (добування SO_3).

- Температура. Пряма реакція є екзотермічною ($\Delta H < 0$), тому для зміщення рівноваги в бік продуктів (тобто екзотермічної реакції) температуру в системі необхідно знижувати. Але, з іншого боку, за низьких температур швидкість реакції істотно знижується. Експериментально встановлено оптимальні умови: 400 - 500°C за наявності ванадій(V) оксиду V_2O_5 .

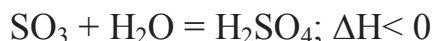
- Тиск. У рівнянні реакції ліворуч 3 об'єми газів (2 об'єми SO_2 і 1 об'єм O_2), а праворуч – 2 об'єми SO_3 . Отже, пряма реакція відбувається зі зменшенням об'ємів газів, тож цей процес проводять за підвищеного тиску.

Суміш SO_2 і O_2 попередньо нагрівають у теплообміннику перед контактним апаратом. Суміш проходить між трубками теплообмінника і нагрівається. У середині трубок проходить гарячий газ SO_3 із контактного апарата.

Температура 400 - 500°C у контактному апараті підтримується за рахунок виділення теплоти в реакції перетворення SO_2 на SO_3 .

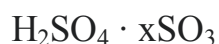
III стадія. Цей процес відбувається в поглинальній башті. Відповідно до принципу протитечії, у поглинальну башту знизу подають сульфур(VI)

оксид, а зверху плетється концентрована сульфатна кислота. Здавалося б, що для добування сульфатної кислоти достатньо взаємодії сульфур(VI) оксиду з водою:



Але в цьому випадку сульфатна кислота утворюється у вигляді туману, що складається з дуже дрібних крапель сульфатної кислоти. Сульфур(VI) оксид розчиняється у воді з виділенням великої кількості теплоти, сульфатна кислота настільки розігрівається, що закипає і перетворюється на пару.

Для того щоб не утворювалося кислотного туману, для поглинання сульфур(VI) оксиду використовують 98%-ву концентровану сульфатну кислоту. Сульфур(VI) оксид дуже добре розчиняється в такій кислоті, утворюючи олеум:



Утворений олеум зливають у металеві резервуари і відправляють на склад.

Застосування сульфатної кислоти

Сульфатна кислота – найважливіший продукт світової хімічної промисловості. Її виробництво перевищує 100 млн тонн на рік.

- Приблизно три чверті одержаної кислоти йде на виготовлення добрив.

- Також сульфатну кислоту використовують для очищення нафтопродуктів, виготовлення пластмас і хімічних волокон, барвників, ліків, мийних засобів, вибухових речовин, видалення іржі з металевих поверхонь.

- Розчин сульфатної кислоти використовують як електроліт у свинцевих акумуляторах.

Сульфати багатьох елементів широко використовують майже в усіх галузях промисловості.

1.6 V група, головна підгрупа

Хімічні елементи підгрупи Нітрогену – Нітроген, Фосфор, Арсен, Стибій і Вісмут – іноді називають пніктогенами за різкий, неприємний запах деяких їхніх сполук (від грец. пніктос - задушливий), однак ця назва не одержала такого поширення, як галогени і халькогени.

Нітроген, Фосфор, Арсен, Стибій і Вісмут – елементи VA групи. На зовнішньому енергетичному рівні їхніх атомів по п'ять електронів, отже, вищий ступінь окиснення цих елементів дорівнює +5, а нижчий - -3.

Зі зростанням порядкового номера збільшується радіус атомів, зменшується електронегативність елементів.

Арсен може траплятися в самородному стані, носить назву миш'як – крихка тверда речовина з металевим блиском, з атомними кристалічними ґратками. Усі сполуки Арсену токсичні, As_2O_3 – арсен(III) оксид – білий миш'як у середньовіччі використовували як отруту.

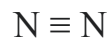
Стибій за зовнішнім виглядом – метал сріблясто-білого кольору із синім відтінком, менш електропровідний за метали. Стибій відносять до мікроелементів – елементів, що необхідні живим організмам, але в дуже малих кількостях, зустрічається у вигляді сурм'яного блиску (стибій(III) сульфід). У великих дозах Стибій має сильну токсичну дію: 100 мг Стихію для людини – смертельна доза.

Вісмут – твердий крихкий легкоплавкий метал сріблясто-білого кольору із рожевим відтінком з металевими кристалічними ґратками, він трапляється в природі у вигляді мінералів.

Азот – за звичайних умов безбарвний газ без смаку й запаху, $t_{пл} = -210^\circ C$, $t_{кип} = -196^\circ C$, його густина дорівнює 1,251 г/л (за н. у.), трохи легший за повітря, він є головною складовою частиною повітря, малорозчинний у воді.

Хімічні властивості азоту

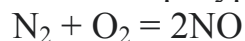
Молекула азоту дуже міцна. Завдяки трьом неспареним електронам на зовнішньому енергетичному рівні атоми Нітрогену в ній сполучені потрійним зв'язком:



Енергія такого зв'язку найбільша серед відомих зв'язків і дорівнює 945 кДж/моль. Саме тому молекули азоту розпадаються на атоми лише за дуже високої температури (за $5000^\circ C$ розпадається лише декілька відсотків молекул) або під дією електричного розряду. Унаслідок цього азот хімічно інертний: він не горить і не підтримує горіння, важко вступає в хімічні реакції.

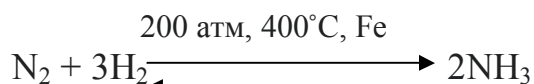
Для виробництва добрив, барвників, пластмас і ліків потрібні нітрогеновмісні сполуки. Але на Землі Нітроген міститься переважно у вигляді простої речовини N_2 у складі повітря, зв'язування атмосферного азоту в хімічні сполуки – вкрай важливе завдання для людства.

- Взаємодія з киснем. Реакція азоту з киснем починається лише під дією електричного розряду або за температури вищої за $2000^\circ C$



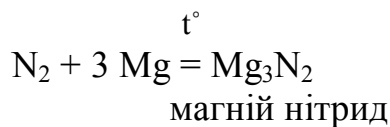
Для такої реакції потрібно багато енергії, тому в промислових масштабах цей процес економічно нерентабельний. У природі ця реакція відбувається в тропосфері під час грози.

- Взаємодія з воднем. Взаємодія азоту з воднем відбувається за високого тиску і наявності каталізатора (заліза):

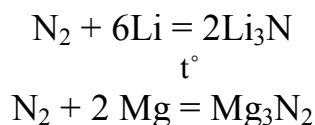


Саме цю реакцію використовують сьогодні для зв'язування атмосферного азоту.

- Взаємодія з металами. Азот взаємодіє лише з активними металами з утворенням нітрідів металічних елементів:



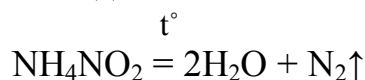
Ця реакція відбувається за підвищеної температури. За звичайних умов з усіх металів з азотом взаємодіє лише літій з утворенням літій нітриду:



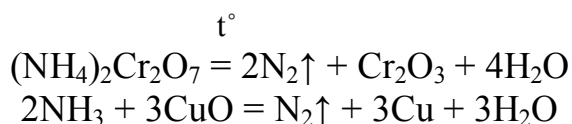
Одержання азоту

- У промисловості азот добувають одночасно з киснем зі зрідженого повітря. Під час поступового нагрівання рідкого повітря азот випаровується з нього першим, його $t_{\text{кип}} = -196^\circ\text{C}$, а кисню $t_{\text{кип}} = -183^\circ\text{C}$.

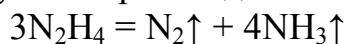
- У лабораторії азот можна добути декількома способами. Найчастіше використовують термічне розкладання амоній нітриту, у результаті чого утворюються вода й азот:



Рідше застосовують розкладання амоній дихромату й окиснення амоніаку:



Однак усіма цими способами можна добути лише вологий азот, тобто з домішками водяної пари. У деяких випадках домішки води є небажаними, тоді азот добувають розкладанням гідразину N_2H_4 :



Застосування азоту

У хімічній промисловості азот використовують як сировину для синтезу амоніаку, на це витрачається понад три чверті всього промислового азоту.

Застосування гакуватого азоту в техніці ґрунтується на його інертності: в атмосфері азоту виплавляють деякі метали, працюють із речовинами, що легко окислюються на повітрі. Ним заповнюють

електричні лампи і камери шин літаків, а останнім часом також почали заповнювати камери шин автівок.

У харчовій промисловості азот зареєстрований як добавка E941. Його використовують для наповнення герметичних пакетів з їжею в м'якій тарі, зокрема пакетів із чіпсами, молоком тощо. Це запобігає пошкодженню крихкої їжі та окисненню жирів у її складі киснем.

Рідкий азот використовують переважно як холодоагент та в кріотехнологіях для швидкого заморожування їжі, зберігання крові та інших біологічних матеріалів. На заводах рідкий азот використовують для швидкого охолодження металевих виробів.

Амоніак – NH₃

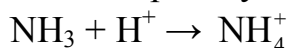
За звичайних умов амоніак – безбарвний газ із характерним різким запахом, $t_{\text{кип}} = -33,6^{\circ}\text{C}$ – легко скраплюється, у рідкому стані – безбарвна рідина, $t_{\text{пл}} = -78^{\circ}\text{C}$, його густина за н. у. 0,76 г/л, дуже добре розчинний у воді: 1200 л в 1 л води за 0°C , а за 20°C 700 л амоніаку розчиняється в 1 л води – це пояснюється тим, що молекули амоніаку утворюють водневі зв'язки з молекулами.

Амоніак – токсичний газ, сильно подразнює шкіру та слизові оболонки очей і носоглотки, у разі вдихання спричиняє задуху й набряк легенів, уражає нервову систему.

У побуті та промисловості частіше називають «аміак», розчин амоніаку у воді називають нашатирним спиртом або аміачною водою. Нашатирний спирт містить 25% NH₃.

Хімічні властивості амоніаку

1) Кислотно-основні властивості амоніаку зумовлені можливістю його молекул утворювати четвертий зв'язок за донорно-акцепторним механізмом, наприклад, із йонами Гідрогену амоніак утворює йон амонію:



Розчин амоніаку у воді виявляє основні властивості, він змінює забарвлення фенолфталеїну на малинове, що свідчить про наявність у ньому гідроксид-іонів OH⁻.

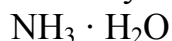
У розчині молекули амоніаку утворюють із молекулами води гідрат NH₃ · H₂O, який піддається електrolітичній дисоціації:



Із поширених неорганічних сполук амоніак – єдина речовина, що виявляє основні властивості і не є гідроксидом металічного елемента.

Сполуки NH₄OH не існує ані в розчині, ані в індивідуальному вигляді, водний розчин амоніаку містить переважно молекули амоніаку,

які дисоціювали незначною мірою. Однак усі молекули амоніаку утворюють водневі зв'язки з молекулами води, тому розчин амоніаку правильно записувати як гідрат амоніаку:



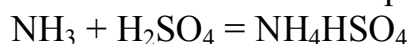
2) Взаємодія амоніаку з кислотами.

Основні властивості амоніаку виявляються в реакціях із кислотами.

У цих реакціях утворюються солі амонію:



амоній хлорид



амоній гідрогенсульфат

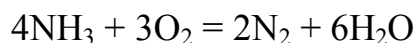


амоній сульфат

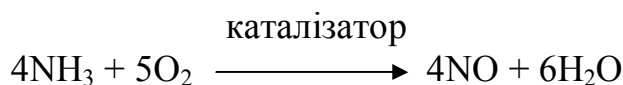
Оскільки амоніак – слабка основа, то солі, утворені амоніаком і слабкими кислотами, піддаються гідролізу. Тому амоніак взаємодіє із сильними кислотами, кислотами середньої сили та не дуже слабкими (метанова, етанова, сульфїтна тощо). Зі слабкими багатьма основними кислотами (карбонатна, ортофосфатна, сульфїдна) він утворює лише кислі солі.

3) Горіння амоніаку. Атом Нітрогену в амоніаку перебуває в нижчому ступені окиснення, тому амоніак є відновником.

а) амоніак може горіти, але на повітрі стійкого полум'я не утворюється – у повітрі занадто низький уміст кисню. У збагаченому киснем повітрі він згоряє блідо-жовтим полум'ям. Продуктами горіння амоніаку є азот і вода:

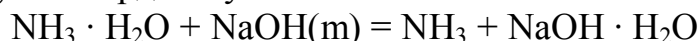


б) Каталітичне окиснення амоніаку. Використання каталізатора (платини або хром(III) оксиду) дозволяє спрямувати процес у бік утворення нітроген(II) оксиду, який застосовують для виробництва нітратної кислоти:

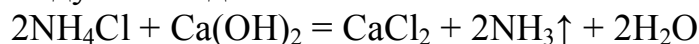


Добування амоніаку

1) У лабораторіях амоніак одержують крапаючи концентрований розчин амоніаку на твердий луг:



Найчастіше використовують порошок амоній хлориду NH_4Cl , який у техніці називають нашатирем, із $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – гашеним вапном, за нагрівання реакція проходить дуже швидко:



2) У промисловості амоніак одержують з газової суміші азоту та водню



Ця реакція є екзотермічною, оборотною, каталітичною й супроводжується зменшенням об'єму газуватих речовин. Оскільки каталізатор прискорює пряму і зворотну реакції однаково, а підвищення температури зміщує рівновагу цієї реакції в бік реагентів, то, відповідно до принципу Ле Шательє, для зменшення протидії впливу підвищеної температури, яка необхідна для забезпечення швидкості реакції, необхідною умовою є підвищення тиску.

Для синтезу амоніаку застосовують тиск від 15 до 100 МПа. Залежно від тиску, який застосовують, розрізняють три способи виробництва синтетичного амоніаку: низького (10 – 15 МПа), середнього (25 – 30 МПа) і високого (50 – 100 МПа) тиску. Найбільш поширений синтез амоніаку середнього тиску.

Для більш повного використання реагентів азото-водневу суміш, що не прореагувала, знову подають у колону синтезу. Технологічний процес, внаслідок якого речовини, що не прореагували, відокремлюють від продуктів реакції і знову повертають у реакційний апарат для подальшого використання, дістав назву циркуляційного. Це має неабияке значення для захисту навколишнього середовища від забруднення шкідливими речовинами та доводить практичний вихід амоніаку до 95%.

Внаслідок тривалих пошуків оптимальних умов проведення синтезу амоніаку його здійснюють за температури 500 - 550°C, тиску 20 – 25 МПа та з використанням губчастого заліза з домішкою оксидів Алюмінію, Калію, Кальцію, Силіцію в якості каталізатора. За одне проходження азотно-водневої суміші через колону синтезу реагує приблизно 20% суміші.

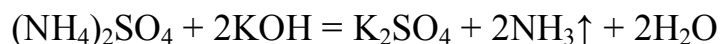
Зберігають амоніак у рідкому стані в спеціальних посудинах.

Солі амонію

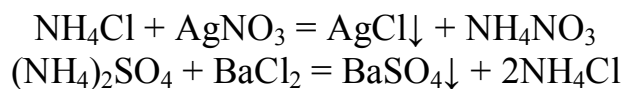
Усі солі амонію – білі кристалічні речовини, добре розчинні у воді, термічно нестійкі.

Хімічні властивості солей амонію

1. Солі амонію реагують із лугами з виділенням амоніаку, який можна розпізнати за запахом або за допомогою вологого лакмусового папірця, який стає синім.

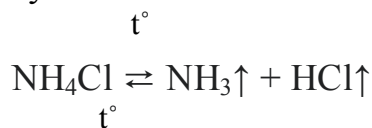


2. Солі амонію реагують з іншими солями, якщо утворюється нерозчинна сіль:

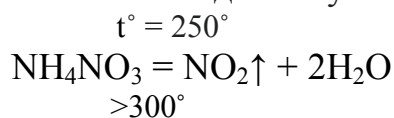


3. Більш солей амонію термічно нестійкі і розкладаються за нагрівання.

Солі амонію, утворені кислотами-неокисниками розкладається на амоніак і відповідну кислоту



Під час розкладання солей амонію, утворених кислотами – окисниками, йон амонію окислюється до азоту або оксидів Нітрогену:



Якісна реакція на йони амонію – взаємодія з розчином лугу – реакція супроводжується виділенням амоніаку, який виявляють за запахом або зволоженим індикаторним папірцем



Застосування амоніаку та солей амонію

Амоніак у великій кількості використовують для:

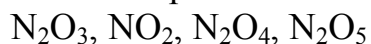
- виробництва нітратної кислоти;
- одержання сечовини і солей амонію, які використовують як мінеральні добрива;
- синтезу пластмас і штучних волокон;
- виготовлення лікарських препаратів, вибухових речовин;

Солі амонію широко застосовують:

- як нітрогеновмісні добрива (амоній нітрат, амоній сульфат, амоній ортофосфат);
- у виробництві сухих гальванічних елементів, при паянні як флюс;
- як компоненти вибухових сумішей.

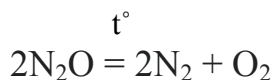
Оксиди Нітрогену

Для Нітрогену відомі оксиди, що відповідають усім можливим ступеням окиснення від +1 до +5, три з яких – кислотні, а два – несолетворні



Нітроген(I) оксид N_2O – безбарвний газ, без запаху за звичайних умов, $t = -91^\circ C$, $t_{кип} = -86^\circ C$, його називають «веселящим газом» через його слабку наркотичну дію, використовують у медицині для наркозу.

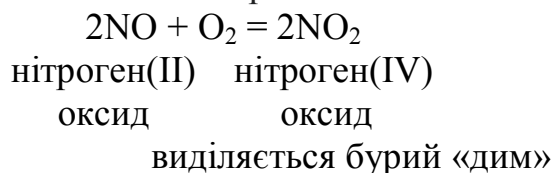
Нітроген(I) оксид N_2O не взаємодіє з лугами, водою, а за нагрівання вище $300^\circ C$ розкладається:



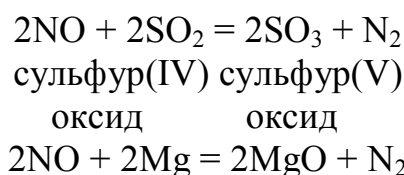
Нітроген(II) оксид NO – безбарвний газ із неприємним запахом, $t_{пл} = -164^\circ C$, $t_{кип} = -152^\circ C$, погано розчиняється у воді, дуже отруйний, тому що утворює стійку сполуку з гемоглобіном крові і не дозволяє йому переносити кисень; однак за малих кількостей виявляє лікувальну дію.

Нітроген(II) оксид – несолетворний оксид, для нього характерні тільки окисно-відновні реакції.

1) Легко взаємодіє з киснем повітря:



2) Як окисник Нітроген(II) оксид взаємодіє із сильними відновниками:



Оксиди Нітрогену (II), (IV) NO і NO_2 , що утворюються під час роботи двигунів внутрішнього згорання, потрапляють у повітря, забруднюючи навколишнє середовище.

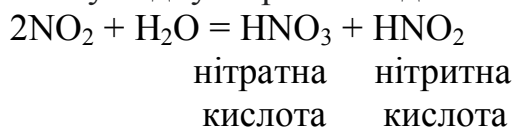
Нітроген(III) оксид N_2O_3 – мно-синя рідина, $t_{пл} = -101^\circ C$, $t_{кип} = 3^\circ C$, під час розчинення у воді утворюється нестійка нітритна кислота HNO_2 , що існує лише в розбавлених розчинах:



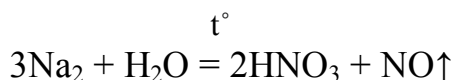
Нітроген(IV) оксид NO_2 – газувата речовина бурого кольору із неприємним різким запахом, в 1,6 важча за повітря, $t_{пл} = -11^\circ C$, $t_{кип} = 21^\circ C$, добре розчиняється у воді.

Хімічні властивості нітроген(IV) оксиду

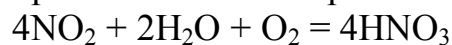
1) Під час розчинення у воді утворюється дві кислоти



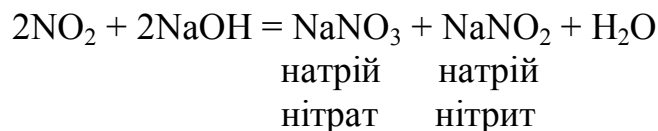
Під час нагрівання нітритна кислота розкладається, тому за пропускання нітроген(IV) оксиду через гарячу воду



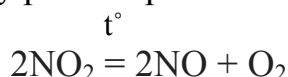
Якщо взаємодія нітроген(IV) оксиду з водою відбувається в надлишку кисню, то утворюється тільки нітратна кислота



2) Нітроген(IV) оксид взаємодіє з розчинами лугів, утворюється суміш солей:



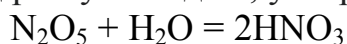
3) Нітроген(IV) оксид у разі нагрівання вище +135°C розкладається:



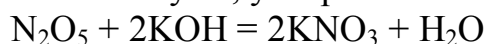
Нітроген(V) оксид N_2O_5 (ангідрид нітратної кислоти) – біла кристалічна речовина за звичайних умов дуже сильний окисник.

Хімічні властивості N_2O_5

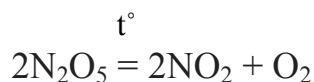
1) Нітроген(V) оксид реагує з водою, утворюючи нітратну кислоту



2) Взаємодіє з розчинами лугів, утворюючи солі нітратної кислоти

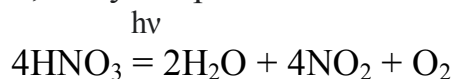


3) За температури 33°C сублимує, а за сильнішого нагрівання розкладається:



Нітратна кислота HNO_3

Нітратна кислота – безбарвна летка рідина під дією світла набуває жовтуватого забарвлення, тому що розкладається



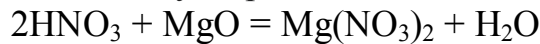
залежно від концентрації нітроген(IV) оксиду забарвлення може бути від жовтого до червоно-бурого, необмежено розчинна у воді, $t_{\text{кип}} = 81^\circ\text{C}$, $t_{\text{пл}} = -42^\circ\text{C}$, густина $1,52 \text{ г/см}^3$ має різкий їдкий запах, дуже небезпечна, отруйна, навіть розбавлена кислота спричиняє хімічні опіки шкіри, залишає на ній жовті плями.

Хімічні властивості нітратної кислоти

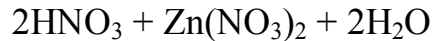
Властивості нітратної кислоти (HNO_3) можна поділити на дві групи: властивості спільні з загальними властивостями кислот і особливі властивості, зумовлені високою окисною здатністю нітратної кислоти.

Нітратна кислота виявляє всі загальні властивості кислот – взаємодіє:

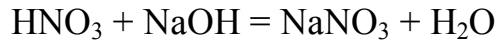
1) з основними оксидами утворюється сіль і вода



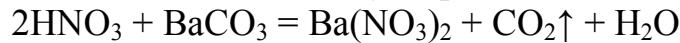
2) з амфотерними оксидами та гідроксидами утворюється сіль і вода



3) з основами утворюється сіль і вода



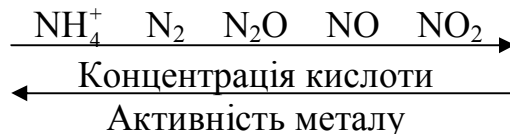
4) з солями слабких кислот якщо утворюється газ



5) нітратна кислота – є сильним окисником через наявність у розчинах йонів Гідрогену H^+ та наявність сильного окисника нітрат-іона NO_3^- , що зумовлює особливості її взаємодії з металами.

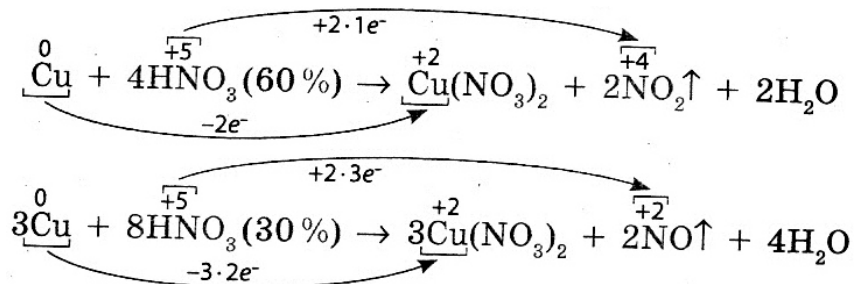
Нітратна кислота взаємодіє майже з усіма металами за винятком золота, платини й деяких інших. У більшості випадків окрім солей металічних елементів утворюються різні продукти нітрат-іонів (NO_2 , NO , N_2O , N_2 , NH_4^+). Це залежить від концентрації кислоти та активності металу: чим активніший метал і менша концентрація кислоти, тим сильніше відбувається відновлення.

Переважний продукт відновлення HNO_3



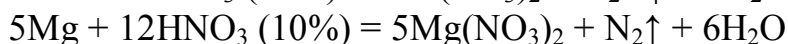
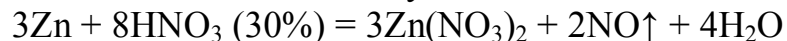
Метали можуть витіснити водень із розчинів нітратної кислоти, але часто він утворюється разом з іншими продуктами відновлення Нітрогену.

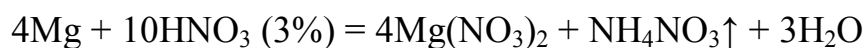
У реакції міді з концентрованою нітратною кислотою залежно від концентрації кислоти утворюється нітроген(IV) оксид або нітроген(II) оксид:



В обох випадках окисником є нітрат-іон, що відновлюється до оксидів Нітрогену NO і NO_2 .

Активніші метали можуть відновити нітратні кислоти до нітроген(I) оксиду, азоту N_2 або навіть до амоніаку:

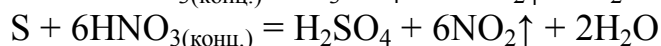




Залізо, хром і алюміній на холоді з концентрованою нітратною кислотою не взаємодіють унаслідок утворення на їхній поверхні тонкого шару хімічно стійкого оксиду. Говорять, що нітратна кислота пасивує ці метали. Завдяки такій особливості концентровану нітратну кислоту можна перевозити у сталевих цистернах. Для визначення переважних продуктів реакції різних металів з нітратною кислотою можна скористатися схемою:

Концентрована	HNO_3	Розбавлена
Pb, Cu, Ag, Hg $\text{Ag} + 2\text{HNO}_3 = \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	NO_2	
Ca, Mg, Zn $3\text{Mg} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$	NO	Pb, Cu, Ag, Hg $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
Li, Na, K $8\text{Na} + 10\text{HNO}_3 = 8\text{NaNO}_3 + \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$	N_2O	
	N_2	Al, Fe, Zn, Sn $5\text{Sn} + 12\text{HNO}_3 = 5\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
Пасивування Fe, Cr, Al	NH_3	Mg, Ca, Zn, Fe $4\text{Ca} + 10\text{HNO}_3 = 4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

б) Гаряча нітратна кислота окиснює вуглець, сірку, фосфор і деякі інші неметали, відновлюючись при цьому до NO_2 :

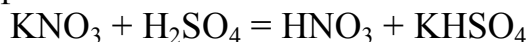


Димляча нітратна кислота за окисними властивостями перевершує концентровану. Тліюча скіпка або шматочок вугілля у разі контакту з нею загоряється яскравим полум'ям:



Добування нітратної кислоти

У лабораторії нітратну кислоту добувають з її солей дією концентрованої сульфатної кислоти:

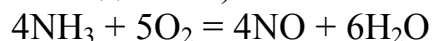


Реакція відбувається при слабкому нагріванні (щоб запобігти розкладанню HNO_3).

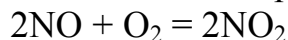
У промисловості сировиною для добування нітратної кислоти служить водень і азот. Відкриття промислового способу одержання нітратної кислоти окисненням амоніаку належить інженеру-хіміку І. І. Андрєєву, який вперше реалізував його на заводі в Донецьку (1917 рік).

Процес відбувається в три стадії:

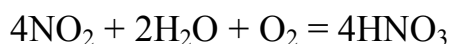
1-а стадія – каталітичне окиснення амоніаку до нітроген(II) оксиду (каталізатор – платина у вигляді сітки):



2-а стадія – окиснення NO киснем повітря до нітроген(IV) оксиду:



3-а стадія – поглинання NO₂ водою у присутності надлишку кисню (присутність кисню необхідна для того, щоб уникнути утворення нітратної кислоти):



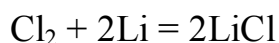
Розбавлену нітратну кислоту зберігають і перевозять у тарі з хромистої сталі, концентровану – в алюмінієвій тарі. Нітратна кислота зазначених концентрацій не взаємодіє з названим сплавом і металом. У невеликій кількості її зберігають у скляних бутлях темного кольору.

Застосування. Нітратна кислота, як і сульфатна, належить до найважливіших неорганічних продуктів хімічної промисловості. Велика кількість її витрачається на виробництво нітратних добрив, вибухових речовин, лікарських речовин, барвників, пластичних мас, штучних волокон та інших матеріалів, добування золота і срібла. Замість рідкого кисню концентровану нітратну кислоту застосовують як окисник ракетного палива.

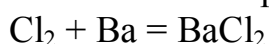
Практичні завдання до теми «Неметали»

1. Напишіть рівняння хімічних реакцій між хлором, бромом, літієм, барієм, залізом і цинком.

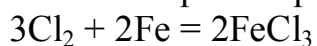
Галогени активно реагують з активними металами, утворюючи солі безоксигенових кислот.



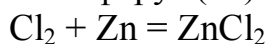
літій хлорид



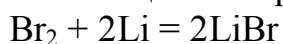
барій хлорид



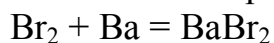
ферум(III) хлорид



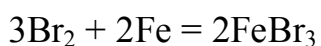
цинк хлорид



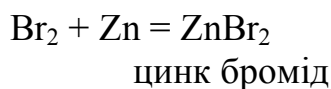
літій бромід



барій бромід



ферум(III) бромід



2. Гідроген хлорид, добутий спалюванням водню об'ємом 10 л (н. у.) у хлорі, розчинили у воді об'ємом 1 л. Обчисліть масову частку кислоти в отриманому розчині.

Дано:	Розв'язання:
$V(\text{H}_2) = 10 \text{ л}$	1. Записуємо рівняння реакції
$V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ л}$	10 л
$\omega(\text{HCl}) - ?$	$\text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2\uparrow = 2\text{HCl}\uparrow$
	гідроген хлорид
	1 моль 2 моль

По рівнянню реакції: з 1 моль водню H_2 утворюється 2 моль гідроген хлориду.

Обчислюємо кількість речовини гідроген хлориду, який утворився за законом об'ємних відношень газів:

$$\frac{v(\text{H}_2)}{v(\text{HCl})} = \frac{1}{2} \quad \text{тобто} \quad v(\text{HCl}) = 20 \text{ моль}$$

Знаходимо масу гідроген хлориду:

$$m(\text{HCl}) = v \cdot M = 20 \text{ моль} \cdot 36,5 \text{ г/моль} = 730 \text{ г}$$

$$M(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ г/моль}$$

Густина води дорівнює 1 г/мл, тобто маса 1 л води:

$$1000 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 1000 \text{ г}$$

Знаходимо масу розчину гідроген хлориду:

$$m(\text{р-ну}) = 1000 \text{ г} + 730 \text{ г} = 1730 \text{ г}$$

Знаходимо масову частку гідроген хлориду у розчині:

$$\omega = \frac{m(\text{речов.})}{m(\text{р-ну})} \cdot 100$$

$$\omega(\text{HCl}) = \frac{730}{1730} \cdot 100 = 42\%$$

Відповідь: $\omega(\text{HCl}) = 42\%$.

3. Обчисліть об'єм (н. у.) газової суміші, що складається з кисню масою 16 г та озону масою 12 г.

Дано:	Розв'язання:
$m(\text{O}_2) = 16 \text{ г}$	Обчислюємо кількість речовини
$m(\text{O}_3) = 12 \text{ г}$	а) O_2 : $M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$
$V(\text{O}_2 + \text{O}_3) - ?$	$v(\text{O}_2) = \frac{m}{\mu} = \frac{16 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль}$
	б) O_3 : $M(\text{O}_3) = 48 \text{ г/моль}$

$$v(\text{O}_3) = \frac{m}{\mu} = \frac{72 \text{ г}}{48 \text{ г/моль}} = 1,5 \text{ моль}$$

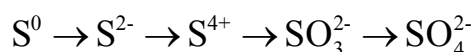
Визначаємо об'єм суміші – за нормальних умов об'єм будь-якої гакуватої речовини дорівнює 22,4 л/моль (V_m):

$$v(\text{O}_2 + \text{O}_3) = 0,5 \text{ моль} + 1,5 \text{ моль} = 2 \text{ моль}$$

$$V(\text{O}_2 + \text{O}_3) = v \cdot v_m = 2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 44,8 \text{ л}$$

Відповідь: $V(\text{O}_2 + \text{O}_3) = 44,8 \text{ л}$.

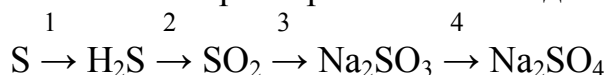
4. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



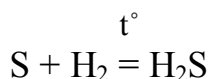
Розв'язання:

Ступінь окиснення О у Сульфурі – у простій речовині – сірки, ступінь окиснення -2 – у гідроген сульфурі H_2S^{2-} , ступінь окиснення +4 – у сульфур(IV) оксиді - $\text{S}^{4+}\text{O}_2^{2-}$, йон кислотного залишку SO_3^{2-} - є у розчинних солях – сульфітах, а йон кислотного залишку SO_4^{2-} - у розчинних солях сульфатах (або сульфатної кислоти).

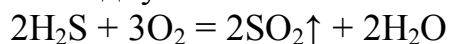
Послідовність хімічних перетворень має вигляд:



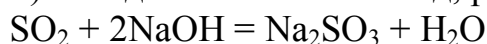
1) Гідроген сульфід одержуємо в результаті взаємодії простих речовин:



2) У надлишку кисню відбувається окиснення гідроген сульфід:

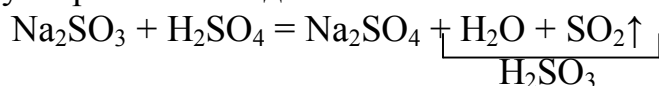


3) SO_2 сульфур(IV) оксид – кислотний оксид, реагує з лугами



натрій сульфід

4) Натрій сульфід Na_2SO_3 – розчинна сіль, може реагувати з кислотами, якщо утворюється осад або газ



Сульфитна кислота – нестійка сполука, легко розпадається за звичайних умов

5) У мірабіліті масова частка натрій сульфату Na_2SO_4 становить 44%, а кристалізаційної води 56%. Виведіть формулу мірабіліту.

Дано:	Розв'язання
$\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 44\%$	Припустимо, що маємо 100 г мірабіліту
$\omega(\text{H}_2\text{O}) = 56\%$	$m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ г}$, тоді
$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O} - ?$	$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 100 \cdot 0,44 = 44 \text{ г}$
	$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \cdot 0,56 = 56 \text{ г}$

Яка кількість речовини натрій сульфату Na_2SO_4 міститься у 100 г мірабіліту?

$$v(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{M(\text{Na}_2\text{SO}_4)} = \frac{44 \text{ г}}{142 \text{ г/моль}} = 0,3 \text{ моль}$$

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 23 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 142 \text{ г/моль}$$

Яка кількість речовини води міститься у 100 г мірабіліту?

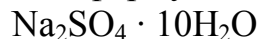
$$v(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{56 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 3,1 \text{ моль}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 2 + 16 = 18 \text{ г/моль}$$

Яка кількість речовини води припадає на 1 моль натрій сульфату Na_2SO_4

$$\frac{v(\text{H}_2\text{O})}{v(\text{Na}_2\text{SO}_4)} = \frac{3,1}{0,3}$$

тобто, практично 10 : 1, тоді формула мірабіліту



Відповідь: мірабіліт $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Тестові завдання до самоконтролю

1. Хлор виявляє позитивний ступінь окиснення у сполуці з:

А Гідрогеном

В Сульфуром

Б Оксисеном

Г Натрієм

2. Укажіть, яка реакція можлива

А $\text{Cl}_2 + \text{NaBr}$

В $\text{Br}_2 + \text{NaF}$

Б $\text{Cl}_2 + \text{KF}$

Г $\text{I}_2 + \text{KBr}$

3. Яка сіль реагує із хлоридною кислотою?

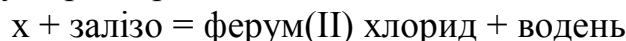
А купрум(II) сульфат

В натрій сульфат

Б кальцій нітрат

Г магній сульфат

4. Визначте до якого класу неорганічних сполук належить речовина х, що бере участь у перетворенні:



А оксиди

В основи

Б кислоти

Г солі

5. Спільною властивістю азоту і кисню є

А легкість взаємодії із фтором;

Б високі температури плавлення і кипіння;

В прояв вищої валентності, яка дорівнює номеру групи;

Г утворення молекулярних кристалічних ґраток.

6. Укажіть формулу речовини, яка реагує з киснем у присутності каталізатора:

А NH_3

В CuO

Б Cl_2

Г KNO_3

7. Кисень не можна добути розкладанням

А води

В кальцій карбонату

Б бертолетової солі

Г калій перманганату

8. Алотропних модифікацій не утворює

А Сульфур

В Фосфор

Б Хлор

Г Карбон

9. Окисні властивості простих речовин послідовно зростають у ряді

А телур, сірка, селен

В кисень, сірка, телур

Б сірка, телур, селен

Г телур, сірка, кисень

10. Укажіть речовину, з якою сульфур(IV) оксид реагує з утворенням тільки сілі

А вода

В барій оксид

Б калій гідроксид

Г кисень

11. Укажіть формулу солі, яку можна добути пропускаючи гідроген сульфід крізь розчин барій гідроксиду

А BaSO_3

В $\text{Ba}(\text{HS})_2$

Б $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$

Г BaSO_4

12. Укажіть схему реакції, в якій реагує розбавлена сульфатна кислота:

А $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\uparrow + \dots$

В $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CO}_2\uparrow + \dots$

Б $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{S} + \dots$

Г $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{SO}_2 + \dots$

13. Наявність сульфат-йонів можна визначити за допомогою розчину:

А індикатору

В барій ортофосфату

Б барій хлориду

Г калій гідроксиду

14. Укажіть формули сполук із однаковим ступенем окиснення атомів Сульфуру

А H_2SO_4 ; NaHSO_3

В CaSO_4 ; MgSO_3

Б K_2S ; KHSO_4

Г K_2SO_3 ; SO_2

15. Укажіть сполуки, реакція яких із водою, зумовлює утворення кислотних дощів

- А кальцій оксид, нітроген(IV) оксид;
- Б амоніак, сульфур(IV) оксид;
- В нітроген(IV) оксид, сульфур(IV) оксид;
- Г амоніак, сульфур(VI) оксид.

16. Низька розчинність азоту у воді пояснюється

- А наявністю спільних електронних пар;
- Б не полярністю молекул азоту;
- В наявністю міцного потрійного зв'язку;
- Г молекулярним типом кристалічних ґраток.

17. Укажіть формулу речовини, в якій ступінь окиснення Нітрогену максимальний:

- А HNO_3
- Б Ca_3N_2
- В NO_2
- Г $\text{Ca}(\text{NO}_2)$

18. Укажіть формулу речовини, яку не можна добути з азоту в одну стадію:

- А NH_3
- Б NO
- В N_2O
- Г Mg_3N_2

19. Амоніак можна добути в результаті:

- А взаємодії луґу та калій нітрату;
- Б взаємодії гашеного вапна з амоній хлоридом;
- В термічного розкладання амоній нітрату;
- Г термічного розкладання амоній нітриту.

20. Укажіть газ, який можна зібрати методом витіснення води

- А карбон(IV) оксид
- Б амоніак
- В нітроген(II) оксид
- Г гідроген хлорид.

21. Реакція між амоніаком і кислотами належить до реакції

- А розкладу
- Б заміщення
- В обміну
- Г сполучення

22. Укажіть правильні твердження для солей амонію

- А більшість із них добре розчинні у воді;
- Б всі солі амонію в реакціях із луґами при нагріванні виділяють амоніак;
- В зв'язки в йоні амонію ковалентні полярні;
- Г кристалічні ґратки солей амонію – молекулярні.

- А 1,2
- Б 1,3
- В 2,3
- Г 3,4

23. Укажіть речовини, які реагують з нітратною кислотою
А Fe, Cu, NO₂
Б Cu(OH)₂, CuO, SiO₂
В Cu, KOH, CuO
Г Cu, K₂CO₃, SO₃

24. Укажіть продукти взаємодії цинку з дуже розбавленим розчином нітратної кислоти
А Zn(NO₃)₂, NO, H₂O
Б Zn(NO₃)₂, NH₄NO₃, H₂O
В Zn(NO₃)₂, NO₂, H₂O
Г Zn(NO₃)₂, NH₄NO₃, H₂

25. Вільний метал утворюється при термічному розкладі
А KNO₃
Б Mg(NO₃)₂
В AgNO₃
Г Cu(NO₃)₂

26. Укажіть, за допомогою якої з речовин можна визначити катіон амонію:
А гідроген хлорид
Б кальцій хлорид
В натрій хлорид
Г луг

27. Укажіть речовину, яка реагує з нітратною кислотою:
А фосфор(V) оксид
Б магній карбонат
В кисень
Г сульфатна кислота

28. Укажіть рядок солей, які розкладаються без утворень твердого залишку:
А Mg(NO₃)₂, NH₄NO₃
Б NH₄Cl, (NH₄)₂CO₃
В KNO₃, Hg(NO₃)₂
Г Cu(NO₃)₂, NH₄Cl

29. Укажіть групу металів, які пасивує концентрована нітратна кислота
А Cu, Fe, Cr
Б Ag, Fe, Cr
В Fe, Al, Cr
Г Al, Cu, Ag

30. Позначте ряд, який містить алотропні модифікації Карбону
А алмаз, графіт, карбід
Б алмаз, карбін, карбід
В графіт, карбід, алмаз
Г графіт, алмаз, карбін

2. МЕТАЛИ

Зі 118 хім. елементів, відомих на сьогодні, близько 100 елементів є металічними, тобто періодична система хім. елементів на 4/5 складається з металічних елементів. З металічних елементів за винятком Гідрогену складаються I і II групи періодичної системи, головні підгрупи III-IV груп закінчуються металічними елементами, а також 2 родини f-елементів – Лантаноїди та Актиноїди – є металами.

Слово «метал» походить від грецького *metallon*, що означає «рудник» або «шахта», багато металічних елементів в природі у вільному стані не зустрічаються, вони трапляються у вигляді руд, що складаються з одного або декількох металовмісних мінералів. Мінерали й гірські породи, які містять сполуки металічних елементів і придатні для добування металів промисловим способом, називають рудами: залізна руда, алюмінієва, мідна, свинцева тощо. У вільному(самородному) стані зустрічаються тільки золото, платина.

Найпоширеніший у земній корі металічний елемент – Алюміній(7%), він поступається лише двом неметалічним – Оксигену й Силіцію, друге місце посідає Ферум(4%), третє – кальцій(3%), потім Натрій, Калій і Магній – близько 2%, Титан – 0.6%. Інших елементів набагато менше, усі радіоактивні металічні елементи(за винятком Урану й Торію) у природі наявні в незначних кількостях або взагалі не виявлені.

Поділ на метали і неметали не є абсолютним. Так, наприклад, метал Германій володіє багатьма неметалічними властивостями. Хром і Алюміній – метали, але утворюють сполуки які проявляють неметалічні властивості: $KAlO_2$, $KCrO_2$, $KCrO_4$, $K_2Cr_2O_7$ (явище амфотерності). Телур і Йод - типові неметали, які мають деякі властивості металів.

Якщо в періодичній системі елементів провести діагональ від Берилію до Астату, то в головних підгрупах, розташованих справа від діагоналі, будуть неметалічні елементи, а в головних підгрупах, розташованих зліва від діагоналі, в побічних підгрупах і в восьмій групі, виключаючи інертні гази - металічні. Елементи, розташовані поблизу діагоналі (наприклад, Be, Al, Ti, Ge, Nb, Sb та ін.), проявляють амфотерний характер.

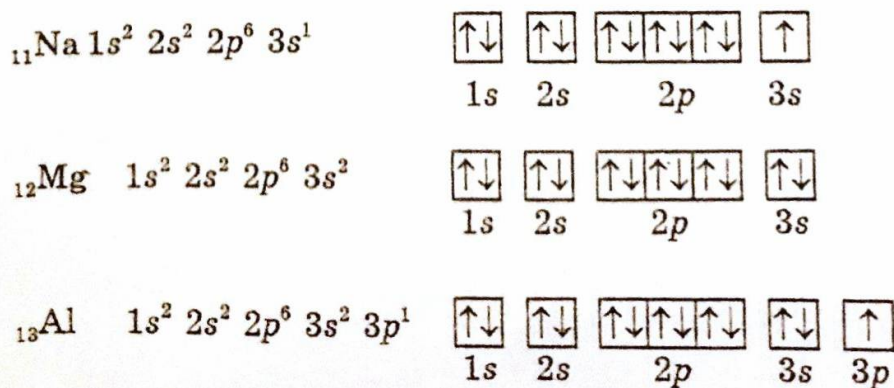
2.1 Особливості будови атомів металічних елементів

На відміну від неметалічних елементів, зовнішній енергетичний рівень електронних оболонок атомів металічних елементів містить мало електронів - здебільшого 1 або 2. Виняток становлять Алюміній, Галій - у них по 3 електрони, Станум і Плюмбум - по 4, Вісмут - 5, Полоній - 6 електронів та деякі інші.

Зовнішній енергетичний рівень електронних оболонок атомів

металічних елементів далекий до завершення.

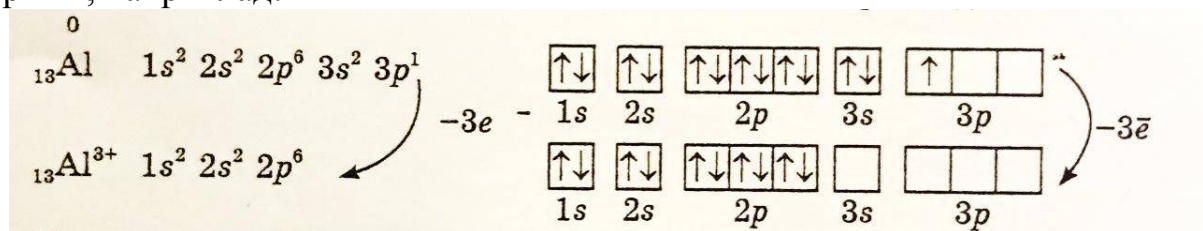
Особливістю будови атомів металічних елементів *одного періоду* є те, що зі збільшенням порядкового номера збільшується кількість протонів у ядрі атома та електронів на зовнішньому енергетичному рівні електронної оболонки. Наприклад, у металічного елемента 3 періоду Натрію на зовнішньому енергетичному рівні 1 електрон, у Магнію - 2, в Алюмінію - 3:



Особливостями будови атомів металічних хімічних елементів є те, що в елементів *головних підгруп* усі валентні електрони розташовані на *зовнішньому енергетичному рівні*. Розглянуті на ст. 164 електронні формули атомів Натрію, Магнію, Алюмінію та сталі значення валентності Na(I), Mg(II), Al(III) доводять це.

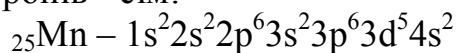
За Алюмінієм під номером 14 розташований неметалічний елемент Силіцій. Зовнішній енергетичний рівень його електронної оболонки містить 4 електрони, тобто він наполовину заповнений.

Через те, що зовнішні енергетичні рівні атомів металічних елементів далекі від завершення, вони мають низьку електронегативність. Тому при утворенні хімічних зв'язків з атомами неметалічних елементів атоми металічних віддають валентні електрони. Внаслідок віддавання електронів зовнішнього енергетичного рівня атоми металічних елементів перетворюються на катіони із завершеним зовнішнім енергетичним рівнем (ним стає енергетичний рівень, що був передостаннім в електронній оболонці атома). Він відповідає електронній будові зовнішнього енергетичного рівня атома інертного газу попереднього енергетичного рівня, наприклад:



У металічних хімічних елементів побічних підгруп та зовнішньому енергетичному рівні також небагато електронів, але валентними є нелише

ці електрони, але й ті, що містяться на 4-підрівні передостаннього енергетичного рівня. Тому металічні елементи побічних підгруп можуть мати різні ступені окиснення. Наприклад, атом Мангану на зовнішньому 4 енергетичному рівні має 2 s-електрони, а на передостанньому (третьому) - 5 d-електронів. Тож усього валентних електронів - сім:



Звідси, мінімальне значення ступеня окиснення у сполуках атомів Мангану 12, а максимальне -7. Проміжними значеннями є +4, +6.

Атоми металічних елементів у більшості випадків на зовнішньому електронному шарі мають один, два або три електрони. Це всі s-елементи, за винятком Гідрогену і Гелію; всі d- і f-елементи (металічні елементи побічних підгруп, лантаніди та актиноіди); p-елементи головної підгрупи третьої групи (крім Бору), а також Германій Ge, Станум Sn, Плюмбум Pb (4e), Стибій, Бісмут (5e), Полоній Po (6e).

Особливості металічного зв'язку. У твердому чи рідкому агрегатному стані метали складаються з атомів, катіонів та усупільнених (належать відразу багатьом атомам) електронів (рис. 2.10), між якими існує металічний зв'язок.

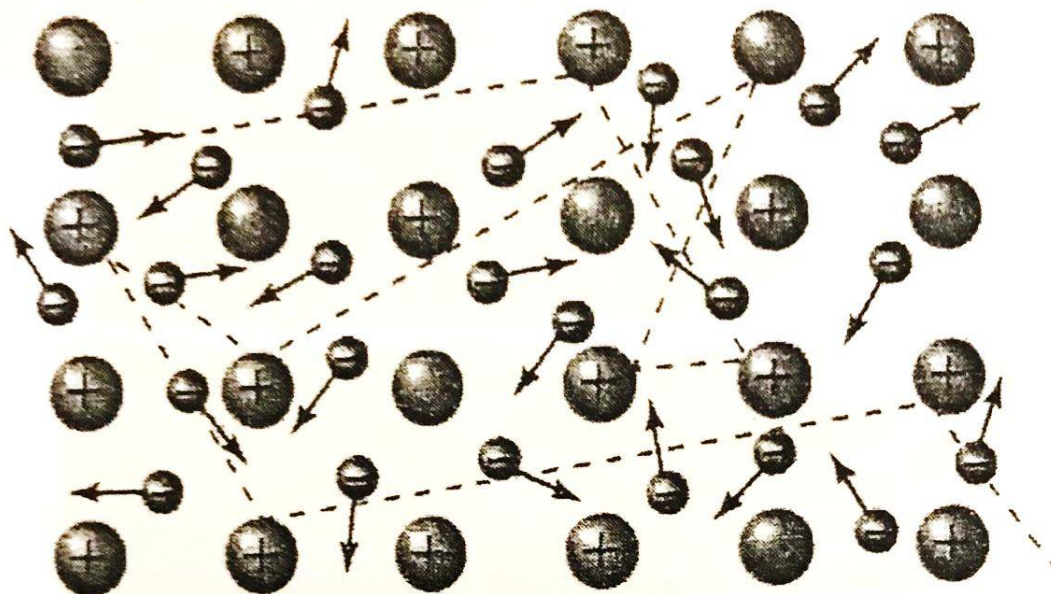


Рис. 2 – Схема утворення металічного зв'язку

Як уже зазначалося в розділі 1, металічний зв'язок - це хімічний зв'язок, зумовлений наявністю у металів *усупільнених електронів* (ними стали електрони зовнішніх енергетичних рівнів, що втратили зв'язок з ядрами своїх атомів), *катіонів* (утворилися внаслідок втрати атомами валентних електронів) та *атомів*.

На зовнішньому енергетичному рівні електронних оболонок атомів

металічних елементів знаходиться мало електронів, і тому їх зв'язок з ядромслабкий. Такі електрони легко втрачають зв'язок з ядром свого атома, в результаті атом перетворюється на позитивно заряджений іон - катіон. Електрони, що втратили зв'язок з своїми атомами, вільно переміщуються у масі металу. Їх ще називають усупільненими електронами або електронним газом.

У масі металу одночасно відбувається віддача електронів атомами і приєднання їх до катіонів металічних елементів, внаслідок чого атоми перетворюються у відповідні катіони, а катіони - на нейтральні атоми.

Металічний зв'язок міцний. Як і сполуки з йонним типом зв'язку, металитверді здебільшого тугоплавкі речовини, за винятком ртуті, що є рідиною.

Чисті метали у твердому стані мають кристалічну будову. У вузлах їх кристалічних ґраток у певному геометричному порядку розташовані атоми та йони, а усупільнені електрони вільно переміщуються по всьому металу.

2.2 Загальні фізичні властивості металів

1. *Наявність металічної кристалічної ґратки.* Металічними називаються кристалічні ґратки, у вузлах яких знаходяться окремі атоми та йони металічних елементів, зв'язані один з одним за рахунок усупільнених електронів. Відмінність металічної ґратки від йонної та молекулярної зумовлена наявністю електронів, які вільно переміщуються.

2. *Всі метали, крім ртуті і францію, за звичайної температури – тверді речовини кристалічної будови.* У кристалічному стані вони добре відбивають світло і тому непрозорі, мають характерний *металічний блиск*. Найкраще відбивають світло індій та срібло, тому їх використовують для виготовлення дзеркал, у прожекторах і рефлекторах. Майже всі метали (за винятком золота та міді) мають білий або сірий колір з різними відтінками. У порошкоподібному стані більшість металів набувають чорного або темно-сірого кольору.

3. *Електропровідність.* Метали добре проводять електричний струм і тепло. Найкращі провідники електричного струму і тепла - срібло і мідь. Той факт, що метали мають добру електричну провідність, пояснюється наявністю в них вільних електронів, які під впливом навіть невеликої різниці потенціалів набувають спрямованого руху у напрямку від негативного полюса до позитивного.

4. *Теплопровідність.* У більшості випадків за звичайних умов *теплопровідність* металів змінюється у тій же послідовності, що і їх електрична провідність. Теплопровідність зумовлюється високою рухливістю вільних електронів і коливальним рухом атомів, завдяки чому відбувається швидке вирівнювання температури в масі металу. Найбільша

теплопровідність - у срібла і міді, найменша - у вісмуту і ртуті.

5. Для металів характерна висока *пластичність*. Пластичність - це здатність легко змінювати форму під дією зовнішніх сил і зберігати одержану форму після припинення цієї дії. Вона зменшується в ряду Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Zn, Fe. Золото, наприклад, можна прокатувати в листи товщиною близько 0,003 мм, які використовують для позолоти різних предметів.

6. За *густиною* метали поділяються на *легкі*, густина яких не перевищує 5 г/см^3 (літій, натрій, магній, алюміній тощо), і *важкі* з густиною понад 5 г/см^3 (осмій, цинк, залізо, мідь, ртуть). Густина, температура плавлення, кипіння та твердість металів залежать від їх індивідуальних властивостей - маси атома, заряду ядра, міцності металічного зв'язку. Найлегший з металів - літій (густина $0,534 \text{ г/см}^3$), а найважчий - осмій (густина $22,6 \text{ г/см}^3$).

7. За *температурами плавлення і кипіння* метали поділяють на *легкоплавкі* (їх $t_{\text{пл}} < 1000^\circ\text{C}$) та *тугоплавкі* (їх $t_{\text{пл}} > 1000^\circ\text{C}$). Найнижчу температуру плавлення має ртуть ($-38,9^\circ\text{C}$), найвищу - вольфрам (3380°C). Ці властивості зумовили застосування ртуті у термометрах, а вольфраму у виготовленні ниток електроламп. Значна відмінність у температурах плавлення і кипіння пояснюється різною міцністю металічного зв'язку. Дослідження показали, що у чистому вигляді металічний зв'язок характерний лише для лужних та лужноземельних металів. У інших металів, і зокрема, у металів побічних підгруп, частина валентних електронів делокалізована і здійснює ковалентні зв'язки між сусідніми атомами. А оскільки ковалентний зв'язок міцніший, ніж металічний, то у перехідних металів температури плавлення і кипіння набагато вищі, ніж у лужних та лужноземельних.

8. За *твердістю* розрізняють *тверді* та *м'які* метали. Найтвердіший метал - хром, ним можна різати скло. Калій, натрій, рубідій та цезій настільки м'які, що легко ріжуться ножем.

9. За такою ознакою, як колір, метали поділяють на *чорні* (залізо, марганець, хром) і *кольорові* (всі інші). Кольорові метали в свою чергу поділяють на підгрупи: *важкі* (мідь, цинк, свинець, ртуть), *легкі* (калій, натрій, магній, алюміній), *рідкісні* (літій, рубідій, цезій, берилій, молібден, вольфрам, цирконій, гафній, ванадій та ін.), *рідкісноземельні* (скандій, ітрій, лантан і лантаноїди), *розсіяні* (галій, індій, талій і германій), благородні (золото, срібло, платина, паладій, родій, рутеній, іридій та осмій), радіоактивні (радій, торій, уран, актиній і актиноїди).

Спільними ознаками металів є: металічна кристалічна ґратка, характерний металічний блиск, пластичність (ковкість), тепло- та електропровідність. Вказані спільні фізичні властивості металів зумовлені металічним хімічним зв'язком.

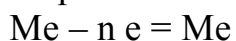
Цей зв'язок виникає між усупільненими відносно вільними електронами та позитивно зарядженими йонами металічних елементів, що утворюють кристалічну ґратку.

Ряд активності металів. На основі проведених досліджень з вивчення активності металів професор Харківського університету М.М. Бекетов розмістив їх ряд, який називають рядом активності металів. Кожний попередній металряду виявляє більшу активність порівняно з наступними і може витискувати їх із сполук. Умовно метали цього ряду поділяють на активні(це лужні й лужноземельні метали, магній, алюміній, цинк – вони найлегше вступають у хімічні реакції) і неактивні(метали середини ряду – залізо, нікель, олово – мають меншу хімічну активність). З часом на основі кількісної характеристики хімічної активності металів - їх електродного потенціалу - було укладено електрохімічний ряд напруг металів. Електрохімічний ряд напруг металів дозволяє характеризувати і порівнювати активність металів в окисно-відновних реакціях: чим лівіше розташований метал, тим він легше окиснюється в реакціях, а його йони, навпаки, важче відновлюються. Знання цих закономірностей дозволили сконструювати гальванічні елементи одноразової дії (сухі батарейки), та багаторазової дії (акумулятори) - пристрої, в яких енергія хімічних реакцій перетворюється в електричну енергію. Ці хімічні джерела електричної енергії знайшли використання в різних галузях народного господарства(транспорт, побутові прилади, телефони, годинники і т.д.).

2.3 Хімічні властивості металів

Метали - активні речовини. Пояснюється це тим, що зовнішні енергетичні рівні електронних оболонок їх атомів мають менше половини електронів, ніж їх містить завершений зовнішній енергетичний рівень. Тому атомам металічних елементів енергетичновигідніше віддавати, ніж приєднувати електрони чи утворювати спільні електронні пари. Згідно правила октету, щоб мати завершений зовнішній електронний шар, атоми металічних елементів віддають валентні електрони і перетворюються на катіони.

У хімічних реакціях атоми металічних елементів віддають електрони і перетворюються на позитивно заряджені йони-катіони:



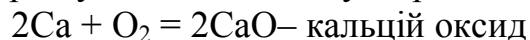
Хімічні властивості металів також зумовлені наявністю у їх атомах невеликої кількості електронів на зовнішньому електронному шарі, які вони віддають у хімічних реакціях. Більшість металів доволі легко вступають у реакції приєднання з неметалами, а також у реакції заміщення з водою, кислотами, солями (рис. 2.11). Виняток становлять золото, срібло, платина та деякі інші метали.

1. **Взаємодія з неметалами** завершується утворенням бінарних

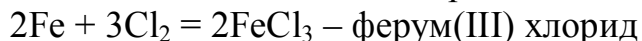
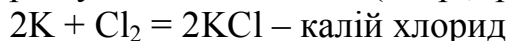
сполук, індивідуальні назви яких мають закінчення -ід (-ид): оксид, галогенід, сульфід, нітрид, фосфід, карбід, силіцид, борид, гідрид тощо.

2. Метали

а) реагують з киснем – утворюються оксиди:



б) реагують з галогенами(хлор ,бром ,йод)-утвор. солі-галогеніди



с) реагують з сіркою – утвор. солі-сульфіди

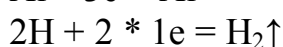
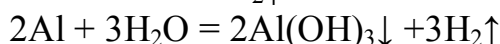
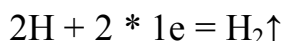
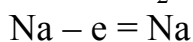
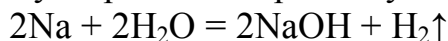


д) реагують з азотом – утвор. солі – нітриди

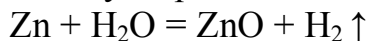
е) і т.д. на рис. Вище

3. **Взаємодія з водою** залежить від положення металу в ряді активності:

а) метали від літію Li до алюмінію Al взаємодіють за звичайно! те з утворенням гідроксиду і водню:



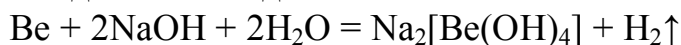
б) метали від магнію Mg до свинцю Pb взаємодіють з водою при нагріванні з утворенням оксиду металу і водню:



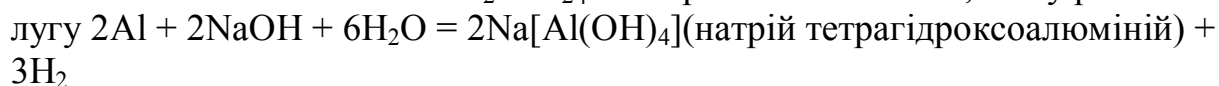
в) метали, які розташовані після водню, з водою не взаємодіють.

4. **Взаємодія з лугами.** Ці реакції властиві металам, що утворюють амфотерні гідроксиди, наприклад алюміній, берилій, цинк.

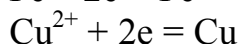
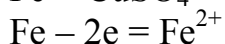
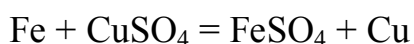
а) з розчинами лугів вони взаємодіють з утворенням комплексних солей і виділенням водню:



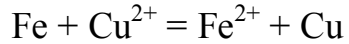
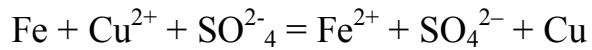
б) з розплавами взаємодія відбувається з утворенням солей метакислот зметалічним елементом у складі кислотного залишку:



Взаємодія з солями. Із розчинів солей більш активні метали витісняють менш активні:



Взаємодія солі із металами є окисно-відновним процесом. Оскільки він відбувається в розчині, то можливо скласти йонні рівняння:



Нерозчинні солі не вступають у реакції заміщення у водному середовищі.

Метали - активні речовини. Більшість металів доволі легко вступають у реакції приєднання з неметалами, а також у реакції заміщення з водою, кислотами, солями. Виняток становлять золото, срібло, платина та деякі інші метали. Всі хімічні реакції за участю металів є окисно-відновними. В них атоми металів проявляють відновні властивості.

2.4 Сплави

Сплави на основі заліза. У чистому вигляді метали використовують досить рідко, значно частіше застосовують *сплави*.

Сплави - це системи, що складаються з двох і більше металів, чи металів і неметалів.

Властивості сплавів різноманітні і відрізняються від властивостей вихідних компонентів. Виготовлення сплавів поліпшує та урізноманітнює властивості металічних систем. В залежності від технології виготовлення отримують сплави з різними характеристиками. Найпоширенішими є сплави заліза - **чавун** та **сталь**.

Чавун - сплав на основі заліза, який містить понад 1,7% вуглецю (приблизно від 2% до 4%) і незначні домішки марганцю, кремнію, фосфору, сірки та ін. Порівняно із залізом, чавун значно твердіший. Використовують для виготовлення масивних деталей різних машин і слугує сировиною для одержання сталей.

Сталь - сплав на основі заліза, який містить менше 1,7% вуглецю і менше 0,1% марганцю, кремнію, фосфору, сірки; у сталь добавляють так звані легуючі добавки (хром, нікель та ін.), які надають їй твердості, жаростійкості, хімічної стійкості та інших цінних якостей. Сталь є основним матеріалом у машинобудівництві, будівництві і багатьох інших галузях народного господарства.

Ніхром містить близько 14-18% заліза, 60% нікелю, і 18% хрому. Він володіє значним електричним опором і використовується для виготовлення спіралей розжарювання електронагрівальних пристроїв.

Досить поширеними є також сплави на основі алюмінію та міді.

Дюралюміній - сплав на алюмінієвій основі, який містить 3-5% міді, 1% магнію і стільки ж нікелю і марганцю. Має добрі механічні властивості і використовується в літако- та машинобудівництві.

Силумін - містить 86-87% алюмінію і 13-14% силіцію. Використовується для виготовлення різних деталей, так як не втрачає стійкості за температури 3000 °С.

Латунь - сплав на основі міді, який містить від 10 до 50% цинку.

Латунь широко використовують в моторобудівництві.

Бронза - сплав на основі міді з добавкою до 20% олова. Її використовують у машинобудівництві (підшипники, поршневі кільця, клапани, різна арматура) і для художнього лиття.

Мельхіор містить близько 80% міді і близько 20% нікелю. Використовують для виготовлення медичних інструментів, монет, посуду.

2.5 Загальні способи добування металів

Галузь хімічної промисловості, цільовим продуктом якої є метали і сплави, називають металургією. Залізо та його сплави називають чорними металами, а галузь металургії з добування сплавів на основі заліза - чорною металургією. Інші метали називають кольоровими, добуванням яких займається кольорова металургія.

Металургією також називають сукупність технологічних процесів, що відбуваються під час добування металів.

Основні способи добування металів

Загальні способи добування металів

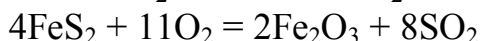
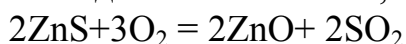
- 1) Пірометалургія
- 2) Металотермія
- 3) Гідрометалургія
- 4) Електрометалургія

Пірометалургія - сукупність високотемпературних процесів добування й очищення металів, відновлення металів з їх сполук за високих температур. Як відновники використовують вугілля (кокс) С, карбон (II) оксид СО, водень Н₂. Пірометалургійними методами добувають переважну більшість заліза, міді, свинцю, нікелю, титану тощо.

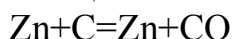
Типовим прикладом пірометалургії є доменний процес - добування заліза з руд-оксидів. Назва походить від назви споруд, де відбуваються хімічні реакції з утворення відновника та подальшого відновлення сполук Феруму до вільного заліза:

- 1) $C + O_2 = CO_2$
- 2) $CO_2 + C = 2CO$
- 3) $3Fe_2O_3 + CO = 2Fe_3O_4 + CO_2$
- 4) $Fe_3O_4 + CO = FeO + CO_2$
- 5) $FeO + C = Fe + CO$
- 6) $FeO + CO = Fe + CO_2$

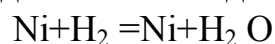
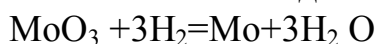
У таких випадках, коли метал одержують із руд-сульфідів, руди спершу перетворюють на оксиди випалюванням, наприклад :



Крім чадного газ, відновлення проводять коксом, якщо метали, що їх добувають, не утворюють карбідів або утворюють не міцні карбіди. Цим способом добувають більшість кольорових металів- мідь, цинк, кадмій, германій, олово, свинець та ін.

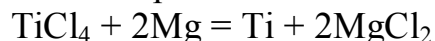
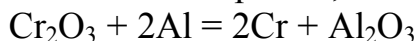


З оксидів метали можна відновлювати за допомогою водню:



Металотермія – відновлення металів з їх сполук іншими, хімічно більш активними металами (такими як алюміній, магній, кальцій, натрій). При цьому одержують метали високої чистоти.

Якщо використовувати відновник алюміній, то процес називається алюмінотермією, якщо магній- магнійтермією тощо:

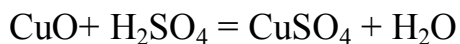


Металотермією добувають кольорові метали і сплави марганцю, хрому, титану, молібдену, вольфраму та ін. Кокс не використовують, оскільки при відновленні ним оксидів цих металічних елементів утворюються карбіди.

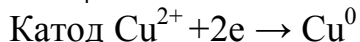
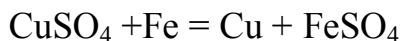
У сучасній металургії більш прогресивними є гідрометалургійні та електрометалургійні методи.

Гідрометалургійні процеси відбуваються з використанням води.

Гідрометалургія -добування металів з водних розчинів їх солей. Спершу металовмісний компонент руди переводять у розчинні сполуки за допомогою відповідних реагентів. Потім з розчиненої у воді сполуки відновлюють метал, не вдаючись до використання високих температур. Роблять це за допомогою електролізу або інших металів. Так, наприклад, під час обробки розбавленою сульфатною кислотою мідної руди, в якій Купрум перебуває у складі купрум(II) оксиду, утворюється розчин купрум(II) сульфату:



З утвореного розчину солі мідь одержують або електролізом, або використовуючи порошок заліза



Гідрометалургійним способом добувають до 25% всієї міді. Цим же способом добувають золото, срібло, цинк, кадмій, молібден, уран та інші метали. Руду, що містить самородне золото, після подрібнення обробляють розчином натрій ціаніду NaCN . У вигляді комплексної солі золото переходить у розчин, з якого його одержують електролізом або витісненням металічним цинком.

Гідрометалургійні методи дозволяють здійснювати певні технологічні процеси за низьких температур, що зменшує енерговитрати.

До електрометалургійних методів належать:

-електроестракція- електроліз розчину суміші солей для виділення певного металу;

-електролітичне рафінування- очищення металів від небажаних домішок;

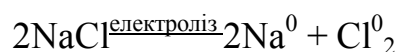
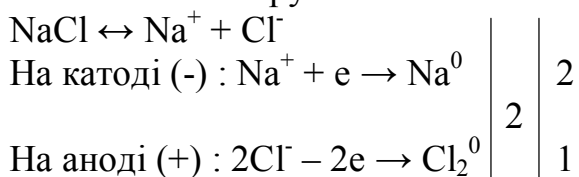
-електроліз розчинів або розплавів солей.

У промислових масштабах електролітичним рафінуванням очищують мідь, срібло, золото і деякі інші метали.

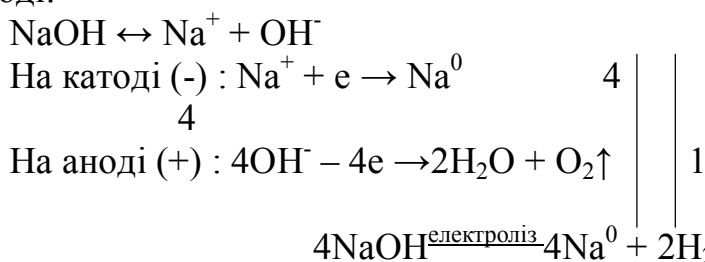
За допомогою електролізу добувають активні метали від літію до алюмінію. Лужні метали добувають електролізом розплавлених солей або лугів. З лугів добування дешевше, оскільки їх температура плавлення значно менша за температури плавлення солей(хлоридів) й витрачається менше електроенергії.

Сукупність окисно-відновних реакцій, що відбуваються на електродах у розчинах і розплавах електролітів під час пропускання через них електричного струму, називають електролізом.

У випадку одержання активних металів з розплавів на катоді відбувається відновлення катіонів металічного елемента, на аноді- окиснення аніонів хлору:



У випадку добування активних металів з лугів, катіони металічного елемента відновлюються на катоді, а гідроксильні групи OH⁻ окислюються на аноді:



Електроліз використовують також для нанесення декоративних і захисних металічних покриттів.

Біометалургійні методи добування металів ґрунтуються на використанні автотрофних бактерій- переважно тіонових- для виділення урану, міді та інших металів із сульфідних мінералів (наприклад, піриту) зі срібних і золотих руд.

Використання біометалургійних металів дозволяє добувати метали з руд із дуже низьким умістом металів, коли традиційні методи економічно не вигідні. Біометалургійні технології не мають шкідливих викидів, а отже є екологічно безпечними для довкілля.

Використання того чи іншого методу добування певного металу залежить від його хімічної активності і класу сполук, у вигляді яких він міститься в руді, також від умісту металу в руді.

Корозія металів

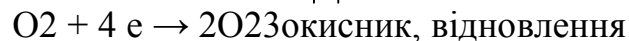
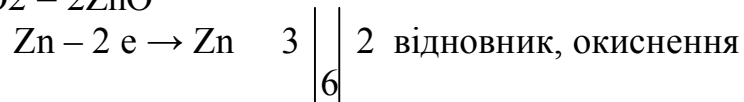
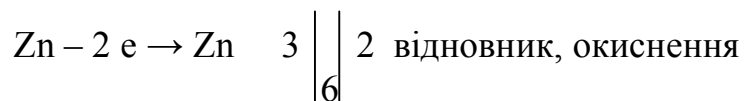
Корозія (від латинського *corrasion*-роз'їдання)- самовільне руйнування металів унаслідок їх хімічної й електро-хімічної взаємодії з навколишнім середовищем і перетворення на стійкі сполуки (оксиди, гідроксиди, солі).

Фактично корозія – це окисно-відновний процес руйнування металів і їх сплавів під впливом речовин навколишнього середовища.

Розрізняють хімічну й електрохімічну корозію.

Хімічна корозія-це руйнування металів під впливом оточуючого середовища внаслідок їх хімічної взаємодії з сухими газами чи рідинами-неелектролітами.

Даний вид корозії має місце в апаратах хімічних заводів, соплах реактивних літаків тощо. Тут метали реагують з киснем, хлором, вуглекислим і сірчистим газами, деякими іншими речовинами і перетворюються на оксид чи сіль, тобто руйнуються, наприклад:



Швидкість хімічної корозії у більшості металів зростає з підвищенням температури. Так за температури 250-300С° на залізі з'являється видима плівка оксидів. За 600С° і вище поверхня металу вкривається шаром окалини, що складається з оксидів Феруму різного ступеня окиснення: FeO, Fe₃O₄, Fe₂O₃. Окалина не захищає залізо від подальшого окислення, оскільки має тріщини і пори, які полегшують доступ кисню до металу, чим сприяють подальшій корозії.

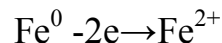
Метали більшою мірою потерпають від електрохімічної корозії.

Електрохімічна корозія- це процес руйнування металу в розчинах, тобто під час контакту металів із розчинами електролітів, особливо коли метали контактують із менш активними металами, цей процес супроводжується виникненням у системі електричного струму.

При електрохімічній корозії разом із хімічними процесами (відщеплення електронів) відбуваються й електричні (перенесення електричних зарядів), умовами перебігу електрохімічної корозії є наявність в оточуючому метал середовищі води та окисників- кисню, кислот. Кисень завжди присутній у складі повітря, вологе повітря з розчиненими в ньому вуглекислим чи сірчистим газами теж відповідає цим умовам, адже вони з водою утворюють кислоти – карбонатну, сульфідну, які є електролітами.

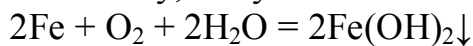
Механізм електрохімічної корозії досить складний. На поверхні металу утворюються гальванічні пари, майже як мініелектроди в гальванічному елементі, і на певних ділянках поверхні відбуваються процеси окиснення та відновлення.

По краях краплі, де концентрація розчинного кисню вища, кисень відновлюється до гідроксид-іонів $O_2 + 2H_2O + 4e \rightarrow 4OH^-$. Необхідні для відновлення кисню електрони переміщуються від центра краплі, де вони вивільнюються під час окиснення заліза і де концентрація розчиненого кисню мала.

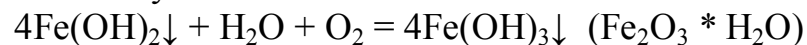


Йони Феруму переходять у розчин, вивільнені електрони поверхнею металу переміщуються до країв краплі.

Іржа, яку можна описати за допомогою формули $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$, виникає в результаті послідовності подальших процесів поблизу поверхні краплі води, куди з поверхні металу потрапляють іони Феруму та гідроксид-іони. Хоча іржа нерозчинна у воді, вона утворюється далеко від поверхні металу, тому захисний шар на поверхні не утворюється.



Нерозчинний ферум(II) гідроксид продовжує взаємодіяти з киснем і водою, внаслідок чого утворюється ферум(III) гідроксид – іржа, який поступово перетворюється на гідратований оксид й у вигляді лусочок осідає на поверхні металу:



Даний гідратований оксид діє на корозію як каталізатор і прискорює її перебіг, тобто швидкість корозії весь час зростає. Якщо вчасно корозію не зупинити, то металевий виріб може повністю зруйнуватися.

Суть корозії полягає в окисненні металів до оксидів, гідроксидів, солей: якщо у якомусь виробі контактують два метали, то корозії піддається активніший метал.

Наприклад, у домашньому вжитку використовують залізні відра, балійтощо, вкриті тоненьким шаром цинку. Зроблено це з метою запобігання корозії заліза. У разі пошкодження цілісності цинкової плівки,

кородує цинк, а незалізо. Подібним чином захищають залізні днища кораблів, прикріплюючи доних протектори з більш активного, ніж залізо, металу (протекторний захист).

При контакті двох металів електрохімічна корозія протікає тим інтенсивніше, чим:

- далі один від одного метали розташовані в електрохімічному ряді напруг,
- агресивніше середовище,
- більша концентрація окисника в розчині електроліту,
- вища температура.

Найбільш активними компонентами навколишнього середовища, що зумовлюють корозію металів є кисень O_2 , водяна пара H_2O , карбон(IV) оксид CO_2 , сульфур(IV) оксид SO_2 , нітроген(IV) оксид NO_2 .

Підвищений вміст солей у морській воді робить її добре електропровідною. Тому при контакті металів з солоною водою процес корозії посилюється. З цієї причини кораблі, металеві конструкції у морській воді та на побережжі морів і океанів іржавіють швидше, ніж у прісній воді чи на повітрі у віддалених від моря місцях.

Корозія завдає великих збитків громадському господарству і зупинити її неможливо. Тому вдаються до спеціальних засобів захисту металів від корозії:

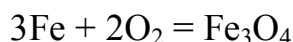
- наносять покриття: металічне (цинк, хром, нікель) і неметалічне (лаки, фарби, мастила, емалі);
- створюють сплави з антикорозійними властивостями, наприклад, нержавіючі сталі;
- знижують агресивність середовища введенням інгібіторів - сполук, які сповільнюють корозію або запобігають її початку;
- встановлюють протекторний захист - створюють контакт металу, що захищають від корозії, з більш активним металом, який буде руйнуватись першим;
- виробляють метали з якомога більшим ступенем чистоти (електрохімічне рафінування, зонна плавка та ін.);
- замінюють метали хімічно стійкими конструкційними матеріалами (наприклад, пластмасами);
- високотемпературні процеси замінюють низькотемпературними.

Практичні завдання до теми «Метали»

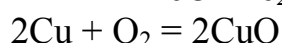
1. Маса платиного і срібного тиглів від розжарювання на повітрі не змінюється, а залізного й мідного – збільшується. Чим це пояснити?

Розв'язання

Платина Pt і Срібло Ag не окислюються киснем повітря, на відміну від заліза і міді, які реагують з киснем:



залізна окалина – суміш оксидів



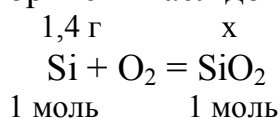
міді(II) оксид

Відповідь: кисень O_2 повітря сполучається із залізом і міддю, внаслідок чого маса тиглів збільшується.

2. Порошок силуміну (сплав алюмінію із силіцієм) масою 10 г із масовою часткою Силіцію 14% спалили в надлишку кисню. Обчисліть масові частки оксидів у добутій суміші сполук.

Дано:	Розв'язання
$m(\text{сплаву}) = 10 \text{ г}$	Обчислюємо масу силіцію у сплаві:
$\omega(\text{Si}) = 14\%$	маса сплаву 10 г – 100%
$\omega(\text{SiO}_2) - ?$	$m(\text{Si}) = 10 \cdot 0,14 = 1,4 \text{ г}$
$\omega(\text{Al}_2\text{O}_3) - ?$	Визначим масу алюмінію у сплаві:
	$m(\text{Al}) = 10 - 1,4 = 8,6 \text{ г}$

Записуємо рівняння реакції горіння силіцію, обчислюємо масу силіцій(IV) оксиду, який утворився внаслідок реакції:



При взаємодії 1 моль силіцію утворюється 1 моль силіцій(IV) оксиду, тобто

$$v(\text{Si}) = v(\text{SiO}_2)$$

Обчислюємо кількість речовини силіцію, який реагує:

$$v(\text{Si}) = \frac{m(\text{Si})}{M(\text{Si})} = \frac{1,4 \text{ г}}{28 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ моль}$$

Кількість речовини силіцій(IV) оксиду, який утворився теж

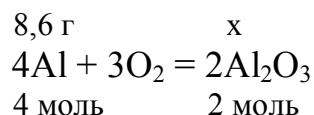
$$v(\text{SiO}_2) = 0,05 \text{ моль}$$

обчислюємо масу силіцій(IV) оксиду SiO_2 :

$$m(\text{SiO}_2) = v(\text{SiO}_2) \cdot M(\text{SiO}_2) = 0,05 \text{ моль} \cdot 60 \text{ г/моль} = 3 \text{ г}$$

$$M(\text{SiO}_2) = 28 + 16 \cdot 2 = 60 \text{ г/моль}$$

Записуємо рівняння реакції утворення алюміній оксиду, визначаємо його масу:



При взаємодії 4 моль алюмінію утворюється 2 моль алюміній оксиду Al_2O_3 , тобто

$$\frac{v(\text{Al})}{v(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{4}{2} = \frac{2}{1}$$

Знаходимо кількість речовини алюмінію, який прореагував:

$$v(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{8,6 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 0,32 \text{ моль}$$

Кількість речовини алюміній оксиду, який утворився

$$v(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{0,32 \text{ моль}}{2} = 0,16 \text{ моль}$$

Визначаємо масу алюміній оксиду Al_2O_3 :

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = v(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,16 \text{ моль} \cdot 102 \text{ г/моль} = 16,3 \text{ г}$$

$$M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 27 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 102 \text{ г/моль}$$

Знаходимо масу суміші оксидів:

$$m(\text{суміші}) = 3 \text{ г} + 16,3 \text{ г} = 19,3 \text{ г}$$

Обчислюємо масову частку силіцій(IV) оксиду у суміші:

$$\begin{aligned} \text{Маса суміші (SiO}_2 + \text{Al}_2\text{O}_3) &= 19,3 \text{ г} - 100\% \\ \text{маса силіцій(IV) оксиду} &= 3 \text{ г} - x\% \end{aligned}$$

$$\omega(\text{SiO}_2) = \frac{3 \cdot 100}{19,3} = 15,54\%$$

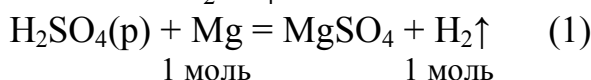
Визначаємо масову частку алюміній оксиду Al_2O_3 у суміші:

$$\omega(\text{Al}_2\text{O}_3) = 100 - 15,54 = 84,46\%$$

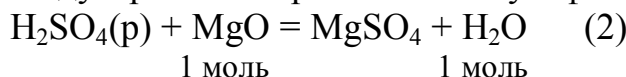
Відповідь: $\omega(\text{SiO}_2) = 15,54\%$, $\omega(\text{Al}_2\text{O}_3) = 84,46\%$.

3. Обчисліть об'єм водню (н. у.), який виділиться внаслідок дії надлишку розчину розбавленої сульфатної кислоти на суміш магнію і магній оксиду масою 32 г якщо кількості речовини обох сполук у суміші однакові.

Дано: $m(\text{Mg, MgO}) = 32 \text{ г}$ $v(\text{Mg}) = v(\text{MgO})$ $V(\text{H}_2) - ?$	Розв'язання: Записуємо рівняння реакцій: взаємодії магнію з розчином розбавленої сульфатної кислоти H_2SO_4
--	---



взаємодії магній оксиду з розчином розбавленої сульфатної кислоти H_2SO_4



У рівнянні (1): якщо реагує 1 моль магнію, утворюється 1 моль водню H_2 .

У рівнянні (2): якщо реагує 1 моль магній оксиду, утворюється 1 моль води.

Водень утворюється тільки в реакції (1), визначимо кількість речовини магнію, який прореагував: позначимо кількість речовини магнію як x : $v(Mg) = x$ моль, кількість речовини магній оксиду MgO теж:

$$v(Mg) = x \text{ моль}$$

Знаходимо масу магнію:

$$m(Mg) = v(Mg) \cdot M(Mg) = x \cdot 24 = 24x \text{ г}$$

Знаходимо масу магній оксиду:

$$m(MgO) = v(MgO) \cdot M(MgO) = x \cdot 40 = 40x \text{ г}$$

$$M(MgO) = 24 + 16 = 40 \text{ г/моль}$$

Обчислюємо кількість речовини магнію і магній оксиду у суміші:

$$24x + 40x = 32$$

$$64x = 32$$

$$x = 0,5 \text{ моль}$$

тобто у реакції (1) прореагувало 0,5 моль магнію – утворилося 0,5 моль водню, обчислюємо об'єм водню:

$$V(H_2) = v(H_2) \cdot V_m = 0,5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ моль} = 11,2 \text{ л}$$

Відповідь: $V(H_2) = 11,2 \text{ л}$.

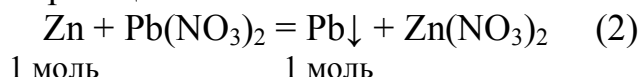
4. Цинкову пластинку масою 12 г занурили в розчин плюмбум(II) нітрату, через певний час маса пластинки збільшилася на 3,55 г. Обчисліть масу свинцю, що виділився.

Дано: $m(Zn) = 12 \text{ г}$ $\Delta m = 3,55 \text{ г}$ $m(Pb) - ?$	Розв'язання: Хоча маса цинку зазначена в умові задачі, але її не можна використовувати для обчислень: не відомо, чи весь цинк прореагував.
---	---

Можна використовувати різницю мас пластинки до та після реакції: маса змінюється завдяки тому, що частина атомів цинку переходить до складу солі і розчиняється у воді, а замість них на пластинці осідають атоми плюмбуму:

$$m(\text{пластинки}) = m(Pb) - m(Zn) \quad (1)$$

За рівнянням реакції:



тобто $v(Pb) = v(Zn)$, а кількість речовини $v = \frac{m}{M}$, тому визначаємо

кількість речовин плюмбуму та цинку через відношення маси речовини до її молярної маси:

$$\frac{m(Pb)}{M(Pb)} = \frac{m(Zn)}{M(Zn)}$$

за рівнянням (1) знаходимо

$$m(\text{Zn}) = m(\text{Pb}) - m(\text{пласт.})$$

тоді

$$\frac{m(\text{Pb})}{M(\text{Pb})} = \frac{m(\text{Pb}) - m(\text{пласт.})}{M(\text{Zn})}$$

знаходимо $m(\text{Pb})$:

$$m(\text{Pb}) \cdot M(\text{Zn}) = M(\text{Pb}) \cdot (m(\text{Pb}) - m(\text{пласт.})),$$

$$\text{позначимо } m(\text{Pb}) = x$$

$$M(\text{Zn}) = 65 \text{ г/моль} \cdot M(\text{Pb}) = 207 \text{ г/моль, тобто}$$

$$65x = 207(x - 3,55)$$

$$65x = 207x - 734,85$$

$$142x = 734,85$$

$$x = 5,175 - m(\text{Pb})$$

Відповідь: на пластинці виділилося 5,175 г свинцю.

5. Залізну пластинку занурили в розчин купрум(II) сульфату, через певний час маса пластинки збільшилася на 0,48 г. Обчисліть масу міді, що осіла на пластинці.

Дано: $\Delta m = 0,48 \text{ г}$ $m(\text{Cu}) - ?$	Розв'язання Запишемо рівняння реакції: $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu} \downarrow$ 1 моль 1 моль
--	---

За рівнянням реакції: кількість речовини заліза, що вступило в реакцію, дорівнює кількості речовини утвореної міді.

Зміна маси пластинки дорівнюватиме різниці мас металів заліза та міді:

$$\Delta m(\text{пластинки}) = m(\text{Cu}) - m(\text{Fe})$$

для знаходження маси металів – $m = v \cdot M$, тобто

$$\Delta m(\text{пласт.}) = v(\text{Cu}) \cdot M(\text{Cu}) - v(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe})$$

У нашому випадку ступені окиснення металічних елементів у солях однакові, отже і кількості речовини обох металів однакові

$$v(\text{Cu}) = v(\text{Fe})$$

значення кількості речовини можна винести за дужки:

$$\Delta m(\text{пласт.}) = v \cdot (M(\text{Cu}) - M(\text{Fe}))$$

звідки кількості речовини заліза і міді, які вступили в реакцію, будуть дорівнювати:

$$v(\text{Fe}) = v(\text{Cu}) = \frac{v m(\text{пласт.})}{M(\text{Cu}) - M(\text{Fe})}$$

Визначимо кількість речовини утвореної міді:

$$M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}$$

$$v(\text{Cu}) = \frac{0,48 \text{ г}}{64 \text{ г/моль} - 56 \text{ г/моль}} = \frac{0,48 \text{ г}}{8 \text{ г/моль}} = 0,06 \text{ моль}$$

Можемо обчислити масу міді:

$$m(\text{Cu}) = v(\text{Cu}) \cdot M(\text{Cu}) = 0,06 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 3,84 \text{ г}$$

Відповідь: на пластинці виділилося 3,84 г міді.

6. Після згоряння 4,8 г двохвалентного металу в хлорі одержали 19 г хлориду цього металу. Визначте метал.

Дано: $m(\text{Me}^{2+}) = 4,8 \text{ г}$ $m(\text{MeCl}_2) = 19 \text{ г}$ $M(\text{Me}) - ?$	Розв'язання: Якщо метал – двохвалентний, формула його хлориду схему MeCl_2 , записуємо схему рівняння хімічної реакції: $\begin{array}{ccc} 4,8 \text{ г} & & 19 \text{ г} \\ \text{Me} + \text{Cl}_2 & = & \text{MeCl}_2 \\ 1 \text{ моль} & & 1 \text{ моль} \end{array}$
---	---

Кількості речовин металу і метал (II) хлориду однакові, тобто
 $v(\text{Me}) = v(\text{MeCl}_2)$

для визначення кількості речовини використовуємо формулу:

$$v = \frac{m}{M}$$

позначимо відносну молекулярну масу металу $x - M(x)$

$$v(\text{Me}) = \frac{4,8 \text{ г}}{M(x) \text{ г/моль}}$$

відносна молекулярна маса метал (II) хлориду:

$$M(\text{MeCl}_2) = x + 35,5 \cdot 2 = x + 71 \text{ г/моль}$$

$$v(\text{MeCl}_2) = \frac{19 \text{ г}}{(x+71) \text{ г/моль}}, \text{ записуємо}$$

$$\frac{4,8 \text{ г}}{x} = \frac{19}{x+71}$$

$$4,8(x + 71) = 19x$$

$$4,8x + 340,8 = 19x$$

$$x = \frac{340,8}{14,2} = 24 \text{ г/моль} - \text{молярна маса металу – це магній.}$$

Відповідь: $M(\text{Me}) = 24 \text{ г/моль}$ – магній.

7. На 10 г цинку, який містить 3% неметалічних домішок, що не реагують з кислотами, подіяли надлишком хлоридної кислоти. Який об'єм водню (н. у.) виділився внаслідок реакції?

Дано: $m(\text{Zn} + \text{домішки}) = 10 \text{ г}$ $\omega(\text{домішок}) = 3\% = 0,03$ $V(\text{H}_2) - ?$	Розв'язання: Записуємо рівняння реакції $\begin{array}{ccc} \text{Zn} + 2\text{HCl} & = & \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow \\ 1 \text{ моль} & & 1 \text{ моль} \end{array}$
---	--

Кількість речовини цинку, який реагує, однакова з кількістю речовини водню, який виділяється:

$$v(\text{Zn}) = v(\text{H}_2)$$

Вичисляємо масу чистого цинку (без домішок):

10 г – маса цинку + домішки – 100%

x г – маса чистого цинку – 97%

$$m(\text{чистого Zn}) = \frac{10 \cdot 97}{100} = 9,7 \text{ г}$$

знаходимо кількість речовини цинку Zn, який прореагував:

$$v(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{9,7 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 0,15 \text{ моль}$$

$$M(\text{Zn}) = 65 \text{ г/моль}$$

Якщо $v(\text{Zn}) = v(\text{H}_2)$, $v(\text{H}_2) = 0,15 \text{ моль}$

Знаходимо об'єм водню (н. у.), який утворився:

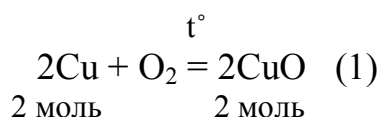
$$V = v \cdot v_m$$

$$V(\text{H}_2) = 0,15 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 3,36 \text{ л}$$

Відповідь: $V(\text{H}_2) = 3,36 \text{ л}$.

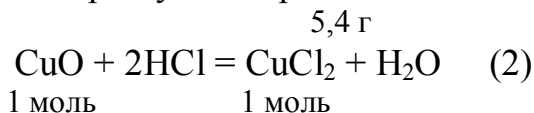
8. Мідний порошок масою 8 г протягом часу нагрівали на повітрі, а потім внесли у хлоридну кислоту, взяту в надлишку. В результаті реакції утворився купрум(II) хлорид масою 5,4 г. Обчисліть масову частку міді, яка не прореагувала, в порошок після нагрівання.

Дано: $m(\text{Cu}) = 8 \text{ г}$ $m(\text{CuCl}_2) = 5,4 \text{ г}$ $\omega(\text{Cu}) - ?$	Розв'язання: Записуємо рівняння реакцій 1) Мідь під час нагрівання на повітрі утворює купрум(II) оксид:
--	---



Маса порошку збільшується за рахунок кисню, який витрачається на утворення купрум(II) оксиду.

2) Купрум(II) оксид реагує з хлоридною кислотою:



Кількість речовини купрум(II) хлориду, який утворився, однакова з кількістю речовини купрум(II) оксиду, який прореагував, по рівнянню (2), а кількість речовини купрум(II) оксиду, який утворився у реакції (1) однакова з кількістю речовини мідного порошка, який реагує.

$$v(\text{CuCl}_2) = v(\text{CuO}) - (2), \quad v(\text{CuO}) = v(\text{Cu}) - (1), \quad \text{тобто } v(\text{CuCl}_2) = v(\text{Cu})$$

Обчислюємо кількість речовини CuCl_2 :

$$v(\text{CuCl}_2) = \frac{m(\text{CuCl}_2)}{M(\text{CuCl}_2)} = \frac{5,4 \text{ г}}{135 \text{ г/моль}} = 0,04 \text{ моль}$$

$$M(\text{CuCl}_2) = 64 + 35,5 \cdot 2 = 135 \text{ г/моль}$$

$$v(\text{CuCl}_2) = v(\text{Cu}) = 0,04 \text{ моль,}$$

визначимо масу міді, яка окислилася по рівнянню

$$m(\text{Cu}) = v(\text{Cu}) \cdot M(\text{Cu}) = 0,04 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 2,56 \text{ г} \quad (1)$$

$$M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}$$

Обчислюємо масу міді, яка залишилася неокисненою, у порошок:

$$m(\text{Cu}) = 8 \text{ г} - 2,56 \text{ г} = 5,44 \text{ г}$$

Обчислюємо масу міді(II) оксиду, який утворився по рівнянню(1)

$$v(\text{CuO}) = v(\text{Cu}) = 0,04 \text{ моль}$$

$$m(\text{CuO}) = v(\text{CuO}) \cdot M(\text{CuO}) = 0,04 \cdot 80 \text{ г/моль} = 3,2 \text{ г}$$

$$M(\text{CuO}) = 64 + 16 = 80 \text{ г/моль}$$

CuO – порошок чорного кольору.

Визначаємо масу порошку: 5,44 г (маса міді) + 3,2 г (маса міді(II) оксиду)

$$M(\text{порошку}) = 5,44 \text{ г} + 3,2 \text{ г} = 8,64 \text{ г}$$

Визначаємо масову частку міді, яка не прореагувала, тобто масову частку порошку міді у всій суміші.

$$\omega(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{m(\text{суміші Cu} + \text{CuO})} \cdot 100 = \frac{5,44 \text{ г}}{8,64 \text{ г}} \cdot 100 = 62,96\%$$

Відповідь: $\omega(\text{Cu}) = 62,96\%$.

Тестові завдання до самоконтролю

1. Метал Me утворює оксид складу Me_2O_3 , в не збудженому стані атом металу має конфігурацію:

А ns^2np^1

Б ns^2np^3

В ns^2np^2

Г ns^1

2. Укажіть твердження, що є неправильним для металів:

А металічні елементи складають більшість елементів періодичної системи;

Б в атомах усіх металів на зовнішньому енергетичному рівні міститься не більше двох електронів;

В у хімічних реакціях для металів характерні відновні властивості;

Г у кожному періоді атом лужного металу має найменший радіус;

3. Укажіть фізичну властивість, яка не властива металам:

А пластичність

Б електропровідність

В теплопровідність

Г крихкість

4. Укажіть рядок, у якому містяться симфолі тільки лужноземельних елементів – металів:

А Be, Mg, Ca

В Ca, Ba, Sr

Б Mg, Cu, Ra

Г Mg, Ca, Sn

5. Метали добре проводять електричний струм завдяки тому, що:

А зв'язок у металах йонного типу;

Б йони металічних елементів мають високу рухомість;

В електрони в металах мають високу рухомість;

Г зв'язок у металах – ковалентний.

6. Металічні властивості елементів у періоді послаблюються:

А зі зростанням заряду ядра та зменшенням атомного радіусу;

Б зі зростанням заряду ядра та збільшенням атомного радіусу;

В зі зменшенням заряду ядра та зростанням атомного радіусу;

Г зі зменшенням заряду ядра та зменшенням атомного радіусу.

7. Укажіть ступінь окиснення Магнію і Нітрогену у магній нітриді:

А +1; -3

В +3; -2

Б +2; +3

Г +2; -3

8. Укажіть металічні елементи, які належать до однієї підгрупи:

А Ca, Sr, Cd

В Na, K, Ag

Б Cr, Mo, W

Г Mg, Zn, Hg

9. Укажіть нацпластичніший метал:

А мідь

В золото

Б срібло

Г алюміній

10. У головних підгрупах із зростанням порядкового номера хімічного елемента металічні властивості:

А у елементів малих періодів послаблюються, великих – посилюються;

Б не змінюються

В послаблюються;

Г посилюються.

11. Металічні ґратки утворені:

А атомами металічних елементів і вільними електронами;

Б атомами і катіонами металічних елементів та вільними електронами;

В катіонами металічних елементів і вільними електронами;

Г атомами і катіонами металічних елементів.

12. Укажіть метод, який використовують для добування металів в промисловості:

- А крекінг
Б гідроліз
В риформінг;
Г пірометалургія

13. Укажіть масову частку Карбону у сталі:

- А 0,1% - 0,5%
Б 0,1% - 0,3%
В 0,1% - 2%
Г 2% - 5%

14. Укажіть метал, який не можна добути в чистому вигляді з його оксиду відновленням воднем:

- А Вольфрам
Б Кальцій
В Залізо
Г Молібден

15. Укажіть сплав, який виплавляють у доменній печі:

- А чавун
Б сталь
В бронза
Г дюралюміній

16. Укажіть метал, який витісняє водень із води за кімнатної температури:

- А мідь
Б залізо
В натрій
Г срібло

17. Укажіть метал, який не реагуватиме з хлоридною кислотою:

- А алюміній
Б залізо
В цинк
Г мідь

18. Укажіть метал, після внесення якого у розведений розчин сульфатної кислоти виділяється водень:

- А цинк
Б мідь
В срібло
Г золото

19. Укажіть формулу речовини, яка в результаті дії хлоридної кислоти перетворюється на купрум(II) хлорид:

- А міді(II) бромід
Б мідь
В міді(II) оксид
Г міді(II) сульфат

20. У якому випадку перший метал витісняє другий із розчину його солі?

- А залізо та магній
Б алюміній та свинець
В алюміній та кальцій
Г залізо та алюміній

21. Укажіть метал, який витісняє мідь із водного розчину купрум(II) сульфату:

А срібло

В золото

Б цинк

Г платина

22. Укажіть сіль, з водного розчину якої залізо не витісняє метал:

А алюміній хлорид

В аргентум нітрат

Б міді(II) нітрат

Г станум(II) хлорид

23. Спільною властивістю алюмінію і заліза є їхня здатність:

А розчинятися у розчинах лугів;

Б під час взаємодії з водою утворювати гідроксиди;

В пасивуватися концентрованою сульфатною кислотою;

Г утворювати оксид складу E_3O_4 .

24. Укажіть електронну формулу металічного елемента, який утворює метал, що швидше за інших піддається корозії:

А $\dots 4s^1 3d^5$

В $\dots 4s^2 3d^6$

Б $\dots 4s^1 3d^{10}$

Г $\dots 3s^2 3p^1$

25. Укажіть правильне твердження, яке характеризує електрохімічну корозію:

А руйнування металу при взаємодії з оксидами Нітрогену;

Б руйнування металу при взаємодії з киснем повітря;

В руйнування металу при взаємодії з оксидами Сульфуру;

Г руйнування металу в середовищі електроліту з виникненням в системі електричного струму.

ЛІТЕРАТУРА

1. Григорович О. В. Хімія: підруч. для 8 класу загальноосвітніх навчальних закладів/О. В. Григорович. – Харків; Вид-во «Ранок», 2016. 256 с.: іл.
2. Григорович О. В. Хімія: підруч. для 9 класу загальноосвітніх навчальних закладів/О. В. Григорович. – Харків; Вид-во «Ранок», 2017. 256 с.: іл.
3. Хомченко Г. П. Посібник з хімії для вступників до ВУЗів - Київ «Викладач», 1999 р. 480 с.
4. Хомченко Г. П., Хомченко І. Г. Збірник задач з Хімії для вступників до вищих навчальних закладів – Київ «А. С. К.», 2004 р. 311 с.
5. Прибора Н. А. Хімія: Текстові завдання у форматі ЗНО/Н.А. Прибора. – Київ; Видавничий дім «Освіта». 56 с.
6. Ярошенко О. Г. Хімія. Довідник, тестові завдання. Видання 2-ге, допрацьоване / Ольга Ярошенко. – Кам'янець-Подільський: ФОП Сисин О. В., 2018 – 412 с.
7. Дячук Л. С. Хімія. ЗНО: комплексне видання у 3-х ч.: Неорганічна хімія. Ч. 2 / Л. С. Дячук – Тернопіль: Навчальна книга – Богдан, 2018 – 440 с.
8. Ярошенко О. Г. Хімія (рівень стандарту): підруч. для 11 кл. закладів загальної середньої освіти / О. Г. Ярошенко. – К.: УОВЦ «Оріон», 2019 – 208 с.: іл.
9. Хімія (профільний рівень): посіб. Для 11 кл. зал. загал. серед. освіти / О. В. Григорович. – Харків: Вид-во «Ранок», 2020 – 272 с.: іл.
10. Чокан Л. О. Методичні вказівки з дисципліни «Хімія» розділ «Обчислення в хімії» для слухачів-громадян України/ Л.О.Чокан – Одеса: ОДЕКУ, 2014 р. – 80 с.
11. Чокан Л.О. Методичні вказівки для дистанційного навчання з дисципліни «Хімія» для слухачів підготовчого відділення/ Л.О.Чокан – Одеса: ОДЕКУ, 2017 – 55 с.