

Елементи VIA групи

1). Загальна характеристика

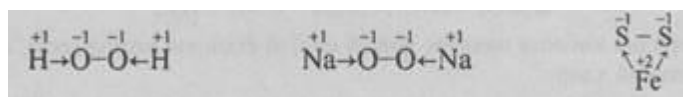
До складу головної підгрупи VI групи¹ зараховують Оксиген, Сульфур, Селен, Телур і Полоній. Елементи цієї підгрупи ще називають халькогенами², або елементами підгрупи Оксигену.

² **Халькогени** (від гр. *χαλκος* — руда і *γενος* — рід) — «ті, що народжують руди».

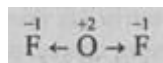
Це р-елементи; будова зовнішнього електронного рівня халькогенів — ns^2np^4 , де n — номер періоду.

Валентність елементів буває II, IV та VI, а в Оксигену — лише II, оскільки у нього немає d-підрівня, а тому неможливе збудження атома. У решти елементів можливий перехід спарених електронів унаслідок збудження атома на відповідні вакантні d-орбіталі.

До завершення зовнішнього електронного шару халькогенам не вистачає двох електронів, а тому їхні атоми легко приєднують електрони, утворюючи йон E^{2-} , який є в йонних сполуках. У ковалентних сполуках, де халькоген є електронегативнішим елементом, він виявляє також найнижчий ступінь окиснення (-2). У сполуках з електронегативнішими неметалічними елементами всі халькогени (крім Оксигену) виявляють ступені окиснення +6 або +4. Оксиген у низці сполук (гідроген пероксиді H_2O_2 , пероксидах лужних металічних елементів Na_2O_2), а також Сульфур у піриті FeS_2 виявляють ступінь окиснення -1, тому що одна ковалентна пара зв'язує між собою однакові атоми:



Оксиген виявляє позитивний ступінь окиснення +2 лише в сполуці з електронегативнішим Флуором OF_2 :



Сполуки елементів підгрупи Оксигену зі ступенем окиснення халькогену -2 виявляють відновні властивості, які посилюються закономірно зі зменшенням електронегативності в ряду від Сульфору до Телуру.

У підгрупі зверху донизу зі зростанням заряду ядра атома збільшуються атомні радіуси елементів і зменшується електронегативність, а тому закономірно змінюються властивості елементів: послаблюються їхні неметалічні властивості й окиснювальна здатність і посилюються металічні властивості.

Халькогени утворюють леткі сполуки з Гідроеном із загальною формулою H_2E . Це задушливі гази (крім води), унаслідок розчинення яких у воді утворюються відповідні слабкі кислоти. У ряду кислот $H_2S \rightarrow H_2Se \rightarrow H_2Te$ відбувається зростання сили кислот.

Елементи групи утворюють кислотні оксиди складу EO_2 та EO_3 , яким відповідають гідроксиди — кислоти H_2EO_3 та H_2EO_4 . У ряду кислот $H_2SO_4 \rightarrow H_2SeO_4 \rightarrow H_2TeO_4$ сила кислот спадає.

2).Оксиген

Оксиген — 8-й елемент періодичної таблиці, заряд ядра — +8. Хімічний символ — O. Відомо три стабільні природні ізотопи Оксигену: ^{16}O , ^{17}O , ^{18}O , серед яких найчастіше трапляється ^{16}O (99,76 %). Оксиген утворює дві прості речовини: кисень O_2 та озон O_3 ¹.

¹ Дж. Н. Льюїс 1919 р., вивчаючи магнітні властивості розчинів кисню в рідкому азоті, виявив молекули чотирьохатомного Оксигену O_4 .

Це другий (після Флуору) за електронегативністю елемент (3,5). Електронна формула — $_{8}\text{O } 1s^2 2s^2 2p^4$. Має два неспарені електрони, а тому виявляє валентність II. Відомо кілька сполук, у яких Оксиген тривалентний. Зокрема, це спостерігається в йоні гідроксонію H_3O^+ та в молекулі чадного газу CO.

У сполуках Оксиген майже завжди виявляє ступінь окиснення -2. Також є невелика кількість сполук і з іншими ступенями окиснення Оксигену:

Ступені окиснення	-2	-1	0
Приклади сполук	H_2O , Na_2O	H_2O_2 , Na_2O_2	O_2 , O_3

Поширеність Оксигену в природі

Оксиген — найбільш поширений елемент в природі Землі. У повітрі міститься майже 21 % кисню за об'ємом або 23,1 % за масою. Оксиген — складова частина води, мінералів. Величезну кількість Оксигену (майже 90 % за масою з урахуванням розчинених у воді солей) містить гідросфера Землі, об'єм якої $4 \cdot 10^{18} \text{ м}^3$. У земній корі міститься 47,2 % Оксигену (за масою). Відомо більше 1400 мінералів, до складу яких входить Оксиген. Це один з основних елементів-органогенів, входить до складу більшості органічних сполук. Він становить 50-85 % маси тканин рослин і тварин.

Кисень

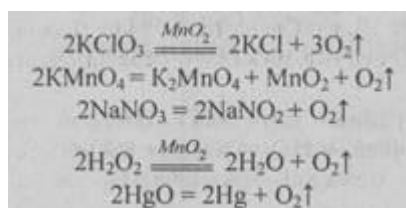
Фізичні властивості кисню

Кисень O_2 — це газ без кольору, смаку і запаху, погано розчиняється у воді, зріджується за температури -183°C (утворюється блакитна рідина), а за температури -219°C твердне, утворюючи кристали синього кольору. Відносна молекулярна маса — 32. Молярна маса — 32 г/моль.

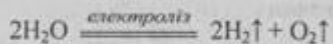
Отримання кисню

Лабораторні способи

1. Термічний розклад деяких речовин:



2. Електроліз води (практично використовують розчин лугу):

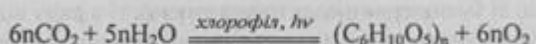


Промислові способи

1. Електроліз води.

2. Кріогенна ректифікація повітря: після глибокого охолодження повітря (до $-200\text{ }^\circ\text{C}$) спочатку за температури $-196\text{ }^\circ\text{C}$ з рідини починає випати азот N_2 , а потім (за температури $-183\text{ }^\circ\text{C}$) — кисень. Гази (окремо) збирають, після декількох повторних процедур отримують доволі чисті кінцеві продукти.

Єдиним природним шляхом поповнення атмосфери киснем є фотосинтез:

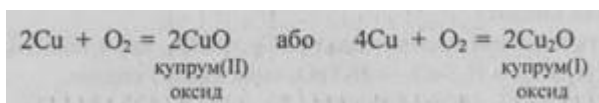


Хімічні властивості кисню

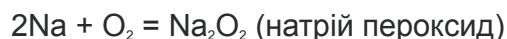
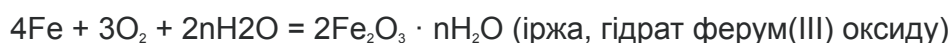
Кисень реагує майже з усіма простими речовинами (крім He, Ne і Ar), виявляючи окисні властивості.

1. Кисень взаємодіє з простими речовинами, утворюючи здебільшого оксиди:

- з металами:



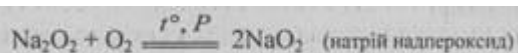
Унаслідок тривалого окиснення заліза (за наявності вологи) відбувається дещо інший процес:



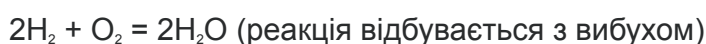
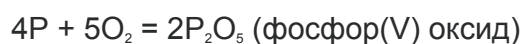
Калій, Рубідій та Цезій реагують з киснем, утворюючи надпероксидаи:

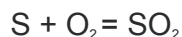


Інші надпероксидаи отримують взаємодією пероксидів з киснем за підвищеного тиску і температури:

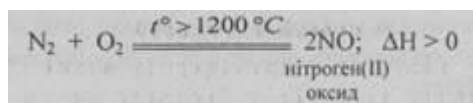


- з неметалами:





Майже всі реакції речовин з киснем є екзотермічними, за винятком реакції з азотом, яка відбувається лише унаслідок нагрівання та електричному розряді:

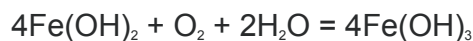


Аналогічно, лише унаслідок УФ-опромінення або під дією електричного розряду кисень взаємодіє з галогенами.

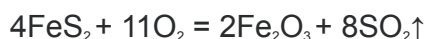
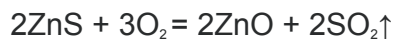
Лише благородні гази (Xe, Kr), благородні метали (Au, Pt) не реагують з киснем безпосередньо (сполуки Оксигену із цими елементами існують, але отримують їх іншими методами).

2. Кисень взаємодіє зі складними речовинами:

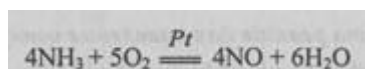
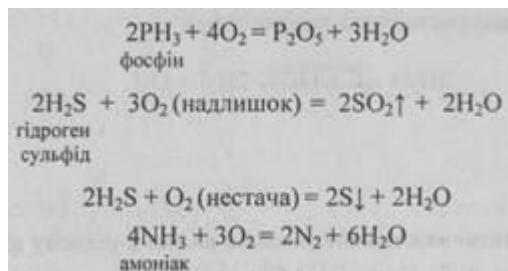
- з оксидами та гідроксидами, які є відновниками:



- із солями, що є відновниками:

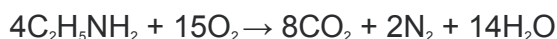
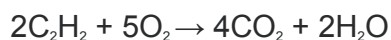
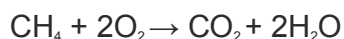


- з бінарними сполуками:

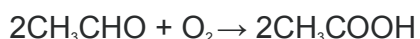


3. Кисень окиснює органічні речовини. Розрізняють реакції горіння та окиснення органічних речовин:

Горіння — взаємодія речовини з киснем, що супроводжується виділенням тепла і світла:



Окиснення — взаємодія речовини з оксигеновмісними окисниками, що приводить до утворення оксигеновмісних органічних сполук:



Значення кисню в природі та його застосування

1. За участі кисню відбувається дихання — один з найважливіших процесів життєдіяльності аеробних мікроорганізмів, рослин, тварин і людини. Унаслідок окиснення складних речовин (білків, жирів, вуглеводів тощо) виділяється енергія, яка необхідна організму.
2. Кисень використовують у металургії унаслідок виплавляння чавуну і сталі, окисненні сульфідних руд.
3. Кисень (разом з етином) застосовують у техніці для зварювання та різання металів (3000 °C).
4. Кисень повітря необхідний для спалювання різноманітних паливних матеріалів в енергетиці, транспорті.
5. Кисень використовують у медицині з лікувальною метою для підтримки життя хворих з проблемами дихання (барокамери, кисневі подушки, кисневі коктейлі).
6. Кисень використовують для створення дихальних сумішей, які застосовують в автономних дихальних приладах (аквалангах, ізолюючих протигазах і таке інше) під час підземних і підводних робіт, у космосі.

Зберігають його в 1,2-10-літрових газових балонах блакитного кольору під тиском до 15 МПа. Усі деталі, які контактують з киснем повинні бути знежирені.

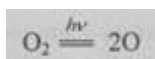
3) Озон

Озон O_3 — це ще одна алотропна модифікація Оксигену. Відносна молекулярна маса — 48, молярна маса — 48 г/моль. Це газ зі своєрідним, різким «металічним» запахом, дуже отруйний. Озон — сильніший окисник, ніж кисень.

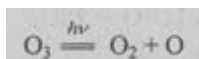
Поширеність у природі

Близько 90% природного озону міститься в стратосфері на висоті 12-50 км (максимальна густина — на висоті 20-25 км'), утворюючи так званий озоновий шар. Зрозуміло, що там він існує в надзвичайно розрідженому стані: якби весь озон привести до нормальних

умов (н. у.), то утворився би шар, товщина якого була би приблизно 3 мм². Він поглинає левову частку ультрафіолетового сонячного випромінювання (довжина хвилі — 175-242 нм), яке є небезпечним для усього живого. Причому ультрафіолет поглинається і у процесі утворення озону (унаслідок утворення атомарного Оксигену³):



і унаслідок його розкладу, фотолізу:



¹ Тут його концентрація циклічно коливається відповідно до 11-річного циклу активності Сонця.

² Як уже згадувалось, уся атмосфера, товщина якої сягає 100 км, приведена до н. у., була би завтовшки 8 км.

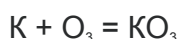
³ Надалі він приєднується до молекули кисню, утворюючи молекулу озону.

Іще 10 % атмосферного озону містить тропосфера — нижній шар атмосфери, який сягає 10-12 км (у помірних широтах), і особливо найнижчий, приземний шар (смоговий озон), найбільша концентрація якого спостерігається над містами (оскільки він утворюється унаслідок електричного розряду). Унаслідок токсичної дії має негативний вплив на живі об'єкти.

Є озон і у хвойних лісах (7 x 10⁻⁶%), де він утворюється внаслідок окиснення смолистих речовин.

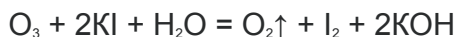
Властивості озону

Озон — нестійка речовина, унаслідок його розкладу утворюється атомарний Оксиген, що зумовлює високу окиснювальну активність озону. Озон не окиснює лише золота Au, платини Pt та іридію Ir. З деякими металами озон утворює озоніди:



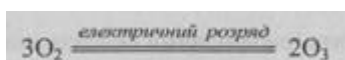
Якісна реакція для виявлення озону

Озон не окиснює хлорид- і бромід-іонів, однак окиснює іодид-іони:



Отримання озону

У лабораторії озон одержують з кисню (чи повітря) за допомогою озонатора під дією «тихих» (без іскри) електричних розрядів:



У природі озон утворюється унаслідок грози, а в стратосфері — під дією ультрафіолету сонячного випромінювання.

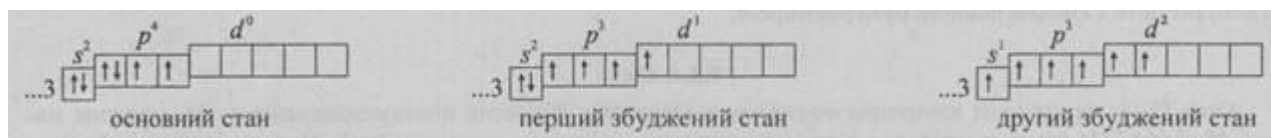
Застосування озону

1. Знезараження повітря і питної води (озонування — процес менш шкідливий, ніж хлорування).
2. Дезінфекція приміщень¹, одягу, стерилізація перев'язувального матеріалу в медицині.
3. Відбілювання паперу.
4. Отримання різноманітних речовин у хімічній промисловості і в лабораторії (камфори, ваніліну, моно- і дикарбонових кислот).
5. Озонування стічних вод хімічних підприємств (передусім у випадку фенольних і ціанідних забруднень).

¹ Унаслідок використання бактерицидної УФ-лампи мікроорганізми гинуть не лише безпосередньо під дією ультрафіолетового випромінювання, а й унаслідок дії озону, який утворюється в приміщенні під час роботи такої лампи. Застереження (!): такі лампи не можна використовувати для засмаги, дивитись на них.

4). Сульфур

Сульфур — 16-й елемент періодичної таблиці, заряд ядра — +16. Хімічний символ — S, відносна атомна маса — 32. Відомо чотири стабільні природні ізотопи: ³²S, ³³S, ³⁴S і ³⁶S. Електронегативність — 2,58. Електронна будова атома Сульфуру — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. В атомі Сульфуру є вільні орбіталі на d-підрівні зовнішнього енергетичного рівня, на які унаслідок збудження атома можуть переходити валентні електрони:



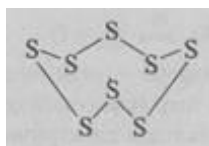
Тому Сульфур виявляє валентність II (основний стан), IV (перший збуджений стан), VI (другий збуджений стан). Для Сульфуру характерні такі ступені окиснення:

Ступені окиснення	-2	-1	0	+ 1	+2	+4	+6
Приклади сполук	H ₂ S, K ₂ S	FeS ₂	S ₈	S ₂ Cl ₂	SCl ₂ , Na ₂ S ₂ O ₃	SO ₂ , K ₂ SO ₃	SO ₃ , H ₂ SO ₄

Сірка

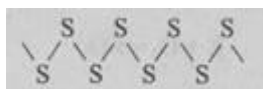
Алотропні видозміни сірки

Атоми Сульфуру утворюють стабільні ланцюжки і цикли. Відомо понад 10 алотропних видозмін сірки. Найстійкішими серед них є 2 модифікації (моноклінна та ромбічна), які утворені циклічними короноподібними молекулами S₈:



та аморфна сірка (пластична, гумоподібна).

Ромбічна, або α -сірка найстійкіша, саме такою вона трапляється в природі. Це жовта крихка кристалічна речовина, нерозчинна у воді, розчиняється в сірководнеці CS_2 , погано проводить електричний струм. Плавиться за температури $112,8^\circ\text{C}$. Пластична сірка утворюється за швидкого охолодження розплавленої сірки (наприклад, унаслідок виливання розплавленої сірки у холодну воду). Розплавлена сірка складається з довгих ланцюгів і може містити кілька тисяч атомів Сульфуру:



Це гумоподібна коричнева маса. На повітрі доволі швидко перетворюється на ромбічну сірку.

За температури 150°C ще зберігаються молекули сірки складу S_8 ; після її закипання (445°C) з подальшим підвищенням температури кількість атомів у молекулі зменшується: $\text{S}_6 \rightarrow \text{S}_4 \rightarrow \text{S}_2$ (900°C), а за 1700°C пари містять лише одноатомні молекули S .

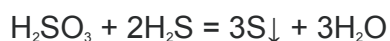
Поширеність у природі

Сульфур у природі існує у вільному (самородна сірка) і зв'язаному станах (нафта, кам'яне вугілля, у складі білків міститься в рослинних і тваринних організмах), але найчастіше Сульфур трапляється у складі мінералів. Основні з них: залізний колчедан (пірит) — FeS_2 , свинцевий блиск (галеніт) — PbS , кіновар — HgS , мідний блиск — Cu_2S , цинкова обманка — ZnS , срібний блиск — Ag_2S , гіпс — $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, халькопірит — CuFeS_2 , гірка сіль (мірабіліт, англійська сіль) — $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, глауберова сіль — $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

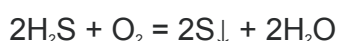
Отримання сірки

У лабораторних умовах сірку можна одержати кількома способами:

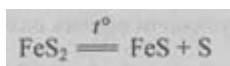
1. Унаслідок зливання розчинів сульфідної та сульфітної кислот:



2. Унаслідок неповного окиснення гідроген сульфіді:



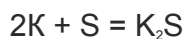
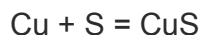
3. Унаслідок нагрівання піриту до 600°C без доступу кисню:



Хімічні властивості сірки

Сірка — типовий неметал, який за звичайних умов не відзначається високою реакційною здатністю. Вона реагує з простими і складними речовинами унаслідок нагрівання, виявляючи як окисні, так і відновні властивості. Це залежить від того, які окисно-відновні властивості характерні для речовини, з якою реагує сірка.

1. Унаслідок нагрівання сірка взаємодіє з простими речовинами (металами та неметалами), крім азоту, благородних газів, іридію, платини та золота. У цих реакціях сірка виявляє окисні властивості:

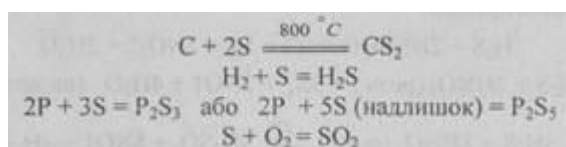


За кімнатної температури із сіркою реагує лише ртуть¹:



¹ Реакцію використовують для зв'язування розлитої ртуті (демеркуризація). Ділянку підлоги, де розбився ртутний термометр, необхідно посипати порошком сірки. Меркурій(II) сульфід — неотруйна сполука, вона не випаровується (за кімнатної температури) і легко може бути зібрана.

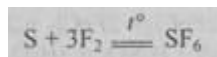
З неметалами сірка реагує і як відновник, і як окисник. Реакції відбуваються унаслідок нагрівання:



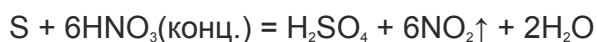
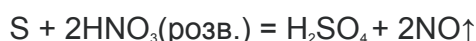
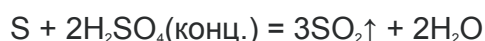
За нормальних умов сірка згоряє у фторі:



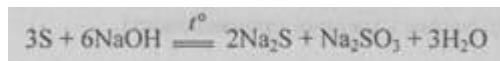
Унаслідок нагрівання з надлишком фтору утворюється сульфур(VI) флуорид:



2. Сірка взаємодіє з кислотами, які є сильними окисниками:



3. Унаслідок кип'ятіння з концентрованими розчинами лугів сірка диспропорціонує:



Використання сірки

Сірку використовують для боротьби зі шкідниками у сільському господарстві, у виробництві сульфатної кислоти, сульфідів, сірників, вибухових речовин або вибухових сумішей (чорний порох), гуми, лікарських препаратів для лікування шкірних захворювань, для синтезу сульфурорганічних фармацевтичних препаратів.

5). Гідроген сульфід (сірководень). Сульфідна (сірководнева) кислота. Сульфіди¹

Гідроген сульфід, або сірководень H_2S , — летка сполука Сульфуру з Гідрогеном. У молекулі гідроген сульфиду атом Сульфуру утворює два ковалентні полярні зв'язки з двома атомами Гідрогену. Валентний кут становить $92,1^\circ$. Розчин H_2S у воді називають сульфідною (сірководневою) кислотою.

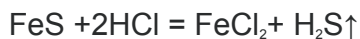
Полісульфіди — сполуки Сульфуру із загальною формулою X_2S_n , структура яких містить ланцюжки атомів $-\text{S}-\text{S}_{(n-2)}-\text{S}-$, де, залежно від компонента X , n може змінюватись: у полісульфідах Гідрогену H_2S_n (оліїсті рідини залежно від вмісту Сульфуру від жовтого до червоного кольору) n змінюється від 2 до 23, у полісульфідах амонію $(\text{NH}_4)_2\text{S}_n$ — від 2 до 9, лужних металів Me_2S_n — від 2 до 8. Їх використовують у шкіряній промисловості (для видалення волосся зі шкіри), у виробництві барвників, полісульфідних каучуків, в аналітичній хімії.

У природі гідроген сульфід трапляється в складі природних та вулканічних газів, міститься у воді деяких мінеральних джерел, також утворюється унаслідок розкладання органічних речовин (рослинних та тваринних решток), а тому в невеликій кількості міститься в повітрі.

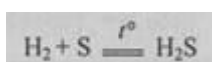
Величезні запаси гідроген сульфиду накопичені в глибинах Чорного моря: його шар починається з глибини 150-200 м і досягає дна (максимальна глибина — 2210 м). Концентрація гідроген сульфиду на глибині 150 м — 0,19 мг/л морської води, на глибині 200 м — 0,83 мг/л, а на глибині 2000 м сягає 9,60 мг/л. Таким чином, за винятком деяких специфічних мікроорганізмів, там майже не існує живих істот.

Гідроген сульфід — безбарвний, дуже отруйний газ з різким неприємним запахом тухлих яєць. Наявність у повітрі об'ємної його частки 0,1 % спричиняє отруєння. Гідроген сульфід зв'язує гемоглобін, утворюючи з іоном Fe^{2+} , що входить до його складу, малорозчинну сполуку — ферум(II) сульфід. В 1 л води розчиняється до 2,5 л H_2S .

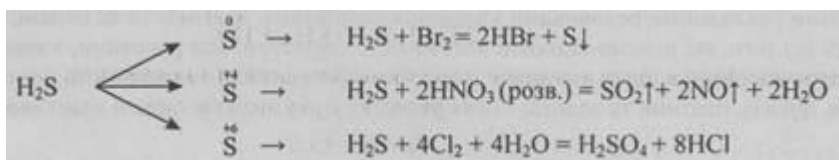
Отримання гідроген сульфиду: у лабораторії використовують реакцію між сульфідом металічного елемента і хлоридною кислотою або розведеною сульфатною кислотою:



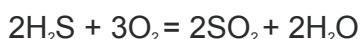
У промисловості його отримують, пропускаючи водень над розплавленою сіркою:



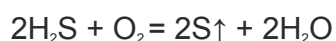
Хімічні властивості. 1. Гідроген сульфід — сильний відновник: він може окиснюватись до сірки, сульфур(IV) оксиду чи сульфатної кислоти:



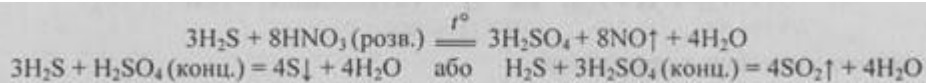
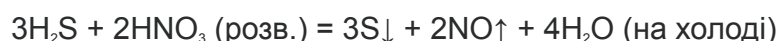
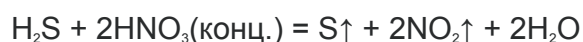
2. Горить блакитним полум'ям:



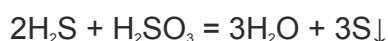
За нестачі кисню утворюється сірка:



3. Взаємодіє з кислотами-окисниками:



4. Реагує і з сильними, і зі слабкими окисниками:



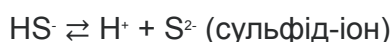
Використання гідроген сульфіду

1. У хімічній промисловості для отримання сульфатної кислоти, елементарної сірки, сульфідів.
2. В органічному синтезі сульфуровмісних речовин (тіолів²).
3. Як реагент в аналітичній хімії для виявлення йонів важких металічних елементів (Ag^+ , Pb^{2+} , Cu^{2+}).
4. У перспективі можливе використання гігантських запасів гідроген сульфіду, які містяться в Чорному морі для потреб сірководневої енергетики і хімічної промисловості.
5. У медицині природні джерела і штучні ванни, що містять гідроген сульфід, використовують для боротьби зі шкірними захворюваннями.

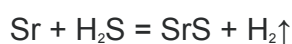
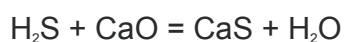
² Тіоли (або меркаптани) мають сильний неприємний запах. Зокрема, етантіол $\text{C}_2\text{H}_5\text{SH}$ додають до природного газу (у метану запаху немає) перед його подачею у побутовий газогін, щоб виявити витікання газу із системи.

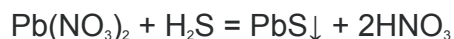
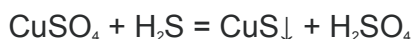
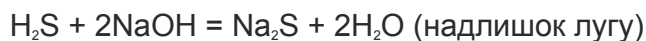
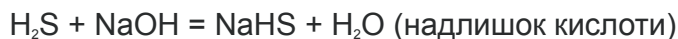
Сульфідна кислота

Розчин гідроген сульфіду у воді — сірководнева вода, або сульфідна (сірководнева) кислота, — слабка двохосновна кислота. Вона слабкіша за сульфітну кислоту H_2SO_3 . Дисоціює двоступенево (за II ступенем — у незначній мірі):



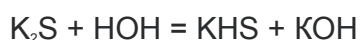
Сульфідна кислота виявляє загальні властивості кислот. Вона реагує з основними оксидами, основами, утворюючи середні та кислі солі, а також з деякими солями та металами:





Солі сульфідної кислоти. Сульфідна кислота утворює два ряди солей: середні — сульфіди (K_2S , CaS) — та кислі — гідрогенсульфіди (KHS , $\text{Ca}(\text{HS})_2$). Розчинними у воді є сульфіди лужних і лужноземельних металічних елементів, а також амоній сульфід $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Деякі сульфіди мають характерне забарвлення: чорне — PbS та CuS , жовте — CdS , біле — ZnS , MgS , рожеве — MnS .

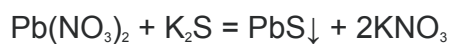
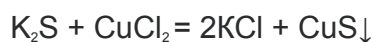
Хімічні властивості сульфідів. 1. Розчинні у воді сульфіди повільно гідролізують, тобто розкладаються водою:



Унаслідок повного гідролізу в розчині деякі сульфіди одержати неможливо:

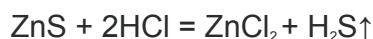


2. Сульфіди реагують з деякими іншими солями:

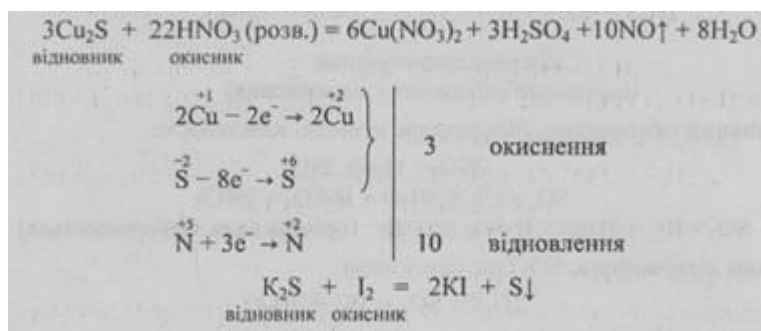


Ці дві реакції є **якісними для виявлення сульфід-іона S^{2-}** , адже спостерігається утворення характерних осадів чорного кольору — CuS та PbS .

3. Сульфіди розкладаються сильнішими кислотами:



4. Сульфіди в реакціях з окисниками виявляють відновні властивості:

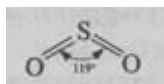


6) Оксиди Сульфуру

Сульфур(IV) оксид

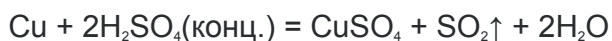
Сульфур утворює два оксиди — сульфур(IV) оксид і сульфур(VI) оксид. Найбільше значення серед сполук Сульфуру зі ступенем окиснення +4 має сульфур(IV) оксид SO_2 .

Фізичні властивості і фізіологічна дія. Сульфур(IV) оксид (сірчистий газ) — безбарвний газ із різким задушливим запахом, отруйний. Тяжчий за повітря більш як удвічі. Добре розчиняється у воді. В одному об'ємі води розчиняється 40 об'ємів SO₂. Має молекулярну кристалічну ґратку. У молекулі Сульфур утворює чотири ковалентні зв'язки:



Сульфур(IV) оксид — дуже токсична речовина, це один з найбільш небезпечних забруднювачів довкілля. Він потрапляє в повітря унаслідок спалювання вугілля, окиснення сульфідних руд. У повітрі він взаємодіє з водяними парами, утворюючи сульфитну кислоту, яка разом з продуктом її окиснення — сульфатною кислотою — може стати причиною кислотних дощів. Кислотні дощі негативно впливають на рослинний світ, спричиняють низку захворювань у живих істот, руйнують будівельні споруди.

Отримання сульфур(IV) оксиду. Лабораторні способи:

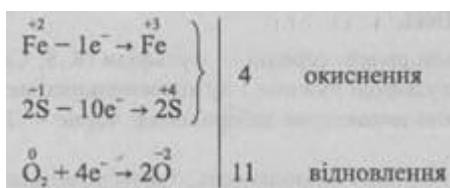
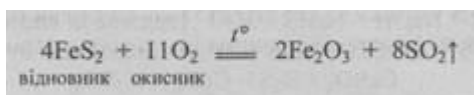


Промислові способи:

- спалювання сірки:

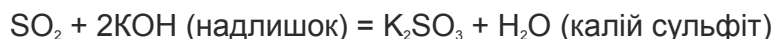
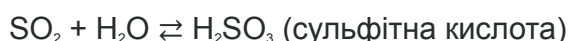


- випалювання піриту:

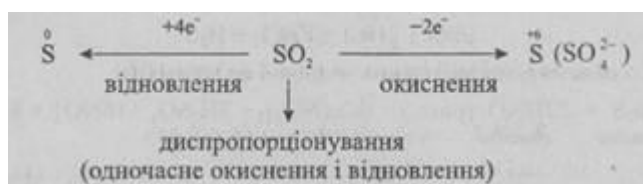


Хімічні властивості. Сульфур(IV) оксид — це типовий кислотний оксид, якому відповідає сульфитна кислота.

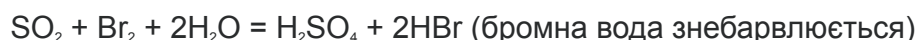
1. Виявляє загальні властивості кислотних оксидів. Він взаємодіє з водою, утворюючи сульфитну кислоту, з основними та амфотерними оксидами, з основами, утворюючи два типи солей: кислі (гідрогенсульфіти) та середні (сульфіти):



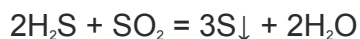
2. Виявляє властивості як окисника, так і відновника. Ступінь окиснення Сульфуру в SO_2 є проміжним (+4), а тому сульфур(IV) оксид може бути і відновником, і окисником, а також може диспропорціонувати:



Реагуючи із сильнішими окисниками, SO_2 виявляє відновні властивості:



Реагуючи із сильним відновником, SO_2 стає окисником:



Сульфур(IV) оксид диспропорціонує, якщо його пропустити крізь гарячий концентрований розчин лугу:



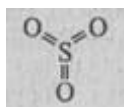
Відновні властивості в сульфур(IV) оксиду виражені яскравіше.

Застосування. Сульфур(IV) оксид використовують для отримання кальцій гідрогенсульфіту, який застосовують під час переробки деревини на целюлозу. Сульфур(IV) оксид необхідний для відбілювання текстильних виробів, знищення шкідників, щоб зберегти овочі і фрукти від плісняви і гнилісних мікробів. У значних кількостях його використовують для отримання сульфатної кислоти. Також його використовують у текстильній промисловості для вибілювання тканин.

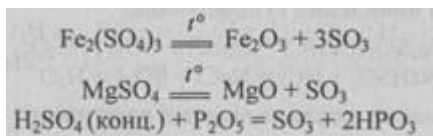
Сульфур(VI) оксид

Сульфур(VI) оксид SO_3 — це вищий оксид Сульфуру.

Фізичні властивості та фізіологічна дія. За стандартних умов — це безбарвна летка рідина з різким запахом, яка складається із циклічних тримерів $(\text{SO}_3)_3$. Це токсична речовина, яка уражає слизові оболонки і дихальні шляхи. За температури $16,8^\circ\text{C}$ твердне і перетворюється на прозору кристалічну масу. Окремі молекули в газоподібному стані мають форму плоского правильного трикутника. Усі атоми розміщені в одній площині. Валентні кути становлять 120° :



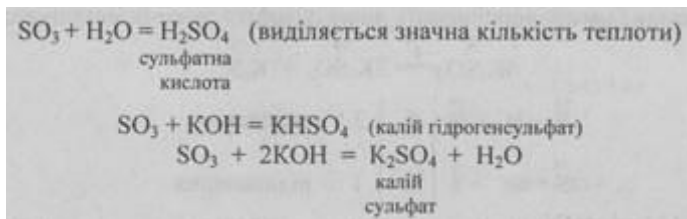
Отримання сульфур(VI) оксиду. Лабораторні способи:



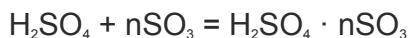
Промисловий спосіб (каталізатори — Pt, V₂O₅):



Хімічні властивості. 1. Сульфур(VI) оксид виявляє загальні властивості кислотних оксидів: енергійно реагує з водою, взаємодіє з основними та амфотерними оксидами, а також з гідроксидами, утворюючи кислі або середні солі:



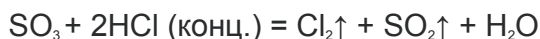
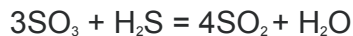
2. Сульфур(VI) оксид розчиняється в безводній сульфатній кислоті, утворюючи олеум. Зазвичай олеум містить 18-20 % SO₃ (іноді до 60 %).



Олеум містить і піросульфатні кислоти:

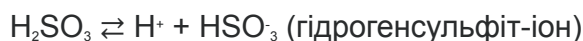


3. Сульфур(VI) оксид виявляє сильні окисні властивості, тому що Сульфур у цій сполуці має максимальний ступінь окиснення:



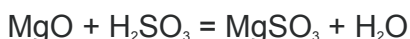
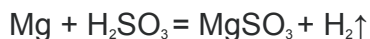
7) Сульфатна кислота та її солі

Сульфатна кислота H₂SO₄ — це слабка двоосновна кислота, існує лише в розведених розчинах¹. Дисоціює двоступенево:

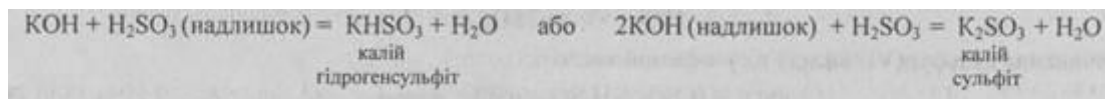


¹ Вважають, що в дійсності не існує речовини з формулою H₂SO₄, сульфатна кислота існує у формі гідрату SO₂ · nH₂O.

Хімічні властивості. Виявляє властивості кислот, взаємодіє з металами, основними оксидами:

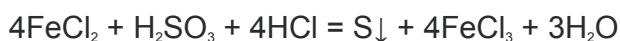


Взаємодіючи з лугами, може утворювати два ряди солей: кислі (гідрогенсульфіти) та середні (сульфіти):

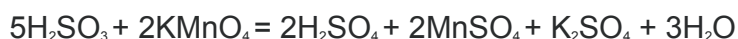


Сульфїтна кислота виявляє окиснї та вїдновнї властивостї:

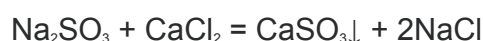
а) окисні:



б) відновні:



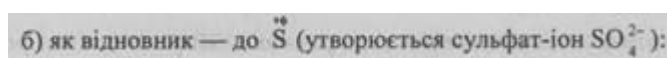
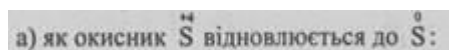
Солі сульфітної кислоти — сульфіти (K_2SO_3 , $MgSO_3$), гідрогенсульфіти ($KHSO_3$, $Zn(HSO_3)_2$, $Al(HSO_3)_3$) — виявляють загальні властивості солей: розчинні у воді сульфіти взаємодіють з іншими солями:



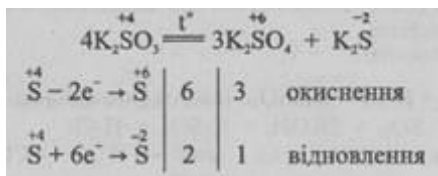
Розкладаються під дією сильніших кислот. Унаслідок цих реакцій виділяється задушливий газ, а тому вони можуть бути використані як **якісні для виявлення сульфід-іонів**:



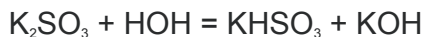
Як і сульфїтна кислота, сульфїти мають окиснї та вїдновнї властивостї:



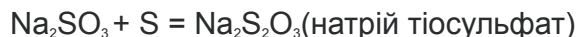
в) як окисник і як відновник (диспропорціонують лише сульфіти лужних металічних елементів):



Розчинні у воді сульфіти гідролізують:

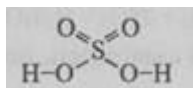


Сульфіти лужних металічних елементів унаслідок кип'ятіння із сіркою переходять у тіосульфати:



8). Сульфатна кислота

Сульфатна кислота H_2SO_4 — це речовина молекулярної будови. Атом Сульфуру утворює шість ковалентних зв'язків і набуває ступеня окиснення +6:



Безводна сульфатна кислота — це важка, оліїста рідина без кольору і запаху, нелетка. Дуже гігроскопічна, змішується з водою у будь-яких відношеннях. Розчинення цієї кислоти у воді супроводжується виділенням великої кількості теплоти, тому для її розведення **кислоту обережно вливають у воду, обов'язково перемішуючи розчин!**

Розчин кислоти з масовою часткою H_2SO_4 , меншою за 70 %, називають розведеним, а якщо масова частка більша за 70 %, то концентрованим. Найчастіше в лабораторіях використовують концентрований розчин з масовою часткою H_2SO_4 96 % (густина — 1,84 г/мл).

Отримання сульфатної кислоти. Найважливішим промисловим способом є контактний спосіб. Процес відбувається у три стадії:

1. Одержання сульфур(IV) оксиду шляхом випалювання піриту:



2. Окиснення сульфур(IV) оксиду до сульфур(VI) оксиду. Реакція є оборотною, екзотермічною і каталітичною. Каталізаторами реакції є платина, або ванадій(V) оксид V_2O_5 . Оптимальна температура реакції — 400-470 °C:



3. Розчинення сульфур(VI) оксиду в сульфатній кислоті:

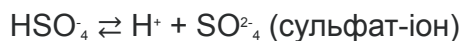
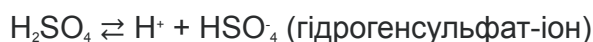


З олеуму, додаючи воду, одержують кислоту необхідної концентрації:



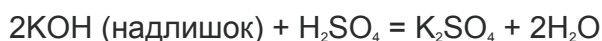
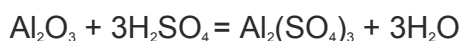
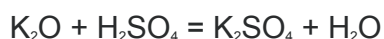
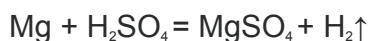
Хімічні властивості. Сульфатна кислота — це сильна, двохосновна кислота. Відзначається високою реакційною здатністю. Розведена сульфатна кислота — сильний електроліт, виявляє типові властивості кислот.

1. Як двохосновна кислота дисоціює ступенево з утворенням гідрогенсульфат-іонів та сульфат-іонів:

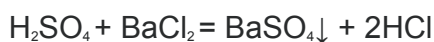


Сульфатна кислота сильна, її дисоціація за першим ступенем відбувається майже повністю.

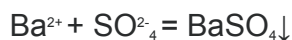
2. Розведена сульфатна кислота реагує з металами, які розміщуються у витискувальному ряду зліва від водню, з основними й амфотерними оксидами, з основами, утворюючи кислі та середні солі, з деякими солями:



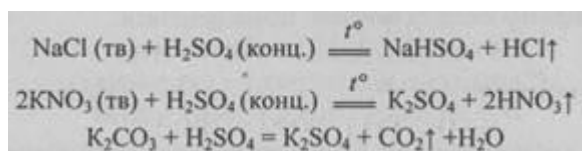
А реакцію з барій хлоридом використовують як **якісну для виявлення сульфат-іонів SO_4^{2-}** :



Унаслідок взаємодії йонів Ba^{2+} і SO_4^{2-} утворюється білий нерозчинний у воді та кислотах осад BaSO_4 :



2. Концентрована сульфатна кислота як сильна і нелетка кислота витісняє леткі кислоти з їхніх солей:



3. Унаслідок нагрівання вище 200 °С безводна сульфатна кислота частково розкладається:

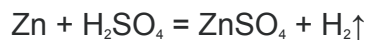


4. Концентрована сульфатна кислота здатна обвуглювати (розкласти до вуглецю) органічні речовини, відбираючи від них воду:

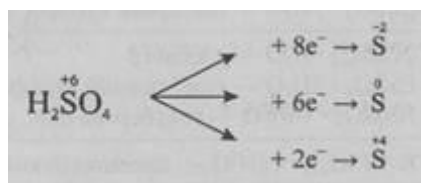


5. Окисні властивості сульфатної кислоти.

Розведена сульфатна кислота виявляє слабкі окисні властивості за рахунок йонів H^+ , що й спостерігається в реакціях з металами:

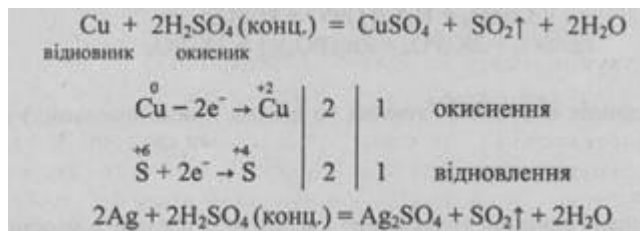


Концентрована сульфатна кислота унаслідок нагрівання виявляє сильні окисні властивості. Це зумовлено тим, що Сульфур у сполуці має найвищий ступінь окиснення — +6. Концентрована сульфатна кислота окиснює ті метали, які розміщуються у Витискувальному ряду зліва від водню, і ті, що розміщуються справа від нього. При цьому Сульфур може відновлюватися до гідроген сульфід, сірки або сульфур(IV) оксиду:

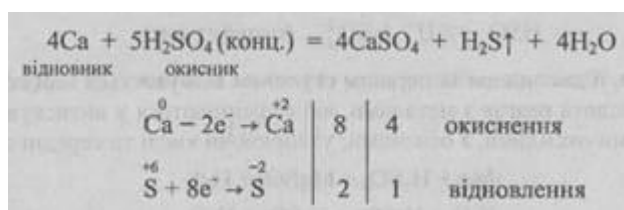


Ступінь окиснення, якого набуває Сульфур у продуктах відновлення, залежить від концентрації сульфатної кислоти і від природи іншого реагенту (відновника): що сильніший відновник, з якими реагує кислота, то глибше відбувається процес відновлення:

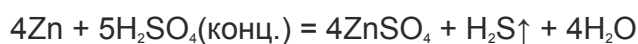
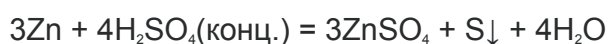
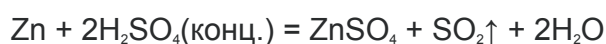
а) малоактивні метали (Cu, Hg, Ag) відновлюють концентровану сульфатну кислоту до сульфур(IV) оксиду:



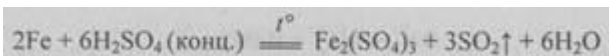
б) найактивніші метали (лужні та лужноземельні) відновлюють концентровану сульфатну кислоту до гідроген сульфід:



в) метали середньої активності (Zn, Al, Mg) у міру збільшення концентрації кислоти можуть відновлювати концентровану сульфатну кислоту до різних продуктів відновлення — сірчастого газу, сірки та гідроген сульфід:

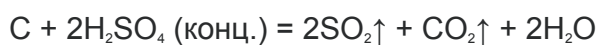
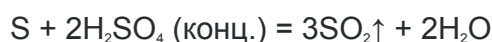


г) концентрована сульфатна кислота за стандартних умов не реагує із залізом, алюмінієм, хромом. Це пов'язано з тим, що на поверхні металу утворюється тоненька плівка оксиду, яка є інертною щодо кислоти за цих умов. Такий процес називають пасивацією¹. Унаслідок нагрівання зазначені метали взаємодіють з кислотою, утворюючи солі з вищим ступенем окиснення металічного елементу:



¹ Оскільки залізо пасивується концентрованою сульфатною кислотою (і олеум), є можливість її транспортувати і зберігати у залізній тарі (цистернах).

Унаслідок нагрівання із сульфатною концентрованою кислотою практично реагують усі метали, крім золота і платини. Концентрована сульфатна кислота окиснює також неметали:



Концентрована сульфатна кислота окиснює бромід та йодид-іони до вільних галогенів, однак не може окиснювати хлорид-іони до Cl_2 , що дає змогу отримувати HCl із солей за її участі:



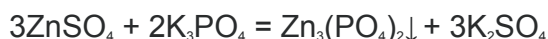
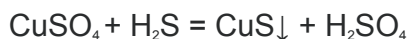
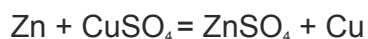
9) Солі сульфатної кислоти

Як двохосновна кислота сульфатна кислота утворює два ряди солей: середні, які називають сульфатами, і кислі — гідрогенсульфатами. Серед сульфатів є солі, що містять кристалізаційну воду; деякі з них традиційно називають купоросами:

Сульфати (середні солі)	CaSO_4 , K_2SO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
Гідрогенсульфати (кислі солі)	KHSO_4 , $\text{Zn}(\text{HSO}_4)_2$, $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$
Купороси — це кристалогідрати сульфатів металічних елементів: Fe, Cu, Zn, Ni, Co	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — мідний купорос, (купорос сульфат пентагідрат) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — залізний купорос, (фероз сульфат гептагідрат) $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — цинковий купорос (цинковий сульфат гептагідрат)
Інші важливі кристалогідрати	$2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — алебастр $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гіпс, кальцій сульфат дигідрат

	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — глауберова сіль, натрій сульфат декагідрат
Галуни (подвійні солі)	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ — алюмокалійовий галу

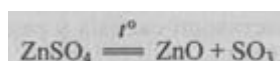
Хімічні властивості сульфатів. 1. Сульфати виявляють загальні властивості солей: взаємодіють з металами, деякими кислотами та солями:



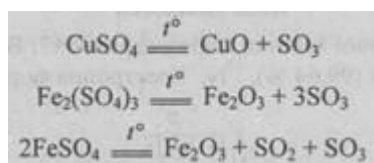
2. Унаслідок нагрівання:

а) сульфати активних металічних елементів (лужних та деяких лужноземельних) не розкладаються навіть за 1000 °C;

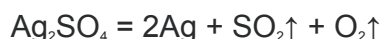
б) сульфати металічних елементів середньої активності розкладаються на оксид і сульфур(VI) оксид:



в) сульфати Cu, Fe, Al розкладаються навіть за незначного нагрівання:



г) сульфати деяких металічних елементів розкладаються з утворенням металу, сульфур(IV) оксиду і кисню:



Використання сульфатної кислоти та сульфатів

Сульфатну кислоту використовують для отримання вибухових речовин, як осушувач газів, у процесі переробки руд; виробництва ортофосфатної кислоти і фосфорних добрив, лікарських препаратів та низки органічних речовин (волокон, пластмас, барвників); для очищення нафтопродуктів, поверхонь металевих виробів перед нанесенням захисного покриття; як електроліт в акумуляторах.

Магній сульфат гептагідрат $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ та натрій сульфат декагідрат $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ використовують у медицині як проносний засіб.

Галуни (подвійні солі із загальною формулою $\text{Me}^+\text{Me}^{3+}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$) застосовують у медицині, а також під час процесу фарбування тканин та дублення шкіри.

Гіпс та кальцій сульфат використовують у медицині та будівництві.

Калій сульфат та амоній сульфат застосовують як добрива.

Барій сульфат використовують у виробництві паперу, гуми, білої мінеральної фарби, а також у медицині для проведення рентгеноскопії травного каналу.

Мідний та залізний купорос застосовують у сільському господарстві для боротьби зі шкідниками і хворобами рослин; у виробництві фарб, для просочення деревини (для боротьби зі шкідниками) та як антисептичний засіб.

Натрій сульфат інколи використовують замість інших солей Натрію у виробництві скла і соди.