

Лекція. 20.

Тема. Елементи VIA групи Періодичної системи.

Мета. Розглянути електронну будову атомів хімічних елементів VIA групи, способи отримання простих речовин, типові фізичні та хімічні властивості хімічних елементів, їх оксидів, гідроксидів та солей, а також основні області використання простих речовин та їх сполук.

Вступ.

Шоста група Періодичної системи елементів складається з двох підгруп: А-підгрупи – Оксиген, Сульфур, Селен, Телур, Полоній, і В-підгрупи – Хром, Молібден, Вольфрам. В А-підгрупі виділяють підгрупу халькогенів (S, Se, Te), В-підгрупу називають підгрупою Хрому (Cr, Mo, W). Елементи В-підгрупи VI групи є металами, а до А-підгрупи входять як метали, так і неметали. Важливість знань про ці елементи для хіміка зумовлена їх практичною значущістю, а також тих матеріалів, що виготовляються з їх сполук.

План.

1. Оксиген.
 - 1.1. Загальна характеристика.
 - 1.2. Розповсюдження у природі.
 - 1.3. Методи отримання простої речовини.
 - 1.4. Фізичні властивості.
 - 1.5. Хімічні властивості.
 - 1.6. Оксиди.
 - 1.7. Похідні молекулярних іонів кисню.
 - 1.8. Вода.
 - 1.9. Гідроген пероксид.
 - 1.10. Озон.
2. Сульфур.
 - 2.1. Будова атома. Алотропні модифікації. Фізичні та хімічні властивості.
 - 2.2. Гідроген сульфід. Сульфіди.
 - 2.3. Сульфур(IV) оксид. Сульфітна кислота.
3. Підгрупа Селену: Селен, Телур, Полоній.
 - 3.1. Розповсюдження у природі.
 - 3.2. Добування.
 - 3.3. Фізичні властивості.
 - 3.4. Хімічні властивості.
 - 3.5. Сполуки з Гідрогеном.
 - 3.6. Оксиди та гідроксиди елементів зі ступенем окисації +4.
 - 3.7. Оксиди та гідроксиди елементів зі ступенем окисації +6.
 - 3.8. Застосування.

Зміст лекції.

1. Оксиген.

1.1. Загальна характеристика

Оксиген — найпоширеніший елемент на Землі (вміст 58 % (мол.) або 47,2 % (мас.)). Завдяки високій реакційній здатності він визначає форму існування на Землі всіх інших

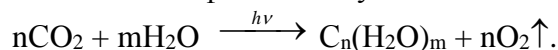
елементів періодичної системи, утворюючи з ними безліч хімічних сполук. Його значення було особливо великим у період формування земної кори. Існує припущення, що наявність кисню в атмосфері зумовлена вторинними процесами — життєдіяльністю зелених рослин.

Наведені факти визначили провідну роль Оксигену в становленні й розвитку хімічної науки. Ще видатний шведський хімік Й. Я. Берцеліус (1779-1848) стверджував, що Оксиген - це та вісь, навколо якої обертається хімія. Слід згадати, що значною мірою на основі оксигену та його найважливішої сполуки — води було засновано класифікацію неорганічних сполук, започатковано вивчення кислотно-основної взаємодії та окисно-відновних реакцій. До 1961 р. використовували кисневу шкалу атомних мас елементів. Оксиген відіграє важливу роль у процесах, пов'язаних із забезпеченням життєдіяльності тварин і рослин.

1.2. Розповсюдження у природі.

Оксиген входить до складу більшості природних неорганічних та органічних речовин. Відомо близько 1400 мінералів, які містять оксиген. У зв'язаному стані на Землі він є у гідросфері (85,82 % (мас.)) і літосфері (47 % (мас.)). До важливих кисневмісних мінералів належать *кварц* та його модифікації (вміст кисню 53 % (мас.)), алюмосилікати (*польові шпати, слюди, глина* — 56 % (мас.)), *вапняки* тощо, а також речовини тваринного і рослинного походження (наприклад, в організмі людини міститься до 65 % (мас.) оксигену).

У вільному стані Оксиген є в атмосфері (23,1 % (мас.) або 20,95% (об.)), що становить $1,5 \cdot 10^{15}$ т. Зазначена кількість не перевищує 0,0001 загального вмісту оксигену в земній корі. Оксиген повітря витрачається на процеси горіння, дихання, гниття, іржавіння й водночас він безперервно регенерується завдяки фотосинтезу:



Для задоволення потреб живих істот у кисні важливим є лише його парціальний тиск. Хоча вміст кисню в повітрі у відсотках залишається без змін, його парціальний тиск на значних висотах стає недостатнім внаслідок розрідженості атмосфери. Саме тому під час підймання на гірські вершини або висотних польотів організм людини зазнає кисневого голодування. Заслуга з'ясування причин шкідливого впливу розрідженого повітря на кисневий обмін в організмі людини належить видатному російському фізіологу І. М. Сеченову.

1.3. Методи отримання простої речовини.

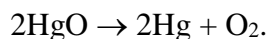
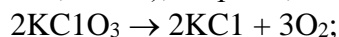
Основним промисловим методом добування кисню є виділення його з повітря за допомогою скраплення останнього та фракційної дистиляції. Оскільки кисень є газом, щоб його перевести у рідкий стан газ необхідно спочатку охолодити до температури, нижчої за критичну, яка досить низька (-118°C), а потім піддати дії високого тиску.

Кисень має вищу температуру кипіння (-183°C) порівняно з азотом (-196°C), тому під час дистиляції азот випаровується і збирається для використання, а кисень залишається в рідкому стані в нижній частині ректифікаційної колони. Такий кисень містить незначні домішки азоту, вуглекислого газу та близько 3 % аргону, який має близьку до кисню температуру кипіння (-186°C).

Кисень високого ступеня чистоти добувають *електролізом води*. Цей метод використовують переважно для добування водню (катодний процес), але одночасно на аноді одержують другий корисний продукт - кисень.

Кисень зберігають і транспортують під тиском 15 МПа у сталевих балонах, пофарбованих у блакитний колір з чорним написом «Кисень». Великі кількості кисню зберігають у скрапленому стані. Для цього використовують спеціальні ємкості (так звані *танки*), які мають ефективну теплоізоляцію.

Лабораторні методи добування кисню ґрунтуються на розкладі багатих на нього, але відносно нестійких хімічних сполук. Наприклад, кисень можна одержати під час термічного розкладу перманганату калію KMnO_4 , хлорату калію KClO_3 (за наявності каталізатора, наприклад MnO_2 , Fe_2O_3 , Cr_2O_3), нітратів, оксидів металів тощо:



Зручним способом лабораторного добування кисню є розклад гідроген пероксиду за наявності каталізатора MnO_2 :



1.4. Фізичні властивості.

Вільний кисень складається з двохатомних молекул O_2 . Внаслідок ковалентної природи зв'язку кисень є типовим газом з низькими температурами кипіння (-183°C) та плавлення ($-218,7^\circ\text{C}$). Газоподібний кисень безбарвний, не має запаху і смаку, у рідкому та твердому станах має блідо-синє забарвлення.

У 100 об'ємах води за температури 0°C розчиняється близько 5 об'ємів кисню, за 20°C - близько 3 об'ємів (або 0,004 % (мас.)).

Води гідросфери вміщують $1,5 \cdot 10^{13}$ т розчиненого кисню. Він легко розчиняється в органічних розчинниках, тому простого переливання таких рідин на повітрі достатньо для насичення їх киснем. Кисень здатний також розчинятися у деяких розплавлених металах (сріблі, платині, золоті, паладії). Так, один об'єм срібла вбирає близько 10 об'ємів кисню.

Низькі температури кипіння і плавлення кисню пояснюють тим, що молекула O_2 неполярна і має малу здатність до поляризації. Це зумовлює існування в конденсованих станах речовини лише слабких сил дисперсійної міжмолекулярної взаємодії, які легко долаються вже за відносно низьких температур. Саме тому неполярні і малополяризовані молекули кисню мають низьку розчинність у поляризованій воді.

Довжина хімічного зв'язку в молекулі O_2 становить 120,7 пм, що істотно менше за довжину одинарного ковалентного зв'язку $\text{O}-\text{O}$. Наприклад, у молекулі $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$ вона становить 149 пм. Згідно з цим енергія зв'язку в молекулі O_2 велика і становить 494 кДж/моль, що значно перевищує енергію одинарного зв'язку $\text{O}-\text{O}$ (в молекулі $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$ вона становить 210 кДж/моль.)- Цим пояснюють той факт, що гемолітична дисоціація молекул кисню на атоми розпочинається лише за температури понад 1500°C . Вона може відбуватися також у разі вбирання ультрафіолетового випромінювання (фотоліз). Тому біля земної поверхні кисень в атмосфері перебуває у молекулярному стані O_2 , а вище за 100 км основною формою існування кисню стає атомарний. Молекули O_2 розщеплюються тут на атоми під впливом ультрафіолетового випромінювання Сонця.

Молекула кисню парамагнітна, наявність парамагнетизму відповідає розміщенню на молекулярній орбіталі двох неспарених електронів. Внаслідок парамагнетизму рідкий і твердий кисень притягається магнітним полем.

Утворення хімічних зв'язків у молекулі O_2 та деякі її властивості пояснює метод молекулярних орбіталей. Так, мала-довжина зв'язку між атомами $\text{O}-\text{O}$ та висока його енергія зумовлені тим, що кратність зв'язку в молекулі кисню O_2 дорівнює 2.

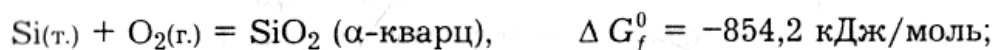
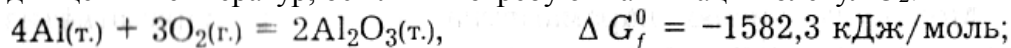
Парамагнітні властивості молекули O_2 спричинені наявністю двох неспарених електронів, які, за правилом Хунда, займають дві окремі вироджені розпушувальні молекулярні орбіталі. Атом кисню порівняно з молекулою має більшу енергію іонізації (відповідно 1313 і 1165 кДж/моль), оскільки у разі іонізації молекули O_2 електрон відщеплюється з енергетично вищої (ніж атомні) розпушувальної молекулярної орбіталі. Утворення молекулярних іонів O_2^+ , O_2^- та O_2^{2-} можливе тому, що число зв'язувальних електронів перевищує число розпушувальних (кратність зв'язку більша за нуль).

На Землі виявлено три стабільні нукліди кисню: ^{16}O (99,759 % (мас.)), ^{17}O (0,037 % (мас.)) та ^{18}O (0,204 % (мас.)). Штучно одержано три радіоактивні нукліди кисню, період піврозпаду яких не перевищує десятків секунд.

Кисень має алотропну модифікацію — озон O_3 .

1.5. Хімічні властивості.

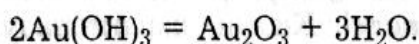
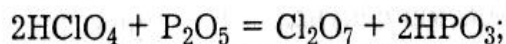
Кисень характеризується високою хімічною активністю і належить до типових окисників. Він реагує з більшістю простих речовин, найчастіше утворюючи оксиди, в яких має ступінь окиснення -2. Такі реакції зазвичай відбуваються з досить великою швидкістю лише за підвищених температур, оскільки потребують активації молекул O_2 :



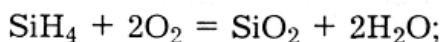
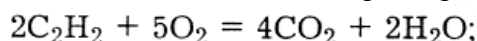
Великі від'ємні значення стандартної енергії Гіббса утворення багатьох оксидів свідчать про значну спорідненість цих елементів до кисню.

Кисень безпосередньо не окиснює лише благородні гази, деякі метали (золото, платину) та галогени. Для таких систем зміна енергії Гіббса має додатне значення, наприклад $\Delta G^\circ(\text{Au}_2\text{O}_3(\text{т.})) = 79 \text{ кДж/моль}$, $\Delta G^\circ(\text{ClO}_2(\text{г.})) = 122 \text{ кДж/моль}$.

Проте оксиди цих елементів, за винятком гелію, неону та аргону, можна одержати непрямым шляхом, наприклад:



Оксиди можуть утворюватися не лише під час окиснення киснем простих речовин. Багато складних речовин за певних умов також взаємодіє з киснем. При цьому утворюються оксиди елементів, а іноді й оксиди, і прості речовини, наприклад:



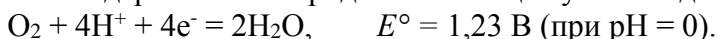
Здебільшого реакції окиснення відбуваються з достатньою швидкістю лише за підвищеної температури, оскільки потрібна деяка енергія для активації молекул O_2 .

Якщо окиснення речовин відбувається енергійно, з виділенням великої кількості теплоти і світла, то такі процеси називають **горінням**. Вони відбуваються, як правило, за умови надлишку повітря або чистого кисню і завершуються утворенням кінцевих продуктів окиснення (CO_2 , H_2O , SO_2 , P_2O_5 , N_2 тощо). Наприклад, під час горіння ацетилену в середовищі кисню температура полум'я досягає 3200°C .

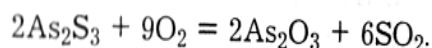
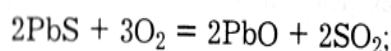
Відносно повільні реакції окиснення залежно від характеру речовини називають **іржавінням** (окиснення металів), **тлінням** (окиснення органічних решток), а найчастіше просто окисненням.

Майже 90 % кисню, що потрапляє в організм людини, використовується під час дихання як акцептор електронів. Енергію, що виділяється в разі окиснення різних субстратів молекулярним киснем, організм використовує для синтезу життєво необхідного аденозинтрифосфату (АТФ). М'яке окиснення молекулярним киснем різних субстратів у живих організмах є основним джерелом енергії для забезпечення перебігу процесів життєдіяльності.

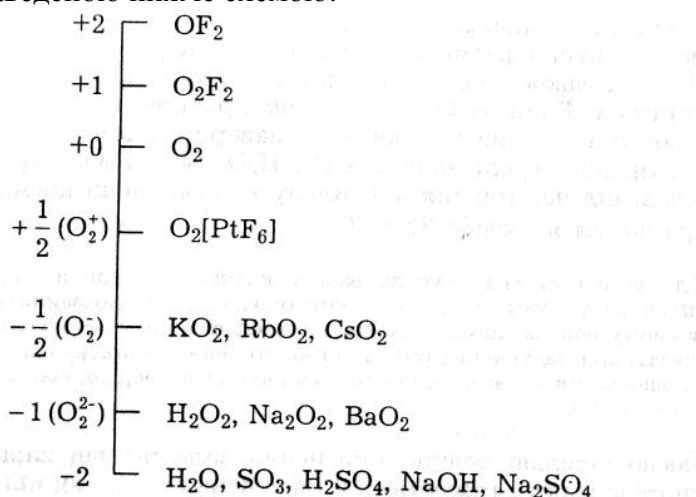
Про значну окиснювальну здатність кисню у водних розчинах свідчить високе значення стандартного електродного потенціалу його відновлення до води:



Для пірометалургійних способів добування металів та деяких неметалів широко використовують процес окиснювального випалювання природних сульфідних мінералів з метою їх переведення у відповідні оксиди (далі оксиди відновлюють до простих речовин), наприклад:



Класифікацію основних типів неорганічних сполук кисню за ступенями його окиснення подано наведеною нижче схемою:



1.6. Оксиди.

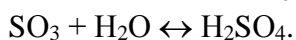
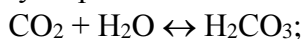
Загальні методи добування оксидів вам відомі із курсу хімії середньої школи.

Взагалі утворення одноатомних багатозарядних аніонів типу Eⁿ⁻ енергетичне не вигідне. З цієї причини не існує сполук, до складу яких входять вільні іони O²⁻. Навіть у кристалічних оксидах найактивніших металів (Na₂O, CaO тощо) ефективний негативний заряд атома кисню істотно менший за -2.

В оксидах неметалів різниця між електронегативностями атомів кисню і неметалу невелика, тому хімічний зв'язок у них ковалентний полярний. Більшість таких сполук за звичайних умов — гази, легкі рідини або легкоплавкі тверді речовини. Це пояснюється тим, що вони в твердому стані утворюють, як правило, молекулярні кристалічні ґратки зі слабкими силами міжмолекулярної взаємодії. Навпаки, оксиди з полімерними структурами значно міцніші і більш тугоплавкі. До таких речовин належить, наприклад, SiO₂. Він має полімерну структуру, в якій кожен атом силіцію сполучений з чотирма атомами кисню (відбувається sp³-гібридизація валентних орбіталей атомів силіцію) й утворює тетраedr, а кожен атом оксигену, у свою чергу, сполучений з двома атомами силіцію. Внаслідок цього полімерний SiO₂ на відміну від мономерного CO₂ за звичайних

умов хімічно неактивний і має високу температуру плавлення (1700 °С). В оксидах неметалів валентні орбіталі атомів кисню найчастіше перебувають у стані sp^3 -гібридизації.

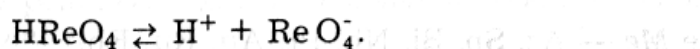
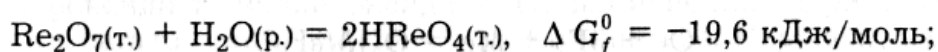
Оксиди неметалів за хімічною природою кислотні. Більшість із них розчиняється у воді з утворенням відповідних кислот, тому їх називають *ангідрідами* кислот:



Оксиди найактивніших металів мають переважно іонний зв'язок і за хімічною природою основні. До найтипівіших з них належать оксиди лужних і лужноземельних металів, їм відповідають гідроксиди, які є сильними основами.

У міру зростання ступеня окиснення металу збільшується частка ковалентності в його хімічному зв'язку з киснем. Такі оксиди з іонно-ковалентним зв'язком амфотерні, їм відповідають амфотерні гідроксиди, здатні дисоціювати за типом слабких основ за місцем зв'язку $Me-OH$ і за типом слабких кислот — за місцем зв'язку $MeO-H$. До таких оксидів належать переважно оксиди металів, які мають відносно невелику електронегативність, наприклад Al_2O_3 , Cr_2O_3 , PbO , ZnO , Fe_2O_3 тощо. Залежно від умов вони виявляють властивості основних або кислотних оксидів. Амфотерні оксиди з водою не взаємодіють (не розчиняються), але можуть реагувати як з кислотами, так і з лугами, а під час нагрівання — з основними та кислотними оксидами з утворенням солей.

Оксиди металів (d-елементів) з високими ступенями окиснення мають ковалентний характер зв'язків між атомами в молекулах (CrO_3 , Mn_2O_7 , Re_2O_7 , OsO_4 тощо). Частина з них розчиняється у воді з утворенням гідратів, які дисоціюють за типом кислот за місцем найбільш полярного зв'язку $H-O$:



Перелічені оксиди мають кислотну природу і також належать до ангідрідів кислот.

Перехідні елементи здатні утворювати нестехіометричні оксиди, їхні кристалічні ґратки складаються зі щільно упакованих іонів оксиду, а частина пустот такої структури заповнена іонами металу, наприклад FeO_{1-x} ($x=0,05-0,10$). Існують також нестехіометричні оксиди, у кристалічних ґратках яких пустоти наповнені надлишковим, тобто надстехіометричним киснем, наприклад U_{2+x} ($x = 0,00-0,30$).

На початкових стадіях реакцій металів з киснем можуть утворюватися *субоксиди* — сполуки з металічним зв'язком. Вони є продуктом вкорінення атомів кисню в кристалічні ґратки металів, наприклад Ti_6O , Ti_3O .

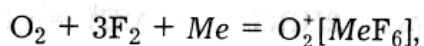
1.7. Похідні молекулярних іонів кисню

У процесі хімічних перетворень молекула O_2 може віддавати або приєднувати електрони й утворювати молекулярні іони O_2^+ , O_2^- або O_2^{2-} . Оскільки в них сполучені між собою два атоми кисню, то їх називають *сполуками пероксидного типу*. Деякі характеристики цих сполук наведено нижче.

Характеристика	Молекулярний іон			
	O_2^+	O_2	O_2^-	O_2^{2-}
Кратність зв'язку	2,5	2	1,5	1
Довжина зв'язку, пм	112	120,7	132	149
Енергія зв'язку, кДж/моль	642	494	394	210
Магнітні властивості	Парамагнітні		Діамагнітні	

Віддаючи один електрон з π_{2p} -молекулярної орбіталі, молекула кисню перетворюється на іон O_2^+ , який називають *діоксогеніл-іоном*. Реалізація процесу $O_2 = O_2^+ + e^-$ потребує значних витрат енергії ($I = 1165$ кДж/моль у розрахунку на одну молекулу), тому можлива лише за умови застосування дуже сильних окисників, зокрема фториду

платини (VI) PtF₆. Внаслідок перебігу цієї реакції утворюється гексафтороплатинат (VI) діоксогенілу O₂[PtFe₆]. Синтез діоксогенілових солей можна реалізувати нагріванням за температури 150-500 °C суміші кисню, фтору та порошку відповідного елемента:

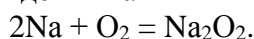


де Me — As, Sb, Bi, Nb, Pt, Au, Ru, Rh.

Похідні іона O₂⁺ парамагнітні, що зумовлено наявністю одного неспареного електрона на його π_p2p-молекулярній орбіталі. Як видно з наведених вище даних, між'ядерна відстань у катіоні O₂⁺ менша, а кратність зв'язку більша, ніж у молекулі O₂.

Приєднуючи один електрон на π_p2p-молекулярну орбіталь, кисень утворює молекулярний іон O₂⁻ який називають **надпероксид-іоном**, а його сполуки **надпероксидами**. Процес O₂ + 1e⁻ = O₂⁻, супроводжується виділенням енергії (48,1 кДж/моль у розрахунку на одну молекулу) і зумовлює зменшення кратності зв'язку до 1,5 (на розпушувальних π_p2p-молекулярних орбіталах до двох неспарених електронів молекули O₂ додається третій електрон). Як зазначалося вище, надпероксиди можна добути безпосередньо з простих речовин для найактивніших відновників — лужних металів підгрупи калію (K, Rb, Cs). Такі сполуки мають парамагнітні властивості, що згідно з методом молекулярних орбіталей зумовлено наявністю одного неспареного електрона на π_p2p-молекулярній орбіталі кисню.

Молекула O₂ може приєднувати два електрони з утворенням **пероксид-зона** O₂²⁻, похідні якого називають **пероксидами**. Цей процес потребує витрати енергії (160 кДж/моль). Додаткові електрони розміщуються на π_p2p-молекулярній орбіталі. При цьому кратність зв'язку знижується до 1, тому порівняно з надпероксид-іоном O₂⁻ (кратність зв'язку 1,5) й особливо з молекулою кисню O₂ (кратність зв'язку 2) енергія дисоціації пероксид-іонів істотно менша, а відстань між атомами кисню більша. У молекулах пероксидів атоми кисню сполучені між собою простим двоелектронним σ-зв'язком (O-O)²⁻. Відсутність неспарених електронів визначає діамагнетизм пероксидів. Вони утворюються під час окиснення киснем деяких активних металів, наприклад:



Пероксиди та надпероксиди — сильні окисники. При контакті з ними багато органічних речовин займаються. Пероксид натрію Na₂O₂ є ефективним реагентом для вибілювання тканин, бавовни, шовку, паперу тощо.

1.8. Вода.

Найпоширенішою в природі й найважливішою для людини сполукою водню є вода. Нашу планету без перебільшення можна назвати планетою води. Вода вкриває 3/4 поверхні земної кулі. Загальна кількість води на Землі становить близько 1500 млн км³ (1,45·10¹⁸ м³), або 1/4500 маси земної кулі. З води зародилося життя на Землі, вода його розвиває і підтримує.

Водні ресурси земної кулі складаються з води морів та океанів; води полярних льодовиків прісної, але недоступної для використання; води річок та озер прісної і доступної для використання; підземної води, яка залягає до глибини 800 м та до 1600 м прісної або мінералізованої.

Вода є надзвичайно важливою технологічною речовиною. Жодне виробництво не обходиться без використання величезних мас води. Наприклад, для добування 1 т заліза використовують 300 т води. Загальні витрати чистої води в Україні становлять близько 0,01 км³ щодоби. Це стільки, скільки її є приблизно в двох кілометрах течії Дніпра. Найкращою для споживання людиною є вода глибоких артезіанських свердловин. Вона чиста, достатньо мінералізована і містить переважно потрібні людині розчинені солі.

Прийнятною є очищена вода річок. Очищення річкової води —це складний технологічний процес, який включає фільтрування та обробку спеціальними речовинами (хлором, озоном) для знешкодження шкідливих бактерій, що містяться в ній. Іноді воду додатково опромінюють ультрафіолетовим світлом. Для вилучення розчинених солей воду переганяють або дистилюють.

Як з фізичного, так і з хімічного поглядів вода є однією з найскладніших речовин, яку до того ж дуже важко виділити в чистому вигляді.

Фізичні властивості води. Чиста вода —прозора, рухома, безбарвна за звичайних умов рідина, яка не має ні запаху, ні смаку. Вона складається з кутових молекул H_2O , кут між двома зв'язками Н-О, становить $104,5^\circ$. Молекули води полярні (диполі). У конденсованому стані (рідкому або твердому) вода значною мірою асоційована, кожна її молекула утворює із сусідніми по два міжмолекулярні водневі зв'язки, тому в просторі кожен атом кисню оточений чотирма найближчими атомами водню - двома «своїми», з коротшими зв'язками, і двома «чужими», з довшими зв'язками. Водневі зв'язки між молекулами води набагато міцніші порівняно з іншими подібними речовинами. Навіть у «холодній» парі вода перебуває у досить асоційованому стані. В органічних розчинниках її молекули димеризовані $(H_2O)_2$.

Будова рідкої води остаточно ще не з'ясована. Рентгеноструктурними дослідженнями доведено, що молекули води у рідині розміщені так, що між ними утворюються порожнини, не зайняті молекулами канали мікроскопічних розмірів. Внаслідок теплового руху ці фрагменти весь час розпадаються, перегруповуються й утворюються знову. Окремі молекули, які в даний момент не беруть участі в утворенні водневих зв'язків, потрапляють до цих каналів і набувають більшої рухливості, ніж інші. Це свідчить про те, що в рідкій воді не всі молекули відіграють однакову роль: одні - потрапляють до порожнин, інші - займають місця у «стінках» порожнин. Внаслідок цього вода набуває різних аномальних властивостей. Під час охолодження води розміри асоціатів збільшуються, але водночас порожнини заповнюються, оскільки уповільнюється рух молекул, зростає густина води. За температури $4^\circ C$ (точніше, $3,98^\circ C$) вода має найбільшу густину, яка умовно прийнята за одиницю густини 1 г/см^3 . У разі охолодження води до температури $0^\circ C$ утворюються восьмимолекулярні асоціати. Такі агрегати з 8 молекул уже мають виражену «кригову» структуру. Порожнини вивільнюються, й об'єм рідини збільшується. В упорядкованій кристалічній структурі льоду кожна молекула води тетраедрично оточена чотирма іншими сусідніми молекулами. У результаті утворюється ажурна гексагональна кристалічна ґратка, в якій є порівняно великі порожнини діаметром 520-690 пм. Здатність води розширюватись під час кристалізації треба завжди брати до уваги в практичній діяльності, оскільки при цьому створюються значні тиски, і ємкості, в яких вона перебуває, можуть легко зруйнуватись. За рахунок цього вода, зокрема, руйнує камінь, шляхове покриття.

Отже, розширення води під час замерзання пов'язане з тим, що в разі нерегулярного розміщення в просторі молекули у рідкій воді займають менший об'єм порівняно з цілком регулярною орієнтацією в разі утворення кристалічної структури. Наслідком збільшення об'єму води під час кристалізації, згідно з принципом Ле Шательє, є зниження температури кристалізації при підвищенні зовнішнього тиску.

Вода має величезну теплоємність. *Теплоємність* речовини визначають за зміною температури речовини в разі поглинання нею певної кількості теплоти. Якщо до кількох різних речовин підвести однакову кількість теплоти, то більше нагріється та з них, яка має меншу теплоємність. Теплоємність речовини у розрахунку на одиницю її маси називають *питомою теплоємністю*. Якщо останню виразити як відношення теплоємності речовини до теплоємності еквівалентної маси води за температури $15^\circ C$, то дістанемо безрозмірне значення *відносної теплоємності*.

Кількістю теплоти, що виділяється під час охолодження 1 м^3 води на $1^\circ C$, можна нагріти 1000 м^3 повітря на $3^\circ C$. Цей процес відбувається в природі, коли настає холодна

пора. Нагріта влітку вода океанів і морів, поступово охолоджуючись, нагріває величезні об'єми повітря і перешкоджає різкому зниженню температури. За відсутності у води цієї властивості клімат Землі був би вкрай несприятливим для життя людини.

Вода має надзвичайно високу *приховану теплоту плавлення*. Щоб розтопити 1 кг льоду необхідно затратити 332,4 кДж енергії (це вдвічі більше за приховану теплоту плавлення сталі і в 15 разів більше за приховану теплоту плавлення свинцю). Завдяки цьому щедре весняне тепло повільно зігріває землю, не спричиняє катастрофічних повеней.

Нарешті, вода характеризується надзвичайно високою *теплотою випаровування* (кількість теплоти, необхідна для повного випаровування 1 г речовини). Щоб випарувати 1 л води, потрібно затратити понад 2000 кДж енергії. Величезне значення теплоти випаровування води зумовлює її високу температуру кипіння, оскільки лише за температури 100 °С пружність водяної пари досягає атмосферного тиску, і вода починає кипіти.

Завдяки високим значенням теплоємності води, прихованої теплоти плавлення льоду та дуже високому значенню теплоти випаровування, які пов'язані з великими витратами теплоти на руйнування асоційованої структури води, вона є регулятором клімату на Землі. Найбільш помірний клімат спостерігається поблизу великих водних басейнів — на берегах морів і океанів.

Влітку моря послаблюють спеку, бо вода повільно нагрівається. Багато теплоти витрачається на випаровування води. Краплі дощу, пронизуючи повітря, вбирають його теплоту й охолоджують атмосферу. Багато теплоти вбирається при таненні вічних снігів і льодовиків.

Взимку, навпаки, атмосфера нагрівається за рахунок замерзання великих мас води, й особливо, коли кристалізація води відбувається в повітряному просторі, - йде сніг.

Вода є прекрасним розчинником багатьох неорганічних та органічних речовин. При цьому розчинність газів, рідин і твердих речовин великою мірою залежить від їхньої природи. Майже всі гази, які складаються з полярних молекул, добре розчиняються у воді. Розчинність газів зростає зі збільшенням їх тиску та зниженням температури. Неполярні гази у воді розчиняються погано, але розчинність кисню, молекули якого парамагнітні, вища, ніж розчинність азоту, хоча парціальний тиск атмосферного азоту вчетверо вищий, ніж кисню. Справді, розчинність кисню в 1 об'ємі води за температури 0°С становить 0,0491 об'єму, а за 20 °С — 0,0311 об'єму, тоді як розчинність азоту в 1 об'ємі води за 0°С досягає лише 0,0236 об'єму. Розчинений у воді кисень відіграє вирішальну роль у житті всіх гідробіонтів (організмів, які живуть у воді).

Розчинність у воді рідин в основному залежить від характеру молекул, з яких вони складаються. Полярні рідини зазвичай добре розчиняються у воді.

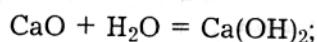
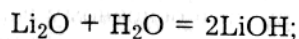
З неорганічних солей добре розчиняються у воді нітрати, переважна більшість хлоридів і сульфатів, тому в природній прісній воді завжди є аніони Cl^- , SO_4^{2-} , HCO_3^- та катіони Na^+ , Ca^{2+} , M^{2+} , Fe^{2+} . У морській воді найбільше міститься хлориду натрію, а в аналітичних кількостях містяться ще близько 60 хімічних елементів. Деякі вчені вважають, що у морській воді присутні всі стійкі елементи. Вода є ідеальним середовищем (розчинником) для перебігу різноманітних хімічних реакцій. Часто вона виявляє каталітичну дію.

Хімічні властивості води. Відносно нагрівання вода є досить, стійкою сполукою. Вона практично не розкладається під час нагрівання до температури 1200 °С, і тільки за вищих температур термічне дисоціює на атом Н і групу -ОН. За температури 5000 °С вода розкладається з вибухом.

Відносно різноманітних хімічних сполук вода поводить себе як досить активний реагент. Вона може реагувати з речовинами як неорганічного, так і органічного походження. Під час взаємодії з ними вона може руйнуватися або залишатися незмінною.

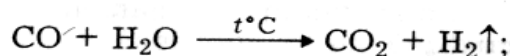
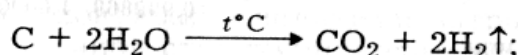
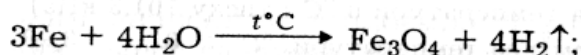
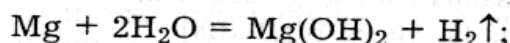
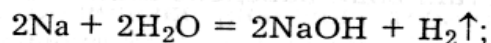
Найхарактернішими для води є хімічні реакції, наведені нижче.

1. Приєднання основних та кислотних оксидів з утворенням основ і кислот:

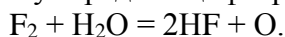


2. Приєднання до основ, кислот і солей з утворенням кристалогідратів, наприклад: $\text{KOH}\cdot\text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{SO}_4\cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{SO}_4\cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

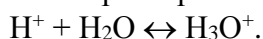
3. Окиснення за рахунок водню в ступені окиснення +1 сильних відновників за звичайних умов або за високої температури



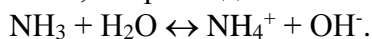
4. Відновлення за рахунок кисню в ступені окиснення -2. Наприклад, водяна пара горить у середовищі фтору:



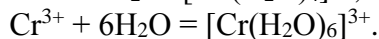
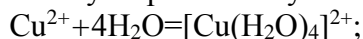
5. Участь у донорно-акцепторних взаємодіях. За рахунок донорних властивостей атома кисню, який має дві неподілені пари електронів, вода часто відіграє роль ліганда в реакціях комплексоутворення. Вона може бути і донором протона, тому в кислотно-основних перетвореннях відіграє роль *амфоліту*:



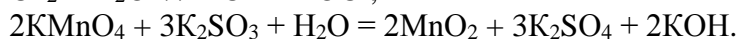
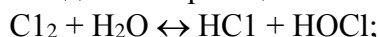
Згідно з протонною теорією кислот і основ Й. Н. Бренстеда (1879-1947) в цій реакції вода є основою. Відносно електролітів, здатних приєднувати протон, вода поводить себе як кислота, наприклад:



Вона утворює велику кількість *аквакомплексів*:



Вода може не лише створювати середовище, а й бути безпосереднім учасником окисно-відновних реакцій:

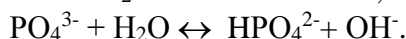
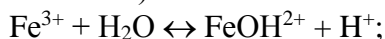


Чиста вода є дуже слабким електролітом і майже не проводить електричний струм. Іонний добуток води за температури 22 °C відповідає стану рівноваги:



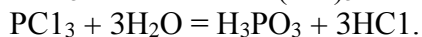
$$\text{і дорівнює } K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}.$$

У водних розчинах зазначену рівновагу дисоціації можна змінювати у той чи інший бік не лише розчиненням у воді кислот і лугів, а й солей слабких кислот або основ (гідроліз солей):



Внаслідок цих реакцій змінюється концентрація протонів або гідроксил-іонів.

Відомо багато сполук, які повністю розкладаються водою, наприклад:



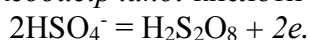
Важка вода. Сполуку D_2O (оксид дейтерію) називають *важкою водою*. Вперше її одержали у 1933 р. американські хіміки Г. Н. Льюїс (1875-1946) та Ф. Г. Спеддінг (1902-1989) електролізом лужного розчину. Вміст її у морській воді становить близько 0,018 %,

тому для добування 1 кг важкої води необхідно розкласти 170 т звичайної води. Одержують D₂O електролізом звичайної води (іони дейтерію розряджаються повільніше, ніж іони протію), фракційною дистиляцією рідкого водню та іншими методами. Температура її плавлення становить 3,8 °С, густина — 1,104 г/см³, температура кипіння 101,43 °С, іонний добуток — 0,2·10⁻¹⁴. Біологічні процеси у важкій воді відбуваються дещо повільніше, ніж у звичайній.

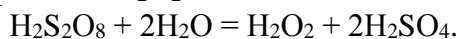
Виробляють важку воду у великих кількостях, її широко використовують в атомній енергетиці. В ядерних реакторах її застосовують для уповільнення нейтронів.

1.9. Гідроген пероксид.

Пероксид водню є однією з найважливіших сполук кисню. У промисловості його добувають електрохімічними та хімічними способами. Для електрохімічного добування H₂O₂ використовують розчини сірчаної кислоти або її солей (зокрема, (NH₄)₂SO₄). У цьому разі електролізу піддають 50 %-й розчин H₂SO₄ за високої густини струму та охолодження. За таких умов на платиновому аноді окиснюються гідросульфат-іони до пероксодисірчаної кислоти H₂S₂O₈:

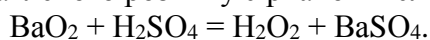


Слабке нагрівання розчину H₂S₂O₈ сприяє перебігу процесу гідролізу, внаслідок чого утворюється H₂O₂:



Хімічні методи добування H₂O₂ ґрунтуються на окисненні киснем органічних сполук, наприклад таких, як алкільні похідні антрагідрохінону та ізопропіловий спирт.

Пероксид водню легко утворюється з пероксиду барію під дією на нього розбавленого розчину сірчаної кислоти:



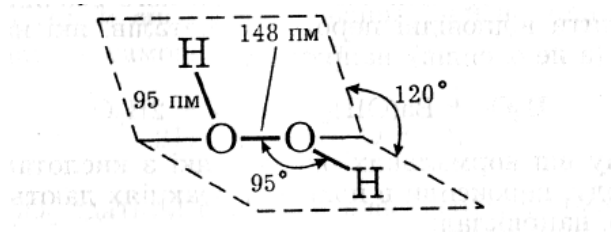
Осад нерозчинного у воді BaSO₄ повністю відокремлюється від розчину H₂O₂ звичайним фільтруванням.

У промисловості добувають пероксид водню концентрацією, яка не перевищує 60 %, оскільки більш концентровані його розчини вибухонебезпечні при транспортуванні. 30%-й стабілізований розчин H₂O₂ називають *пергідролем*. Для медичних цілей застосовують 3%-й розчин H₂O₂. Щорічне світове виробництво пероксиду водню становить 0,5 млн тонн.

Пероксид водню високого ступеня чистоти та його розчини за звичайних умов досить стійкі й можуть зберігатися протягом тривалого часу, але під час нагрівання, в разі ультрафіолетового опромінення, а також за наявності іонів перехідних металів H₂O₂ інтенсивно розкладається з виділенням кисню. Чистий H₂O₂ та його концентровані розчини розкладаються бурхливо, часом з вибухом.

Для запобігання розщепленню H₂O₂ до його розчину додають стабілізатори (звичайно фосфати натрію), які зв'язують шкідливі іони металів і тим самим гальмують небажаний процес, їх зберігають у прохолодному місці у темних посудинах. При цьому слід мати на увазі, що луги, навіть у кількостях, що вилугуються зі звичайного скла, істотно прискорюють розщеплення молекули H₂O₂.

Молекула H₂O₂ нелінійна, два зв'язки О-Н розміщені у двох площинах під кутом 120°:



Внаслідок несиметричного розміщення зв'язків О-Н молекула H₂O₂ дуже полярна.

Наявність неподілених електронних пар у атомів кисню створює можливість донорно-акцепторної взаємодії. Так, подібно до води, пероксид водню може входити до складу кристалічних речовин, наприклад $\text{Ca}_2\text{CO}_3 \cdot 1,5\text{H}_2\text{O}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Рідкий і твердий пероксиди водню, а також його розчини у воді характеризуються наявністю стійких водневих зв'язків, які спричиняють асоціацію молекул. Тому за звичайних умов чистий пероксид водню — сиропоподібна в'язка блідо-блакитна рідина без запаху, яка майже в 1,5 раза важча за воду. Тиск пари H_2O_2 нижчий за тиск пари води (за однакової температури), тому температура кипіння пероксиду водню вища і становить $150,2^\circ\text{C}$. На цій властивості ґрунтується відокремлення H_2O_2 від води шляхом фракційної перегонки. Слід також зазначити, що температуру кипіння H_2O_2 за атмосферного тиску безпосередньо визначити неможливо, оскільки вже за температури 90°C він починає розкладатися. Твердий H_2O_2 має температуру плавлення $-0,43^\circ\text{C}$, його густина становить $1,71\text{ г/см}^3$.

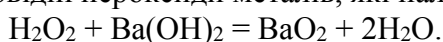
Пероксид водню змішується з водою у будь-яких співвідношеннях завдяки виникненню нових водневих зв'язків. Він розчиняється також в ефірі, яким його можна екстрагувати із суміші з водою. З водних розчинів пероксид водню виділяється у вигляді нестійкого кристалогідрату $\text{H}_2\text{O}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, температура плавлення якого становить -52°C .

Діелектрична проникність чистого H_2O_2 за температури 25°C становить 93, а його 65 %-го водного розчину — 120, тому чистий H_2O_2 та його водні розчини є чудовими іонізуючими розчинниками, які подібно до води добре розчиняють речовини з полярними та іонними зв'язками. Однак використання таких розчинників обмежене недостатньою стійкістю H_2O_2 .

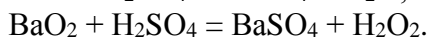
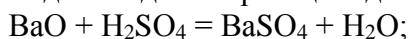
У водних розчинах пероксид водню є слабкою кислотою:



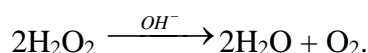
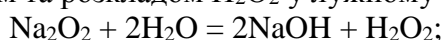
але сильнішою за воду. Під час взаємодії його розчинів з лугами можна виділити відповідні пероксиди металів, які належать до класу солей (а не оксидів), наприклад:



На відміну від нормальних оксидів, які з кислотами утворюють сіль і воду, пероксиди в подібних реакціях дають сіль і пероксид водню, наприклад:

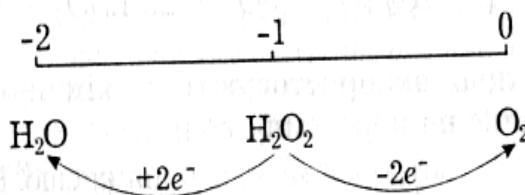


Пероксиди металів як солі слабкої кислоти у водному розчині нестійкі. Це зумовлено їх сильним гідролізом та розкладом H_2O_2 у лужному середовищі:



Відомі численні неорганічні та органічні сполуки, які містять пероксидні групи.

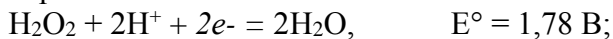
Зв'язок між атомами кисню $\text{HO}-\text{OH}$ слабкий, що може бути пояснено взаємним електростатичним відштовхуванням неподілених пар електронів двох сполучених між собою атомів кисню. Він майже втричі слабкіший за зв'язок $\text{O}-\text{H}$, тому для пероксиду водню особливо властиві реакції, які супроводжуються руйнуванням зв'язку $\text{HO}-\text{OH}$ з утворенням сполук кисню з характерним для нього ступенем окиснення -2 або 0 . Тобто для H_2O_2 найхарактерніші окисно-відновні реакції. Пероксиди в окисно-відновних реакціях можуть перетворюватись згідно з такою схемою:



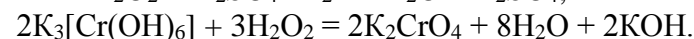
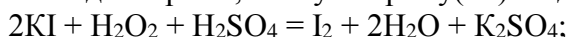
Прикладом може бути характерна для пероксиду водню реакція розкладу за типом диспропорціювання (окисно-відновна реакція самоокиснення — самовідновлення):



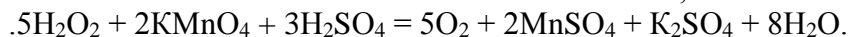
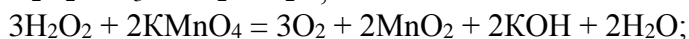
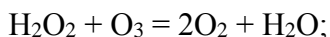
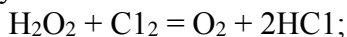
Отже, H_2O_2 здатний виявляти властивості як окисника, так і відновника, що властиво сполукам з проміжними ступенями окиснення елементів. Окисна та відновна активності H_2O_2 характеризуються такими значеннями електродних потенціалів відповідних перетворень:



Порівняння цих електродних потенціалів свідчить про те, що окиснювальна здатність H_2O_2 ($E^\circ = 1,78 \text{ В}$) виражена значно сильніше, ніж відновна ($E^\circ = 0,68 \text{ В}$). Справді, пероксиди — сильні окисники. Вони легко окиснюють йодиди до вільного йоду, нітрити — до нітратів, сполуки хрому(III) — до хрому(VI) тощо, наприклад:



Лише під час взаємодії із сильними окисниками H_2O_2 виявляє відновні властивості, продуктом його окиснення є кисень, наприклад:



Останню реакцію використовують у хімічному аналізі для кількісного визначення пероксиду водню.

1.10. Озон.

Озон O_3 — алотропна модифікація кисню. Він утворюється з газоподібного кисню під дією на нього тихого електричного розряду або ультрафіолетового випромінювання. Для штучного добування O_3 використовують озонатори. Тихий розряд проходить у просторі між стінками внутрішньої та зовнішньої скляних посудин. Кисень, який виходить з озонатора, містить кілька відсотків озону (до 10 %).

Озон також утворюється під час обробки молекулярного кисню потоком електронів, протонів, короткохвильового випромінювання, тобто за рахунок радіо- та фотохімічних реакцій.

У приземній атмосфері концентрація озону дуже мала і становить 10^{-7} - 10^{-6} %. У стратосфері на висоті 18-50 км земна куля оточена тонким шаром озону, максимальна його кількість скупчена на висоті 20-30 км. Загальна площа атмосферного озонового шару становить 500 млн км².

У земній атмосфері озон утворюється під час грозових розрядів, а у верхніх її шарах - під дією ультрафіолетового випромінювання. Географія озону дуже динамічна, на неї впливають повітряні течії — вітри атмосфери. Антициклони зменшують, а циклони збільшують кількість O_3 у стратосфері.

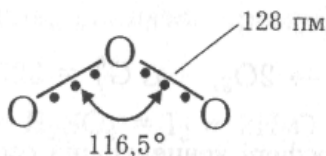
Вільний стратосферний озон відіграє дуже важливу роль у природі. Озоновий шар затримує небезпечно для живих істот жорстке короткохвильове сонячне випромінювання. Практична діяльність людини дуже часто призводить до руйнування озонового шару.

Серед речовин, які руйнують стратосферний озон, найбільш небезпечним є хлор. Одна молекула хлору здатна знищити до 100 тис. молекул O_3 (для порівняння: 1 молекула NO руйнує лише 10 молекул O_3). Розрахунками із застосуванням математичного моделювання доведено, що один запуск космічного корабля багаторазового використання «Шаттл» (США) спричинює руйнування 0,3 % загальної кількості озону земної атмосфери.

Озон - отруйний газ синього кольору з різким характерним запахом ($t_{\text{кип}} = -110 \text{ }^\circ\text{C}$, $t_{\text{пл}} = -192,7 \text{ }^\circ\text{C}$). Рідкий озон має темно-синє забарвлення, твердий - чорне.

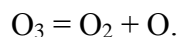
Молекула O₃ діамагнітна, має кутову будову, що зумовлює її полярність. Крім того, порівняно з киснем вона має більшу поляризованість внаслідок більшого розміру молекули. Енергія міжмолекулярної взаємодії O₃ у конденсованих станах перевищує цю величину для молекул O₂, тому температури кипіння і плавлення озону вищі, ніж кисню. Цими чинниками пояснюють також вищу розчинність озону в полярній воді (за звичайних умов 45 об'ємів O₃ розчиняється у 100 об'ємах води).

Довжина зв'язку між атомами кисню (128 пм) проміжна порівняно з одинарним (149 пм) та подвійним (121 пм) зв'язками, тому вважають, що порядок зв'язків у молекулі O₃ дорівнює 1,5. Величина валентного кута (116,5°) вказує на sp²-гібридизацію валентних орбіталей центрального атома кисню. Наведені дані свідчать про наявність у молекулі O₃ делокалізованого трицентрового π-зв'язку:

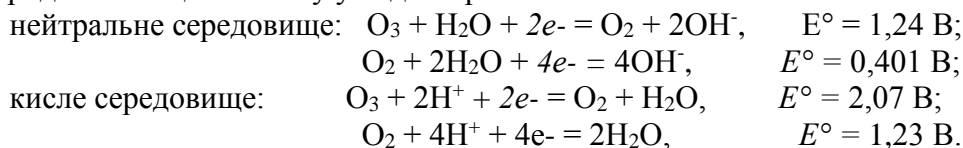


При цьому центральний sp²-гібридизований атом кисню утворює два σ-зв'язки з крайніми атомами, а його негібридизована 2p_z-орбіталь, яка розміщена під прямим кутом до площини трьох атомів, та аналогічно спрямовані 2p_z-орбіталі крайніх атомів кисню утворюють трицентровий нелокалізований π-зв'язок.

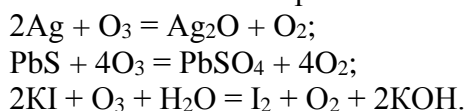
Озон — ендотермічна сполука (ΔH = 142,3 кДж/моль, ΔG°₂₉₈ = 162,7 кДж/моль). Він легко розкладається з утворенням вільних атомів кисню, що зумовлює його високу окиснювальну здатність:



Про значно більшу хімічну активність O₃ порівняно з O₂ свідчать стандартні електродні потенціали озону у водних розчинах:

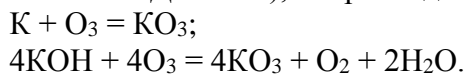


Озон легко окиснює різноманітні сполуки з утворенням іона O²⁻ та молекули O₂:



Останню реакцію використовують для виявлення та кількісного визначення озону.

Іноді продуктами реакцій за участю озону є **озоніди** (спорідненість O₃ до електрона становить 180 кДж/моль), наприклад:



Такі сполуки вміщують молекулярний іон O₃⁻. На відміну від озону O₃ іон O₃⁻ має неспарений електрон, який зумовлює його парамагнетизм. Озоніди лужних металів мають червоне забарвлення, вони дуже сильні окисники.

2. Сульфур

2.1. Будова атома. Алотронні модифікації. Фізичні та хімічні властивості.

У зовнішній електронній оболонці атому сірки шість електронів – два на s-орбіталі і чотири – на p-орбіталі.



У своїх сполуках сірка виявляє негативний і позитивні ступені окислення (-2; +4, +6).

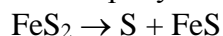
В природній сірці чотири стабільних ізотопи, мас. %: $^{32}_{16}\text{S}$ 95,06; $^{33}_{16}\text{S}$ 0,74; $^{34}_{16}\text{S}$ 4,18; $^{36}_{16}\text{S}$ ~ 0,014; Штучно отримано три ізотопи сірки.

Сірка трапляється у природі у вільному стані (самородна сірка), а також у вигляді різноманітних сполук. Найбільш поширені сполуки сірки з різними металами. Багато з них є цінними рудами (наприклад, *свинцевий блиск* PbS, *цинкова обманка* ZnS, *мідний блиск* Cu₂S) і використовуються як сировина для добування кольорових металів. Із сполук сірки у природі поширені також сульфати, в основному кальцію і магнію. Нарешті, сполуки сірки є в орга-нізмах рослин і тварин.

Загальний вміст сірки в земній корі становить приблизно 0,1 мас. % .

Важливим джерелом добування сірки є *залізний колчедан* FeS₂, який називається також *піритом* і поліметалічні руди, що містять сірчисті сполуки міді, цинку та інших кольорових металів.

Із піриту сірку отримують нагріванням піриту в спеціальних печах до 600°C:



Деяку кількість сірки (газова сірка) добувають з газів, що утворюються під час коксування і газифікації вугілля.

При звичайному тиску сірка утворює крихкі кристали жовтого кольору, що плавляться при 112,8°C (густина 2,07 г/см³). Вона не розчиняється у воді, але досить добре розчиняється у сірководні, бензолі та деяких інших рідинах. В процесі випаровування цих рідин сірка виділяється з розчину у вигляді про-зорих жовтих кристалів ромбічної системи, що мають форму октаєдрів, у яких звичайно частина кутів або ребер ніби зрізана. Така сірка називається *ромбічною*.

Іншої форми кристали утворюються, якщо розплавленню сірку охолоджувати повільно і, коли вона частково затвердіє, злити рідину, яка ще не встигла заохолонути. За таких умов стінки посудини будуть покриті зсередини великою кількістю довгих темно-жовтих голчастих кристалів моноклінної системи.

Моноклінна сірка має густину 1,96 г/см³ і плавиться при 119,3°C, але вона стійка тільки при температурі вищій за 96°C. При нижчій температурі кристали моноклінної сірки світлішають, перетворюючись в октаєдри ромбічної сірки.

Сірка – типовий неметал. З багатьма металами, наприклад з міддю, залізом, цинком, сірка сполучається безпосередньо з виділенням великої кількості теплоти. Вона сполучається також майже з усіма неметалами, але далеко не так легко і енергійно, як з металами.

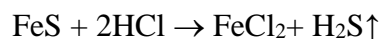
Сірку широко використовують у народному господарстві. В гумовій про-мисловості її застосовують для перетворення каучуку в гуму; свої цінні властивості каучук набуває лише після змішування з сіркою і нагрівання до певної температури. Такий процес називається *вулканізацією*. Каучук з дуже великим вмістом сірки називають *ебонітом*; це добрий електричний ізолятор.

Сірку використовують для знищення деяких шкідників рослин; для виго-товлення сірників, ультрамарину (синя фарба), сірководню і ряду інших ре-човин. У країнах, багатих на сірку, вона є сировиною для добування сірчаної кислоти.

2.2. Гідроген сульфід. Сульфід.

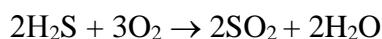
При високій температурі сірка сполучається з воднем, утворюючи газ *гідроген сульфід*.

На практиці сірководень звичайно добувають дією розбавлених кислот на сірчисті метали, наприклад на сульфід заліза:



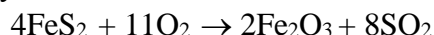
Сірководень – безбарвний газ з характерним запахом білка, який гниє.

Сірководень горить блакитним полум'ям і при цьому окислюється до діоксиду сірки (IV):



2.3. Сульфур(IV) оксид. Сульфитна кислота.

Якщо сірку спалювати у повітрі чи в кисні, то утворюється *діоксид сірки* SO_2 . Його можна добути також прожарюванням на повітрі (“випалюванням”) сульфідів металів, наприклад залізного колчедану:



SO_2 – газ без кольору, добре розчинний у воді. Він отруйний: вдихання повітря, яке містить більш 0,2% (мас.) оксиду сірки (IV) викликає захворювання.

При розчиненні у воді SO_2 утворює двоосновну сірчисту кислоту:



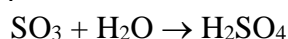
H_2SO_3 – нестійка кислота, існує лише в водних розчинах, в окислювально-відновних реакціях відіграє роль відновника і окислюється до сірчаної кислоти:



Середні солі сірчистої кислоти називають сульфітами, кислі – гідро-сульфітами.

2.4. Сульфур(VI) оксид. Сульфатна кислота.

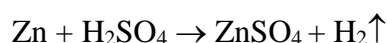
При температурі $450^\circ C$ в присутності каталізаторів (платина, оксид ванадію, хрому чи заліза) оксид сірки (IV) окислюється до *оксиду сірки (VI)* SO_3 , який при взаємодії з водою утворює *сульфатну кислоту* H_2SO_4 :



Хімічно чиста сульфатна кислота – важка, масляниста рідина без кольору. Вона має густину $1,84 \text{ г/см}^3$ і містить 96 мас.% H_2SO_4 . Розчин оксиду сірки (VI) SO_3 в сірчаній кислоті називають *олеумом*.

Концентрована сульфатна кислота – один із найсильніших окислювачів. Взаємодія сірчаної кислоти з металами залежить від її концентрації.

Метали, які стоять у ряду напруг до водню із розбавленої сульфатної кислоти витісняють водень:

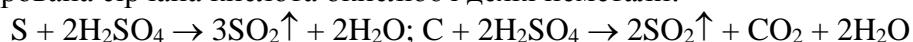


Концентрована сульфатна кислота розчиняє майже всі метали незалежно від положення їх в ряду напруг (крім золота та платини). Як продукти відновлення при цьому виділяються оксид сірки (IV), вільна сірка чи сірководень, сіль, вода.

Концентрована сірчана кислота при взаємодії з малоактивними металами відновлюється до оксиду сірки (IV):



Концентрована сірчана кислота окислює і деякі неметали:



У хімічній промисловості сірчана кислота використовується для отримання фосфорних та азотних мінеральних добрив, пластичних мас, штучного волокна, лікарських препаратів та вибухових речовин. Солі сірчаної кислоти застосовують у сільському господарстві як добрива та ядохімікати.

3. Підгрупа Селену: Селен, Телур, Полоній.

До р-елементів підгрупи селену належать селен Se, телур Te і полоній Po. За електронною будовою валентних підрівнів їхніх атомів вони є аналогами сірки і виявляють у сполуках ступені окиснення від -2 до $+6$. Водночас вони мають особливості, зумовлені положенням цих елементів у періодичній системі. На властивості елементів та їхніх сполук значно впливає поява у IV періоді заповнених $3d^{10}$, а в VI — $4f^{14}$ -підрівнів. Ефекти d - та f -стиснення порушують монотонність характеру зміни властивостей р-елементів VI групи у разі переходу від типових елементів O та S до елементів підгрупи селену.

3.1. Розповсюдження у природі.

Селен і телур належать до розсіяних елементів, а полоній — до рідкісних.

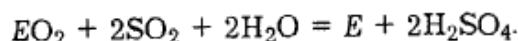
Основні природні запаси селену та телуру пов'язані із сульфідними родовищами міді, цинку, свинцю, заліза. У вигляді селенідів та телуридів вони входять як домішки до таких сульфідних мінералів, як PbS, FeS₂, Cu₂S, ZnS тощо. Крім цього селен і телур супроводжують самородну сірку.

Власні мінерали селену та телуру трапляються рідко. Переважно до них належать селеніди та телуриди таких металів, як мідь, свинець, бісмут та деякі інші: *берцеліаніт* Cu₂Se, *науманіт* Ag₂Se, *клаустаніт* PbSe, *алтаїт* PbTe, *телуробісмутит* Bi₂Te₃, *тетрадиміт* Bi₂Te₂S. Крім цього, для селену відомі природні селеніти (наприклад *халькоменіт* CuSeO₃ · 2H₂O) та селенати (наприклад *керстеніт* PbSeO₄ · 2H₂O).

3.2. Добування.

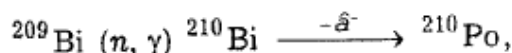
Добування. Оскільки селен і телур у вигляді селенідів та телуридів металів трапляються як домішки в сульфідних покладах міді, заліза, свинцю та інших, їх вилучають із відходів переробки цих мінералів. Насамперед це стосується відходів виробництва сірчаної кислоти та анодних відходів (шламів), які утворюються під час електролітичного очищення кольорових металів, насамперед міді.

У виробництві сірчаної кислоти в разі окиснювального випалювання піриту разом з цільовим продуктом (сірчистий газ SO₂) утворюються також оксиди селену SeO₂ та телуру TeO₂. У газовій суміші SeO₂ та TeO₂ відновлюються сірчистим газом до елементарних селену і телуру, які відкладаються у вигляді камерного пилу і нагромаджуються у пиловловниках. Для вилучення цих елементів пил окиснюють сильними окисниками до оксидів SeO₂ і TeO₂, останні відновлюють сірчистим газом у концентрованій соляній кислоті до простих речовин:



Спочатку виділяється селен, а згодом після сильного розбавлення розчину — деяка кількість телуру (вміст телуридів у сульфідних рудах значно менший, ніж селенідів).

Полоній ²¹⁰Po у кількості кілька кілограмів добувають в атомних реакторах під час бомбардування бісмуту ²⁰⁹Bi нейтронами за реакцією



а також з відходів переробки уранових руд.

3.3. Фізичні властивості.

лика подібність селену і сірки виявляється у його здатності утворювати різні алотропні модифікації. Найстійкішою є гексагональна кристалічна модифікація (сірий селен), молекули якого складаються із зигзагоподібних полімерних ланцюгів Se_n , в яких кожний атом сполучений з двома сусідніми атомами зв'язками завдовжки 232 пм. Ланцюги Se_n утворюють спіралі, розміщені паралельно одна одній (рис. 6.61). Між атомами сусідніх ланцюгів діють слабкі сили дисперсійної взаємодії. Це визначає відносно низькі температури плавлення та кипіння селену. У парі селену встановлюється рівновага: $Se_8 \rightleftharpoons Se_4 \rightleftharpoons Se_2 \rightleftharpoons Se$ (подібно до сірки), але завдяки меншій міцності зв'язків у Se_n вона зміщена вправо. Гексагональний сірий селен — напівпровідник, його електрична провідність різко зростає під час освітлення (приблизно в 10^3 разів).

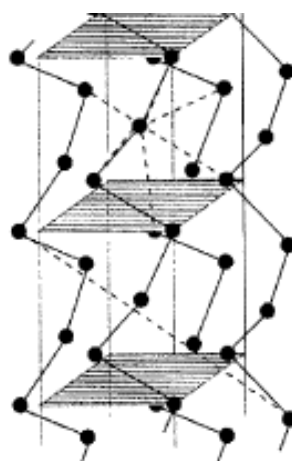


Рис. 6.61. Структура гексагональних модифікацій селену і телуру

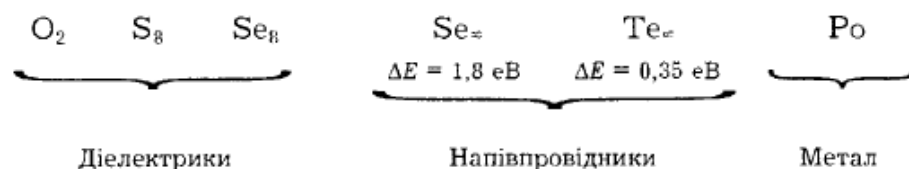
У разі швидкого охолодження розплавленого селену (наприклад, під час виливання його у воду) утворюється склоподібна модифікація селену червоно-коричневого кольору. Вона складається з невпорядковано розміщених молекул Se_n різної довжини.

У разі контакту з деякими органічними розчинниками, наприклад CS_2 , склоподібний селен повільно (швидше на світлі) перетворюється на червоний кристалічний селен, який складається з циклічних молекул Se_8 , (подібно до сірки), і також є діелектриком. Червоний кристалічний селен дещо розчиняється у сірковуглеці (близько 0,05 % за звичайних умов і 0,1 % за температури 46 °С). Упарюванням такого розчину за температури, нижчої від 72 °С, отримують моноклінний α -селен (густина 4,5 г/см³), а за вищої температури — кубічний β -селен (густина 4,4 г/см³). Довжина зв'язків у циклічних молекулах Se_8 , з яких побудовані кристали α -Se та β -Se, становить 234 пм, валентний кут — 106°. Це означає, що подібно до сірки у Se_8 валентні орбіталі атомів селену в Se_8 перебувають у стані sp^3 -гібридизації.

Твердий телур має дві модифікації — порошкоподібну темно-коричневу (аморфний телур) та сріблясто-білу (гексагональний телур). Обидві модифікації утворені зигзагоподібними полімерними молекулами Te_n довжина зв'язків $Te-Te$ становить 286 пм. З розчинів телур осаджується у вигляді аморфного коричневого порошку. Гексагональна модифікація телуру — металоподібна речовина, яка за зовнішнім виглядом нагадує олово, однак вона крихка, легко розтирається у порошок, є напівпровідником. Структура кристалів аналогічна гексагональному селену (див. рис. 6.61). Ця модифікація стійкіша за аморфну, тому остання легко, особливо швидко під час нагрівання, переходить у гексагональну модифікацію. Золотисто-жовта пара телуру складається переважно з молекул Te_2 . У природних речовинах існує вісім стабільних ізотопів телуру.

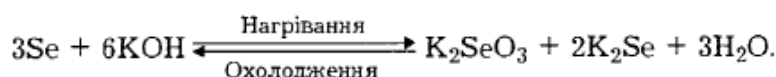
Полоній — м'який метал сріблясто-білого кольору, за фізичними властивостями він більш подібний до талію, бісмуту і свинцю, ніж до телуру. Стабільних ізотопів полоній не має. Його радіоактивні ізотопи входять до складу природних радіоактивних руд. Найстійкішим ізотопом є ^{210}Po (період його напіврозпаду становить 138,3 доби).

Як уже зазначалося, в ряду Se—Te—Po закономірно посилюються металічні властивості елементів, що позначається на формах існування простих речовин: виникають та стають все стійкішими полімерні ланцюгові молекулярні модифікації простих речовин, відбувається перехід від діелектриків до напівпровідників, зменшується ширина забороненої зони напівпровідників і, нарешті, полоній утворює металічну кристалічну ґратку:

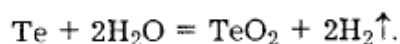


Хімічні властивості. З хімічного погляду селен і телур подібні до сірки. Селен, як і сірка, — типовий неметал. З переходом до телуру внесок металічності зростає, тому, наприклад, галогеніди телуру TeH_2 і TeH_4 вже набувають певного солеподібного характеру.

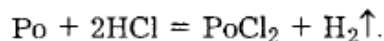
Властиві елементам ступені окиснення (від -2 до $+6$) свідчать про їх здатність бути окисниками і відновниками. Це виявляється у реакціях диспропорціювання сірки, селену і телуру в гарячих лужних розчинах, наприклад:



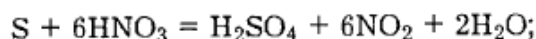
Телур здатний окиснюватися водою (повільно за звичайних умов, швидше під час нагрівання) з виділенням водню:



Подібний процес з аморфним селеном відбувається лише за підвищеної температури (кристалічний селен не взаємодіє з водою навіть за температури $150^\circ C$), а сірка взагалі не реагує з водою з виділенням водню. На відміну від них полоній здатний розчинятися у розбавлених розчинах кислот як звичайний метал, розміщений у ряду електрохімічних потенціалів до водню, з утворенням у цьому відновному середовищі (за рахунок активного водню, що виділяється) солі полонію(II):

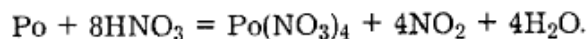


Подібно до інших неметалів селен і телур, як і сірка, окиснюються концентрованою азотною кислотою з утворенням сполук з характерними для цих елементів ступенями окиснення:



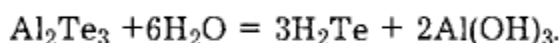
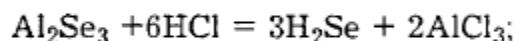
Телур не утворює телуристої кислоти H_2TeO_3 , а утворює осад TeO_2 , оскільки цей оксид є важкорозчинним.

Полоній як метал за аналогічних умов утворює сіль:



3.5. Сполуки з Гідрогеном.

Сполуки з воднем. За аналогією з сірководнем відомі селеноводень H_2Se та телуроводень H_2Te . Їх добувають із селенідів і телуридів дією розбавлених розчинів кислот або води. Наприклад, зручним лабораторним способом одержання H_2Se і H_2Te є обробка відповідно селеніду або телуриду алюмінію розбавленим розчином соляної кислоти або водою, наприклад:



У свою чергу селенід або телурид алюмінію добувають підпалюванням у тиглі суміші порошкоподібних вихідних простих речовин.

Крім розкладу селенідів селеноводень можна одержати також пропусканням водню над нагрітим до температури 400°C селеном.

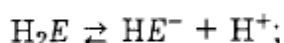
За звичайних умов селеноводень H_2Se і телуроводень H_2Te — безбарвні отруйні гази з дуже неприємним запахом. За структурою та властивостями вони нагадують сірководень H_2S . Деякі властивості халькогеноводнів наведено у табл. 6.16.

У ряду $\text{H}_2\text{O}—\text{H}_2\text{S}—\text{H}_2\text{Se}—\text{H}_2\text{Te}$ у міру зростання атомних радіусів елементів енергія зв'язків $\text{H}—\text{E}$ та стійкість молекул H_2E зменшуються, тому на відміну від води і сірководню селеноводень і телуроводень — ендотермічні сполуки ($\Delta H_{f,298}^0 > 0$). Під час нагрівання вони легко розкладаються. Так, термічний розклад H_2Se з помітною швидкістю відбувається за температур понад 300°C , а H_2Te поступово розкладається вже за звичайних

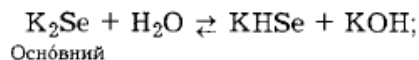
умов. Сполука полонію з воднем H_2Po настільки нестійка, що її існування було доведене тільки за радіоактивністю газу, який виділявся під час обробляння соляною кислотою магнію, на поверхню якого перед цим був осаджений полоній. Водночас полоніди, наприклад Na_2Po , відомі.

Подібно до сірководню молекули селено- і телуроводню мають зігнуту будову з валентними кутами відповідно 91° і 90° , що свідчить про відсутність гібридизації орбіталей атомів селену і телуру.

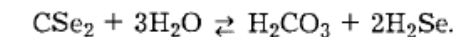
Розчинність селено- та телуроводню перевищує розчинність сірководню. Їхні водні розчини є слабкими селеноводневою та телуроводневою кислотами. Сила водневих кислот р-елементів VI групи закономірно зростає в ряду $\text{H}_2\text{O}—\text{H}_2\text{S}—\text{H}_2\text{Se}—\text{H}_2\text{Te}$, що зумовлено зменшенням у цій послідовності енергії зв'язків $\text{H}—\text{E}$ та зростанням ступеня їх поляризованості внаслідок збільшення радіусів атомів та довжин зв'язків. Це, в свою чергу, полегшує дисоціацію сполук під дією полярних молекул води:



За хімічними властивостями селеніди і телуриди подібні до сульфідів. Розчинні похідні лужних металів (K_2Se , K_2Te тощо) мають іонний зв'язок та основний характер, похідні неметалів з ковалентним зв'язком (CSe_2 , CTe_2) — кислотний. Це визначає особливості перебігу їх гідролізу:



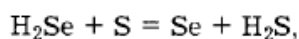
Основний



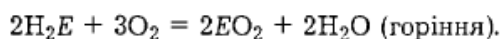
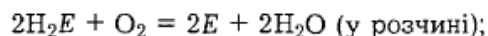
Кислотний

Водночас внаслідок великих розмірів та відносно низької електронегативності цих елементів реакції між селенідами різної хімічної природи, а тим більше між телуридами, що супроводжуються утворенням аналогів тіосолей, не характерні.

У ряду $H_2S—H_2Se—H_2Te$ відновна активність сполук закономірно зростає. Окиснення селено- та телуроводню у водних розчинах найчастіше завершується виділенням вільних селену та телуру. На прикладі водневих сполук р-елементів VI групи експериментально підтверджується посилення окиснювальної здатності від полонію до кисню та відновної — у ряду $H_2S—H_2Se—H_2Te$. Так, сірка здатна окиснювати селеноводень і телуроводень, наприклад:

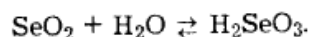


а кисень окиснює водневі сполуки та їхні похідні всіх інших елементів підгрупи:

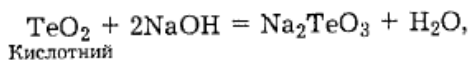


3.6. Оксиди та гідроксиди елементів зі ступенем окисації +4.

У ряду $SeO_2—TeO_2—PoO_2$ простежується послаблення кислотних і посилення основних властивостей, що зумовлено зростанням у цій послідовності металічних властивостей елементів та ступеня іонності зв'язків E—O. Так, SeO_2 подібно до SO_2 є кислотним оксидом, він легко розчиняється у воді з утворенням селенистої кислоти H_2SeO_3 , яка є аналогом сірчистої кислоти:

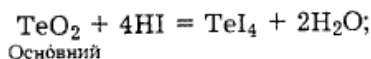


Оксид TeO_2 вже виявляє амфотерні властивості. Він не розчиняється у воді, але, як і SeO_2 , розчиняється у розчинах лугів з утворенням безбарвних телуридів:

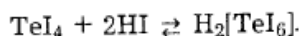


Кислотний

у розчинах сильних кислот — з утворенням солей:

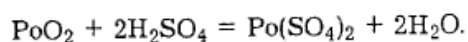


Основний

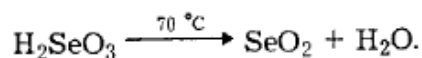


Гексайдотелуриста
кислота

На відміну від SeO_2 і TeO_2 оксид полонію PoO_2 — основний оксид. З розчинами лугів він не реагує (реакція може відбуватися лише з твердими лугами під час сплавлення), а з кислотами — утворює солі, наприклад:



Під дією сильних кислот на селеніти та телурити утворюються селениста H_2SeO_3 та телуриста H_2TeO_3 кислоти, які виділені у вільному стані. Селениста кислота H_2SeO_3 — гігроскопічна тверда речовина білого кольору, яка легко втрачає воду:



3.7. Оксиди та гідроксиди елементів зі ступенем оксидації +6.

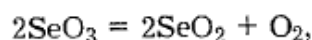
Сполуки селену(VI) і телуру(VI). Найважливішими серед таких сполук є оксиди SeO_3 , TeO_3 , відповідні кислоти та їхні солі.

Оскільки під час взаємодії простих речовин утворюються оксиди EO_2 , то вищі оксиди селену і телуру EO_3 добувають непрямыми способами.

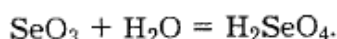
Оксид SeO_3 виділяється під час кип'ятіння селенатів з рідким сірчанам ангідридом SO_3 :



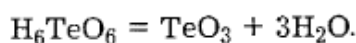
або в разі зневоднення H_2SeO_4 за допомогою фосфорного ангідриду P_2O_5 . У вигляді мономерної молекули SeO_3 цей оксид існує лише в паровій фазі, а під час конденсації переходить у тетрамер $(\text{SeO}_3)_4$. У твердому стані тетрамери перебувають у двох модифікаціях — *склоподібній* та *азбестоподібній*. За звичайних умов оксид селену(VI) — кристалічна речовина ($t_{\text{пл}} = 121^\circ\text{C}$), яка за температури понад 180°C розкладається за схемою



а у вакуумі може сублимуватися без розкладу. Оксид селену(VI) за хімічною природою є кислотним оксидом (ангідридом селенової кислоти). Він добре розчиняється у воді з утворенням селенової кислоти:



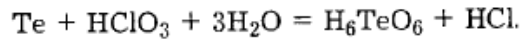
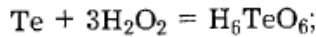
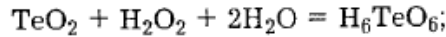
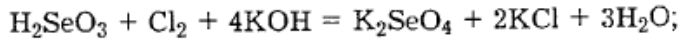
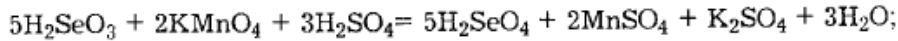
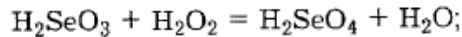
Оксид телуру(VI) добувають термічним зневодненням ортотелурової кислоти за температури $300\text{--}350^\circ\text{C}$:



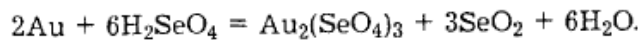
У твердому стані оксид TeO_3 існує у двох модифікаціях. Так, внаслідок перебігу наведеної вище реакції утворюється жовта *аморфна α -форма* (густина $5,1 \text{ г/см}^3$), яка дуже погано розчиняється в холодній воді ($0,5 \text{ г/л}$), а в гарячій воді поступово розчиняється з утворенням знову ж таки ортотелурової кислоти. Під час тривалого нагрівання в запаяній трубці (за температури 300°C) α - TeO_3 переходить у сіру *кристалічну β -форму* (густина $6,2 \text{ г/см}^3$), яка не взаємодіє з розчинами кислот і лугів навіть при нагріванні.

Оксиди селену(VI) і телуру(VI) розчиняються в лужних розчинах з утворенням відповідних селенатів і телуратів.

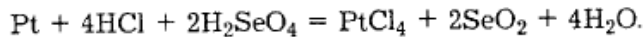
Селенову і телуруву кислоти та їхні солі найчастіше добувають окисненням сильними окисниками сполук селену і телуру з нижчими ступеннями окиснення, наприклад:



Особливо високу окиснювальну здатність має селенова кислота. Гаряча безводна H_2SeO_4 розчиняє не тільки срібло (як H_2SO_4), а й золото:



Подібно до царської горілки її суміш із соляною кислотою окиснює також платину:



Оксид селену(VI) має настільки високу окиснювальну здатність, що окиснює соляну кислоту до Cl_2 навіть за охолодження. На відміну від нього TeO_3 окиснює соляну кислоту лише під час нагрівання, тобто від SeO_3 до TeO_3 окиснювальні властивості послаблюються.

3.8. Застосування.

Сирій селен є одним з найважливіших напівпровідникових матеріалів. Його використовують для виготовлення селенових випрямлячів, фотоелементів, фоторезисторів тощо. Селен застосовують як пігмент для скла (домішки селену до скла та емалі забарвлюють їх у червоний колір), разом із сіркою — у процесах вулканізації, як модифікатор для створення дрібнозернистої структури сталі.

Багато селенідів і телуридів металів використовують як фоточутливі напівпровідники. Найбільше практичне значення мають похідні металів підгрупи цинку, на основі яких виготовляють широкозонні (ZnSe) та вузькозонні (HgTe) напівпровідники. Поряд з елементарним селеном їх використовують у фоторезисторах та фотоелементах (CdSe , SbSe_3), у лазерних матеріалах (ZnSe , CdSe , GaSe , PbSe), як компоненти люмінофорів (ZnSe ,

CdSe), термоелектричні матеріали (Bi_2Se_3), датчики для вимірювання напруженості магнітних полів (HgTe) та для інших цілей.

Оксид селену(IV) — проміжний продукт у процесі добування селену. Під час його взаємодії з водою утворюється селениста кислота H_2SeO_3 , яку використовують для добування селенітів, сульсену, а також селенової кислоти.

Оксид TeO_2 (технічна назва *парателурит*) — матеріал для акустико-оптичних пристроїв у лазерній техніці, компонент оптичного скла.

Хлориди та оксохлориди селену (SeCl_4 , Se_2Cl_2 , SeOCl_2) використовуються як хлорувальні агенти.

Нуклід ^{210}Po є α -випромінювачем, його використовують як джерело енергії в ядерних елементах живлення на супутниках, а в суміші з берилієм — для виготовлення ампульних джерел нейтронів.

Література.

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. – 4-е изд., испр. – Москва: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с., ил.
2. Березан О.В. Збірник задач з хімії. – Тернопіль: Підручники і посібники, 2009. – 320 с.
3. Неділько С.А., Попель П.П. Загальна й неорганічна хімія: задачі та вправи. Навч. посібник. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
4. Лидин Р.А. и др. Химические свойства неорганических веществ: Учеб. пособие для вузов. 3-е изд., испр. / Р.А.Лидин, В.А.Молочко, Л.Л.Андреева; Под ред. Р.А.Лидина. – М.: Химия, 2000. – 480 с.: ил. ISBN -724-1163-0
5. Лидин Р.А. и др. Химические свойства неорганических веществ: Учеб. пособие для вузов. 3-е изд., испр. / Р.А.Лидин, В.А.Молочко, Л.Л.Андреева; Под ред. Р.А.Лидина. – М.: Химия, 2000. – 480 с.: ил. ISBN -724-1163-0
6. Кириченко В.І. Загальна хімія: Навчальний посібник. [для студ. інженер.–техн. спец. вищ. навч. закл.] / Віктор Іванович Кириченко; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №14/18.2–1285 від 03.06.2005]. – Київ: Вища шк., 2005. – 639с.: іл., 83 рис., 80 табл. – Інформаційне середовище: на поч. розд. – Контрол. запитання: після розд. – Структурно-логічні схеми: після розд. – Бібліогр.: с. 635 (22 назви). – ISBN 966-642-182-8.
7. Михалічко Б.М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: Навчальний посібник / Михалічко Борис Миронович; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 1.4/18-Г-1180 від 22.11.2006]. – Київ: Знання, 2009. – 548 с. - Бібліогр.: с. 511 (21 назва). – Предм. покажч.: с. 543–548. – ISBN 978-966-346-712-2.
8. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /М.Е.Тамм, Ю.Д.Третьяков; - М.: Издательский центр «Академия», 2004.-240 с. ISBN 5-7695-1446-9.
9. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2004.-368 с. ISBN 5-7695-1436-9.
10. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.1 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-352 с. ISBN 5-7695-2532-0.
11. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.2 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-400 с. ISBN 5-7695-2533-9.
12. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах: Підручник. Частина II [для студ. вищ. навч. закл.] / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Иванов; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 212 від 03.06.1999]. – Київ: Пед. преса, 2000. – 784с.: іл., 125 рис., 63 табл. – Бібліогр.: с. 771 (28 назв). – Імен. покажч.: с.772–773. – Предметн. покажч.: с.774–783. – ISBN 955-7320-13-8.
13. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник [для студ. вищ. навч. закл.] / Неоніла Володимирівна Романова; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №13710594 від 30.06.1995]. – Київ: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2004. – 480с.: 54 рис., 30 табл. – Бібліогр.: с. 465 (25 назв). – Імен. покажч.: с. 466–467. – Предм. покажч.: с. 468–477. – ISBN 966-569-106-6.
14. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – Москва: Высш. шк., 1997. – 527 с.

15. Самостійна робота студентів при вивченні хімії: навч. посіб. / Ю.В. Ліцман, Л.І. Марченко, С.Ю. Лебедев.– Суми: Сумський державний університет, 2011. – 349 с. ISBN 978-966-657-338-7.
16. Методичні вказівки до практичних робіт з загальної хімії (для студентів усіх спеціальностей) (Уклад.: Т.М.Волох, Н.М.Максименко, В.В.Приседський, Л.І.Рубльова, С.Г.Шейко; Під ред. В.В.Приседського. – Донецьк: ДонНТУ, 2005. – 183 с.
17. Буря О.І., Повхан М.Ф., Чигвінцева О.П., Антрапцева Н.М. Загальна хімія: Навчальний посібник. – Дніпропетровськ: Наука і освіта, 2002. – 306 с.

Запитання для самоперевірки.

1. Будова атомного ядра і електронної оболонки атома Оксигену. Алотропні модифікації кисню.
2. Хімічний зв'язок в молекулі кисню з позицій теорій ВЗ і МО.
3. Форми знаходження Оксигену в природі.
4. Отримання кисню в лабораторії і промисловості.
5. Фізичні властивості молекулярного кисню. Парамагнетизм молекули O_2 . Рідкий кисень.
6. Хімічні властивості простої речовини. Відношення до металів і неметалів, води, кислот, лугів.
7. Оксиди і їх класифікація. Пероксиди і супероксиди (надпероксиди).
8. Озон, його фізичні властивості, будова молекули, отримання. Хімічні властивості. Озоніди.
9. Будова атому Сульфуру. Катенація.
10. Розповсюдженість Сульфуру у природі.
11. Отримання Сульфуру у вигляді простої речовини.
12. Фізичні властивості вільної сірки. Поліморфні модифікації сірки: ромбічна, моноклінна і пластична (полімерна) сірка.
13. Хімічні властивості простої речовини: взаємодія з металами і неметалами, водою, кислотами, лугами.
14. Гідрогенсульфід. Отримання, будова і властивості гідрогенсульфіду. Полісульфани H_2S_n . Полісульфіди.
15. Оксиди Сульфуру (IV, VI). Відношення до води, кислот, лугів. Оксидаційно-відновні властивості.
16. Сульфітна кислота H_2SO_3 . Кислотні і оксидаційно-відновні властивості.
17. Сульфатна кислота H_2SO_4 . Кислотні і оксидаційні властивості. Властивості розбавленої і концентрованої сульфатної кислоти. Олеум.
18. Тіосульфатна кислота $H_2S_2O_3$ Тіосульфати. Будова тіосульфат-йону. Відновні властивості натрій тіосульфату.