

СУЛЬФУР: ХІМІЯ ТА ЕКОЛОГІЯ

Сульфур – загадковий та незвичайний хімічний елемент. Ще на зорі цивілізації він увійшов до міфів і священних обрядів. На Близькому Сході, а пізніше – в християнській Європі просту речовину Сульфур – сірку вважали речовиною пекла. Запах палаючої сірки був ознакою диявола.

Легендарний давньогрецький поет Гомер (автор епічних поем “Іліада” і “Одіссея”), зазначав, що сірка застосовувалась для куріння під час релігійних обрядів. Вона входила до складу славнозвісного в історії стародавнього світу грецького вогню. Секретом його виготовлення володіли грецькі царі протягом чотирьох віків. У 941р. під стінами Царграду було знищено флот київського царя Ігоря. Літописець, розповідаючи про цю подію, зазначає, що греки пускали вогонь, ніби блискавку на небі, яка спалювала воїнів Ігоря, через що вони не змогли подолати греків. Про найдавніше знайомство людини з сіркою свідчить і походження її назви (від санскритського слова “сіра”, що означає світло-жовтий).

Але Сульфур – не тільки історія, він – учасник природних катаклізмів і біохімічних процесів, предмет вивчення хіміків, металургів, лікарів, садівників, екологів.

Нині відомо, що вміст Сульфур у земній корі становить $5 \cdot 10^{-2}$ мас. %; в океанах його міститься $9 \cdot 10^{-20}$ %; у живій речовині він складає 0,1 %. У природі Сульфур зустрічається у вигляді

ді самородної сірки та таких сполук, як мірабіліт (глауберова сіль) – $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; гіпс – $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; цинкова обманка – ZnS , мідний блиск – Cu_2S , залізний колчедан (пірит) – FeS_2 та ін. Він міститься в розчиненому стані у природних водах, входить до складу амінокислот, білків, вітамінів. Органічні сполуки Сульфуру знаходяться в нафті. Його знайдено в метеоритах (у вигляді ферум (II) сульфід).

Особливості Сульфуру та його алотропних модифікацій наведено в таблицях 1 і 2.

Відмінність у властивостях кристалічних модифікацій сірки зумовлена різною структурою кристалів. Окрім названих стійких алотропних модифікацій відомі нестійкі, зокрема – чорна, пурпурна, перламутрова сірка та ін. Нижче за 160^0C кристалічні алотропні модифікації сірки складаються з 8-атомних молекул-кілець, а в пароподібному стані вони змінюються у напрямі: 8-, 6-, 4- і 2-атомні молекули.

Таблиця 1. Деякі характеристики Сульфуру

Порядковий номер	16
Електронна конфігурація	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^0$
Відносна атомна маса	32,066
Стабільні ізотопи (масові числа)	32, 33, 34, 36
Ступені окиснення	+6, +4, +2, -2
Електронегативність	2,5 (за Полінгом)
Властивості	неметалічні, окиснювальні, відновні

Таблиця 2. Стійкі алотропні модифікації Сульфуру

Назва	Фізичні характеристики
кристалічна ромбічна сірка (α-форма)	лимонно-жовта; $t_{пл} 112,8^0\text{C}$; стійка до $95,6^0\text{C}$; густина $2,07\text{ г/см}^3$
кристалічна моноклінна сірка (β-форма)	медово-жовта; $t_{пл} 119^0\text{C}$; стійка при $95,6 - 119^0\text{C}$; густина $1,96\text{ г/см}^3$
пластична сірка	коричнева, еластична, схожа на гуму

За нормальних умов стійкою є ромбічна сірка. Її добувають шахтним способом (з підземних покладів), шляхом виплавлення з сульфуровмісних порід дією гарячої водяної пари, з природного й коксового газів, що містять H_2S і SO_2 , або термічним розкладом піриту без доступу кисню.

Закипає самородна сірка при температурі $444,6^{\circ}\text{C}$, перетворюючись у пару темно-бурого кольору. При її швидкому охолодженні утворюється тонкий порошок, що називається сірчанним цвітом. Його використовують для знищення шкідників сільського господарства, хвороб бавовнику і виноградної лози.

Розчиняється сірка в CS_2 , аніліні, бензені, фенолі. У воді вона не розчинна. Хімічна активність сірки доволі висока. При нагріванні вона реагує майже з усіма елементами (у формі простих речовин) і з багатьма складними речовинами, виявляючи при цьому властивості як окисника, так і відновника. При взаємодії з металами (окрім золота) сірка утворює сульфідні. Вона безпосередньо взаємодіє з усіма неметалами (окрім йоду та азоту).

До найважливіших сполук Сульфуру належать сульфатна, сульфідна, тиосульфатна кислоти, оксиди Сульфуру (IV і VI), солі та ін.

Серед сполук Сульфуру отруйними є сірководень (дигідрогенсульфур) та сірчистий газ (сульфур (IV) оксид). Перший завжди присутній в місцях гниття органічних решток. При масовій частці сірководню у повітрі, що дорівнює 0,1 %, у людини виникає тяжке отруєння, а в чистому вигляді – запаморочення й смерть. Його гранично допустима концентрація у повітрі виробничих приміщень становить 0,01 мг/л.

Сірководень поряд з сірчистим газом входить до складу вулканічних газів. Висока концентрація останнього призводить до масової загибелі рослинності. Особливо чутливими до цього газу є ялина, сосна та троянда. При вдиханні людиною повітря, що містить 0,2 % сульфур (IV) оксиду, вона втрачає свідомість.

Сульфур належить до макроелементів. Його вносять у ґрунт разом з фосфоритним борошном. Бактерії ґрунту окислюють Сульфур до сульфатної і сульфідної кислот. Ці кислоти, реагуючи з фосфоритами, перетворюються у фосфорні сполуки, які добре засвоюються рослинами.

Рослини накопичують Сульфур здебільшого насінням та листям. Зокрема, в капусті міститься близько 0,8 % цього елемента. Після відмирання рослин бактерії гниття перетворюють Сульфур білків у сірководень. Ним харчуються сіркобактерії. В їх організмах внаслідок реакції між сірководнем, вуглекислим газом і киснем утворюються вуглеводи та сірка. Це єдині організми, здатні

продукувати сірку із природних сульфатів. Найбільші, утворені ними, поклади самородної сірки знаходяться в Туркменістані, Узбекистані, Україні, Росії, Мексиці, США, Японії та Італії.

У тваринних організмах найбільший вміст Сульфуру виявлено у волоссі, нігтях, кігтях, рогах та копитах.

Використовується сірка як фунгіцид та вулканізуючий агент, з неї добувають сульфатну кислоту, сульфіти, необхідні для виробництва целюлози, синтетичне волокно, добрива, барвники, вибухові речовини, люмінофори. Сірка входить до складу головок сірників, мазей для лікування шкірних хвороб. У вигляді пилу сірка подразнює органи дихання та слизові оболонки. Її гранично допустима концентрація (ГДК) становить 2 мг/м^3 .

Література:

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студентів вищ. навч. закладів. – Київ; Ірпінь: ВТФ «Перун», 1998. – 480 с.
2. Химический энциклопедический словарь [Гл. ред. И. Л. Кнунянц]. – М. : Сов. Энциклопедия, 1983. – 792 с.
3. Популярная библиотека химических элементов: книга первая: Водород-палладий. – М.: Наука. – 1983. – 576 с.