

# Вуглекислий і сирчастий газ



**ВИКОНАЛА  
СТУДЕНТКА 167 ГРУПИ  
ЗАВАЛЕЦЬКА ДАША**

# ВУГЛЕКИСЛИЙ ГАЗ ТА ЙОГО ВЛАСТИВОСТІ

**Вуглекислий газ (IV)** — безколірний газ, без запаху, володіє злегка кислим смаком. Формується при з'єднанні двох елементів: вуглецю і кисню. Він утворюється в процесі спалювання вугілля або вуглеводневих сполук, при ферментації рідин, а також як продукт дихання людей і тварин. Вуглекислий газ добре розчиняється у воді, особливо під тиском. Навіть при невисокому тиску і кімнатній температурі перетворюється на рідину. Зріджений вуглекислий газ зберігають у стальних балонах.





*Вуглекислий газ у великих кількостях шкідливий для людини і тварин, спричиняє запаморочення голови, може спричинити ядуху, тому приміщення треба часто провітрювати.*

*У пробірку з вуглекислим газом опустимо запалену скіпку. Вона потухне. Отже, вуглеки-слий газ не підтримує горіння.  
Вуглекислий газ у 1,5 рази важчий за повітря.*



# Дослід



Наставимо в широку скляну банку три свічки — одну маленьку, другу — трохи більшу, а третю — ще більшу. Скла-демо прилад для добування вуглекислого газу, доллємо в колбу з мармуром соляної чи оцтової кислоти. Підведемо газопідвідну трубку в банку із свічками і запалимо їх. Спостереження за свічками показують, що погасне маленька свічка, через якийсь час — більша, а вже потім — найбільша свічка.

Цей дослід підтверджує, що вуглекислий газ збирається в нижній частині посудини. Зна-чить він важчий за повітря. Він не підтри-мує горіння. Вуглекислий газ можна переливати з пробірки у пробірку так само як воду.



# Застосування вуглекислого газу



У народному господарстві діоксид вуглецю широко застосовується в хімічній промисловості при виробництві соди, сечовини тощо, а також у виробництві цукру, вина, пива, для виготовлення газованої води і т. д. Широко відомі природні джерела діоксиду вуглецю у вигляді мінеральних вод «Нарзан», «Боржомі» та інші. Спресований твердий  $\text{CO}_2$  під назвою «сухий лід» застосовують для охолодження м'яса, риби і інших харчових продуктів, що швидко псуються. Сухий лід значно більше, ніж звичайний, знижує температуру і при випаровуванні не залишає ніякої рідини. У техніці діоксид вуглецю одержують розкладанням карбонату кальцію:



# Сірчастий газ



Діокси́д сі́рки, сульфу́р(IV) окси́д — неорганічна бінарна сполука складу  $\text{SO}_2$ . За звичайних умов являє собою безбарвний газ з різким задушливим запахом.

Проявляє доволі сильні відновні властивості.

Використовується у синтезі сульфатної кислоти, а також в якості відбілювача і для обробки приміщень від шкідників.



# Фізичні властивості



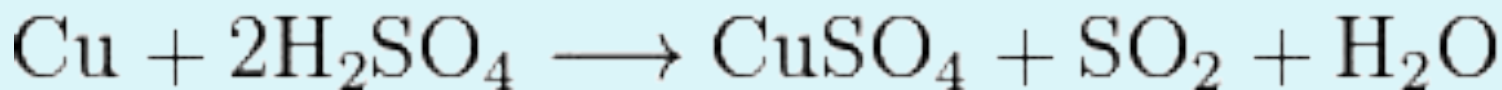
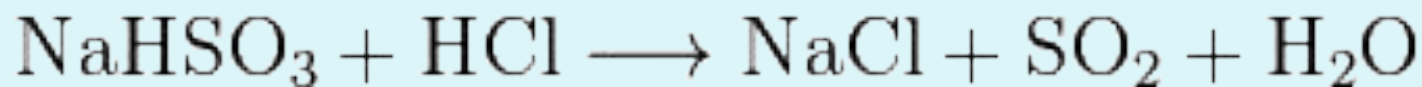
*Діоксид сірки при звичайних умовах являє собою безбарвний газ, з різким задушливим запахом. Він важчий від повітря більше ніж у два рази. При охолодженні до  $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$  діоксид сірки скраплюється в безбарвну прозору рідину, а під тиском 2,5 атм скраплюється при звичайній температурі. Тому його можна зберігати і транспортувати в сталевих балонах у рідкому стані. Випаровування рідкого  $\text{SO}_2$  супроводжується значним охолодженням (до  $-50\text{ }^{\circ}\text{C}$ ).*



# Отримання



*У лабораторних умовах діоксид сірки одержують звичайно при дії на гідросульфід натрію  $\text{NaHSO}_3$  сульфатною кислотою (або хлоридною), або шляхом розчинення міді в концентрованій сульфатній кислоті при нагріванні:*

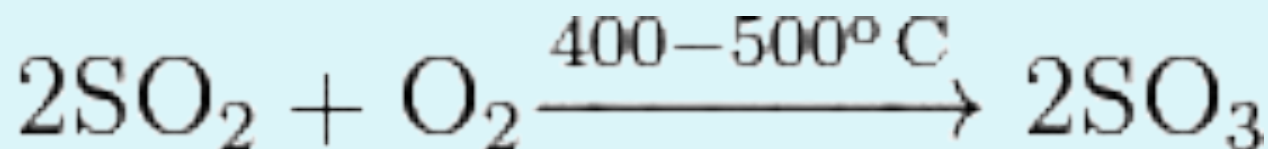


# Хімічні властивості



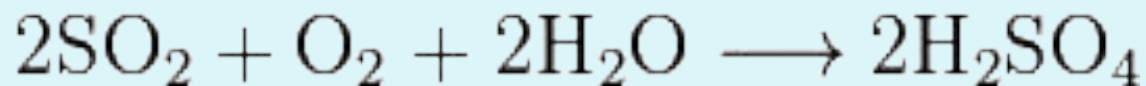
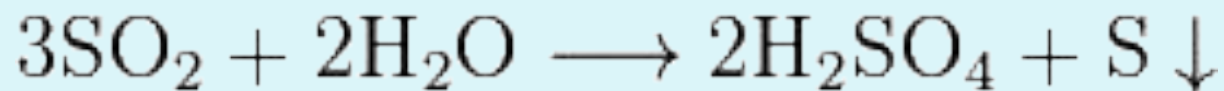
Діоксид сірки займає проміжне положення в ряду окиснення-відновлення сульфур. Сульфур в ньому позитивно чотиривалентний. Тому атом сірки в молекулі  $SO_2$  може або віддавати ще два електрони, або приєднувати чотири чи шість електронів. Отже, в залежності від умов діоксид сірки може бути відновником або окисником. Більш різко в нього виражені відновні властивості. При взаємодії з окисниками  $SO_2$  виявляє відновні властивості.

Діоксид сірки не горить сам і не підтримує горіння, але при дії каталізатору (оксиду ванадію(V) або платини) і за високої температури здатен окиснюватися до триоксиду сірки:



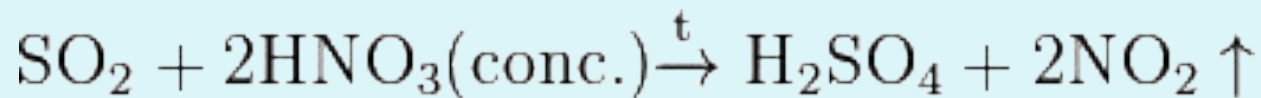
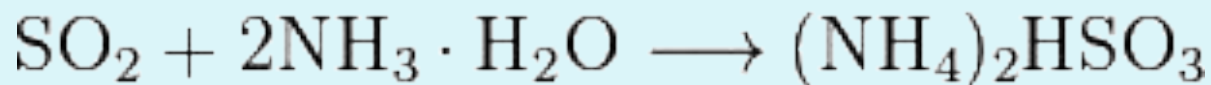
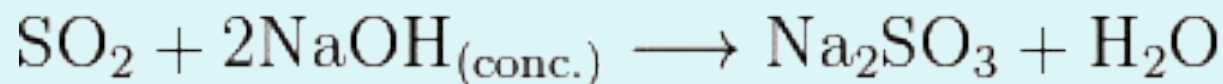


*При пропусканні  $SO_2$  через воду за невеликого нагрівання (або при наявності кисню) утворюється сульфатна кислота:*



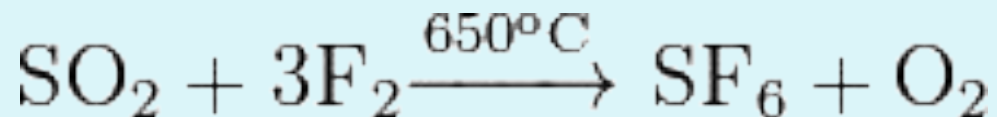
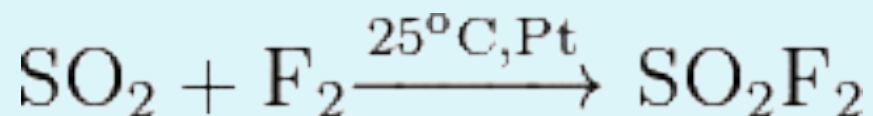


*Взаємодіє з основами та кислотами-окисниками, утворюючи ряд сульфітів або гідросульфітів:*



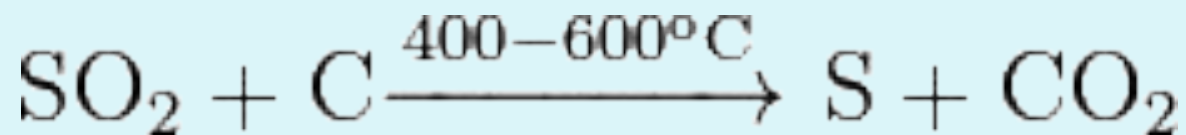
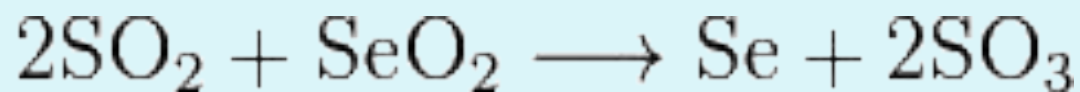


*За підвищених температур  $\text{SO}_2$  реагує з деякими неметалами:*





*При взаємодії з більш вираженими відновниками оксид сірки проявляє властивості окисника:*



# Застосування



Діоксид сірки застосовують у різних галузях промисловості. Найбільші його кількості йдуть на виробництво сульфатної кислоти. Діоксид сірки має здатність убивати різні мікроби, тому ним обкурюють складські приміщення, підвали, винні бочки тощо, а також овочі і фрукти, щоб запобігти їх загниванню.

Діоксид сірки знебарвлює різні органічні барвники і застосовується для відбілювання вовняних і шовкових тканин, соломи тощо. Але його відбілююча дія має інший характер, ніж кисню і хлору. Кисень і хлор руйнують забарвлюючі речовини, а  $SO_2$  утворює з ними безбарвні речовини. Деякі з них з часом можуть поступово розкладатися. Наприклад, відбілена сульфітним газом солома, з якої роблять капелюхи, під впливом сонячного світла поступово жовтіє, повертаючи свій попередній колір.