

Оксиген.Кисень

ПІДГОТУВАВ
УЧЕНЬ 8-Б КЛАСУ
ДУБАНИЧ ЮРІЙ

Фізичні і хімічні властивості

Хімічний символ елемента Оксигену — O.

Відносна атомна маса Оксигену — $A_r(O) = 16$.

Валентність Оксигену в сполуках — 2.

Хімічна формула простої речовини кисню — O₂.

Відносна молекулярна маса кисню — $M_r(O_2) = 32$.

У вільному виді кисень - газ без кольору, запаху і смаку.

Бінарні сполуки кисню, у яких ступінь окислювання атомів кисню дорівнює -2, називають оксидами (колишня назва - окисли). Приклади оксидів: оксид вуглецю (IV) CO₂, оксид сірки (VI) SO₃, оксид міді (I) Cu₂O, оксид алюмінію Al₂O₃, оксид марганцю (VII) Mn₂O₇.

Кисень утворює також сполуки, у яких його ступінь окислювання дорівнює -1. Це - пероксиди (стара назва - перекуси), наприклад, пероксид водню H₂O₂, пероксид барію BaO₂, пероксид натрію Na₂O₂ і інші.

Без нагрівання кисень реагує з білим фосфором, з деякими альдегідами й іншими органічними речовинами.

З активними лужними металами, наприклад, з калієм, кисень може утворювати також супероксиди, наприклад, KO_2 (супероксид калію), RbO_2 (супероксид рубідію). У супероксидах ступінь окислювання кисню $-1/2$. Можна відзначити, що часто формули супероксидів записують як K_2O_4 , Rb_2O_4 і т.д.

Із самим активним неметалом фтором кисень утворить з'єднання в позитивних ступенях окислювання. Так, у з'єднанні O_2F_2 ступінь окислювання кисню $+1$, а в з'єднанні O_2F - $+2$. Ці з'єднання належать не до оксидів, а до фторидів. Фториди кисню можна синтезувати тільки непрямим шляхом, наприклад, діючи фтором F_2 на розведені водняні розчини KOH .

Відкриття кисню

Історія відкриття кисню, як і азоту, зв'язана з вивченням, що продовжувалися кілька століть, атмосферного повітря. Про те, що повітря по своїй природі не однорідний, а включає частини, одна з яких підтримує горіння і подих, а інша - ні, знав ще в VIII столітті китайський алхімік Мао Хоа, а пізніше в Європі - Леонардо Да Вінчі. У 1665 англійський натураліст Р. Гук писав, що повітря складається з газу, що міститься в селітрі, а також з неактивного газу, що складає велику частину повітря. Про те, що повітря містить елемент, що підтримує життя, у 18 столітті було відомо багатьом хімікам.

Шведський аптекар і хімік Карл Шееле почав вивчати склад повітря в 1768. Протягом трьох років він розкладав нагріванням селітри (KNO_3 , NaNO_3) і інші речовини й одержував "вогненне повітря", що підтримує подих і горіння. У 1771 р. встановив, що повітря складається з кисню й азоту. Але результати своїх досвідів Шееле обнародував тільки в 1777 році в книзі "Хімічний трактат про повітря і вогонь".



Карл Вільгельм Шéеле
(1742—1786)

Шведський хімік, чудовий експериментатор. Першим добув такі неорганічні речовини: кисень, хлор, калій перманганат, манган, фтороводень та багато інших. Виділив та описав понад половину відомих у XVIII ст. органічних сполук. Довів багатоконпонентний склад повітря. Досліджував мінерали.




Джозеф Прістлі
(1733—1804)

Англійський хімік, філософ. Заклав основи науки про гази. Створив ряд приладів для вивчення газів. Відкрив кисень (1774), добув хлороводень і амоніак. Довів, що зелені рослини «виправляють» повітря, зіпсоване диханням і горінням. Відстоював теорію флогістону.

У 1774 англійський священик і натураліст Дж. Прістлі нагріванням "паленої ртуті" (оксиду ртуті Hg) одержав газ, що підтримує горіння. До цього часу був відкритий і азот. На одному з майданів міста Лідса вдячні англійці встановили бронзову скульптуру свого видатного співвітчизника.

Усе ж – головні особи в історії відкриття кисню не К.В. Шеєле і не Дж. Прістлі. Вони відкрили новий газ – кисень, попри це і до кінця своїх років залишаючись ревними захисниками теорії флогістону, яка тривалий час гальмувала розвиток науки. Особливе значення в історії відкриття кисню мають праці А. Лавуазьє. Він встановив, що кисень – складова частина повітря, створив кисневу теорію горіння (за 200 років вона не тільки не була спростована, а й отримала безліч підтверджень своєї правильності), яка прийшла на зміну теорії флогістону.

У 1775 Лавуазьє прийшов до висновку, що звичайне повітря складається з двох газів - газу, необхідного для подиху і підтримуючого горіння, і газу "протилежного характеру" - азоту. Лавуазьє назвав підтримуючий горіння газ oxugene - "утворюючий кислоти" (від грецьк. oxys - кислий і genaо - народжую; звідси і російська назва "кисень"), тому що він тоді вважав, що всі кислоти містять кисень. Давно уже відомо, що кислоти бувають і безкисневими, але назва, дана елементу Лавуазьє, залишилося незмінною.



У 1898 р. англійський вчений Томпсон лорд Кельвін твердив, що людству загрожує задуха, оскільки в повітря виділяється величезна кількість вуглекислого газу не тільки від дихання, а й від промислових підприємств. Це ствердження спростував К.А. Тимірязєв. Він довів, що людству не дадуть загинути зелені рослини.

Одержання

В даний час кисень у промисловості одержують за рахунок поділу повітря при низьких температурах. Спочатку повітря стискають компресором, при цьому повітря розігрівається. Стиснутому газу дають остудитися до кімнатної температури, а потім забезпечують його вільне розширення. При розширенні температура газу різко знижується. Охолоджене повітря, температура якого на кілька десятків градусів нижче температури навколишнього середовища, знову піддають стиску до 10-15 МПа

Потім знову відбирають теплоту, що виділилася. Через кілька циклів "стиск-розширення" температура падає нижче температури кипіння і кисню, і азоту. Утвориться рідке повітря, що потім піддають перегонці (дистиляції). Температура кипіння кисню ($-182,9^{\circ}\text{C}$) більш ніж на 10 градусів вище, ніж температура кипіння азоту ($-195,8^{\circ}\text{C}$). Тому з рідини азот випаровується першим, а в залишку накопичується кисень. За рахунок повільної (фракційної) дистиляції вдається одержати чистий кисень, у якому зміст домішки азоту складає менш 0,1 об'ємного відсотка.

Ще більш чистий кисень можна одержати при електролізі водяних розчинів лугів (NaOH чи KOH) чи солей кисневмісних кислот (звичайно використовують розчин сульфату натрію Na₂SO₄). У лабораторії невеликі кількості не дуже чистого кисню можна одержати при нагріванні перманганату калію KMnO₄:



Більш чистий кисень одержують розкладанням пероксиду водню H₂O₂ у присутності каталітичних кількостей твердого діоксиду марганцю Mn₂:



Кисень утвориться при сильному (вище 600°C) прожарюванні нітрату натрію NaNO₃:



при нагріванні деяких оксидів:



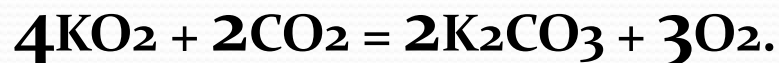
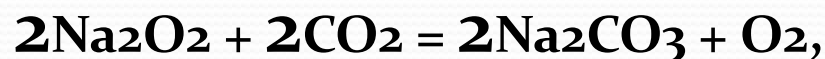
Раніше кисень одержували розкладанням Бертолетової солі KClO_3 у присутності каталітичних кількостей диоксиду марганцю MnO_2 :



Однак бертолетова сіль утворить вибухові суміші, тому її для одержання кисню в лабораторіях тепер не використовують.

Зрозуміло, зараз нікому в голову не прийде використовувати для одержання кисню прожарювання оксиду ртуті Hg , тому що кисень, що утвориться в цій реакції, забруднений отруйними парами ртуті.

Джерелом кисню в космічних кораблях, підводних човнах і т.п. замкнених приміщеннях служить суміш пероксиду натрію Na_2O_2 і супероксиду калію KO_2 . При взаємодії цих з'єднань з вуглекислим газом звільняється кисень:



Якщо використовувати суміш Na_2O_2 і KO_2 , узятих у молярному відношенні 1:1, то на кожен моль поглиненого з повітря вуглекислого газу буде виділятися 1 моль кисню, так що склад повітря не буде змінюватися за рахунок поглинання при подиху кисню і виділення CO_2 .

Застосування кисню

Застосування кисню дуже різноманітно. Основна кількість одержуваного з повітря кисню використовуються в металургії. Кисневе (а не повітряне) дуття в домнах дозволяє істотно підвищувати швидкість доменного процесу, заощаджувати кокс і одержувати чавун кращої якості. Кисневе дуття застосовують у кисневих конвертерах при переділі чавуна в сталь. Чистий кисень чи повітря, збагачене киснем, використовуюється при одержанні і багатьох інших металів (міді, нікелю, свинцю й ін.). Кисень використовують при різанні і зварюванні металів. При цьому застосовують "балонний" кисень. У балоні кисень може знаходитися під тиском до 15 Мпа. Балони з киснем пофарбовані в блакитний колір.