

ГОЛОВНА ПІДГРУПА ШОСТОЇ ГРУПИ

ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА

Будова атома. Усі елементи головної підгрупи шостої групи мають однакову будову зовнішнього енергетичного рівня s^2p^4 і яка наближається до будови наступних в періоді інертних елементів. Тому всі вони, за винятком полонію, виявляють виражені неметалічні властивості. Це – p^4 -елементи з двома неспареними електронами на зовнішньому p -підрівні. Такі елементи (крім Оксигену) мають на зовнішньому шарі вільні d -орбіталі, які під час збудження атома можуть займати розпаровані електрони зовнішніх s - і p -орбіталей. Їх найнижчий ступінь окислення -2 , найвищий (крім Оксигену і Полонію) $+6$.

Властивості. Гідриди, оксиди та гідрати оксидів цих елементів (за винятком Оксигену і Полонію) мають кислотні властивості. Сполуки цих елементів (крім Оксигену) з типовими металами (лужними та лужноземельними) є солями. Гідриди виявляють відновні властивості, кисневі сполуки елементів у найвищих ступенях окиснення – окисні. В межах групи неметалічні властивості послаблюються, а металічні посилюються (Po – метал) відповідно до зменшення значень електронегативностей (зверху вниз).

Отже, елементи головної підгрупи VI групи – хімічні аналоги, їх властивості та електронні конфігурації зовнішніх рівнів повторюються, як і в сьомій групі, через період: $\Delta Z (S-O) = 8$; $\Delta Z (S-Se) = 18$; $\Delta Z (Se-Te) = 18$; $\Delta Z (Te-Po) = 32$, де ΔZ — різниця значень порядкових номерів або зарядів ядер відповідних елементів.

ОКСИГЕН

Оксиген (від грец. *oxy genes* – той, що утворює кислоти) вперше у чистому вигляді добув шведський хімік Шеєле (Упсала, 1772 р.), а в 1774 р. англійський хімік Д.Прістлі добув його з гідраргіум(II) оксиду. Оксиген очолює головну підгрупу VI групи періодичної системи. Проста речовина кисень існує у двох алотропних модифікаціях — кисень O_2 і озон O_3 .

Будова молекули. Молекулярна формула кисню – O_2 . Його лінійна молекула складається з двох атомів, зв'язаних неполярним подвійним ковалентним зв'язком ($O=O$). Два електрони, що знаходяться на π -розпушуючих орбіталах, спричинюють парамагнітні властивості молекулярного кисню.

Поширення в природі. Оксиген – найпоширеніший у природі елемент. Вміст Оксигену в повітрі 21% (об.). Атмосферне повітря є сумішшю газів (об'ємні частки, %): азот – 78,06; карбон(IV) оксид – 0,03; кисень — 20,94; інші гази і домішки – 0,03; інертні елементи – 0,94. Проте в атмосфері міститься лише 0,03% від маси Оксигену в земній корі. Земна кора містить 49,13% (мас.), а у земній кулі його знаходиться 28,56% від загальної маси. Без Оксигену неможливі фотосинтез (основний продуцент кисню на планеті), дихання живих організмів, важливі геохімічні процеси тощо.

В земній корі *Оксиген* знаходиться у вигляді різних сполук. Це вода і різноманітні солі, головним чином карбонати і силікати найпоширеніших металів – кальцію, феруму, алюмінію; сульфати – глауберова сіль $Na_2SO_4 \times 10H_2O$; алюмосилікати – каолін $H_2Al_2Si_2O_8$ ($Al_2O_3 \times 2SiO_2 \times H_2O$) і його похідні. В загальному оксигеновмісних мінералів налічується близько 1200. Оксиген входить до складу багатьох органічних сполук.

Оксиген існує в природі у вигляді трьох ізотопів: ^{16}O (99,76%), ^{17}O (0,048%), ^{18}O (0,2%).

Багато хімічних та металургійних виробництв, теплові електростанції, автомобільний транспорт і авіація використовують велику кількість кисню, а також забруднюють повітря відходами: оксидами вуглецю, сірки, азоту, вуглеводнями та їх похідними, пилом.

Для знищення та очищення відходів застосовують такі засоби: спалювання або окислення, зокрема каталітичне, промивання та фільтрація продуктів згорання. Внаслідок спалювання неорганічних і органічних відходів утворюються карбон(IV) оксид, азот і його оксиди, пари води, оксиди сульфуру та фосфору, галогени, метали, їх оксиди та карбонати. Для знешкодження ці продукти промивають водою, лугами, содою, фільтрацією вилучають сажу та попіл, до складу якого входять оксиди і карбонати металів.

Охорона атмосферного повітря, як і всього навколишнього середовища – життєво важлива проблема для всього людства.

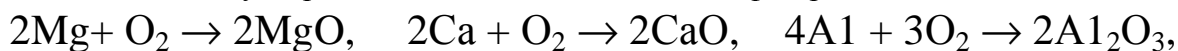
Фізичні властивості. За звичайних умов кисень – газ без кольору, без запаху, дещо важчий, ніж повітря (1 л повітря за нормальних умов важить 1,293 г, а 1 л кисню – 1,429 г). Кисень помірно розчинний у воді (30,8 см³/л при 20⁰C), легко розчиняється в органічних розчинниках. За температури –183⁰C перетворюється на рідину блакитного кольору.

Ступені окиснення оксигену

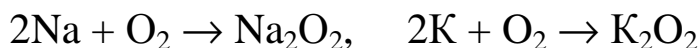
O ⁻²	H ₂ O, H ₃ O ⁺ , OH ⁻ , оксиди і т.д.
O ⁻¹	H ₂ O ₂ , пероксиди
O ⁰	O ₂ , O ₃
O ⁺¹	O ₂ F ₂
O ⁺²	OF ₂

Хімічні властивості. Оксиген – активний неметал, сильний окисник. Лише Флуор має сильніші окисні властивості.

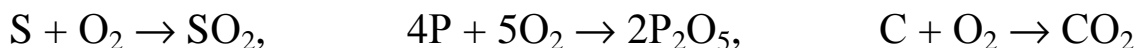
Він безпосередньо сполучається майже з усіма металами, за винятком золота, платини та платинових металів, з утворенням оксидів (основних чи амфотерних):



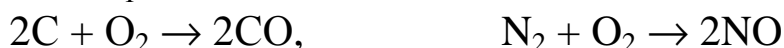
або пероксидів:



Кисень реагує також майже з усіма неметалами, крім галогенів, з утворенням кислотних оксидів (ангідридів кислот):



або несолетворних оксидів:

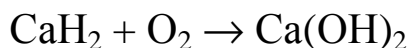


Він взаємодіє з складними органічними та неорганічними речовинами з утворенням оксидів:

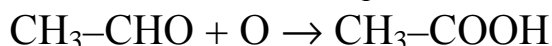


(Реакція взаємодії з киснем, у результаті якої виділяється багато теплоти та світла, називається горінням)

Гідриди металів окиснюються киснем з утворенням гідроксидів:



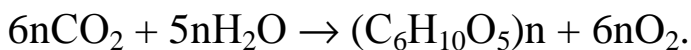
Кисень окиснює альдегіди до органічних кислот:



Взаємодія з відновниками:

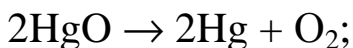


Одержання. У природі кисень утворюється в зелених рослинах під дією сонячного світла в результаті фотосинтезу:

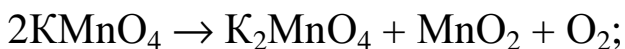


Відомо кілька способів одержання кисню *в лабораторії*:

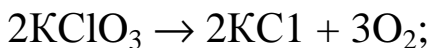
1) розклад гідраргіум(II) оксиду під час нагрівання:



2) розклад калій перманганату за підвищеної температури:



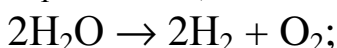
3) розклад бертолетової солі під час нагрівання за наявності каталізатора (MnO_2):



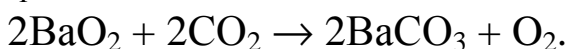
4) розклад нітратів лужних металів під час нагрівання:



5) електроліз води (для збільшення електропровідності додають Na_2SO_4 або NaOH):



б) з пероксидів:



У промисловості кисень одержують електролізом води та з рідкого повітря. Добування з повітря ґрунтується на використанні різниці між температурами кипіння газів, з яких воно складається. Температура кипіння азоту ($-196\text{ }^\circ\text{C}$) нижча, ніж кисню ($-183\text{ }^\circ\text{C}$). Отже, під час нагрівання рідкого повітря спочатку випаровується азот, а потім – кисень.

Використання. Кисень відіграє велику роль у життєдіяльності людини. Він підтримує процеси дихання та горіння, застосовується в медицині, під час підземних та підводних робіт, висотних та космічних польотів (кисневі прилади для забезпечення дихання в особливих умовах), використовується в металургії, а також як окисник у реактивному паливі.

ОЗОН

Будова молекули. Молекула озону складається з трьох атомів елемента кисню і має кутову форму. Молекулярна формула – O_3 .

Поширення у природі. В атмосфері озон утворюється з кисню під час грозових електричних розрядів, у стратосфері – під дією ультрафіолетового випромінювання Сонця, в хвойних лісах – внаслідок окиснення смолистих речовин.

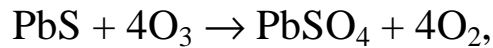
Озоновий шар завтовшки 2–4,5 мм, який знаходиться в стратосфері на висоті 23–25 км, захищає нашу планету від сонячної радіації. Зараз у цьому шарі над Антарктидою утворилася дірка площею кілька мільйонів квадратних кілометрів. Руйнування озонового шару дуже небезпечно для всього живого на Землі. Ця проблема турбує все людство. Вчені досліджують причини цього явища і шукають шляхи відновлення озонового шару.

Фізичні властивості. Озон – газ блакитного кольору з характерним запахом, мало розчинний у воді. Він добре розчиняється в сірковуглеці CS_2 та інших органічних розчинниках. Температура кипіння озону $-111,9\text{ }^\circ\text{C}$. Він отруйний навіть у малих концентраціях.

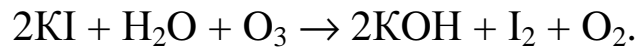
Хімічні властивості. Озон – нестійка сполука, яка легко розкладається з утворенням атомарного Оксигену:



Атоми Оксигену хімічно активніші за молекули кисню. Тому озон виявляє сильніші окисні властивості, ніж кисень. Так, він окиснює плюмбум(II) сульфід, перетворюючи його на плюмбум(II) сульфат:

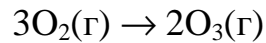


витісняє йод із водного розчину йодидів:



Ця реакція є якісною реакцією на озон. Озон руйнує гуму, відбілює масла і папір, вбиває бактерії.

Одержання. *В лабораторії* озон одержують дією електричних розрядів на кисень:



Прилад для добування озону називається озонатором.

Використання. Як сильний окисник озон використовують для інтенсифікації технологічних процесів, очищення димових газів, промислових та побутових стоків, дезінфекції питної води та повітря.