

ДЕПАРТАМЕНТ ОСВІТИ І НАУКИ ЧЕРКАСЬКОЇ ОБЛАСНОЇ
ДЕРЖАВНОЇ АДМІНІСТРАЦІЇ
ЧЕРКАСЬКИЙ ОБЛАСНИЙ ІНСТИТУТ ПІСЛЯДИПЛОМНОЇ ОСВІТИ
ПЕДАГОГІЧНИХ ПРАЦІВНИКІВ ЧЕРКАСЬКОЇ ОБЛАСНОЇ РАДИ

**Шляхи підвищення якості
природничо-математичної освіти**

*О.І.Замулко, Л.І.Даниленко,
В.П.Підгорна, Т.В.Громова,
Н.В.Саєнко, Т.В.Харченко,
І.В.Костриця, Л.В.Заруба, І.В. Белінська,
Л.А.Плужник, Т.В.Лаврік, Є.О.Рудь*

Вивчення неметалічних елементів у профільних хіміко-біологічних класах

І частина

**Черкаси
2013**

АВТОРИ:

Замулко О.І., методист лабораторії природничо-математичних дисциплін ЧОПОПП;

Даниленко Л.І., методист лабораторії природничо-математичних дисциплін ЧОПОПП;

Підгорна В.П., Громова Т.В., учителі Черкаської спеціалізованої школи І-ІІІ ступенів № 33 ім. В.Симоненка Черкаської міської ради;

Саснко Н.В., Харченко Т.В., учителі Корсунь-Шевченківського ліцею Корсунь-Шевченківської районної ради;

Костриця І.В., учитель Монастирищенського навчально-виховного комплексу «Ліцей – загальноосвітня школа І-ІІІ ступенів «Ерудит» Монастирищенської районної ради;

Заруба Л.В., Белінська І.В., Плужник Л.А., учителі Смілянської загальноосвітньої школи І-ІІІ ступенів № 11 Смілянської міської ради;

Лаврік Т.В., Рудь Є.О. учителі Черкаської гімназії № 9 ім. О.А.Луценка Черкаської міської ради.

РЕЦЕНЗЕНТИ:

Волошенко О.В., в.о. професора кафедри педагогіки ЧОПОПП, кандидат педагогічних наук;

Смаглюк Ю.І., учитель Черкаської спеціалізованої школи І-ІІІ ступенів № 17 Черкаської міської ради.

Навчально-методичний посібник створено відповідно до чинних програм з хімії та біології для старшої школи (профільний рівень).

Мета створення посібника – забезпечити вчителів біології та хімії, які викладають у класах хіміко-біологічного профілю, комплектом дидактичних матеріалів (пізнавальні та розрахункові задачі до розділу «Неметалічні елементи»). Запропоновані типи завдань можна використовувати на різних етапах уроку, зокрема для здійснення мотивації, на етапі засвоєння нового матеріалу, закріплення, а також для підготовки до учнівських предметних олімпіад та турнірів. Завдання різноманітні за змістом і рівнем складності. У посібнику вміщено теоретичні відомості про сучасні відкриття в галузі біології та хімії, що суттєво посилять пізнавальний інтерес до біологічних та хімічних наук та сприятимуть глибокому засвоєнню програмового матеріалу.

Навчально-методичний посібник призначений для вчителів та учнів загальноосвітніх шкіл та спеціалізованих шкіл, ліцеїв, гімназій.

Затверджено на засіданні Вченої ради інституту.

Протокол № 2 від 30.05.2013 року

ЗМІСТ

I.	Вступ	4
II.	Гідроген, водень	5
III.	Галогени – р-елементи VII групи ПС	12
	Флуор, фтор	12
	Хлор	19
	Бром	33
	Йод	40
	Астат	55
IV.	Халькогени - р-елементи VI групи	61
	Оксиген, кисень, озон	61
	Сульфур, сірка	70
	Селен	81
	Телур	89
	Полоній	96
V.	р-елементи V групи ПС	101
	Нітроген	101
	Фосфор	112
	Арсен	122
VI.	р-елементи IV групи ПС	128
	Силіцій, кремній	128
VII.	Інертні (благородні) гази - р-елементи VII групи ПС	133
	Аргон	133
	Криптон	136
VIII.	Джерела інформації	138

ВСТУП

У чинних програмах з хімії та біології профільної старшої школи системи освіти відзначається зміна у цільових орієнтаціях, які на цей час спрямовані, перш за все, на розвиток особистості, а конкретніше – на реалізацію її здібностей і можливостей.

Зазначимо, що основна ідея профільної школи – формування компетентної особистості, яка здатна до самоосвіти і саморозвитку, професійного і життєвого самовизначення та подальшої максимальної самореалізації, вміє критично мислити, опрацьовувати різноманітну інформацію, застосовувати набуті знання у життєвих ситуаціях.

Саме профільне навчання забезпечить диференціацію освіти, створить оптимальні умови для виявлення задатків, розвитку інтересів і здібностей кожного учня, а також забезпечить більш глибоку підготовку старшокласників у тій галузі знань і діяльності, до яких у них сформувались стійкі інтереси та здібності.

Разом з тим, у шкільній освіті відмічається тенденція зниження зацікавленості учнів у навчанні. Викликано це, на наш погляд, високою інформативністю більшості предметів і дефіцитом часу, який відведений на їх вивчення, а також вимогами програм, за якими потрібно знати зміст всіх цих предметів, встигати виконувати об'ємні домашні завдання.

Проілюструвати це положення можемо на таких розділах шкільного курсу біології як молекулярний, клітинний, організмий та надорганізмий рівні організації життя, які вміщують зміст таких складних і інтенсивно розвиваючих наук, як цитологія, генетика, біохімія, екологія. Ситуація з вивченням цих надзвичайно важливих наук у старшій профільній школі ускладнюється ще й тим, що саме у цей час здійснюється посилена професійна орієнтація, підготовка до зовнішнього незалежного оцінювання та вступу до вищих навчальних закладів.

У таких умовах перед авторами даного навчально-методичного посібника постало питання про необхідність забезпечення старшокласників хіміко-біологічного профілю новою додатковою інформацією про досягнення у галузі біологічних і хімічних наук (розділ «Неметалічні елементи та їхні сполуки»), а вчителя комплектом дидактичних матеріалів (пізнавальні та розрахункові задачі до цієї теми).

Завдання запропонованого теоретичного матеріалу та задач прикладного характеру, який буде вивчатися на уроках протягом певного періоду, – ввести учасників навчального процесу (вчителя та учнів) у творчу атмосферу взаєморозуміння, атмосферу значущості й доступності наукових відкриттів в хімії та біології.

Учням пропонується вивчати запропонований матеріал за таким алгоритмом:

1. Історія відкриття елемента, речовини.
2. Поширення в природі.
3. Будова, ізотопи, алотропія.
4. Властивості елемента (фізичні, хімічні, біологічні).
5. Вплив елемента на живі організми.
6. Добування в лабораторії та промисловості.
7. Галузі використання (медицина, промисловість).
8. Пізнавально-розрахункові задачі.

Автори вважають, що вивчення програмового матеріалу з цієї теми за цим алгоритмом дасть змогу змінити ставлення учнів до даного матеріалу, доведе його реальність і доступність, допоможе перебороти розрив між шкільною освітою і реальністю.

У даній ситуації постає також питання про необхідність застосування вчителем, який працює в профільному хіміко-біологічному класі, ефективних технологій, які б забезпечували розуміння й засвоєння цього великого обсягу інформації щодо розділу «Неметалічні елементи та їхні сполуки» без втрати інтересу до предметів (хімії, біології).

В основі таких технологій закладений принцип інтенсифікації й високої мотивації. Ми радимо використовувати перш за все методики, які б забезпечували легке запам'ятовування матеріалу та включали б у роботу всі види пам'яті, особливо асоціативну, яка сприяє міцному зберіганню знань. Асоціації підкріплюють пам'ять не тільки на рівні підсвідомості, але й на рівні свідомості.

Так, наприклад, різноманітність когнітивних і креативних методів, використаних у ході уроків з вивчення вищезазначеного розділу, сприятиме розвитку критичного мислення старшокласників, їх умінню аналізувати й робити власні висновки; сприятиме розвитку творчої уяви, пізнавальних інтересів учнів. Можливість стати співвідкривачами законів, послідовниками видатних вчених біологів та хіміків минулого та сучасності, учасниками рольової гри підвищить соціальний статус учня. Співпраця у динамічній групі дасть змогу виконувати певні функції, проявляти ініціативу, брати на себе відповідальність за прийняті рішення та їх виконання, розвиватиме вміння емоційно налаштуватися на спілкування з іншими. Усвідомлюючи значущість зробленого, учні набудуть впевненості в своїх силах, збагнуть реальний внесок у спільну роботу. Все це сприятиме підвищенню рівня соціальної компетентності; виховуватиме громадянські якості, необхідні для адекватної соціалізації індивіда в суспільстві.

Гідроген, водень

Хімічний символ: H

Порядковий номер: 1

Атомна маса: 1,0079 а.о.м.

Електронна конфігурація: 1s¹

Електронегативність (за Полінгом) 2,2

Ступені окиснення: -1; 0; +1

Гідроген (рос. водород, англ. Hydrogen, нім. Wasserstoff)

Історія відкриття водню. У XVI столітті середньовічний учений Парацельс помічає, що при дії різних кислот на залізо виділяється якийсь газ, але що це за газ він тоді пояснити не міг. У 1744 р. російський вчений Михайло Васильович Ломоносов вивчає розчинення різних металів в кислотах, при цьому отримує газ, який, як він передбачає, є легендарним флогістоном.

Відомий англійський фізик та хімік Г. Кавендіш у 1766 році досліджував цей газ та назвав його «горючим повітрям». При спалюванні «горюче повітря» давало воду, але дотримання Кавендішом теорії флогістону завадило йому зробити правильні висновки. Французький хімік А. Лавуазьє разом з інженером Ж. Меньє, використовуючи спеціальні газометри, у 1783 р. здійснили синтез води, а згодом її аналіз, розклавши водяну пару розжареним залізом. Таким чином він встановив, що водень входить до складу води та може бути отриманий з неї.

1788 р. - французький хімік Антуан Лавуазьє дає водню його сучасну назву, яка походить від грецьких слів, що означають що «народжує воду».

1800 р. - англійські учені Уільям Ніколсон і Ентоні Карлайл виявили, що при пропусканні електричного струму через воду утворюється водень і кисень. Згодом цей процес назвали «електроліз».

1838р. - початок історії водню, як паливного елементу. Швейцарський хімік Крістіан Фрідріх Шонбейн виявив, що в результаті взаємодії водню і кисню, окрім води, також утворюється електричний струм.

1845 р. - Уільям Гров, англійський учений і суддя, на основі відкриття Шонбейна, створив «газову електричну батарею». За це відкриття його називають «Батьком паливних елементів».

1874 р. - англійський письменник Жюль Верн передбачив широке використання водню як паливного елемента майбутнього в своєму фантастичному романі «Таємничий острів». «Я вважаю, що вода одного прекрасного дня використовуватиметься як паливо, що водень і кисень, з яких вона складається, будуть невичерпним джерелом тепла і світла, по інтенсивності незрівняного з вугіллям».

1937 р. - після 10 успішних трансатлантичних рейсів з Німеччини в Сполучені Штати, «Гінденбург» - дирижабль наповнений воднем, потерпів крах при посадці в Лейквуді, штат Нью-Джерсі. Таємниця катастрофи була вирішена в 1997 році. Дослідження показало, що вибух стався не із-за водню, а швидше, із-за, пов'язаного з погодою, статичного електричного розряду, який викликав спалах оболонки дирижабля.

1974 р. - створено Міжнародне енергетичне агентство (МЕА) у відповідь на глобальні збої ринку нафти. Заходи МЕА включають дослідження і розробки в області технологій водневої енергетики.

1988 р. - в Радянському Союзі КБ А.Н. Туполева успішно перероблений 164 місцевий пасажирський Ту-154, в якого один з двигунів працював на водні. Перший експериментальний політ продовжувався 21 хвилини.

1994 р. - Daimlerbenz показав свій перший автомобіль NECAR I на (Новий електричний автомобіль) паливних елементах на прес-конференції в Ульмі, Німеччина.

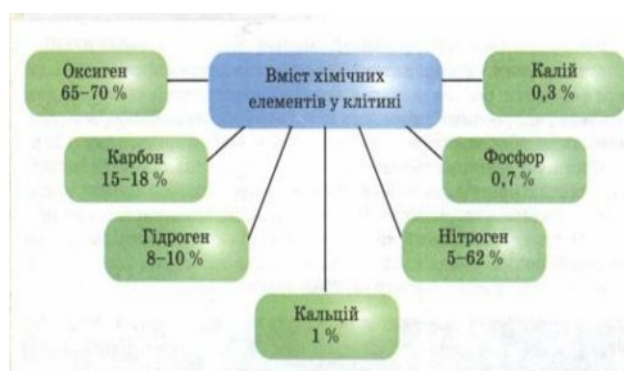
1999 р. - в Європі відкриті перші водневі заправні станції компанії «Shell» в німецьких містах Гамбурзі і Мюнхені.

2000 р. - компанія Ballardpowersystems представила перший в світі готовий паливний елемент для автомобільної промисловості в автосалоні в Детройті.

2004 р. - військово-морський флот Німеччини проводить випробування першого в світі підводного човна на водневих паливних елементах

Поширення в природі. У земній корі міститься біля 1% за масою, або 17,25 атомних відсотки Гідрогену. Відносний вміст в атмосфері збільшується з висотою, на рівні моря, він становить 0,00005% за об'ємом, верхні ж шари (вище 100 км) складаються в основному з нього. Вільний водень міститься в горючих газах, що виділяються із землі. Він виникає при гнитті і бродінні органічних речовин і тому міститься в кишкових газах людини і тварин. Основна маса Гідрогену знаходиться в зв'язаному стані у вигляді різноманітних сполук. Найбільш поширеними з них є вода, в склад якої входить 11,19% Гідрогену. Відома велика кількість сполук Гідрогену з Карбоном (вуглеводні). Гідроген входить до складу нафти, кам'яного вугілля, деяких мінералів.

Водень складає близько 90% маси Сонця. При температурі Сонця близько 15 000 000 К ядра атомів Гідрогену (протони та дейтрони) мають дуже великі швидкості (сотні кілометрів на секунду) і можуть наближатися одне до одного, незважаючи на дію електростатичної сили відштовхування. Деякі зіткнення завершуються ядерними реакціями, в результаті яких з водню утворюється гелій і вивільняється значна кількість енергії, що перетворюється на тепло. Ці реакції є джерелом енергії Сонця. Внаслідок цього кількість гелію в центральній частині світила поступово збільшується, а водню — зменшується.



Будова. Гідроген зустрічається у вигляді трьох ізотопів, які мають індивідуальні

назви: — Протій (H), ${}^2\text{H}$ — Дейтерій (D), ${}^3\text{H}$ — Тритій (T) (радіоактивний).

Протій і Дейтерій є стабільними ізотопами з масовими числами 1 і 2. Вміст їх в природі відповідно становить $99,9885 \pm 0,0070\%$ і $0,0115 \pm 0,0070\%$. Це співвідношення може незначно змінюватися в залежності від джерела та способу отримання водню.

Дейтерій (позначення: ${}^2\text{H}$, **D**) — стійкий ізотоп Гідрогену з масовим числом 2. Природний вміст — 0,0147%. Ядро складається з одного протона і одного нейтрона. Внаслідок такого співвідношення мас Протію і Дейтерію (1:2) їх фізичні та хімічні властивості помітно відрізняються (значно сильніше, ніж ізотопів будь-яких інших елементів), що застосовується, зокрема, для їх поділу хімічними методами. Хоча Дейтерій не є хімічним елементом, його часто позначають окремим символом — **D**. Зустрічається в природі як газ дейтерію, D_2 .

Дейтерій вперше виявив американський хімік Гарольд Клейтон Юрі у 1931 році. За цю роботу 1934 року він отримав Нобелівську премію.

Вода складу D₂O називається важкою водою через велику різницю в масі Протію й Дейтерію.

Застосування. Дейтерій у вигляді важкої води - в атомній енергетиці як сповільнювач нейтронів у атомних реакторах; у суміші з Тритієм або сполучі з Літієм-6- у термоядерній зброї (воднева бомба, нейтронна бомба); у лабораторних дослідженнях і техніці.

Перспективним також видається застосування Дейтерію (у суміші з Тритієм) для отримання високотемпературної плазми, необхідної для здійснення керованого термоядерного синтезу.

Добування. Світове виробництво дейтерію - десятки тисяч тон на рік. Основні методи отримання: багатоступеневий електроліз води, ректифікація води, іонний обмін, ректифікація амоніаку. Світовим лідером з виробництва дейтерію є Канада.

Важка вода. (D₂O) - вода, молекула якої складається з двох атомів Дейтерію та атома Оксигену. Молекулу HDO називають *напівважкою водою*, молекулу H₂O називають *легкою водою* в тих випадках, коли потрібно підкреслити різницю.

Порівняння фізичних властивостей важкої та легкої води. Молекула важкої води доволі суттєво відрізняється за масою від молекули легкої води, внаслідок чого помітно відрізняються також фізичні властивості.

Властивість	D ₂ O (Важка вода)	H ₂ O (легка вода)
Температура замерзання (°C)	3,82	0,0
Температура кипіння (°C)	101,4	100,0
Густина при нормальних умовах (г/мл)	1,1056	0,9982
Поверхневий натяг (при 25°C, мкДж)	7,193	7,197
pH (при 25°C)	7,41 (іноді позначається «pD»)	7,00

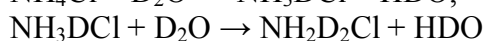
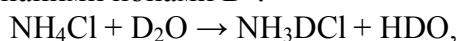
Добування. Важку воду одержано вперше в 1933 р., міститься в атмосферних опадах. Природна вода містить невелику кількість атомів Дейтерію у складі молекул напівважкої води HDO. Концентрація атомів Дейтерію збільшується при електролізі, оскільки на електродах виділяється відносно вища масова частка Протію. Багаторазовий електроліз є основним методом отримання важкої води.

Застосування. Промислове виробництво важкої води з кожним роком зростає майже у всіх країнах і особливо в країнах, що володіють ядерною зброєю. Важку воду використовують головним чином як сповільнювач швидких нейтронів при розщепленні радіоактивних елементів у ядерних реакторах. Перспектива використання важкої води для потреб людства грандіозна. Важка вода може стати невичерпним джерелом енергії: 1 г Дейтерію може дати енергії в 10 млн. раз більше, ніж згоряння 1 г вугілля. А запаси Дейтерію в Світовому океані складають воістину колосальну величину - близько 1015 т.

Ізотоп Гідрогену ³H (Тритій) нестабільний. Його період напіврозпаду становить 12,32 років. Тритій міститься в природі в дуже малих кількостях.

Добування. Перші зразки Тритію були отримані штучно в результаті ядерних реакцій у 1933 р.

Спочатку внаслідок реакцій обміну амоній хлориду з важкою водою, були добуті невеликі кількості дейтерованого амоній хлориду, який піддавали «бомбардуванню» розігнаними йонами D⁺.



При цьому два атоми Дейтерію, сполучаючись разом, утворювали нестійке ядро Гелію-4, яке потім розпадалось з утворенням Тритію та Протію:

Цей процес ілюстрував перший в історії ядерний синтез. Явище супроводжувалось утворенням потоку нових частинок. Як пізніше з'ясувалось, це були атоми Тритію (їх називали тритонами).

Застосування. Запаси природного Тритію дуже малі. Тому весь Тритій, що використовується для різних цілей, отримують штучно шляхом опромінення атомів Літію нейтронами. В результаті стало можливим отримувати великі кількості чистого Тритію та вивчати його властивості, а також властивості його сполук. Так, надважка вода T_2O має молекулярну масу 22 г/моль, температуру замерзання $9^\circ C$, температуру кипіння, $104^\circ C$, густину при $25^\circ C$ - $1,21459 \text{ г/см}^3$.

Синтезований Тритій порівняно дешевий і знаходить застосування в наукових дослідженнях і в промисловості. Широке застосування знайшли тритієві фарби, які наносять на шкали приладів. На їх виробництво щорічно витрачають сотні грамів тритію.

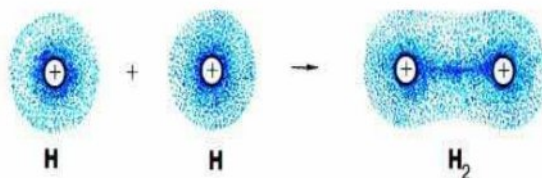
Тритій зароджується в надвисоких шарах атмосфери в основному при бомбардуванні ядер Нітрогену і Оксигену нейтронами космічного випромінювання.

У природній воді вміст Тритію мізерний - всього 10-18 атомних відсотка. І тим не менше, він є в тій воді, яку ми п'ємо, і за довгі роки життя він завдає істотної шкоди нашим генам, викликаючи старіння, хвороби. В середньому організм людини містить $5 \cdot 10^{-12}$ г Тритію.

А ще Тритій є одним із основних компонентів вибухової речовини термоядерних (водневих) бомб, а також є перспективним для проведення керованої термоядерної реакції за схемою: .

Хімічний зв'язок. Молекула водню складається із двох атомів. Хімічний зв'язок у молекулі водню — ковалентний неполярний, так як утворюється атомами з однаковою електронегативністю (атомами одного виду). Загальна зв'язуюча електронна пара знаходиться посередині між ядрами взаємодіючих атомів. Через усупільнення електронів молекула водню більш енергетично стійка, ніж окремі атоми водню.

Хімічний зв'язок у молекулі водню міцний, щоб розірвати усі молекули водню у 1 молі простої речовини необхідно затратити енергію у 436 кДж, тому, активність молекулярного водню за звичайної температури мала. Для розриву потрібна активація молекули - збільшення температури, електрична іскра, світло.



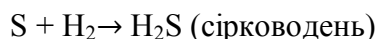
Фізичні властивості. H_2 — газ водень — без кольору, запаху і смаку газ, молекула якого складається з двох атомів Гідрогену. Газ водень — найлегший із усіх відомих газів. Якщо рідкий водень охолодити до $-259^\circ C$, він перетворюється на прозорі кубічні кристали блакитного кольору, а при величезному тиску водень стає схожим на метал.

Водень легко проникає в залізо і сталь, і вони втрачають міцність, стають крихкими. Цей процес називається водневою корозією. Водень проникає через каучук, гуму, фарфор; при високих температурах - через стінки скляних і кварцевих судин, а при $500^\circ C$ проходить крізь сталь.

Рідкий водень існує в дуже вузькому інтервалі температур від $-252,76$ до $-259,2^\circ C$. Це прозора рідина дуже легка. Твердий водень – снігоподібна маса, температура плавлення $-259,2^\circ C$, густина - $0,0807 \text{ г/см}^3$ (при $-262^\circ C$). При високому тиску переходить у металічний стан.

Хімічні властивості.

1. При підпалюванні чи в присутності платинового каталізатора реагує із киснем:
 $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$, реакція протікає із вибухом.
Суміш двох об'ємів водню та одного об'єму кисню називається *гримучим газом*.
2. При нагріванні водень зворотно взаємодіє із сіркою:



- З азотом — при нагріванні, підвищенні тиску та у присутності каталізатора (залізо):

$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3 \text{ (амоніак)}$$
- З галогенами утворює *галогеноводні*:

$$\text{F}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{HF}$$
, реакція протікає із вибухом за будь-якої температури,

$$\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$$
, реакція протікає тільки на світлі.
- Із сажею взаємодіє при сильному нагріванні:

$$\text{C} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 \text{ (метан)}$$
- Взаємодія із лужними та лужноземельними металами. Водень утворює із активними металами *гідриди*:

$$2\text{Na} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{NaH}$$
 (натрій гідрид)

$$\text{Ca} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CaH}_2$$
 (кальцій гідрид)
Гідриди — солеутворюючі, тверді речовини, легко гідролізуються:

$$\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + 2\text{H}_2 \uparrow$$
- Взаємодія із оксидами металів (як правило, d-елементів). Оксиди відновлюються до металів:

$$\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$$

$$\text{WO}_3 + 3\text{H}_2 \rightarrow \text{W} + 3\text{H}_2\text{O}$$
- Гідрування органічних сполук. При дії водню на ненасичені вуглеводні у присутності нікель-каталізатору та підвищеній температурі, відбувається реакція *гідрування*:

$$\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_3$$
- Водень відновлює альдегіди до спиртів:

$$\text{CH}_3\text{CHO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$$
 етаналь (етанол або етиловий спирт)

Способи добування водню.

Лабораторні способи	Промислові способи
1. Взаємодія металів з кислотами: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{розб.}) \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$	1. Коксування кам'яного вугілля. Утворений газ містить до 80% водню.
2. Взаємодія активних металів з водою: $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2 \uparrow$	2. Конверсія метану: $2\text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 6\text{H}_2 \uparrow$
3. Гідроліз гідридів: $\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2 \uparrow$	3. Термічний розклад метану: $\text{CH}_4 \rightarrow \text{C} + 2\text{H}_2 \uparrow$
4. Взаємодія лугів з цинком чи алюмінієм: $\text{Zn} + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn(OH)}_4] + \text{H}_2$	4. Електроліз водних розчинів деяких солей: $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow + \text{Cl}_2 \uparrow$
5. Розкладання води під дією електричного струму (електроліз води): $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$	5. Дія водяної пари на розпечений кокс: $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2 \uparrow$
	6. Дія водяної пари на розпечене залізо: $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2 \uparrow$

Застосування та перспективи. Водень використовується при синтезі амоніаку NH_3 , хлороводню HCl , метанолу CH_3OH , при гідрокрекінзі (крекінг у атмосфері водню) природних вуглеводнів, як відновлювач при отриманні деяких металів.

Гідруванням природних рослинних олій отримують твердий жир — маргарин.

Рідкий водень застосовується як ракетне паливо та як охолоджувач, оскільки має найвищу теплопровідність з усіх газів.

Суміш кисню з воднем використовують при зварюванні.

Дуже перспективним напрямком є використання водню як палива для

двигунів нового типу, так званих паливних елементів. У США та в Європі вже існують водневі заправні станції, які забезпечують воднем автомобілі та автобуси, що на ньому працюють.

Ця галузь називається воднева енергетика. Прихильники майбутнього впровадження водневої енергетики у світових масштабах стверджують, що водень може бути екологічно чистішим джерелом енергії для кінцевих споживачів, особливо у транспортній галузі, в місці кінцевого використання викидів забруднюючих речовин та твердих часток або вуглекислого газу не буде. У аналізі, проведеному в 2004 році, стверджується, що «весь ланцюг водневого постачання вивільняє значно менше вуглекислого газу в атмосферу, ніж бензин у гібридних автомобілях», і що значне скорочення обсягу викидів карбон (IV) оксиду був би можливий, якби в місцях виробництва енергії та водню були використані методи поглинання або ізоляції вуглецю.

Якби енергія для виробництва водню з невикопних джерел була доступна (енергія вітру, сонця та термоядерна енергія), використання цієї речовини для виробництва вуглеводневого синтетичного палива могло б збільшити використання водню в 5, а то і 10 разів. На сьогоднішній день використання водню в США для гідрокрекінгу становить приблизно 4 мільйони тонн на рік (4 ММТ/рік). Вважається, що 37,7 ММТ/рік водню вистачить, щоб перетворити достатнього вугілля США в рідке паливо, що покладе край залежності США від імпорту іноземної нафти, і менше половини цієї кількості вистачить, щоб припинити імпорт нафти з Близького Сходу.

Зрідження вугілля призведе до значно більших викидів карбон (IV) оксиду, ніж спалювання нафти, але воно усуне політичну та економічну залежність, пов'язану з імпортом нафти.

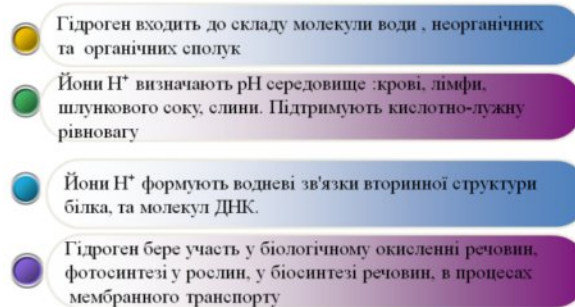
Воднева енергетика в Україні. Перевагою водневої енергетики для України могла б стати можливість значного зменшення енергетичної залежності країни за рахунок перетворення існуючих власних енергетичних ресурсів (вугілля, торфу, сланців, біомаси, сірководню Чорного моря, промислових відходів та ін.) у водень з його подальшим використанням для задоволення енергетичних потреб країни. Перспективним для України є спосіб одержання водню шляхом газифікації вугілля, запасів якого в Україні достатньо. Продукт газифікації (водень) може використовуватися в паливних елементах для виробництва електричної і теплової енергії на електростанціях як для децентралізованого, так і централізованого енергопостачання. Широкі можливості для перетворення вугілля безпосередньо в надрах у горючий газ, який містить водень, має підземна газифікація вугілля. В Україні існує також можливість одержання водню як побічного продукту при хімічних, коксохімічних та нафтопереробних виробництвах, використання для одержання водню скидних газів чи різних органічних сполук. Одне із таких виробництв існує на території підприємства «Екоантилід» (м. Дніпродзержинськ Дніпропетровської обл.), потужності якого дозволяють виробляти водень, важку та легку воду. Екологічний ефект від використання побічних продуктів досягається тим, що одержана з них енергія заміщує енергію, яка повинна вироблятися із викопного палива, у т.ч. імпортованого. Дуже перспективним є метод отримання водню із води Чорного моря. Кількість сірководню, розчиненого у воді, оцінюється у 4,5 млрд. тон.

У 2009 році було засновано об'єднання «Воднева енергетика», з метою розповсюдження водневих технологій та сприяння розвитку водневої енергетики в Україні.

Застосування водню



Біологічне значення гідрогену



Пізнавально-розрахункові задачі

I рівень

1. Обчислити масову частку Гідрогену у складі гемоглобіну: $\text{C}_{3032}\text{H}_{4816}\text{O}_{872}\text{N}_{780}\text{S}_8\text{Fe}_4$ та хлорофілу: $\text{C}_{55}\text{H}_{72}\text{O}_5\text{N}_4\text{Mg}$.
2. Який об'єм водню утворився при термічному розкладі 800 л метану?
3. Який об'єм водню можна отримати при електролізі 100 г води?

II рівень

4. На скільки зменшиться маса розчину при взаємодії 4,2 г кальцій гідриду та 18 г води?
5. Космічна матерія містить у середньому мольних процентів: H_2 – 63, He – 36, інші речовини – 1. Визначте відносну густину її за повітрям.
6. Визначити об'ємну частку водню у суміші з азотом, якщо відносна густина суміші за воднем дорівнює 12.

III рівень

7. Суміш карбон(II) оксиду та водню для синтезу метанолу з густиною за воднем 4,25, після пропускання крізь контактний апарат набула густини за воднем 5,31. Визначте об'ємну частку парів метанолу в реакційній суміші, якщо усі речовини знаходились у вигляді пари.
8. Воднева сполука містить 12,5% Гідрогену. Запропонуйте три формули речовин, які відповідають цій умові.
9. Газ, одержаний при розчиненні кальцій гідриду у воді, пропустили над розжареним ферум (II) оксидом. Маса оксиду при цьому зменшилась на 25 г. Обчисліть масу кальцій гідриду, який витратили на реакцію

ГАЛОГЕНИ – p-елементи VII групи ПС

Флуор, фтор

Хімічний символ: F

Порядковий номер: 9

Атомна маса: 18,998а.о.м.

Електронна конфігурація: $2s^2 2p^5$

Електронегативність (за Полінгом) 4,0

Ступені окиснення: -1; 0

Історія відкриття. Історія відкриття фтору пов'язана з великими трагедіями та з іменами великих героїв науки. На сьогоднішній день добре відомо, що фтор дуже токсичний та що при роботі з ним потрібно бути обережним та дотримуватись правил техніки безпеки. Але першовідкривачі фтору про це могли лише здогадуватись і то не завжди. Перші спогади про фтор відносяться до V століття. В XVIII столітті була відкрита плавикова кислота і шведський хімік Карл Вільгельм Шеєле вперше висловив припущення, що до її складу входить новий, ще нікому невідомий елемент. Та ще довгих сто років потрібно було працювати хімікам, аби відкрити цей елемент. Англійські хіміки брати Томас та Георг Нокс спробували добути фтор з фторидів срібла та свинцю. Ці дослідження закінчились трагічно, так як Георг Нокс став інвалідом, а Томас Нокс загинув.

Багато часу та зусиль витратив на добування фтору знаменитий хімік Гемфрі Деві. Та його дослідження були невдалими. Гемфрі Деві не добув фтор, але під час досліджень отруївся та тяжко захворів. Жертвами фтору стали також Ж. Гей-Люсак, Л. Тенар. Протягом 50 років вперто працював над виділенням фтору з його сполук М.Фарадей. Знаменитий вчений ніяк не міг змиритися зі своїми невдачами.

Невдачі, які спіткали багатьох вчених під час добування фтору, вселяли все більшу впевненість, що цю речовину добути можливо. 26 червня 1886 року французький вчений Анрі Муассан піддав електролізу безводний фтороводень. На аноді виділявся газ, що був дуже реакційно активним. Муассан зібрав невелику кількість цього газу, дослідив та зрозумів, що добув непокірний фтор. Про своє відкриття вчений повідомив Паризьку академію наук. Академічна комісія була уповноважена бути присутньою при експерименті Муассана та пересвідчитись, що фтор ним добутий. Муассан готувався до демонстрації та дуже ретельно очистив фтороводень. Ця додаткова очистка фтороводню стала причиною невдачі.

Члени академічної комісії виділення фтору не побачили. Лише через кілька місяців Муассан зрозумів, що лише домішки фториду калію забезпечують електропровідність фтороводню, а отже і електролітичне виділення фтору. Перші грами фтору Муассан добув в платиновому електролізері, але за кожний грам фтору було заплачено 5-6 грам платини, так як фтор просто знищував платину. Пізніше на зміну платиновому електролізеру прийшов мідний.

Поширення у природі. На земній поверхні Флуор є дуже поширеним елементом. За розповсюдженістю він знаходиться на 13 місці серед інших елементів. Земна кора містить в середньому біля 0,078% Флуору; його загальний вміст у літосфері, океанах та атмосфері сягає близько 0,03%. У вільному стані фтору у природі майже немає. Завдяки своїй великій реакційній здатності Флуор існує у природі майже виключно у формі сполук з іншими елементами.

Типовою сполукою Флуору у вивержених породах є фторапатит що утворюється при кристалізації магматичного розплаву. Фторапатити є головним джерелом Флуору у біосфері. Крім того, деяка кількість Флуору надходить до біосфери з термальними водами, вулканічними газами та, можливо, з космічним пилом.

Вулканічні гази дуже багаті на фтористий водень. Останній було знайдено у газах Везувію, де він складав 2,5% об'єму всього газу. Цікаво, що саме в районах сучасного вулканізму (Везувій) було вперше виявлено флюороз зубів у дітей. Зі старих описів захворювань тварин Ісландії та вивчення їхніх кісток можна зробити висновок, що причиною цих хвороб був фтор, що виділився після виверження вулкану Геклог.

Хоч і в малих кількостях, Флуор міститься також в ґрунті, звідки він засвоюється рослинами. Так у золі березового листя міститься близько 0,1% Флуору. Разом із рослинною їжею цей елемент надходить до організму тварин та людини, де він входить переважно до складу кісток та емалі зубів. Зокрема, зуби собаки містять 0,3% Флуору. Цікаво, що в коралових рифах містяться мільйони тон фторидів. У кожному літрі морської води 0,3 мг Флуору, а в раковинах устриць його в 20 разів більше.

Найважливіші мінерали фтору це флюорит CaF_2 , фторапатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ ($3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$), і кріоліт $\text{Na}_3(\text{AlF}_6)$, поклади якого є лише в Гренландії.

Біологічна роль. Фізіологічна роль Флуору не обмежується тим, що він входить в структуру тканин, зубів та кісток. Є спостереження, що збагачення раціону вагітних жінок фтористим кальцієм покращує розвиток зубів у немовлят, при введенні мишам невеликих кількостей фтористого натрію спостерігалось прискорення загоєння і кальцифікації при експериментальних переломах кістки. Численні дослідження фізіологів показали, що вживання води з малим вмістом Флуору, впливало на гостроту слуху у дітей, які спостерігалися в 1,8 разів частіше, ніж в населеному пункті, в водопровідній воді якого містилося 1,4 мг/л Флуору. А в населених пунктах, де вміст Флуору у воді підвищений, частіше зустрічається захворювання на кістковий туберкульоз.

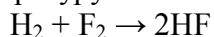
Будова. Флуор – неметалічний елемент, який належить до родини галогенів (солетворних) та характеризується їх загальними властивостями. Елемент розміщується в VII-A групі періодичної системи, в II періоді. До складу ядра атома входять 9 протонів, навколо ядра рухаються 9 електронів. У природі існує один стабільний ізотоп Флуору. Отримані штучні ізотопи з нуклонним числом 17, 18, 20.

Флуор характеризується великим значенням електронегативності, прагнення заповнити зовнішній енергетичний рівень у нього досить високе, тому він відзначається високою реакційною здатністю та у сполуках з іншими елементами проявляє ступінь окислення -1.

Завдяки малому радіусу атома Флуор здатний утворювати міцні зв'язки і тому його сполуки з іншими елементами є досить стійкими.

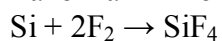
Фізичні властивості. Молекулярний фтор складається з двох атомів Флуору, формула F_2 . За звичайних умов фтор – жовтуватий газ, при температурі -188°C яскраво-жовтого кольору, при температурі -228°C фтор замерзає і перетворюється в світло-жовті кристали. За температури -252°C ці кристали знебарвлюються.

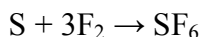
Хімічні властивості фтору. Фтор проявляє надзвичайно високу хімічну активність, його, за висловлюванням академіка А.Є. Ферсмана, можна назвати «всеподіаючим». Фтор, як і всі галогени, взаємодіє майже з усіма простими речовинами. Особливо активно проходить взаємодія з воднем. Полум'я, що виникає при згоранні фтороводневої суміші, має температуру 4000°C . Продуктом реакції є газ – фтороводень.



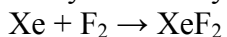
Водний розчин фтороводню має назву *фторидної або плавикової кислоти*. Це досить слабка кислота. Плавикова кислота взаємодіє з силіцій (IV) оксидом, утворюючи сполуку SiF_4 . Завдяки цьому фторидна кислота роз'їдає скло і тому використовується для його протравки.

Також активно взаємодіє фтор з іншими неметалами навіть на холоді.





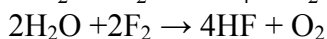
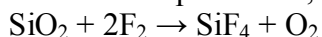
При нагріванні фтор взаємодіє навіть з інертними газами. Сполуки, що були одержані дали змогу започаткувати нову перспективну галузь – хімію інертних елементів.



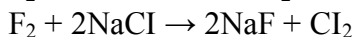
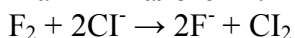
Безпосередньо фтор не взаємодіє лише з киснем, азотом та вуглецем (у вигляді алмазу).

Лужні метали, свинець, залізо загораються в атмосфері фтору при кімнатній температурі. На деякі метали (мідь, нікель) фтор на холоді не діє, так як на їх поверхні утворюється захисний шар фториду цього металу.

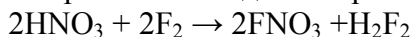
Дуже енергійно проходить взаємодія фтору з складними речовинами. В його атмосфері горять такі стійкі речовини, як вода та скло.



Порівняння хімічних властивостей галогенів свідчить про те, що їх окислювальні властивості послідовно послаблюються від фтору до астату. Цей ефект проявляється в здатності більш легких галогенів у вигляді простих речовин окислювати галогенід-іони більш важких галогенів:

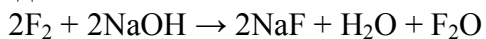


Фтор витісняє водень нітратної кислоти:



Триоксифторид нітрогену є сильним окисником.

При пропусканні фтору через слабкий розчин натрій гідроксиду утворюється оксиген фторид:



Оксиген фторид – газ з різким запахом озону, який при температурі -145°C перетворюється в рідину жовтого кольору та є сильним окисником і тому використовується як ефективний окисник ракетного палива. Речовина не взаємодіє з холодною водою та не розчиняється в ній. З водяною парою взаємодіє з вибухом. Оксиген фторид є дуже отруйною речовиною.

Вплив на живі організми. Фтор дуже небезпечна речовина, найменша необережність – і у людини руйнуються зуби, нігті, підвищується ламкість кісток, кровоносні судини втрачають свою еластичність та стають вразливими. В результаті – важка хвороба або смерть.

Ще у 1896 році були описані симптоми, що спостерігалися при отруєнні тварин фторидами. Хвороба супроводжувалася нудотою, блюванням, слиновиділенням, сльозотечею; спочатку збільшенням, а потім зменшенням кількості серцевих скорочень та дихальних рухів, слабкістю, сонливістю, дрижанням, періодичним скороченням м'язів, падінням кров'яного тиску, паралічем судиннорухального центру, зупинкою серця, що призвело до смерті тварин.

Особливу небезпеку становить потрапляння сполук Флуору на шкіру. Фторвмісні гази руйнують шкіру, викликаючи зміни, подібні до опіку вогнем. В уражених місцях відчувається свербіння, заніміння, можуть утворюватися пухирі. Розчини плавикової кислоти та її солей руйнують епітелій, спричиняють дерматити, опіки, омертвіння шкіри і виразки, які довго не загоюються.

Слід також звернути увагу на дію фторорганічних сполук, до яких належать фторбензол, фтористий тіоніл, фтормиш'як, фторфосген, ефіри фтороцтової кислоти та фторкарбонових кислот. Найтоксичніші з цих сполук є рідини без відчутного запаху, добре розчинні у воді. Інтوکсикація людини може відбутися при вдиханні парів, всмоктування через шкіру або слизові оболонки, у тому числі травного тракту, при споживанні отруєної їжі або води. Оскільки вони мають високу токсичність, то при великій концентрації викликають швидку смерть, подібно до синильної кислоти.

Але незважаючи на таку високу токсичність Флуор, як мікроелемент, входить до складу живих систем. Фтор необхідний для розвитку живої клітини та разом з фосфором входить до складу тваринних та рослинних тканин.

У кінці XIX століття на околицях Риму були знайдені залишки давнього слона. Вчені провели детальне дослідження викопної тварини і в її зубах був виявлений Флуор. Це відкриття спонукало вчених дослідити склад зубів людини та тварини. Було встановлено, що до складу зубів входить до 0,02% Флуору, який надходить в організм з питною водою. Зазвичай в тонні води міститься до 0,2 мг Флуору. Недостатня кількість Флуору є причиною руйнування зубів – карієсу. Якщо вміст Флуору у питній воді малий, тоді здійснюють штучне збагачення води цим елементом. Разом з тим надлишок Флуору в воді викликає важке захворювання флюороз (п'ятниста емаль).

Близько 80% усіх зубних паст, що є у продажу, містять різні сполуки Флуору, з вмістом Флуору близько 0,1%. У зв'язку з додаванням Флуору до складу паст виникають певні проблеми. Часто пасту продають після тривалого зберігання. За цей проміжок часу Флуор може стати неактивним. Так, наприклад, може утворитися практично нерозчинний фторид кальцію.

Великий інтерес викликає запитання про можливість впливу Флуору на ріст і розвиток пухлин. Для злоякісних новоутворень характерний досить інтенсивний аеробний і анаеробний гліколіз, який пригнічується фтором. Отже, можливо саме дослідження сполук фтору дасть можливість лікувати онкологічні захворювання. Разом з тим виявлена значна ураженість раком шлунку та кишок у робітників, які перебувають під впливом високих концентрацій фторвмісного пилю.

Крім лікування пухлин і карієсу зубів, Флуор пропонують для лікування гіпертиреозидизму та інших захворювань ендокринних залоз, остеомієлітів, туберкульозу, гельмінтозів, хронічних захворювань суглобів тощо.

Добування фтору. До сьогоднішнього часу електроліз залишився основним способом добування фтору. Для одержання фтору піддають електролізу розплавлений калію гідрофторид при температурі 240°C. Електролізер виготовляють із червоної міді, використовують мідний катод та графітовий анод. На поверхні аноду утворюється шар фториду міді, який захищає його від руйнівної дії фтору. Зберігають фтор у спеціальних сталевих балонах.

Застосування фтору. Фтор та його сполуки є цікавими не лише в теоретичному плані, вони широко використовуються в практиці. Сполук Флуору дуже багато і використання їх різнопланове. Фтороводень – дуже агресивна та отруйна речовина, але він є незамінним в багатьох галузях сучасної промисловості. Фтороводень має здатність впливати на перебіг хімічних процесів і тому використовується в якості каталізатора.

Одним із перспективних напрямків сучасної хімії є здійснення реакцій в безводних середовищах, де як неводний розчинник використовується фтороводень. Скляна, харчова, атомна, металургійна, авіаційна, паперова – ось неповний перелік промислових галузей використання цієї речовини.

Сполуки фтору є необхідними для металургійної промисловості, особливо для добування алюмінію. Основним джерелом алюмінію в природі є боксити, запаси яких в природі великі. Але через високу температуру плавлення переробка бокситів досить проблемна. Тому використали здатність бокситів розчинятися в кріоліті, при цьому утворюється багатий на алюміній розплав, який характеризується відносно низькою температурою плавлення. Електроліз цього розплаву єдиний спосіб добування алюмінію.

Фтор широко використовується у виробництві медичних препаратів. Фторорганічні сполуки використовуються для лікування захворювань щитовидної залози, особливо базедової хвороби, хронічних форм діабету, бронхіальних та ревматичних захворювань, глаукоми та раку.

Перспективною в медицині є група антибіотиків, що на сьогодні стрімко виходить на провідні позиції, - це препарати фторхінолового ряду. Фторхіноли - це високоактивні

синтетичні хіміотерапевтичні засоби широкого спектра дії. Нефторовані препарати класу хінолонів мають низьку біодоступність та обмежений спектр дії.

Принципово нові сполуки вдалося отримати шляхом введення атома Флуору у шосте положення молекули хіноліна. Наявність атома Флуору (одного або декількох) визначає особливості антибактеріальної активності та фармакокінетичні властивості препаратів.

Минуле століття було відзначено синтезом нових холодоагентів - фреонів, які прийшли на зміну небезпечному у використанні аміаку. Фреони є похідними метану і є виключно безпечними, хімічно інертними. Такі характеристики фреонів сприяли їх широкому використанню у виробництві холодильних установок. Але виявилось, що деякі види фреонів є винуватцями руйнації озонового екрану Землі. Тому в 1987 році був прийнятий Монреальський протокол, що обмежує використання озоноруйнуючих фторохлоровуглеводнів.

Досягненням ХХ століття можна вважати також розвиток фторорганічної хімії. Першою фторорганічною сполукою став синтезований О.П. Бородіним фторний бензоїл. А в 1938 році в одній з лабораторій, яка працювала з тетрафторетиленом, припинилась подача цього газу з балону. Коли балон відкрили, то виявилось, що він заповнений невідомим білим порошком. Дослідження виявили надзвичайну стійкість та високі електроізоляційні властивості нового полімеру, який називають фторо-пласт-4, або тефлон. Його справедливо називають «органічною платиною».

На тефлон не діють ні димуча нітратна кислота, ні «царська водка», ні хлор, ні нагріті луги. Він не розчиняється в органічних розчинниках. Розплавлений натрій взаємодіє з тефлоном лише при температурі 500°C.

У тефлоновій тарі зберігають сильні окисники, наприклад, сполуки криптону та ксенону з киснем. Цей чудовий полімер використовують для виготовлення деталей в літаках та ракетобудуванні. Тефлон використовують у радіотрансляційній, радіолокаційній, телевізійній та електронно-обчислювальній апаратурі завдяки тому, що він зберігає високу механічну міцність у температурному інтервалі від -190 до +250°C.

Якщо метал покрити тоненьким шаром фторопласту, то при низьких температурах металева річ не буде прилипати до рук. Це має велике значення під час робіт в умовах Арктики та Антарктики. Використовують тефлон під час освоєння космосу для захисту металевих конструкцій. В умовах глибокого вакууму багато металів самозварюються через відсутність захисної газової плівки на поверхні металу. За цієї причини титанові гайки та болти можуть намертво приваритися до металевої конструкції. Щоб цього не сталося ці деталі покривають шаром фторопласту.

Фторопласти знайшли визнання в медицині. З них виготовляють протези мітрального та аортального клапанів, а також протези кровоносних судин. У таких полімерних судинах не відбувається тромбоутворення.

Не залишилась без участі фтору ядерна енергетика. Роль фтору та його сполук у виробництві ядерного палива незамінна. Можна сміливо сказати, що якби не фтор, то в світі до цього часу не було б жодної атомної станції. Справа в тому, що ядерним паливом можуть бути лише деякі ізотопи урану, зокрема, ²³⁵U. Ці ізотопи потрібно відділити від інших, а для цього потрібно уран перевести в газоподібний стан. Але ж уран кипить при температурі 3500°C, а для цього потрібна надстійка апаратура. На допомогу прийшов фтор, який утворює з ураном сполуку герсафторид урану, температура кипіння якого 56,2°C.

Сучасні досягнення у вивченні сполук Флуору. У Києві живе визнаний у світі лідер хімії фтору – професор Лев Ягупольський, провідний науковий співробітник Інституту органічної хімії НАНУ, заслужений діяч науки України. Ця людина буквально з нуля розвинула перспективний напрям і зробила київську школу хімії фтору класичною, відомою в усьому світі. Перший препарат, технологію якого було розроблено, – синтоміцин, його було розділено на оптичні ізомери й перетворено на левоміцетин. Це було завдання, яке інститут дістав у 1950-ті роки, і впровадив синтоміцин у виробництво в Києві на хімфармзаводі ім. Ломоносова.

Ягупольським був синтезований фторовмісний препарат для лікування хвороби Паркінсона. Фторовмісний гіпотензивний препарат форидон уже виробляє Борщагівський хімфармзавод. Там же напрацьовується для клінічних випробувань наш оригінальний фторовмісний активатор калієвих каналів – флокалін. Це кардіопротектор, який поліпшує мозковий кровообіг і, крім того, допомагає при захворюваннях сечостатевої системи. При цьому він малотоксичний.

Нині навіть не віриться, адже недавно вважалося, що фтор узагалі не можна використовувати для створення нових лікувальних препаратів. Фтору тоді побоювались – у нього була складна біографія: були відомі токсичні сполуки, такі як зарин і зоман – бойові отруйні речовини.

У ХХ столітті народилась нова галузь хімії – фторорганічна хімія. Синтезуються речовини з унікальними та дивовижними властивостями.

Вивчається також вплив сполук фтору на організм людини. Останнє десятиріччя відзначилось сенсаційними дослідженнями в цьому напрямку. Адже вони ставлять під сумнів необхідність використання фторовмісних препаратів, зокрема зубних паст збагачених фтором, а також фторування води.

Як показали сучасні дослідження, пасти з фтором можуть шкодити здоров'ю. І абсолютно безпідставним є твердження, що чим більше фтору, тим краще для організму і тим міцніші зуби. Медичний журнал *Journal of Bone and Mineral Research*, один із самих популярних в цій області, розмістив статтю, в якій опубліковані дані про те, що з щоденною процедурою чистки зубів зубною пастою зі фтором можуть бути пов'язані хвороби суглобів, зменшення їх рухливості, виникнення скелетного флюорозу. Симптоми, схожі на захворювання атритом, розвиваються у людей, які постійно вживають фторовану воду.

Група американських вчених дослідила, що та кількість фтору, яка потрапляє в організм з щоденним чищенням зубів фторовмісною зубною пастою, руйнує залозу внутрішньої секреції епіфіз, а також розбалансовує роботу щитовидної залози.

Пізнавальні задачі

I рівень

1. В природі Флуор знаходиться у вигляді сполук. Обчислити масову частку Флуору в його природному мінералі флюориті CaF_2 .
2. Ґрунти у невеликих кількостях містять елемент Флуор у вигляді різних сполук. В рослинний організм Флуор потрапляє саме з ґрунту. Відомо, що в золі березового листа 0,1% Флуору. Яка маса Флуору міститься в 100 кг такого листа?
3. Відомо, що фтор отруйний газ блідо-жовтого кольору. Визначте відносну густину цього газу за повітрям.

II рівень

4. Флуор входить до складу емалі зубів. Для профілактики карієсу стоматологи рекомендують використовувати фторовмісні зубні пасти. Вони повинні містити не більше 0,1% Флуору. Яка маса Флуору міститься в тюбику зубної пасти масою 133 г?
5. Фтор дуже енергійно взаємодіє з водяною парою. Який об'єм кисню виділиться, якщо у взаємодію вступили 2,24 л фтору та 3,36 л водяної пари?
6. Розчин плавикової кислоти, який надходить в продаж, містить 40% фтороводню. Для витравлювання на склі різних малюнків потрібний розчин з масовою часткою фтороводню 25%. Яку масу води та 40% розчину потрібно взяти для приготування 200 г розчину з масовою часткою фтороводню 25%?

III рівень

7. Фтор є хімічно дуже активною речовиною. Особливо активно він взаємодіє з воднем. Суміш, що містила 3,36 л водню та 6 л фтору (н.у.) зірвали. Газ, що утворився розчинили в 500 г води. Яка масова частка фтороводню в утвореному розчині?

8. Фторний бензоїл був першою синтезованою сполукою з фторорганічних речовин. Встановіть його формулу, якщо в його складі на вміст Карбону припадає – 67,75%, Оксигену – 12,9%, Флуору – 15,3%, Гідрогену – 4,05%.
9. Через 30 г розчину натрій гідроксиду з масовою часткою лугу 2%, пропустили фтор об'ємом 1,12 л (н.у.). Яка масова частка натрій фториду в утвореному розчині? Який об'єм оксиген фториду утворився?
10. Відомо, що фтор має здатність витіснити інші галогени з їх солей. Через розчин, що містить суміш натрій хлориду та натрій йодиду масою 26,7 г пропустили 3,36 л (н.у.) фтору, який про взаємодіяв повністю. Розрахуйте масові частки солей у вихідному розчині.
11. Фтороводень добувають дією концентрованої сульфатної кислоти на плавиковий шпат. Яку масу плавикового шпату, масова частка кальцій фториду в якому 65%, потрібно використати для добування фтороводню об'ємом 112 м³ (н.у.). Виробничі втрати становлять 20%.

Хлор

Хімічний символ: Cl

Порядковий номер: 17

Атомна маса: 35.453 а.о.м.

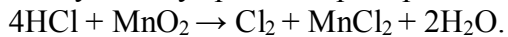
Електронна конфігурація: $3s^2 4p^5$

Електронегативність (за Полінгом) 3,0

Ступені окиснення: -1; 0; +1; +3; 4; +5; +6; +7

Історія відкриття. Сполуки Хлору (англ. Chlorine, франц. Chlore, тому Chlor), передусім кухонна сіль і нашатир, відомі дуже давно. До пізнішого часу відноситься знайомство з соляною кислотою. У кінці XVI ст. (1595) про неї згадує у своїй «Алхімії» Либавиус, в XVII ст. - Василь Валентин. Тоді соляну кислоту в невеликих кількостях отримували для алхімічних і ремісничих цілей шляхом перегонки суміші кухонної солі, залізного купоросу, квасців і т.д. Детальніше соляна кислота описана Глаубером, що розробив спосіб отримання чистої кислоти з суміші кухонної солі з сульфатною кислотою. Глаубер дає рекомендації по застосуванню соляної кислоти, зокрема, в якості приправи до страв замість оцту. Вільний хлор, можливо, був отриманий теж Глаубером, а потім Ван Гельмонтом і Бойлем, проте честь офіційного відкриття хлору поза сумнівом належить Шеєле.

Сполука з хлором - газоподібний хлороводень - був вперше отриманий Джозефом Пристлі у 1772 році. Хлор був отриманий у 1774 році шведським хіміком Карлом Вільгельмом Шеєле, який описав його виділення при взаємодії піролузита з соляною кислотою у своєму трактаті про піролузит:



Шеєле відмітив запах хлору, схожий із запахом царської горілки, його здатність взаємодії з золотом, а також його відбілюючі властивості. Однак Шеєле у відповідності панування у хімії того часу теорії флогистона, допустив, що хлор являє собою дефлогистировану соляну кислоту, тобто оксид соляної кислоти. У 1810 році англійський учений Деві висловив думку, що цей газ є простою речовиною. Через два роки французький хімік і фізик Ж.-Л. Гей-Люссак дав цьому газу сучасну назву хлор.

Для допитливих. Уперше хлор був застосований як отруйний засіб під час Першої світової війни. У 1915 році біля французького містечка Іпр німецькі війська одночасно відкрили 6000 балонів з хлором. Упродовж 5 хвилин утворилася величезна, масою 180 т, біла хмара, яка накрила окопи англо-французьких військ. Хлор уразив 15 тис. солдат, з них - 5 тис. на смерть. Під час битви у 1917 р. під тим самим містом була використана нова отруйна речовина хлорорганічного походження, яку пізніше назвали «іприт».

Поширення в природі. У природі у вільному стані хлор зустрічається у невеликій кількості в вулканічних газах. Частіше він зустрічається в природі у вигляді сполук. Середній вміст Хлору в земній корі $1,7 \cdot 10^{-2}\%$ за масою, у кислих вивержених породах — гранітах — $2,4 \cdot 10^{-2}\%$, в основних і ультраосновних — $5 \cdot 10^{-3}\%$. Хлор утворює близько 100 мінералів. Основний шлях, яким Хлор потрапляє в земну кору — водна міграція. У вигляді йону Cl^- він міститься у Світовому океані (1,93%), підземних розсолах і соляних озерах.

Число власних мінералів (переважно природних хлоридів) — 97, головний з них — кам'яна сіль NaCl , величезні кількості якого розчинені у воді морів, океанів і деяких озер. У багатьох місцях хлорид натрію у вигляді мінералу галіту (або кам'яної солі) утворює потужні поклади. Багаті поклади дуже чистої кам'яної солі розташовані в районах м. Соль-Ілецька на південному Уралі і м. Артемівськ на Донбасі.

Крім того, дуже поширеними сполуками Хлору є хлорид калію KCl і хлорид магнію $MgCl_2$. Хлорид калію і хлорид натрію утворюють мінерал сільвініт $KCl \cdot NaCl$, потужні родовища якого розташовані в Україні (міста Калуш і Стебник), а хлорид калію і хлорид магнію утворюють мінерал карналіт $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$, великі поклади якого є на Уралі (м. Солікамськ). В історії Землі велике значення мало надходження хлороводню, що містився у вулканічних газах, у верхні частини земної кори.

Дуже багато Хлору міститься в морській воді - в середньому 1,9%. Відбувається це тому, що Хлор вимивається з породи, ніде не може затриматися (майже всі хлориди металів розчинні) і виноситься ріками в моря й океани. Але не слід думати, що потрапивши у морську воду Хлор вже не може повернутися на материки. У зворотньої міграції Хлору велику роль грає вітер, що відносить солоний пил з поверхні океанів, морів і солоних озер. Так Хлор бере участь у колообігу речовин. Але в посушливих і пустельних районах, у результаті інтенсивного випаровування води, концентрація Хлору в ґрунтових водах сильно підвищується. Так утворюються солончаки, особливо в низинах. З різних джерел щорічно у світі видобувають сотні мільйонів тонн хлору.

Біологічна роль. Хлор відноситься до найважливіших біогенних елементів і входить до складу всіх живих організмів.

Йони Хлору беруть участь у регуляції водно-сольового обміну в організмі, відіграють важливу роль в процесі транспорту йонів через біологічні мембрани і в утворенні біоелектричних потенціалів

Розчини хлоридів – обов'язкова складова частина живих організмів. Вміст Хлору в тілі людини 0,25%, в плазмі крові - 0,35%. У тілі дорослої людини міститься більше 200 г натрій хлориду, з яких 45 г розчинено в крові. У продуктах харчування та природній воді часто недостатньо Хлору для нормального розвитку людини, тому з давніх часів люди підсолюють їжу. Вводять Хлор і в підгодівлю тварин. Рослини ж, на відміну від тварин, ніколи не відчувають дефіциту Хлору. У тварин і людини, йони Хлору беруть участь у підтримці осмотичної рівноваги, хлорид-йон має оптимальний радіус для проникнення через мембрану клітин. Саме цим пояснюється його спільна участь з йонами Натрію і Калію у створенні постійного осмотичного тиску і регуляції водно-сольового обміну.

У тварин і людини, йони Хлору беруть участь у підтримці осмотичної рівноваги, хлорид-йон має оптимальний радіус для проникнення через мембрану клітин. Саме цим пояснюється його спільну участь з йонами натрію і калію у створенні постійного осмотичного тиску і регуляції водно-сольового обміну. Під впливом ГАМК (нейромедіатор) йони Хлору надають гальмуючий ефект на нейрони шляхом зниження потенціалу дії. У шлунку йони Хлору створюють сприятливе середовище для дії протеолітичних ферментів шлункового соку. Хлорні канали представлені в багатьох типах клітин, мітохондріальних мембранах і скелетних м'язах. Ці канали виконують важливі функції в регуляції об'єму рідини, трансепітеліальному транспорті йонів і стабілізації мембранних потенціалів, беруть участь у підтримці рН клітин. Хлор накопичується у вісцеральній тканині, шкірі і скелетних м'язах. Всмоктується Хлор, в основному, в товстому кишечнику. Всмоктування і екскреція Хлору тісно пов'язані з йонами Натрію і бікарбонатами, у меншій мірі з мінералокортикоїдами і активністю $Na + / K + -$ АТФ-ази. У клітинах акумулюється 10-15% всього Хлору, з цієї кількості від 1/3 до 1/2 - в еритроцитах. Близько 85% Хлору знаходиться в позаклітинному просторі. Хлор виводиться з організму в основному з сечею (90-95%), калом (4-8%) і через шкіру (до 2%).

Екскреція Хлору пов'язана з йонами натрію і калію, і реципрокні з (кислотно-лужний баланс).

Добова потреба в Хлорі дорослої людини становить 2-4 г, покривається за рахунок харчових продуктів. З їжею він надходить зазвичай в надлишку у вигляді натрій та калій хлориду. Мінімальна потреба людини в Хлорі становить близько 800 мг на добу. Немовля

отримує необхідну кількість Хлору через молоко матері, в якому міститься 11 ммоль/л Хлору. NaCl необхідний для вироблення в шлунку соляної кислоти, яка сприяє травленню і знищенню хвороботворних бактерій.

Особливо багаті на Хлор хліб, м'ясні й молочні продукти. Також Хлор міститься в таких харчових продуктах: яєчні білки, банани, капуста, петрушка, устриці. Недостача хлорид-йону викликає погіршення травлення, отруєння крові сечею (гематурія).

Хлор у рослинах. Йони Хлору життєво необхідні рослинам. Хлор бере участь в енергетичному обміні у рослин, активуючи окислювальне фосфорилування. Він необхідний для утворення кисню в процесі фотосинтезу ізольованими хлоропластами, стимулює допоміжні процеси фотосинтезу, насамперед ті з них, які пов'язані з акумулюванням енергії. Хлор позитивно впливає на поглинання коренями кисню, сполук калію, кальцію, магнію. Надмірна концентрація іонів хлору в рослинах може мати і негативний бік, наприклад, знижувати вміст хлорофілу, зменшувати активність фотосинтезу, затримувати ріст і розвиток рослин.

Але існують рослини, які в процесі еволюції або пристосувалися до засолення ґрунтів, або в боротьбі за простір зайняли порожні солончаки, на яких немає конкуренції.

Рослини, які ростуть на засолених ґрунтах називаються галофіти, вони накопичують хлориди протягом вегетаційного сезону, а потім позбавляються від надлишків за допомогою листопада або виділяють хлориди на поверхню листя і гілок і мають подвійну вигоду затінюючи поверхню від сонячного світла. У Росії галофіти виростають на соляних куполах, виходах соляних відкладень і засолених низинах навколо соляних озер Баскунчак, Ельтон.

Серед мікроорганізмів, так само відомі галофіли - галобактерії - які мешкають в сильносолених водах або ґрунтах.

Будова. На валентному рівні атома Хлору міститься 1 неспарений електрон: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, тому валентність I для атома Хлору дуже стабільна. За рахунок присутності незайнятої орбіталі d-підрівня, атом Хлору може проявляти і інші валентності. Також відомі сполуки, в яких атом Хлору формально проявляє валентність IV і VI, наприклад ClO_2 і Cl_2O_6 . Проте, ці сполуки є радикалами, тобто у них є один неспарений електрон.

У природних сполуках міститься два стабільні нукліди $^{35}_{17}Cl$ (75,53%) та $^{37}_{17}Cl$ (24,47%). Крім цього існують штучні радіоактивні ізотопи.

Фізичні властивості. Хлор - важкий газ жовтуватого-зеленого кольору з різким, задушливим запахом. При вдиханні дуже подразнює слизову оболонку і викликає гострий кашель, а у великих кількостях - навіть смерть. Під тиском близько 6 атмосфер хлор вже при звичайній температурі скраплюється у жовту важку рідину, яка за нормального тиску кипить при $-34^\circ C$, а при $-102,4^\circ C$ замерзає в жовтувату кристалічну масу. Скраплений хлор зберігають і транспортують у сталевих балонах.

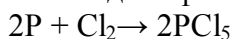
У воді хлор розчиняється добре. В одному об'ємі води за звичайної температури розчиняється понад два об'єми хлору. Розчин хлору в воді називають хлорною водою.

Хімічні властивості. Хлор - хімічно активний неметал, сильний окисник, взаємодіє з більшістю металів і неметалів, за винятком кисню, азоту і вуглецю. Реакція хлору з воднем відбувається на світлі, має ланцюговий характер. Хлор взаємодіє з водою з утворенням хлоридної та хлоратної кислоти, із лугами - з утворенням хлориду й гіпохлориду. Із бромідів, йодидів витісняє відповідні галогени. Насичені вуглеводні вступають з хлором в реакції заміщення, ненасичені - у реакції приєднання.

Хімічні властивості хлору

+Me	$2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$ $2\text{Sb} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{SbCl}_3$ $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$
+ неMe (крім: C, N, O ₂)	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ $5\text{Cl}_2 + 2\text{P} \rightarrow 2\text{PCl}_5$ $2\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{S}_2\text{Cl}_2$
+ F ₂	$\text{Cl}_2 + 3\text{F}_2 \text{ (надл.)} \rightarrow 2\text{ClF}_3$
+ HBr; MeJ	$\text{Cl}_2 + 2\text{HBr} \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{HCl}$ $\text{Cl}_2 + 2\text{NaJ} \rightarrow \text{J}_2 + 2\text{NaCl}$
+ CO	$\text{Cl}_2 + \text{CO} \rightarrow \text{COCl}_2$
+ H ₂ O; луг	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$ на світлі: $2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{HCl} + \text{O}_2$ $3\text{Cl}_2 + 6\text{NaOH} \rightarrow 5\text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
+ Ca(OH) ₂	$\text{Cl}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl(OCl)} + \text{H}_2\text{O}$
+ NH ₃	$4\text{NH}_3 + 3\text{Cl}_2 \rightarrow \text{NCl}_3 + 3\text{NH}_4\text{Cl}$
+ органічна речовина	з насиченими: $\text{CH}_3\text{-CH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} + \text{HCl}$ з ненасиченими: $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cl-CH}_2\text{-CH}_2\text{-Cl}$ ароматичні сполуки в присутності Кат (AlCl ₃ або FeCl ₃): $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} + \text{HCl}$
+ кислота	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{HCl} + \text{S}$

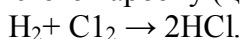
Взаємодія з фосфором:



Сірка з хлором при нагріванні дає не тільки S₂Cl₂, SCl₂, а й інші S_nCl_m.

Миш'як, сурма, вісмут, стронцій, телур енергійно взаємодіють із хлором.

Суміш хлору з воднем горить безбарвним або жовто-зеленим полум'ям з утворенням хлористого карбону (це ланцюгова радикальна реакція):

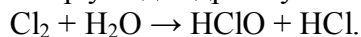


Максимальна температура воднево-хлористого полум'я — 2200°C. Суміші хлору з воднем, що містять від 5,8 до 88,3% H₂, вибухонебезпечні.

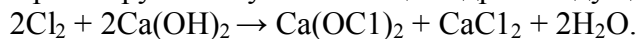
З киснем хлор утворює оксиди: Cl₂O, ClO₂, Cl₂O₆, Cl₂O₇, а також гіпохлорити (солі хлорнуватої кислоти HClO), хлорити (солі хлористої кислоти HCl₂O), хлорати (солі хлорнуватої кислоти HClO₃) і перхлорати (солі хлорної кислоти HClO₄).

Усі оксигенвмісні сполуки Хлору утворюють вибухонебезпечні суміші з речовинами, що легко окиснюються. Оксиди хлору малостійкі й можуть самодовільно вибухати, гіпохлорити при зберіганні повільно розкладаються, хлорати й перхлорати можуть вибухати під впливом ініціаторів.

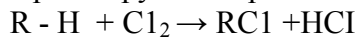
Хлор у воді гідролізується, утворюючи хлорнувату й соляну кислоти:



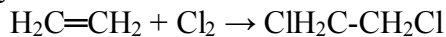
При хлоруванні сухого кальцій гідроксиду одержують хлорне вапно:



При хлоруванні органічних сполук хлор або заміщує Гідроген:



або приєднується за кратними зв'язками утворюючи різні хлоровмісні органічні сполуки:



Хлор утворює з іншими галогенами міжгалогенні сполуки. Фториди ClF , ClF_3 , ClF_5 дуже реакційноздатні; наприклад, в атмосфері ClP_3 скляна вата самозаймається.

Відомі сполуки хлору з киснем і фтором — оксифториди хлору: ClO_3F , ClO_2F_3 , ClOF , ClOF_3 і перхлорат фтору FC1O_4 .

Вплив на живі організми.

Отруєння хлором. Хлор — зеленувато-жовтий газ із різким задушливим запахом, у 2,5 рази важчий за повітря. При виході з ємкостей димить. Добре розчиняється у воді, забруднюючи водойми (усе живе у водоймі гине). Негорючий, але підтримує горіння багатьох органічних речовин: водню, ацетиленометалів. Водень утворює із хлором суміші, що вибухають на сонячному світлі. Точка кипіння $-34,5^\circ\text{C}$, отже, навіть зимою хлор знаходиться в газоподібному стані. Легко зріджується. За тиску 5-7 атм. перетворюється в рідину. Транспортується в балонах і цистернах. При аварії та розливі рідкий хлор випаровується, створюючи з водяними парами білий туман. 1 кг рідкого хлору утворює 35 л газів. Поріг сприйняття — 0,003 мг/л (ледь чутний запах хлору)

На цей час участь Хлору у виникненні окремих захворювань у людини вивчено недостатньо добре, головним чином через малу кількість досліджень. Досить сказати, що не розроблені навіть рекомендації щодо норми добового споживання Хлору. М'язова тканина людини містить 0,20-0,52% Хлору, кісткова - 0,09%; в крові - 2,89 г/л. В організмі середньої людини (маса тіла 70 кг) 95 г Хлору. Щодня з їжею людина отримує 3-6 г Хлору, що з надлишком покриває потребу в цьому елементі.

Отруєння у тварин викликає занепокоєння, потім млявість; подразнення слизових оболонок. При високих концентраціях спочатку короточасна затримка дихання, потім задишка, тварина закидає голову і ніби ловить повітря. Пізніше дихання дещо сповільнюється. Пульс спочатку прискорений, потім уповільнений. Кров'яний тиск падає. Температура тіла знижується. Розвивається набряк легенів; кров у легенях згущується максимально через 5-6 год. При важких отруєннях сильний лейкоцитоз. Веллінг відзначає повний паралелізм між змінами в периферичній крові і в кістковомозковій пунктаті. На розтині - ураження трахеї та бронхів; набряк, повнокров'я, емфізема та крововилив у легенях; крововилив у м'язі серця, порушення кровообігу та дегенеративно-некробіотичні зміни гангліозних клітин головного мозку і вузлів вегетативної нервової системи; повнокров'я внутрішніх органів. У слизових носа і придаткових порожнин різка вакуолізація клітин миготливого епітелію; місцями повне руйнування їх. Якщо перехворіли тварини виживають, у них часто залишаються значні зміни з боку дихальних шляхів і легенів у вигляді бронхоектазів та інтерстиціальних пневмоній. У морських свинок, кроликів і кішок 0,01 мг/л викликає уже помітне роздратування; 0,09 мг/л небезпечні для життя при дії протягом декількох годин; при 0,9 мг/л смерть настає після годинного впливу (Lehmann). Для мишей при 30-хвилинному вдиханні $\text{LK50} = 0,36$ мг/л (Schlagbauer, Henschler).

Отруєння у людини високими концентраціями може призвести до блискавичної смерті через рефлекторне гальмування дихального центру. Постраждалий задихається, синіє, бігає, робить спробу втекти, але одразу падає, рухи стають некоординовані, свідомість втрачається, пульс робиться частим, потім ниткоподібним. На розтині особливих змін не виявляється. При менших концентраціях Хлору рефлекторна зупинка дихання коротше; через кілька секунд дихання відновлюється, але стає поверхневим, судомним, паузи між дихальними рухами

частими й тривалішими, дихання зупиняється через 5-25 хв. після вдихання газу; серце, хоч і ненадовго, переживає зупинку дихання. Смертельний результат пояснюється хімічним опіком легенів. При розтині легені здаються зменшеними в розмірі і мають характерний жовтувато-бурий глинистий колір, тканина легень втрачає еластичність. набряк легеневої тканини незначний або відсутній (Пожарский).

При отруєнні середніми і низькими концентраціями - різкі за грудинні болі, печіння і різь в очах, слезотеча, болісний сухий кашель. Хворий часто збуджений, в інших випадках, навпаки, пригнічений. Через 2-3 год. розвивається легеневий набряк. Явища подразнення дихальних шляхів стихають, хворий заспокоюється. Кашель робиться менш болісним, збільшується задишка, пульс прискорений, починається відділення мокроти із слизом та відхаркування пінистої жовтої або червоної рідини. Кров темна, густа, легко згортається, що призводить іноді до закупорки вен, особливо на ногах. Вологі та сухі хрипи зберігаються досить довго після зникнення інших симптомів. Повнокров'я і набряклість слизових зів, гортані, голосових зв'язок; плями епітелію, що розпадається, які не зникають з розвитком легеневого набряку. Гостра емфізема легенів, перкуторно визначається ще в рефлекторній фазі, може виявитися стійким наслідком отруєння. Але стадія набряку легенів може і не розвинути або бути вираженою мізерно (Лихачов). Іноді отруєння, перенесене в перші дні на ногах, через кілька днів закінчувалося смертю (Hamilton).

Отруєння дуже малими концентраціями найбільш часті у виробничих умовах. Супроводжуються вони почервонінням кон'юнктиви, м'якого піднебіння і глотки, бронхітом (зазвичай, астмоїдного характеру), невеликий емфіземою легенів, легкої задишкою, охриплістю, відчуттям тиску в грудях, часто блювотою. набряк легенів, якщо і розвивається, то на фоні раніше виявленого трахеобронхіту. У крові в перший день лейкоцитоз, ієйтрофілія, зсув формули вліво; на 2-3 день, навпаки, лімфоцитоз. Зміни кісткового мозку звичайно говорять про посиленій лейкопоез зі зрушенням кісткомозкової формули вліво за рахунок появи більш молодих клітинних форм (Окунева). У сечі іноді з'являється білок.

Отруєння хлором може активізувати туберкульозний процес в легенях.

У загиблих людей спостерігаються ті ж зміни, що й у тварин. Як віддалені наслідки при отруєнні хлором описані бронхоектази, емфізема легенів, гіалінізація і тромбоз стінок судин, гіпертрофія стінок правого шлуночка з наступною декомпенсацією (Абрикосов; Пожарській; Багірова; Марцинковський).

При 0,001-0,006 мг/л помітно подразнюючу дію; 0,012 мг/л - переносяться навіть при короткочасному впливі; 0,1-0,2 мг/л небезпечні для життя навіть при 0,5-1-годинному впливі.

Техніка безпеки при роботі з хлором. Відповідно до вимог техніки безпеки при роботі з хлором в лабораторних умовах. Робота з хлором повинна проводитися в денну зміну при дотриманні наступних вимог:

- перший дослід проводиться науковим співробітником і лаборантами спільно;
- приміщення, в якому постійно проводиться робота з хлором, повинно бути обладнане припливно-витяжною вентиляцією підвищеної ефективності (15-20-кратний обмін повітря) з можливістю включення її ззовні лабораторії; температура повітря в приміщенні не повинна перевищувати 25°C;
- робота повинна проводитися тільки під тягою і з забезпеченням швидкості руху повітря при відкритих дверцятах шафи не менше 1 м/с і сигналізацією вентиляційних пристроїв;
- в лабораторії, у відомому і доступному всім місці, повинні зберігатися киснева подушка і протигаз, за розмірами підігнані для кожного працюючого, на аварійний випадок;
- витрата хлору не повинна перевищувати 0,75 кг на годину, тому що при більш швидкому відборі балон може замерзнути.

У всіх випадках виявлення хлору спеціальним газоаналізатором в робочому приміщенні особи, які безпосередньо з ним працюють, повинні надіти протигаз, негайно евакуювати персонал, включити аварійну вентиляцію, відкрити вікна, встановити причину витоку газу,

усунути її і провести дегазацію приміщення. Вся ця робота повинна проводитися не менш ніж двома працівниками.

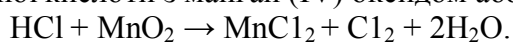
При евакуації персоналу у разі необхідності слід застосувати змочену в розчині гіпосульфїту з содою марлю, яку слід роздати евакуйованим для закривання рота і носа до виходу із зараженої зони.

При неможливості усунення неполадок, що викликає витік хлору з малогабаритного балона, слід негайно, помістивши такий балон у спеціальну ємність з кришкою, що герметично закривається, винести його з лабораторії на балонний склад.

На складі повинна бути обладнана ванна, в якій при необхідності готується 20% розчин гіпосульфїту з содою для занурення в нього несправного балона з метою нейтралізації хлору.

Установка (схема), в якій використовується хлор, повинна бути, герметичною, в ній повинні передбачатися необхідність перевірки тиском, який в 1,5-2 рази перевищує робочий, можливість продування сухим азотом і спеціальні заглушки для закривання штуцера балона і кінців з'єднувальних трубок установки по закінченні роботи на ній.

Добування хлору. Хлор почали одержувати *в промисловості* в 1785 році взаємодією соляної кислоти з манган (IV) оксидом або піролюзитом:

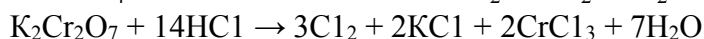
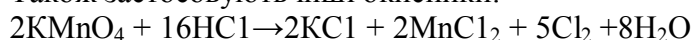


У 1867 році англійський хімік Г. Дікон розробив спосіб отримання хлору окиснюванням HCl киснем повітря за присутності каталізатора. З кінця XIX - початку XX ст. хлор одержують електролізом водних розчинів хлоридів лужних металів. За цими методами у 70-х роках XX ст. вироблялося 90-95% хлору у світі. Невелику кількість хлору одержують попутно при виробництві магнію, кальцію, натрію й літію електролізом розплавів хлоридів.

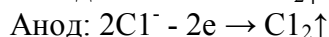
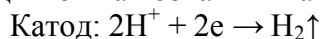
У лабораторних умовах хлор звичайно одержують взаємодією хлоридної кислоти HCl з манган (IV) оксидом MnO₂ (це також і перший промисловий метод одержання):



Також застосовують інші окисники:



У техніці хлор одержують електролізом водного розчину NaCl. Натрій хлорид у водному розчині дисоціює на йони Натрію і Хлору. Таким чином, до катоду притягуються катіони Натрію і катіони Гідрогену, а до аноду — аніони Хлору і аніони гідроксили. Катіони Гідрогену відновлюються легше, ніж катіони Натрію, а аніони Хлору окиснюються легше, ніж аніони гідроксили. Тому на катоді виділяється водень, а аноді — хлор. Електродні реакції можна позначити такими рівняннями:



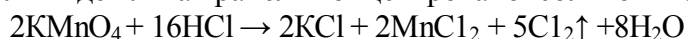
Добування в лабораторії. Для отримання хлору використовуються процеси, основані на окисненні хлороводною сильними окисниками.

Отримання хлору з хлористоводневої кислоти дією різних окисників.

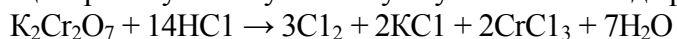
1. Насипати в пробірку невелику кількість манган (IV) оксиду і додати концентровану соляну кислоту. Обережно понюхати, направляючи до обличчя, струмінь хлору рухом кисті руки.



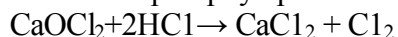
2. Покласти в пробірку 2-3 кристали калій перманганату і поставити її в штатив. Обережно долити декілька крапель концентрованої соляної кислоти.



3. Опустити на дно пробірки трохи тонко подрібненого калій дихромату і додати концентровану соляну кислоту. Суміш злегка підігріти.

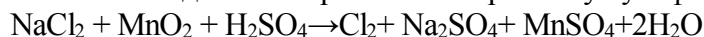


4. Покласти в пробірку трохи хлорного вапна і додати 20% розчин соляної кислоти.

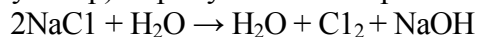


Отримання хлору з натрій хлориду.

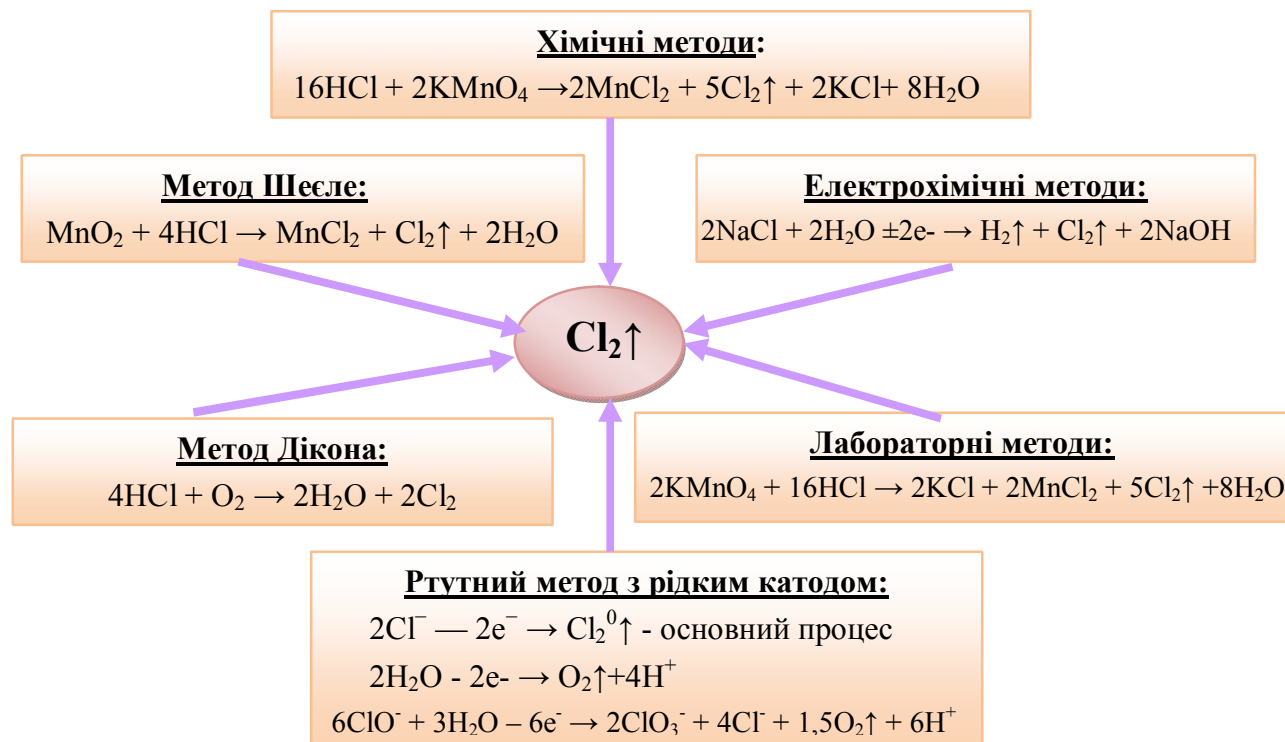
Помістити в пробірку трохи суміші натрій хлориду та манган (IV) оксиду, обережно підлити з піпетки декілька крапель 96% розчину сульфатної кислоти. Суміш злегка підігріти.



Зібрати прилад для електролізу. Включити в ланцюг реостат на 10-20 Ом і амперметр на 2-3 А. Налити в S-подібну трубку насичені розчини натрій хлориду. Опустити (на 1/3) в розчин вугільні електроди. Приєднати кінці дровів до джерела постійного струму (акумулятор) і пропустити електричний струм.



Способи добування хлору



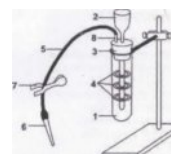
Отримання хлору окисненням соляної кислоти калій перманганатом.

Зібрати прилад. У колбу 1 насипати 10-15 г калій перманганату. У крапельну воронку 2 налити 37% розчин соляної кислоти, в циліндр 3 - насичений розчин натрій хлориду, в промивалки 4 - трохи концентрованої сульфатної кислоти. Газовідвідну трубку приладу помістити в пробірку 5, охолоджувану зовні твердим вугільним ангідридом (сухим льодом), змоченим ацетоном.

Переливаючи по краплях з воронки 2 сульфатної кислоту, вийде рівномірний струм хлору. Після того, як в приймачі збереться 2-3 мл. рідкого хлору, від'єднати прилад від промивалки 4. Розлити отриманий хлор у п'ять банок, і закрити з скляними пластинками.

Прилад для отримання газів. Складається (мал.) з пробірки (1), воронки (2) з довгим відростком, вставленої в гумову пробку (3), трьох нерухомих чашок-насадок (4) з бортиками і отворами в дні чашок, газовідвідної гумової трубки (5), наконечника (6), пружинного затиску (7) і скляною вивідної трубки (8). У приладі можна отримати невеликі кількості газів: водню, вуглекислого газу, хлору.

При проведенні дослідів в чашки-насадки поміщають тверді речовини.



- Для досліду використовують прилад в повністю зібраний як показано на малюнку. Виймають з пробірки з відведенням воронку.

2. На дно пробірки насипають на кінчику ложки-дозатора калій перманганат (тільки закрити дно пробірки).
 3. У рухливі чашки-насадки на відростку воронки поміщають знизу вгору:
 - у першу - шматочок фільтрувального паперу, змочений розчином калій (натрій) броміду;
 - у другу - шматочок фільтрувального паперу, змочений розчином калій (натрій) йодиду;
 - у третю - шматочок кольорової вологої тканини.
 4. Чашки рівномірно розподіляють по довжині відростка.
 5. Вставляють лійку (із заповненими чашками-насадками) у пробірку з відведенням.
 6. Опускають скляний наконечник газовідвідної трубки в склянку (або пробірку) з розчином лугу.
 7. Вливають у воронку (при відкритому затиску!) 3-5 крапель соляної кислоти (1:1). За відросток воронки кислота стікає на дно пробірки і взаємодіє з калій перманганатом. В результаті їх взаємодії утворюється хлор, який, піднімаючись вгору, витісняє вільний бром і йод з їхніх солей.
 8. Спостерігають зміну кольору шматочків фільтрувального паперу в чашках-насадках:
 - у нижній чашці з'являється червоно-бурий колір брому;
 - в середній чашці - темно-фіолетовий колір йоду;
 - у верхній чашці відбувається знебарвлення кольорової тканини.
- Залишки хлору, який не про взаємодіє, поглинаються розчином лугу.

Застосування Хлору. Щорічно у світі отримують багато хлору. Велика частина витрачається на хлорування органічних сполук - для отримання розчинників, синтетичного каучуку, полівінілхлориду та інших пластмас, хлоропренового каучуку, пестицидів, лікарських засобів, багатьох інших потрібних і корисних продуктів. А також для синтезу хлороводню, хлоридної кислоти та неорганічних хлоридів. Вологий хлор є сильним відбілювачем. Застосовується у целюлозно-паперовій промисловості для відбілювання деревної пульпи, для очищення води.

У порівняно невеликих кількостях хлор використовують у металургійній промисловості. З його допомогою отримують дуже чисті метали - титан, олово, тантал, ніобій. Спалюванням водню в хлорі отримують хлороводень, а з нього - соляну кислоту. Хлор застосовують також для виробництва відбілюючих речовин (гіпохлоритів, хлорного вапна) і знезараження води хлоруванням. В основному хлор використовують в рідкому і газоподібному стані.

Дезінфекція води хлором. Найперша пропозиція хлорувати воду було висловлено доктором Робле Данлінгсенем в 1835 р. ще до того, як було виявлено, що вода може бути переносником хвороботворних бактерій.

До 1846 р. відноситься перша згадка про використання хлору як бактерицидного засобу - доктор Семмелвейс в головному госпіталі м. Відня використовував хлорну воду для миття рук перед оглядом хворих. А в 1881 р. німецький бактеріолог Роберт Кох продемонстрував, що чисті культури бактерій можуть бути зруйновані хлоровмісним розчином - гіпохлоритом натрію.

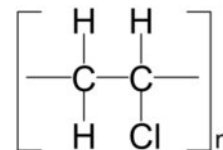
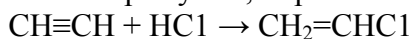
За останні 100 років хлор став практично універсальним засобом для обробки питних і стічних вод

Окрім головної функції - дезінфекції, завдяки унікальним окиснювальним властивостям і консервації ефекту післядії, хлор служить і іншим цілям - контролю за смаковими якостями і запахом, запобігання росту водоростей, підтримання в чистоті фільтрів, видалення заліза і марганцю, руйнування сірководню, знебарвлення, руйнування гідроген сульфід, ціанідів, амоніаку та інших сполук Нітрогену і органічних сполук (феноли). У цьому сенсі ні одна з альтернативних хлору сполук не може зрівнятися з ним по універсальності і простоті застосування. Застосовується в газоподібному вигляді, вимагає дотримання найсуворіших заходів безпеки.

Найпоширеніший спосіб знезаражування питної води заснований на здатності вільного хлору і його сполук пригнічувати ферментні системи мікроорганізмів каталізуючі окисно-відновні процеси. Для знезаражування питної води застосовують: хлор, хлору (IV) оксид, хлорамін і хлорне вапно. САНПИН 2.1.4.1074-01 установлює наступні межі (коридор) припустимого змісту вільного залишкового хлору в питній воді централізованого водопостачання 0,3-0,5 мг/л. Матеріали, з яких виготовлені водопровідні труби, по різному взаємодіють із хлорованою водопровідною водою. Вільний хлор у водопровідній воді суттєво скорочує термін служби трубопроводів на основі поліолефінів: поліетиленових труб різного виду, у тому числі зшитого поліетилену, більші відомого як ПЕКС (PEX, PE-X). Найкращі результати щодо стійкості та довговічності при взаємодії із хлорованою водою демонструють мідні водопровідні труби.

Виробництво полівінілхлориду. ПВХ (так часто полівінілхлорид позначають у літературі) - це полімер, в молекулі якого на ланцюжок вуглецевих атомів «нанизані» атоми Гідрогену і Хлору:

У цьому ланцюжку може бути кілька тисяч ланок. Полівінілхлорид утворюється при полімеризації вінілхлориду, що найчастіше отримують, обробляючи ацетилен хлороводнем:



Також хлор використовують і в сільському господарстві. Виробництво хлорорганічних інсектицидів - речовин, що вбивають шкідливих для посівів комах, але безпечні для рослин. На отримання засобів захисту рослин витрачається значна частина добутого хлору. Один з найважливіших інсектицидів - гексахлорциклогексан (часто званий гексахлораном). Ця речовина вперше синтезовано ще в 1825 р. Фарадеєм, але практичне застосування знайшла тільки через 100 років - у 30-х роках ХХ століття.

Використовувався як бойова отруйна речовина, а також для виробництва інших бойових отруйних речовин: іприту, фосгену.

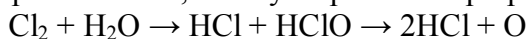
Основна маса хлору (до 50%) витрачається на хлорування органічних сполук. Одержані продукти використовують для виготовлення: ізоляції для дротів, віконних профілів, пакувальних матеріалів, грамплатівок, іграшок, одягу, взуття, лінолеуму, лаків, пінопластів, будівельних матеріалів.

Сполуки хлору.

Хлорне вапно на повітрі виділяє хлор, який надає дезінфікуючу дію, застосовується для дезінфекції вигрібних ям, туалетів і в практиці дегазації іприту.

Хлорамін Б - антисептичний і дезінфікуючий засіб, розчини хлораміну при впливі на тканини виділяють активний хлор і кисень, чим і обумовлені їх бактерицидні властивості. Хлорамін застосовується для лікування інфікованих ран і порожнин, для знезараження рук, для дезінфекції неметалевих інструментарію.

Відбілюючі властивості хлору відомі з давніх часів, хоча не сам хлор «відбілює», а атомарний кисень, який утворюється при розпаді хлорноватистої кислоти:



Цей спосіб відбілювання тканин, паперу, картону використовується вже кілька століть.

Використання:

- у харчовій промисловості зареєстрований у якості харчової добавки E925;
- у хімічному виробництві соляної кислоти, хлорного вапна, бертолетової солі, хлоридів металів, отрут, ліків, добрив;
- у металургії для виробництва чистих металів: титану, олова, танталу, ніобію;
- як індикатор сонячних нейтрино в хлороаргонних детекторах.

Багато розвинених країн прагнуть обмежити використання хлору в побуті, тому, що при спалюванні хлоровмісного сміття утворюється значна кількість диоксинів.

Препарати хлору в медицині.

Натрій хлорид (NaCl, або ж у побуті просто сіль) — це тверда, прозора (у чистому вигляді) хімічна сполука з іонною кристалічною структурою, солонка на смак. Під час

розчинення у воді повністю дисоціює на катіони натрію та хлорид-аніони. Розчин натрій хлориду - близький за складом до екстрацелюлярної рідини (ізотонічний розчин), використовується для гідратації; як допоміжна речовина - для розчинення лікарських препаратів.

Кальцій хлорид (CaCl_2). Зареєстрований у якості харчової добавки E509. Вважається нешкідливим (як добавка). Кальцій хлорид усуває дефіцит йонів кальцію. Йони кальцію беруть участь у передачі нервових імпульсів, скороченні гладкої і скелетної мускулатури, у функціональній діяльності міокарда, згортанні крові; необхідні для формування тканини кісток, функціонування інших систем і органів. Концентрація йонів кальцію в крові зменшується при багатьох патологічних процесах, виражена гіпокальціємія сприяє виникненню тетанії. Кальцій хлорид, крім усунення гіпокальціємії, зменшує проникність судин, виявляє протиалергічну, протизапальну і кровоспинну дію.

У медицині широко використовуються бактерицидні властивості хлоровмісних препаратів. Бактерицидний ефект надає вільний хлор, що звільняється у водних розчинах, і хлорнуватиста кислота. Атомарний хлор викликає денатурацію білків в цитоплазмі мікроорганізмів. Атомарний кисень, що утворюється при розпаді хлорнуватистої кислоти, підсилює бактерицидний ефект. Для препаратів хлору типовими є, дезодоруюча, інсектицидна і дегазуюча активності. У білковому середовищі їх антибактеріальна дія знижується. Слід мати на увазі, що більшість з них викликає корозію металів, знебарвлює і руйнує тканини.

Вираженими антисептичними та дезодоруючими властивостями, володіють органічні сполуки хлору - хлорамін і моналазон динатрій (пантоцид).

Хлорамін (NH_2Cl) - (білий кристалічний порошок із слабким запахом хлору) розчинний у воді (краще гарячій), спирті. Хлорамін володіє і бактерицидною дією відносно грампозитивних і грамнегативних бактерій (включаючи мікобактерії туберкульозу), віруліцидною дією (включаючи збудників поліомієліту, гепатиту В і ВІЛ-інфекції), фунгіцидною активністю, у тому числі збудників кандидозу і дерматофіти.

Пантоцид (Pantosept) (N-дихлор-пара-карбоксибензолсульфамід) - дезінфікуючий засіб, антисептик. Використовується для дезінфекції води в польових умовах. Входить до складу військової аптечки.

Гіпохлорит натрію (NaClO) - засіб дезінфекції. Використовується у комплексі профілактичних заходів, направлених на обмеження лікарняних інфекцій.

Особливості роботи та заходи безпеки

Хлор - токсичний задушливий газ, при попаданні у легені викликає опік легеневої тканини, задуху. Подразнюючу дію на дихальні шляхи має при концентрації в повітрі близько 0,006 мг/л (тобто в два рази вище за поріг сприйняття запаху хлору). Хлор був одним з перших хімічних отруйних речовин, використаних Німеччиною в Першу світову війну. При роботі з хлором слід користуватися захисним спецодягом, протигазом, рукавичками. На короткий час захистити органи дихання від потрапляння в них хлору можна тканинною пов'язкою, змоченою розчином сульфиту натрію Na_2SO_3 або тіосульфату натрію $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

ГДК хлору в атмосферному повітрі наступні: середньодобова - 0,03 мг/м³; максимально разова - 0,1 мг/м³; в робочих приміщеннях промислового підприємства – 1 мг/м³.

Зберігання хлору. Вироблений хлор зберігається в спеціальних «танках» або закачується в спеціальні сталеві балони високого тиску. Балони з рідким хлором під тиском мають спеціальне забарвлення - захисний колір. Слід пам'ятати, що при тривалій експлуатації балонів з хлором в них накопичується вибуховий нітроген трихлористий, і тому балони з хлором повинні проходити планову промивку та очищення від хлориду нітрогену.

Розчинність		
№	Розчинник	
1.	Бензол	розчинний
2.	H ₂ O (0 °C)	1,48
3.	H ₂ O (20 °C)	0,96
4.	H ₂ O (25 °C)	0,65
5.	H ₂ O (40 °C)	0,45
6.	H ₂ O (60 °C)	0,38
7.	H ₂ O (80 °C)	0,22
8.	Тетрахлорметан (0 °C)	31,4
9.	Тетрахлорметан (19 °C)	17,61
10.	Тетрахлорметан (40 °C)	11
11.	Хлороформ	добре розчинний
12.	TiCl, SiCl, SnCl ₄	розчинний

Фізичні властивості хлору		
№	Властивість:	Значення:
1.	колір (газ)	жовто-зелений
2.	t _{кипіння}	-34 °C
3.	t _{плавлення}	-100 °C
4.	t _{розпаду} (дисоціація на атоми)	-1400 °C
5.	густина (газу н.у.)	3,214 г/л
6.	ϵ спорідненість до атома	3,65 eВ
7.	1 енергія іонізації	12,97 eВ
8.	теплоємність (298К, газ)	34,94 Дж/моль·К
9.	критична t ⁰	144 °C
10.	критичний тиск	76атм
11.	стандартна ентальпія утворення	0 (кДж/моль·К)
12.	стандартна ентропія утворення	222,9 (кДж/моль·К)
13.	ентальпія плавління	6,406 (кДж/моль)
14.	ентальпія кипіння	20,41(кДж/моль)
15.	енергія гемолітичного розриву зв'язку Х-Х	243 (кДж/моль)
16.	енергія гетеролітичного розриву зв'язку Х-Х	1150 (кДж/моль)
17.	енергія іонізації	1255 (кДж/моль)
18.	енергія спорідненості до e ⁻	349 (кДж/моль)
19.	атомний радіус	0,073 (кДж/моль)
20.	електровід'ємність по Полінгу	3,20
21.	електровід'ємність за Оллредом-Роховим	2,83
22.	стійкі ступені окиснення.	-1, 0, +1, +3, (+4), +5, (+6), +7

Валентність	Можливі ступені окиснення	Електронний зміст валентного рівня	Приклади сполук:
I	+1; -1	3s ² 3p ⁵	NaCl; NaIO

III	+3	$3s^23p^43d^1$	NaClO_2
V	+5	$3s^23p^33d^4$	KClO_3
VII	+7	$3s^23p^33d^3$	KClO_4

Таблиця ізотопів хлору

Символ ізотопу	Z(p)	N(n)	Маса ізотопу	Період піврозпаду	Ядерний спіні	Місткість ізотопу в природному елементі	Варіація вмісту ізотопу в природному елементі
	excitation energy						
^{28}Cl	17	11	28,02851(54)		(1+)		
^{29}Cl	17	12	29,01411(21)	<20 нс	(3/2+)		
^{30}Cl	17	13	30,00477(21)	<30 нс	(3+)		
^{31}Cl	17	14	30,99241(5)	150(25) ms	3/2+		
^{32}Cl	17	15	31,985690(7)	298(1) ms	1+		
^{33}Cl	17	16	32,9774519(5)	2,511(3) сек	3/2+		
^{34}Cl	17	17	33,97376282(19)	1,5264(14) сек	0+		
^{34m}Cl	146,36(3) кэВ			32,00(4) хв	3+		
^{35}Cl	17	18	34,96885268(4)	Стабільний	3/2+	0,7576(10)	0,75644-0,75923
^{36}Cl	17	19	35,96830698(8)	3,01(2)E+5 років	2+		
^{37}Cl	17	20	36,96590259(5)	Стабільний	3/2+	0,2424(10)	0,24077-0,24356
^{38}Cl	17	21	37,96801043(10)	37,24(5) хв	2-		
^{38m}Cl	671,361(8) кэВ			715(3) ms	5-		
^{39}Cl	17	22	38,9680082(19)	55,6(2) хв	3/2+		
^{40}Cl	17	23	39,97042(3)	1,35(2) хв	2-		
^{41}Cl	17	24	40,97068(7)	38,4(8) сек	(1/2+,3/2+)		
^{42}Cl	17	25	41,97325(15)	6,8(3) сек			
^{43}Cl	17	26	42,97405(17)	3,07(7) сек	3/2+		
^{44}Cl	17	27	43,97828(12)	0,56(11) сек			
^{45}Cl	17	28	44,98029(13)	400(40) ms	3/2+		
^{46}Cl	17	29	45,98421(77)	232(2) ms			
^{47}Cl	17	30	46,98871(64)	101(6) ms	3/2+		
^{48}Cl	17	31	47,99495(75)	100 ms [>200 нс]			
^{49}Cl	17	32	49,00032(86)	50 ms [>200 нс]	3/2+		
^{50}Cl	17	33	50,00784(97)	20 ms			
^{51}Cl	17	34	51,01449(107)	2 ms [>200 нс]	3/2+		

**Пізнавальні задачі
I рівень**

- Суміш

цинку і кальцій карбонату обробили надлишком соляної кислоти. При цьому виділилось 17,92 л газів (н.у.). Після пропускання утвореної суміші газів через розчин калій гідроксиду утворився калій карбонат, а об'єм газової суміші зменшився на 8,96 л. Розрахуйте масу суміші.
- При

обробці калій гідроксиду надлишком соляної кислоти, утворилося 22,35 г калій хлориду і виділилось 4,48 л газу (н.у.). Розрахуйте масові частки речовин у складі вихідної суміші.

3. Визначте
масову частку соляної кислоти у розчині, одержаному розчиненням 33,6 л хлороводню в 245,25 г води (н.у.).

II рівень

4. Установіть
для хлору послідовність величин: маса (г) → кількість речовин (моль) → об'єм (н.у., л) → кількість молекул → кількість атомів:

А $6,02 \cdot 10^{22}$; Б 2,24; В 7,1; Г $1,204 \cdot 10^{23}$; Д 0,1

5. Густина
хлору при температурі 20°C - 2,96 г/л. Обчисліть масову частку (%) хлору в хлоридній воді (розчинність хлору при 20°C – 300 мл води).

6. Для
лікування виразок застосовують (як зовнішній засіб) гіпертонічні розчини з масовими частками натрій хлориду 3%, 5% і 10%. Які маси натрій хлориду треба розчинити у воді масою 100 г, щоб добути такі розчини? (Відповідь: 23,09 г; 5,26 г і 11,11 г).

III рівень

7. Для боротьби з буряковим довгоносиком застосовують розчин барій хлориду, виготовлений розчиненням у воді об'ємом 10 л кристалогідрату $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ масою 500 г. Обчисліть масову частку безводного барій хлориду в добутому розчині. (Відповідь: 4%)

8. У
медичній практиці широко застосовують фізіологічний розчин, у якому масова частка натрій хлориду становить 0,85%. Обчисліть:

а) масу солі і дистильованої води, які необхідні для виготовлення розчину масою 5 кг;

б) масу солі, яка вводиться в організм при вливанні розчину масою 400 г.

(Відповідь: а) 0,0425 кг і 4,9575 кг; б) 3,4 г).

9. На
консервних заводах засолюють огірки в розчині з масовою часткою кухонної солі 5%. Обчисліть масу солі і масу води, які потрібно взяти, щоб утворився розсіл масою 16000 кг. (Відповідь: 800кг і 15200кг.)

Бром

Хімічний символ: Br

Порядковий номер: 345

Атомна маса: 79,904 а.о.м.

Електронна конфігурація: $3d^{10}4s^24p^5$

Електронегативність (за Полінгом) 2,8

Ступені окиснення: -1; 0; +1; +2; +3; +4; +5; +6; +7

Історія відкриття. Бром ще порівняно «молодий» елемент: з тих пір, як він став відомий людству, пройшло лише близько 180 років. Історія його відкриття цікава перш за все тим, що яскраво показує, наскільки тоді «назріли» деякі відкриття, наскільки вони «носилися в повітрі». Бром був відкритий майже одночасно, після хлору і йоду, відразу декількома хіміками.

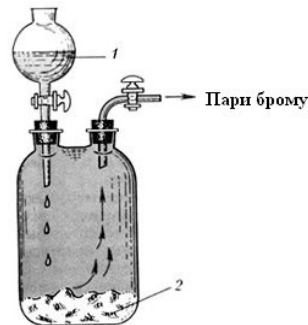
У 1825 р. в хімічну лабораторію Гейдельберга (Німеччина) прийшов новий студент - Карл Левіга. Він відразу ж зацікавив свого вчителя - професора Леопольда Гмеліна - привезеною з дому, якоюсь дивною рідиною. Левіга отримав цю рідину таким шляхом: він пропустив хлор у розчин, який залишався після кристалізації солей, з одного джерела на його батьківщині. Утворену речовину він витягнув ефіром, а потім відігнав ефір і в результаті отримав якусь важку темно-червону рідину з дуже неприємним запахом.

Професор Гмелін запропонував Левіга отримати дещо більшу кількість цієї рідини і докладно вивчити її властивості. Левіга з ретельністю прийнявся за роботу, як раптом в 1826 р. в одному з паризьких наукових журналів з'явилася стаття хіміка А.Ж. Балар про відкриття ним нової речовини з властивостями, настільки подібними з тими, якими володіла темно-червона рідина Левіга, що не залишалося жодного сумніву в тому, що французький хімік випередив німецького.

Балар зробив своє відкриття зовсім молодою людиною. Він обіймав скромну викладацьку посаду в коледжі м. Монпельє, де навчався раніше і сам. Вивчаючи флору соляних боліт, Балар знайшов осад якихось солей, викристалізованих з маткових розчинів після видобутку з них звичайної солі. Бажаючи знайти будь-яке застосування цим солям, він почав визначати цей осад, використовував велику кількість різних реактивів, виконав багато різноманітних дослідів. У ході цих дослідів від його уваги не могла вислизнути одна обставина: кожного разу, коли він пропускав через розчин залишкових солей хлор, цей розчин ставав червоно-бурим.

Балар ще ближче став до відкриття, коли помітив, що отриманий із золи водорості Fucus луг при обробці його хлорною водою з крохмалем виявляв незвичайні властивості - після деякого часу в рідині з'являлися два шари: один (нижній) - синій, а інший (верхній) - інтенсивного жовтого кольору.

Перед 23-річним хіміком постало важке завдання - пояснити це явище. Він правильно зробив висновок, що нижній шар містив йод і що синє забарвлення викликане сполукою йоду з крохмалем. Але що ж полягало у верхньому шарі? Балар висловив два припущення: у верхньому шарі є або сполука йоду з хлором, або новий, ще невідомий елемент. Йому здалася більш імовірною перша гіпотеза. Він почав шукати способи розкладання цієї імовірної речовини на йод і хлор, виконав безліч експериментів, але так нічого і не домігся. Тоді йому нічого не залишалося зробити, як визнати, що верхній шар містив новий, ще нікому не відомий елемент. Історія показала, що Балар мав рацію, зробивши це сміливе припущення.



Отримання брому
1 – H_2SO_4 конц.; 2 – NaBr

У листі П.Л. Дюлонга до Й.Я. Берцеліуса, написаному в липні 1826 р., є цікаві рядки, що відносяться до цього відкриття: «Тут є свіжа новина. Це нова проста речовина, яка повинна знайти місце між хлором і йодом. Автор цього відкриття - Балар з Монпель. Це нова речовина, яку він назвав муріди, знаходиться в морській воді. Він витягнув його з маткових розсолів Монпельє шляхом насичення хлором і відгону. Він отримав темно-червону рідку речовину, киплячу при 47°C. Пари схожі на утворені нітратною кислотою. Його питома вага 3 (за сучасними визначеннями температура кипіння бромю ~ 59°C, а питома маса ~ 3,1 г/см³). Зберігається вона під сірчаної кислотою. Вона з'єднується з металами, дає нейтральні сполуки, кілька летючих сполук, чудову сполуку «muride potassium» (бромистий калій)». Балар за порадою своїх вчителів Ангада і Етьєна Бернара надіслав до Паризької академії наук повідомлення про своє відкриття. У 1826 р. воно було заслухано і потім надруковано.

Спеціальна комісія у складі знаменитих хіміків Л.М. Воклена, Л.Ж. Тенар і Ж.Л.Гей-Люссака повторила всі досліди Балар і визнала правильність його висновків. «Я і зараз ще бачу, - писав згодом К. Дюма, - з яким інтересом передавалася з рук в руки по рядах нашим колегам запкрита трубочка із зразком нової речовини, відкритої в глибокій провінції молодим аптекарським учнем. Це було великою подією». За пропозицією комісії назву для елемента (муріди), спочатку дане Баларом, було змінено на бром (за його різкого запаху)

Згодом Балар ще більш ретельно вивчив властивості бромю. Він знайшов, що бром можна отримати, як і хлор, з його солей при взаємодії з сульфатною кислотою і манган (IV) оксидом. «Так само як ртуть є єдиний метал, - говорив Балар, - який має рідкий стан при звичайній температурі, бром є єдиним рідким неметалом».

За відкриття бромю Балар була присуджена велика медаль Лондонського королівського товариства, яка давалася лише за великі наукові заслуги. Згодом Балар займав високі наукові посади і своєю участю багато сприяв науковій кар'єрі Л. Пастера.

Балар вирвав відкриття бромю не в одного Левіга, тоді ще нікому не відомого студента. На грані його відкриття стояли декілька хіміків. У 1824 р. з великих кількостей нечистої кам'яної солі дією концентрованої сульфатної кислоти отримав якусь червоно-буру рідину хімік Д. Джос; в 1826 р. він знову отримав з розчину таку ж рідину. Це був, поза сумнівом, бром. Але дослідник не зробив зі своїх експериментів необхідних висновків і пройшов повз відкриття, яке було вже в його руках. У тому ж році вільний бром спостерігав Мейеснер, але і він не надав належного значення своїм спостереженням. Та ж сама історія, пов'язана з відкриттям цього елемента, сталася з великим хіміком Ю. Лібіхом, який також отримав бром, але дістався він все ж Балару. Подальші дослідження Лібіха привели його до висновку, що бром - дійсно новий елемент.

Назву Бромю запропонував Жозеф-Луї Гей-Люссак. Вона походить від грец. *βρωμος* — сморід (сморід цапа).

Поширення у природі. Кларк бромю 1,6 г/т. Він широко поширений в природі і в розсіяному стані зустрічається майже всюди. Майже всі сполуки бромю розчиняються у воді і тому легко вилуговуються з гірських порід. Як домішка, він є в сотнях мінералів. Але є лише невелика кількість нерозчинних у воді мінералів - галогенідів срібла і міді. Найвідоміший з них - бромаргіріт AgBr. Інші мінерали - йодоброміт Ag (Br, Cl, I), емболіт Ag (Cl, Br). Власних мінералів бромю мало ще й тому, що його іонний радіус дуже великий і іон бромю не може надійно закріпитися в кристалічній ґратці інших елементів, разом з катіонами середніх розмірів. У накопиченні бромю основну роль відіграють процеси випаровування океанічної води, в результаті чого він накопичується як в рідкій, так і у твердій фазах. Найбільші концентрації відзначаються в кінцевих маткових розсолах. У гірських породах бром присутній головним чином у вигляді іонів, які мігрують разом з ґрунтовими водами.

До відкриття стассфуртських соляних покладів головним джерелом для отримання бромю і його сполук були розсоли, що залишаються після виробництва йоду і використовувані за методом Балар.

Відкриття фотографії дало дуже великий поштовх виробництву сполук бромю. З 1858 р. центр бромного виробництва з морських берегів перемістився в Стассфурт. Частина земного

бромом знаходиться в організмах рослин у складних й більшою частиною нерозчинених органічних сполуках.

Деякі рослини активно накопичують бром. Це, в першу чергу, бобові - горох, квасоля, чечевиця, а також морські водорості. У морі зосереджена велика частина бромом. Є він і у воді солоних озер, і в підземних водоносних пластах, супутніх родовищам горючих копалин, а також калійних солей і кам'яної солі. Є бром і в атмосфері, причому вміст цього елемента в повітрі приморських районів завжди більше, ніж у районах з різко континентальним кліматом.

Біологічна роль. У тканинах і органах дорослої людини міститься близько 200-300 мг бромом. Бром широко поширений в організмі людини, його можна виявити у: нирках, гіпофізі, щитовидній залозі, крові, кістковій м'язовій тканині. Виділяється з організму переважно з сечею і потом.

Бром виконує такі функції в організмі:

- бере участь в активації пепсину;
- активізує деякі ферменти, зокрема ліпази і амілази;
- впливає на діяльність щитовидної залози (сприяє профілактиці ендемічного зобу);
- посилюючи процеси гальмування, бере участь у регуляції ЦНС.

Добова потреба здорової дорослої людини в бромі становить близько 3-8 мг.

Симптоми дефіциту і передозування бромом: безсоння, погіршення пам'яті, неврологічні порушення, риніт, бронхіт, порушення травлення.

Так як бром є дуже отруйною речовиною, то при потраплянні великої кількості речовини в організм людини можливі серйозні наслідки. Летальною вважається доза від 35 мг.

Будова. Конфігурація зовнішніх електронів атома Бромом $4s^2 4p^5$. Валентність Бромом в сполуках змінна, ступінь окиснення дорівнює -1 (в броміді, напр. KBr), +1 (в гіпобромітах, NaBrO), +3 (в бромітах, NaBrO₂), +5 (у бромату, KBrO₃) і +7 (в перброматах, NaBrO₄).

Звичайний бром складається з ізотопів $^{79}_{35}\text{Br}$ (50,56%) і $^{81}_{35}\text{Br}$ (49,44%). Штучно отримані радіоактивні ізотопи

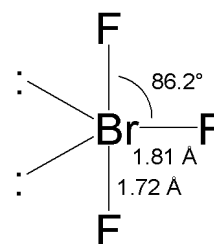
Фізичні властивості. При звичайних умовах бром це червоно-бура рідина з різким неприємним запахом, Отруйний, при зіткненні зі шкірою утворюються опіки.

Бром - речовина, яка (як і ртуть) при кімнатній температурі є рідкою. Щільність при 0°C - 3,19 г/см³. Температура плавлення (затвердіння) бромом -7,2°C, кипіння 58,8°C, при кипінні бром перетворюється з рідини в буро-коричневі пари, які при вдиханні подразнюють дихальні шляхи.

При -7,2°C рідкий бром застигає, перетворюючись на червоно-коричневі голчасті кристали зі слабким металевим блиском. Пари бромом жовто-бурого кольору, $t_{\text{кип}}=58,78^\circ\text{C}$. Щільність рідкого бромом (при 20°C) 3,1 г/см³. У воді бром розчинний обмежено, але краще за інших галогенів (3,58 г бромом в 100 г H₂O при 20°C). Нижче 5,84°C з води осідають гранатово-червоні кристали Br₂ · 8H₂O. Особливо добре розчинний бром в багатьох органічних розчинниках, чим користуються для вилучення його з водних розчинів..

Бром в твердому, рідкому і газоподібному стані складається з 2-х атомних молекул. Помітна дисоціація на атоми починається при температурі близько 800°C; дисоціація спостерігається і при дії світла

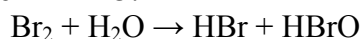
Хімічні властивості. Хімічно бром дуже активний, займаючи по реакційній здатності місце між хлором і йодом. Взаємодія бромом з сіркою, селеном, телуром, фосфором, арсеном і сурмою супроводжується сильним розігріванням, іноді навіть появою полум'я. Так само енергійно бром реагує з деякими металами, наприклад калієм і алюмінієм. Однак багато металів реагують з безводним бромом важко через утворення на їх поверхні захисної плівки



броміду, нерозчинного у бромі. З металів найбільш стійкі до дії бромом, навіть при підвищених температурах і в присутності вологи, срібло, свинець, платина і тантал (золото, на відміну від платини, енергійно реагує з бромом).

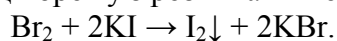
З киснем, азотом і вуглецем бром безпосередньо не з'єднується навіть при підвищених температурах. Сполуки бромом з цими елементами отримують непрямим шляхом - вкрай нетривкі оксиди Br_2O , BrO_2 і Br_3O_8 .

Бром - сильний окиснювач. Так, він окиснює сульфіти і тиосульфати у водних розчинах до сульфатів, нітрити до нітратів, аміак до вільного азоту. Бром витісняє йод з його сполук, але сам витісняється хлором і фтором. Вільний бром виділяється з водних розчинів бромідів також під дією сильних окиснювачів у кислому середовищі. При розчиненні у воді бром частково реагує з нею з утворенням бромідної кислоти HBr і нестійкою бромноватистою кислотою HBrO .

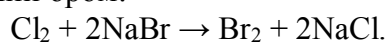


Розчин бромом у воді називають бромною водою. З реакцій бромом з органічними сполуками найбільш характерні приєднання по подвійному зв'язку $\text{C}=\text{C}$, а також заміщення Гідрогену (зазвичай при дії каталізаторів або світла).

За хімічної активності бром займає проміжне положення між хлором і йодом. При реакції бромом з розчинами йодидів виділяється вільний йод:



Навпаки, при дії хлору на броміди, що знаходяться у водних розчинах, виділяється вільний бром:



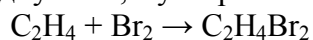
При реакції бромом з сіркою утворюється S_2Br_2 , при реакції бромом з фосфором - PBr_3 і PBr_5 . Бром реагує також з неметалами селеном і телуrom.

Реакція бромом з воднем протікає при нагріванні і призводить до утворення бромоводню HBr . Розчин HBr у воді - це бромідна кислота, за силою близька до соляної HCl . Солі бромідної кислоти - броміди (NaBr , MgBr_2 , AlBr_3 та ін.). Якісна реакція на присутність бромід-йонів у розчині - осадження з йонами Ag^{1+} світло-жовтого осаду броміду срібла AgBr , практично нерозчинного у воді.

З киснем і азотом бром безпосередньо не реагує. Бром утворює велику кількість різних сполук з іншими галогенами. Наприклад, з фтором бром утворює нестійкі BrF_3 і BrF_5 , з йодом - JBr . При взаємодії з багатьма металами бром утворює броміди, наприклад, AlBr_3 , CuBr_2 , MgBr_2 та ін. Стійкі до дії бромом тантал і платина, у меншій мірі - срібло, титан і свинець.

Бром - сильний окиснювач, він окиснює сульфід-йон до сульфату, нітрит-йон - до нітрату і т. д.

При взаємодії з органічними сполуками, що містять подвійний зв'язок, бром приєднується, з утворенням дибромпохідних:



Приєднується бром і до органічних молекул, у складі яких є потрійний зв'язок. Знебарвлення бромною водою при пропущенні через неї газу або додавання до неї рідини свідчить про те, що в газі або в рідині присутній ненасичений зв'язок.

При нагріванні в присутності каталізатора бром реагує з бенzenом з утворенням бромбенzenа $\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}$ (реакція заміщення).

При взаємодії бромом з розчинами лугів і з розчинами карбонатів натрію чи калію утворюються відповідні броміди та бромати, наприклад:



Бромовмісні кислоти. Крім безоксигенової бромідної кислоти HBr , бром утворює ряд оксигеновмісних кислот: бромну HBrO_4 , бромновату HBrO_3 , бромисту HBrO_2 , бромноватисту HBrO .

Вплив на живі організми. При концентрації 0,001% спостерігаються подразнення слизових оболонок, запаморочення, кровотеча з носа. При концентрації 0,02% - задуха, спазми, захворювання дихальних шляхів. Потрапляння на шкіру рідкого броду викликає свербіж, при тривалій дії утворюються виразки.

Бром подразнює верхні дихальні шляхи: з'являються майже одночасно нежить, слъзотеча, кашель, задишка. Він викликає запалення слизової оболонки дихальних шляхів.

Бром сильно впливає на лімфатичні залози, особливо на привушну залозу, яєчники і яєчка. Він викликає швидке збільшення їх в розмірі й особливого роду затвердіння: уражена залоза тверда, як камінь. Важлива характеристика: вражаються залози тільки на лівій стороні.

При внутрішньому вживанні малих доз і дуже високих розведеннях бром має своєрідну дію на головний і спинний мозок - він знижує інтелектуальну працездатність і пригнічує рефлекторну збудливість, викликає сонливість.

Симптоми отруєння бромом: набрякання з затвердінням всіх залоз, відчуття павутиння на обличчі, особливо при русі крил носа.

Можливі розвиток фізометра (тазової пухлини матки); рясне виділення газів через піхву. Болі глухі, глибокі, тривалі, рідко гострі, з'являються частіше при застуді в теплу і вологу погоду; завжди посилюються ввечері до півночі і вражають завжди ліву сторону тіла. Менструації передчасні, рясні, з неправдивими переймами, які викликають судомні болі. Ця дисменорея супроводжується глибоким постійним болем в лівому яєчнику, більш вираженою до і після менструацій.

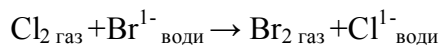
Перша допомога. Винести потерпілого з отруєної зони, зняти одяг, обмити уражені ділянки шкіри спиртом, дати вдихати кисень. Робити інгаляції (лужні і з 2% розчином натрій тіосульфату). Пити тепле молоко з боржомі або із содою. Всередину з їжею 10-30 г на добу натрій хлориду (кухонної солі). Внутрішньовенно 10 мл 10% кальцій хлориду. Всередину - димедрол, піпільфен по 0,025 г, серцеві засоби.

При отруєнні бромом постраждалого необхідно винести на свіже повітря, дати тепле молоко з содою. Шкіра, обпалена рідким бромом, промивається багаторазово водою. При вдиханні парів броду виникають нежить, слъзотеча, слинотеча, кон'юнктивіт. Характерне коричневе забарвлення слизової оболонки рота і кон'юнктив. Іноді з'являються значні носові кровотечі й алергічні явища (висипання, кропив'янка тощо). Можливі гострий бронхіт і пневмонія, набряк легень.

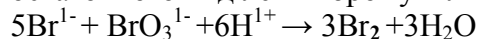
Добування. В якості вихідної сировини для виробництва броду служать: морська вода (65 мг/л), розсоли соляних озер, луи з калійних виробництв, підземні води нафтових і газових родовищ.

Добування броду в лабораторії:

1. Бром добувають дією хлору на розчин його солей:
 $2KBr + Cl_2 \rightarrow Br_2 + 2KCl$;
2. Отримання броду окисленням бромисто-водневої кислоти.
В першу пробірку налити близько 1,5 мл концентрованої бромідної кислоти. Закрити пробірку пробкою с газовідвідною трубкою, кінець другої опустити в суху пробірку, що охолоджується льодом. Отвір пробірки закрити ватою і, потроху нагріваючи раціону суміш, зібрати бром, що виділився.
3. Отримання броду витісненням його із солей.
Налити в пробірку 2-3 мл насиченого розчину калій броміду і пропустити через нього сильний струм хлору. Отриманий бром відігнати в пробірку.
4. В лабораторних умовах бром отримують дією на різні окиснювачі бромідної кислоти або її солей в сірчанокиислому середовищі.
 $2KMnO_4 + 16HBr \rightarrow 2KBr + 2MnBr_2 + 5Br_2 + 8H_2O$
 $KClO_3 + 6HBr \rightarrow KCl + Br_2 + 3H_2O$
 $2KMnO_4 + 10KBr + 8H_2SO_4 \rightarrow 6K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 5Br_2 + 8H_2O$
5. Отримання броду шляхом хлорування розчину солі броду.

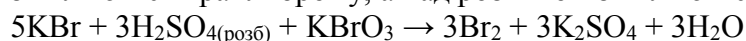


далі пари бром переносяться струменем повітря у лужний розчин, з яким бром реагує з утворенням бромід-іонів і бромат-іонів BrO_3^{1-} . На останній стадії досягають остаточного виділення бром шляхом підкислення отриманого розчину.

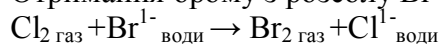


6. Розчинення бромату калію.

У 300 мл води розчиняють 63 г KBr , після чого повільно доливають 18 мл 95% H_2SO_4 (можна використовувати автоелектроліт який треба розбавити до вмісту H_2SO_4 близько 10%, після чого розчинити в ньому KBr в кількості відповідно рівнянню реакції). Отриманий розчин переносять в 500 мл колбу і поступово невеликими порціями при помішуванні вносять 17,5 г калій бромату KBrO_3 (увага! забезпечити хорошу вентиляцію, уникати вдихання парів, захистити дихання). З додаванням бромату рідина спочатку стає жовтуватою, потім темно червоною, нарешті стає непрозорою і в ній з'являються краплі бром, а над розчином з'являються бурі пари Br_2 .



7. Отримання бром з розсолу Br^{1-}



Застосування. З сполуками бром дуже добре були знайомі фотографи: без бромосрібних пластинок або плівок і бромосрібного паперу не міг обійтися жоден фотограф. Світлочутливі пластинки, плівки і папір готувалися шляхом покриття їх у темряві розчином бромиду срібла в желатині. Фотопластинки піддавалися у фотокамері короткочасному впливу променів світла, внаслідок чого відбувалося розкладання бромиду срібла і виділення дрібних зерен металевого срібла пропорційно силі світла.

У хімії речовини на основі бром широко застосовуються в основному органічному синтезі.

У техніці:

- аргентум бромід AgBr застосовується у фотографії як світлочутлива речовина;
- використовується для створення антипіренів-добавок, що додають пожежостійкості пластикам, деревині, текстильним матеріалам;
- бром пентафторид іноді використовується, як дуже потужний окиснювач ракетного палива;
- 1,2-диброметан в даний час застосовують, як антидетонуючу добавку в моторному паливі, замінюючи тетраетил свинцю;
- розчини бромідів використовуються у нафтовидобутку.

Бром в медицині. Хворому з нестійкою нервовою системою, який страждає, наприклад, безсонням, як ліки, лікарі нерідко прописують «бром». Сумні були б, однак, наслідки для того хворого, який надумав б прийняти як ліки справжній бром - цю важку темно-червону рідину, що дає бурі пари, роз'їдають слизові оболонки очей, з дуже противним задушливим запахом. За цей-то запах бром і отримав свою назву (від грец. - сморід).

Якби рідкий бром потрапив не на ніжні слизові оболонки, а навіть на зовнішні покриви тіла, то вийшли б сильні опіки і довго не загоювались б рани. Бром - дуже отруйна речовина. Тому насправді ще жоден лікар не прописав жодному хворому як заспокійливий засіб чистий бром. Те, що в побуті називається бромом, насправді є розчин однієї з його солей - натрій бромиду NaBr , та й то в незначній концентрації.

Бром як засіб від безсоння і нервової перевтоми почали застосовувати в медицині давно, через 10 років після його відкриття. Особливо корисний бром для відновлення нормального співвідношення між процесами збудження і гальмування в корі головного мозку, тому він концентрується і накопичується в мозку, що сприяє «авторегулюванню» взаємопов'язаних процесів. Крім того, в організмі людини бром виявляється в крові, нирках, щитовидній залозі. Бром бере участь у регуляції діяльності центральної нервової системи, нормалізує її стан при напрузі; впливає на функції щитовидної залози.

Дія: нормалізує стан нервової системи - бром впливає на процеси збудження і підсилює процес гальмування в нейронах кори головного мозку, в чому і полягає його цілюща дія на нервову систему. Механізм дії бромиду на центральну нервову систему пов'язаний з його здатністю накопичуватися в ліпідній частині мембран клітин головного мозку, активуючи при цьому мембранні ферменти.

Регулює роботу щитовидної залози - бром, будучи конкурентом йоду, знижує захоплення йоду щитовидною залозою, таким чином, перешкоджає підвищенню рівня йоду в щитовидній залозі і сприяє профілактиці ендемічного зобу.

Користь: регулює роботу щитовидної залози, сприяє відновленню нормального співвідношення між процесами збудження і гальмування в корі головного мозку, нормалізує стан нервової системи.

Симптоми гострого отруєння:

Для людини: При легкій інтоксикації парами - слабкість, почуття стискування у грудях, рясні виділення слизу, кровотеча з носа, кашель, утруднення дихання, головні болі, блювота. Іноді, через кілька годин, з'являється нудота, болі в животі, пронос, захриплість голосу. Великі концентрації парів роз'їдають слизову оболонку носоглотки і верхніх дихальних шляхів, язик, слизова оболонка рота забарвлюється в коричневий колір; виявляються явища бронхіальної астми, світлобоязнь, блефароспазм, набряк повік. У легенях розсіяні сухі хрипи, іноді бронхіт із спастичним компонентом; з рота характерний запах.

При випадковому попаданні в шлунок - несвідомий стан, на підборідді сліди опіку, слизова оболонка порожнини рота білувата, пізніше блювота, біль у животі і горлі; сеча кольору м'ясних помий. На розтині - слизова оболонка шлунка некротизована, тонкий кишечник протягом 112 см від початку має множинні перфорації; при судово-хімічному дослідженні в крові 44,74 мг % бромиду.

Пізнавально-розрахункові задачі

I рівень

1. У скільки разів 1 л парів бромиду важчий 1 л хлору?
2. Скільки грамів бромиду можна отримати з 0,5 моль натрій бромиду?
3. При взаємодії алюмінію з бромом отримано 66,75 г алюміній бромиду. Скільки літрів бромиду вступило до реакції?

II рівень

4. Як буде змінюватись забарвлення розчину бромиду в воді, якщо він знаходиться на світлі?
5. Визначте масу солі, яка утворюється, якщо через 10% розчин натрій бромиду масою 206 г пропустити надлишок хлору.
6. Густина бромиду 3120 кг/м³. Скільки грамів і молей бромиду знаходиться у склянці місткістю 200 мл?

III рівень

7. Визначте масу бромиду, яка утворюється, якщо на насичений розчин магній бромиду, який містить 92 г MgBr₂, подіяли достатнім об'ємом хлору (20% бромиду зникає при очищенні).
8. За електронно-йонним рівнянням $\text{Br}^{\circ} + 1\text{e}^{-} \rightarrow \text{Br}^{-}$ складіть молекулярне рівняння окисно-відновної реакції.
9. Який процес проходить на аноді при електролізі натрій бромиду? В яких умовах може виникати цей процес?
10. Якими двома способами можна отримати бром з натрій бромиду? Напишіть рівняння реакції.

Іод, йод

Хімічний символ: I

Порядковий номер: 53

Атомна маса: 126,90 а.о.м.

Електронна конфігурація: $4d^{10}5s^25p^5$

Електронегативність (за Полінгом) 2,5

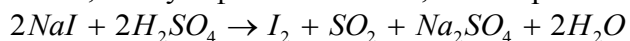
Ступені окиснення: -1; 0; +1; +2; +3; +4; +5; +6; +7

Історія відкриття. Честь відкриття йоду належить французу Бернару Куртуа (Bernard Courtois). Він народився у місті Діжоні у 1777 році. З дитинства працював на селітровому заводі, який належав його батькові. Потім був помічником у фармацевта. Пропрацювавши три роки у аптеці, він отримав дозвіл слухати лекції з хімії та займатись в лабораторії Політехнічної школи у Парижі у відомого Фуркруа.

У 1799 році, після навчання у Політехнічній школі, Б. Куртуа був призваний на службу до армії, де працював фармацевтом у воєнних шпиталях. У 1801 році Куртуа повернувся до Політехнічної школи, щоб стати асистентом відомого хіміка Луї Жака Тенара, майбутнього академіка і президента Паризької академії наук.

Після смерті батька Куртуа повернувся у Діжон. Для добування солей натрію і калію, на своєму заводі, Куртуа використовував попіл із бурих морських водоростей. Розсіл, одержаний при виварюванні попелу, випарювали у мідних казанах. Для осадження домішок у розчин додавали сульфатну кислоту. При цьому мідь піддавалася корозії, чого не спостерігалось під час виварювання чистих солей. Куртуа вирішив знайти речовину, яка роз'їдала мідь, і у 1811 році відкрив новий елемент. Не маючи можливості вивчити його більш детально, Куртуа звернувся до інших хіміків. Широке визнання його відкриття одержало лише два роки потому, коли 9 листопада 1813 року про нього зробив доклад французький хімік Нікола Клеман. У докладі, зокрема, говорилося: «Куртуа дослідив, що маточний розсіл попелу морських водоростей містить чимало досить незвичайної і цікавої речовини. Її легко виділити. Для цього досить долити сірчаної кислоти у маточний розсіл і нагріти його у реторті, з'єднаній з приймачем. Нова речовина осаджується у вигляді чорного порошку, що при нагріванні перетворюється в пари чудового фіолетового кольору. Ці пари конденсуються у формі блискучих кристалічних пластинок з блиском, схожим на блиск кристалічного сульфїду свинцю... Чудове забарвлення парів нової речовини дає можливість відрізнити її від усіх досі відомих речовин, у неї спостерігаються інші чудові властивості, що надає їй відкриттю надзвичайного інтересу».

Подальші дослідження показали, що сплавлений попіл морських водоростей може містити до 1% натрій йодиду. При випарюванні розчину відбувається концентрування не лише солей, а й сульфатної кислоти, яка й проявляє окисні властивості:



Підприємство у Діжоні незабаром зазнало краху із-за завезення до Франції дешевої чилійської селітри. Тоді Куртуа вирішив зайнятися добуванням йоду. Препарати цього елемента почали широко використовувати для лікування хвороби щитовидної залози – зобу. За використання свого відкриття з лікувальною метою Куртуа у 1831 році одержав грошову винагороду – 6000 франків. А дев'ятого листопада 1913 року, рівно через 100 років після публічного повідомлення про відкриття, в Діжоні відбулася урочиста церемонія, і на будинку, у якому народився Бернар Куртуа, була прикріплена пам'ятна дошка, а через рік його ім'ям було названо вулицю у Діжоні.

Першовідкривач йоду (помер у 1838 році) за своє життя не опублікував жодної наукової статті. Не йому належить і назва нового елемента. Цю назву йоду дали за незвичайний колір його парів, колір, який здивував самого першовідкривача.

Просту речовину йод та його сполуки досліджували інші вчені. Елементарну природу йоду незалежно один від одного визначили французький учений Ж.Л. Гей-Люссак і англієць

Гемфрі Деві. Крім того, Ж.Л. Гей-Люссак добув і дослідив багато похідних йоду: йодоводневу кислоту HI , йодну кислоту HIO_3 , йодний ангідрид I_2O_3 , хлорид йоду ICl . Гей-Люссак не лише детально дослідив новий елемент, але й дав йому назву. Він утворив її від грецьких коренів «фіалка» і «бачу, здається» (від грецького слова $\iota\epsilon\iota\delta\eta\sigma$ – кольору фіалки, фіолетовий).

Поширення у природі. Йод – елемент дуже поширений, але надзвичайно рідкісний. Це типовий представник розсіяних елементів. Його кларк (вміст у земній корі у вагових відсотках) – всього $4 \cdot 10^{-5}\%$. Разом з тим неможливо назвати речовину, в якій сучасні методи аналізу не відкрили б присутності хоча б незначних слідів йоду. «Йод всюдисущий», – писав про нього академік О.Є. Ферсман, один із засновників сучасної геохімії.

Йод, внаслідок високої хімічної активності, у природі знаходиться виключно у зв'язаному стані – головним чином у вигляді солей галогеноводневих кислот. Значні кількості йоду (від 10 до 50 мг/л) містяться у підземних бурових водах. Зустрічається також у вигляді солей калію йодату KIO_3 і періодату KIO_4 , що є супутніми покладам натрій нітрату (селітри) у Чилі та Болівії.

Мінералів, що містять йод надзвичайно мало. Найбільш відомі з них – лаутарит $Ca(IO_3)_2$ та йодаргідрит AgI , але промислових покладів на Землі немає.

Найбільші концентрації йоду зустрічаються у прозорих кальцитах – $5 \cdot 10^{-6}\%$, нафтових водах – $3 \cdot 10^{-3}\%$, морській воді – 0,06 мг/мл. Йод є у ґрунті, у річковій воді, у рослинних і тваринних клітинах. Йод міститься навіть у повітрі: якщо виділити його з повітря зали середнього розміру, ми матимемо за вагою стільки йоду, скільки важать три макові зернинки. Особливо багато його в повітрі біля морських берегів – до 0,05 мг в кожному кубічному метрі. В міру віддалення від морського берега кількість йоду у повітрі зменшується.

Так, у районі Києва концентрація йоду в 50 раз менша, ніж на Південному березі Криму. Зменшується вміст йоду також з віддаленням від рівня моря. У гірських континентальних областях його може бути і в 250 раз менше, ніж на березі моря.

Йод морської води концентрують водорості, губки, молюски. Така загальновідома водорість, як ламінарія, яку звичайно називають морською капустою, містить до 1% йоду. А деякі морські губки – навіть до 8,5% (в розрахунку на суху речовину). Це у мільйони разів вище від вмісту йоду у воді.

Як і більшість життєво важливих елементів, йод здійснює постійний колообіг в природі. Оскільки більшість сполук йоду гарно розчинні у воді, йод постійно вилужнюється з магматичних порід, виноситься в моря та океани. Морська вода, випаровуючись, піднімає у повітря значні кількості елементного йоду (саме елементного, тому що всі сполуки йоду в присутності CO_2 легко окиснюються киснем до I_2). Вітри переносять повітряні маси та йод з океану на материк, і, разом з атмосферними опадами він потрапляє у ґрунт, ґрунтові води, у живі організми. Останні концентрують йод, та відмираючи, повертають його у ґрунт, звідки він знову вимивається ґрунтовими водами, потрапляє до океану, випаровується, і все починається знову.

На земній поверхні йод розподілений надзвичайно нерівномірно: його більше в низинах, біля морських узбереж, дуже мало у горах, арктичних країнах. У пустелях його концентрація зростає, і в Південній Америці (пустеля Атакама) зустрічаються навіть поклади селітри зі значним вмістом йоду (до 1%).

Це цікаво. Хіміки-початківці, зазвичай, вважають, що коли елемент став відомий пізніше, то це пояснюється тим, що він менш поширений у природі, і тому виявити його було важче. Однак таке припущення не можна вважати за правильне. Це можна показати на прикладі галогенів.

Галогени було добуто у вільному стані в такому хронологічному порядку:

- хлор у 1774 році;
- йод у 1811 році;

- бром у 1826 році;
- фтор у 1836 році (але відкрито його було у 1810 році).

Що ж до поширення цих елементів у природі, то вони розміщуються так: на першому місці стоїть хлор (0,20%), потім ідуть фтор (0,08%), бром ($1 \cdot 10^{-3}\%$) і, нарешті, йод ($1 \cdot 10^{-4}\%$). Отже, можна побачити, що фтор, який добуто у вільному стані останнім з галогенів, значно поширеніший, ніж бром і йод, які були відкриті раніше за нього. У свою чергу йод було відкрито раніше за бром, хоч у природі його в десять разів менше, ніж бром.

Біологічна роль. Ще у 1854 р французький хімік-аналітик – Шатен - дослідив, що розповсюдження захворювання на зоб знаходиться у прямій залежності від вмісту йоду у повітрі, ґрунті, воді, їжі. Колеги спростували висновки Шатена; більш того Французька академія наук визнала їх шкідливими. Пройшло майже півстоліття, перш ніж авторитет німецьких вчених Баумана та Оствальда змусив французьких вчених визнати помилку. Досліди Баумана та Оствальда показали, що щитовидна залоза містить достатньо багато йоду та виробляє йодовмісні гормони. Нестача йоду спочатку призводить до незначного збільшення залози, але, прогресуючи, ця хвороба – ендемічний зоб – вражає багато систем організму. В результаті порушується обмін речовин, уповільнюється ріст. В окремих випадках ендемічний зоб може призвести до глухоти та кретинізму... Ця хвороба більше розповсюджена у гірських районах та в місцях віддалених від моря.

Про широке розповсюдження хвороби можна судити навіть по творах живопису. Один з найкращих жіночих портретів Рубенса «Солом'яний капелюшок». У красивій жінки, зображеної на портреті, видно припухлість на шиї. Такі ж симптоми й у Андромеди з картини «Персей та Андромеда». Ознаки йодної недостатчості видно також і у деяких людей, зображених на портретах та картинах Рембранта, Дюрера, Ван – Дейка...

Ще Наполеон ніколи не брав до своєї армії новобранців із зобом – типовою ознакою гострого йододефіциту.

Йодування солі вперше було запропоновано колумбійцем Боусінгалом у 1833 році для профілактики зобу.

В Європі, у Швейцарії, вперше йодовану сіль з метою масової профілактики зобу запропонував використати Хазінгер у 1915 році. Масова профілактика проводилась у Швейцарії (1922 р.), Австрії (1923 р.), Італії (1929р.), Франції (1931р.), Німеччині (1937р.).

У 1955 році Міністерство Охорони здоров'я СРСР затвердило інструкцію «Про йодування кухонної солі». У 1956 році видано наказ міністра охорони здоров'я «Про розширення боротьби з ендемічним зобом». У 2002 році Кабінет міністрів України прийняв Постанову за № 1418 «Про затвердження державної програми профілактики йодної недостатності в населення України на 2002 – 2005 роки».

Щитовидна залоза може втрачати йод:

- у разі використання хлорованої води (серед усього населення України з проблемою йододефіциту переважно стикаються міські жителі, а не сільські, які використовують для пиття нехлоровану воду з колодязів);
- у разі підвищеного вживання в їжу звичайної кухонної солі;
- у разі нагрівання йод випаровується, тому після приготування їжі в ній залишається не більше 20-30% йоду. Наприклад під час варіння м'яса зникає до 48% йоду, капусти – до 50%, буряка, моркви, картоплі – до 30%.

Вікові норми добового вживання йоду становлять:

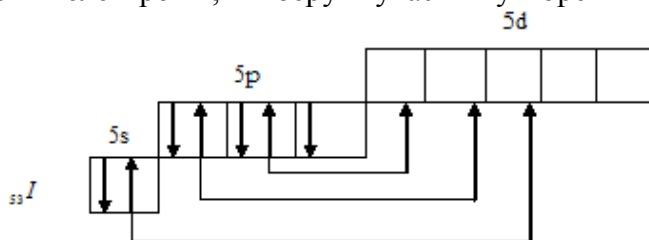
для немовлят – 50 мкг;
діти від 2 до 6 років – 90 мкг;
від 7 до 12 років – 120 мкг;
від 12 років і старші – 150 мкг.

Будова. Йод – хімічний елемент VII групи періодичної системи. Атомний номер – 53. Відносна атомна маса – 126,9044. Галоген, найважчий з усіх природних галогенів. Практично увесь природний йод складається з атомів єдиного ізотопу з масовим числом 127 .

Радіоактивний йод – утворюється в процесі природних радіоактивних перетворень. Із

штучних ізотопів йоду найважливіші – ; їх використовують у медицині.

Йод належить до підгрупи галогенів («ті, що народжують солі»). На зовнішньому електронному шарі він містить сім електронів – два на s- і п'ять на p-орбіталях ($5s^25p^5$). Йод, як і інші галогени, володіє великою спорідненістю до електрону – його атоми легко приєднують електрони, утворюючи однозарядні аніони, що відповідають електронній структурі інертного газу ксенону ($5s^25p^6$). Схильність до приєднання електронів характеризує йод як типовий неметал. З підвищенням порядкового номера елементів у ряду F – At збільшуються радіуси атомів, зменшується електронегативність, послаблюються неметалічні властивості і окиснювальна здатність елемента. Також йод може віддавати електрони і проявляти різні ступені окиснення від -1 до $+7$. Майже всі ступені окиснення йоду є непарними. Така закономірність обумовлена можливістю послідовного збудження спарених електронів і перехід їх на d-підрівень, що призводить до збільшення числа неспарених електронів, які беруть участь в утворенні ковалентних зв'язків.



Молекула простої речовини йоду двохатомна з неполярним ковалентним зв'язком. Із збільшенням у ряду F – At радіуса атомів зростає поляризація молекул. У результаті посилюється міжмолекулярна дисперсійна взаємодія, що обумовлює зростання температур плавлення і кипіння галогенів. У ряду $Cl_2 - Br_2 - I_2$ міцність зв'язку між атомами у молекулі поступово зменшується, що проявляється у падінні їх стійкості до нагрівання – за однієї і тієї ж температури ступінь термічної дисоціації молекул зростає.

Фізичні властивості. Йод, єдиний з галогенів, знаходиться у твердому стані за нормальних умов. Красиві темно-сині кристали йоду більш за все схожі на графіт. *Фіолетові розчини* йоду проводять електричний струм, бо у розчинах молекули I_2 частково дисоціюють на іони I^- та I^+ . Яскраво виражена кристалічна будова, здатність проводити електричний струм – усі ці «металічні» властивості характерні для чистого йоду.

На відміну від графіту та більшості металів, йод легко переходить у газоподібний стан: при нагріванні за атмосферного тиску він сублимується, перетворюючись на пару фіолетового кольору; при охолодженні пари йоду кристалізуються, оминаючи рідкий стан. Цю властивість використовують на практиці для очищення йоду від нелетких домішок.

Перетворити йод на пару навіть легше, ніж у рідину. Щоб розплавити йод, потрібна досить низька температура: $+113,5^\circ C$, але важливою умовою є те, щоб парціальний тиск пари йоду над кристалами, що плавляться, був не меншим, ніж одна атмосфера. Іншими словами, в колбі з вузьким горлом йод розплавити можна, а у відкритій лабораторній чашці – ні.

Температура кипіння йоду є вищою за температуру плавлення: $+184,35^\circ C$.

Йод має різкий запах, навіть у невеликих кількостях може викликати сильне подразнення дихальних шляхів і запалення слизових оболонок. Більш значні кількості можуть викликати тяжкі отруєння.

Йод майже не розчиняється у воді: розчинність його за кімнатної температури складає всього 0,02 г на 100 г води. Значно краще, ніж у воді, йод розчиняється в органічних розчинниках: сірковуглеці, етанолі, диетиловому етері, хлороформі, бензені. Забарвлення неводних розчинів йоду - різноманітне: розчин у сірковуглеці – фіолетовий, у спирті – бурий.

Відмінність у розчинності йоду у воді і органічних розчинниках використовують для вилучення йоду із водних розчинів.

Отримання пари йоду. Зроби сам. Що відбудеться, якщо тверду речовину нагріти? Спочатку вона розплавиться, а потім перетвориться на газ. Але так буває не завжди. Деякі тверді речовини перетворюються на газ, минаючи рідкий стан. Цей процес називають *сублімацією*. Наприклад, йод здатен сублімуватися. Якщо взяти чорно-сірі кристали йоду і їх нагріти, то одразу утвориться фіолетовий газ. Цей газ можна отримати навіть зі звичайного спиртового розчину йоду, який продають в аптеці.

Для цього у пробірку наливають 2-3 краплі спиртового розчину йоду. Пробірку обережно нагрівають за допомогою нагрівного приладу. І спостерігають утворення фіолетової пари.

Хімічні властивості

За хімічними властивостями йод є аналогом хлору і бром, але менш активний.

1. Йод із воднем реагує лише при достатньо сильному нагріванні, і не повністю, так як починає протікати зворотна реакція – розклад йодоводню:



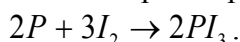
2. З водою йод майже не реагує, з лугами реагує подібно до хлору і бром:



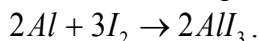
3. Йод взаємодіє із розчинами карбонатів:



4. При нагріванні йод може взаємодіяти із неметалами, наприклад, із фосфором:

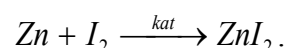
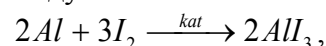


5. Йод взаємодіє із багатьма металами. Наприклад, в присутності води як каталізатора, йод легко реагує з алюмінієм:



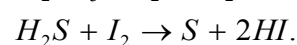
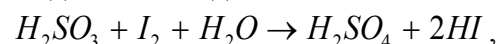
Взаємодія йоду із металами. Зроби сам. Йод поступається за реакційною здатністю перед іншими галогенами. Так, метали із-за утворення на їх поверхні захисної плівки йодиду енергійно реагують із йодом лише в присутності вологи. Тобто, у цих реакціях вода виступає каталізатором.

У фарфорову чашку помістити порошки алюмінію і йоду у співвідношенні за масою 1: 6 (або цинку і йоду у співвідношенні 1: 4). Суміш перемішати. За допомогою піпетки до суміші додати кілька крапель води. Під впливом каталізатора (води) відбувається бурхлива реакція, що супроводжується виділенням енергії у вигляді тепла і світла, а також фіолетових парів йоду:

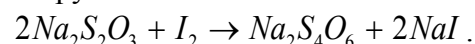


При взаємодії йоду з алюмінієм і цинком, солі, що утворилися, від теплоти реакції відразу ж розкладаються. Йод звільнюється (фіолетова пара), а метали згорають за рахунок кисню повітря з утворенням оксидів.

6. Йод належить до окисників і взаємодіє із речовинами-відновниками:



7. Характерною для йоду є взаємодія його із розчином натрій тіосульфату. Цю реакцію використовують в аналітичній хімії у йодометричному титруванні:



Виведення йодних плям. Зроби сам. Що робити, якщо випадково йод потрапив на одяг і утворилася пляма? Звернутися за допомогою до хімії. Пляму від йоду достатньо обробити розчином натрій тіосульфату (фотографічним фіксажем). Відбувається реакція $2Na_2S_2O_3 + I_2 \rightarrow Na_2S_4O_6 + 2NaI$ і пляма одразу щезає. У цьому процесі йод виступає окисником, а натрій тіосульфат – відновником. У результаті реакції утворюються безбарвні речовини і пляма зникає. Цей простий секрет дозволяє швидко та ефективно видаляти плями йоду.

8. Розбавлений розчин крохмалю у присутності йоду набуває темно-синього забарвлення. Цю реакцію використовують в аналітичній хімії для відкриття йоду.

Виявлення крохмалю за допомогою йоду. Зроби сам. Під впливом розчину йоду крохмаль набуває синього забарвлення. Це забарвлення при нагріванні зникає, а при охолодженні знову з'являється. За допомогою крохмального клейстеру і спиртового розчину йоду, що є у кожній домашній аптечці, можна провести такий ефектний дослід.

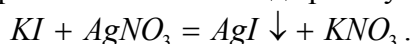
У пробірку з крохмальним клейстером додати кілька крапель йодної настойки. Клейстер посиніє або навіть почорніє, якщо він досить густий. Пробірку нагріти. Забарвлення клейстеру зникне. Потім занурити пробірку до половини у склянку з холодною водою. Нижня частина пробірки, що перебуває у холодній воді, знову набуває синього кольору, а верхня частина, яка ще не встигла охолонути, лишатиметься безбарвною.

9. Сполука Йоду із Гідрогеном – йодоводень – безбарвний газ із різким запахом. За температури $-35,4^\circ\text{C}$ він перетворюється на рідину, а при $-50,8^\circ\text{C}$ переходить у твердий стан. В 1 л води розчиняється приблизно 500 л йодоводню. Розчин йодоводню у воді – йодидна кислота – є більш сильною кислотою ніж хлоридна чи бромідна.

Йодидна кислота є сильним відновником, вона окиснюється до вільного йоду навіть киснем повітря, внаслідок чого її розчин з часом набуває бурого забарвлення. На світлі окиснення відбувається більш енергійно, тому розчини йодидної кислоти слід зберігати у темних склянках.

Майже всі солі йодидної кислоти – йодиди добре розчинні у воді. Нерозчинними є солі аргентум йодид, меркурій(I) йодид, купрум(I) йодид, п्लумбум(II) йодид.

Виявлення йодид-йонів. У розчинах на сполуки йоду діють аргентум нітратом. Утворюється жовтий осад аргентум йодиду, нерозчинний у кислотах, наприклад:



Крохмаль не дає фіолетового забарвлення із сполуками йоду. Але треба мати на увазі, що іноді сполуки йоду розкладаються з виділенням вільного йоду, який дає забарвлення із крохмалем. У таких випадках до розчину такої сполуки додають трохи сульфатної кислоти і вільний йод переходить у йон I^- .

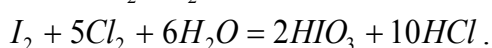
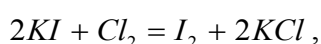
10. Порівняння хімічних властивостей галогенів показує, що їх окисна активність послідовно зменшується від фтору до астату. Цей ефект проявляється у здатності більш легких галогенів у вигляді простих речовин окиснювати галогенід-йони більш важких галогенів.

Порівняння властивостей галогенів. Хлор і бром витісняють йод із його сполук

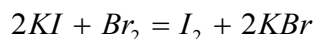
1. Широку паперову смужку змочують розчином калій йодиду і опускають у склянку із хлором. Смужка темніє від нальоту йоду.

2. У пробірку У пробірку наливають розчин калій йодиду і доливають трохи хлорної води. З'являється характерне для вільного йоду забарвлення.

Не слід додавати надто багато хлорної води у пробірку, так як йод, що виділився може окиснюватися надлишком хлору до йодноватої кислоти HIO_3 і забарвлення зникне.

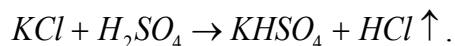


3. У пробірку із розчином йодиду (наприклад, калій йодиду) додають бромну воду. З'являється жовте забарвлення, характерне для вільного йоду.



Зменшення стійкості у ряду: $HCl \rightarrow HBr \rightarrow HI$

У три склянки насипають калій хлорид, калій бромід, калій йодид. У кожену склянку приливають небагато концентрованої сульфатної кислоти. У першій склянці відбувається реакція:



Спостерігається «закипання», виділяється хлороводень у вигляді білого туману, що складається із крапельок хлоридної кислоти.

У другій склянці також спочатку спостерігається виділення бромоводню, але через декілька секунд з'являється червоно-бура пара бромоводню, так як бромоводень менш стійкий, ніж хлороводень, він окиснюється сульфатною кислотою.

У третій склянці виділяється йод, так як йодоводень у момент свого утворення зразу ж окиснюється концентрованою сульфатною кислотою до вільного йоду.

Вплив йоду на живі організми. За оцінками ВООЗу світі 1,5 млрд. осіб зазнають дефіциту йоду, 300 млн. осіб страждають на збільшення щитовидної залози внаслідок йододефіциту (зоб) та 30 млн. – на кретинізм. Дефіцит йоду є причиною вираженої розумової відсталості у 43 млн. осіб у світі. Ендокринологи виявили, що вміст йоду у сечі трієчників та відстаючих становить 85 мкг, а у відмінників – 96 мкг. Тобто людина без зобу, але з помірним йододефіцитом, незважаючи на своє бажання та старання викладачів, ніколи не вибереться із середняків. Щорічно від нестачі йоду на світ з'являється 100 тис. дітей з уродженим кретинізмом.

Організм людини не потребує значної кількості йоду, 2-3 г елементного йоду – смертельні. У той же час, у формі йодидів, дозволяється приймати значно більші дози.

В крові організму людини спостерігається постійна ($10^{-5} - 10^{-6}\%$) концентрація йоду – це так зване йодне дзеркало крові.

Якщо ввести в організм з їжею значну кількість неорганічних солей йоду, концентрація його в крові підвищується у 1000 разів, але вже через 24 години йодне дзеркало крові відновлюється до норми. Рівень йодного дзеркала суворо підпорядковується закономірностям внутрішнього обміну. Та практично не залежить від умов експерименту.

Вміст йоду в крові людини залежить від пори року: з вересня по січень концентрація йоду в крові знижується, з лютого починається певний підйом, а у травні – червні йодне дзеркало досягає найвищого рівня. Ці коливання мають порівняно невелику амплітуду, їх причини залишаються загадкою.

Із загальної кількості йоду в організмі – близько 25 мг, більша половина його знаходиться у щитовидній залозі. Майже увесь йод, що міститься у цій залозі, входить до складу похідних амінокислоти тирозину – гормонів щитовидної залози, лише незначна його частина, близько 1%, знаходиться у вигляді неорганічного йоду I^{-} .

Щитовидна залоза (*glandula thureoidea*), непарна (рідше парна - у земноводних та птахів) – залоза внутрішньої секреції хребетних тварин, виробляє та секретує в кров тироніни або тиреоїдні гормони. Вперше як самостійний орган диференціюється у риб. У ссавців розміщена на шиї в області гортанних хрящів, має форму щита або підкови; у людини щитовидна залоза (маса залози 15-30 г) складається з двох частин, з'єднаних перешийком. Основні морфологічні і функціональні одиниці щитовидної залози – фолікули та епітеліальні клітини, які заповнені в'язкою рідиною жовтого кольору – колоїдом. Кожен фолікул обплетений густою сіткою кровоносних судин, які забезпечують досить інтенсивний кровообіг у тканині залози. Маса крові, що проходить крізь залозу за 1 хв. в 3-5 разів перевищує масу самої залози. За годину кров, що циркулює в судинній системі, встигає пройти крізь цей ендокринний орган. В крові міститься 60 – 75 % йоду у формі органічних сполук і 25- 40% неорганічного йоду. При цьому неорганічні сполуки йоду перетворюються на органічні. Фолікули щитовидної залози містять у своєму складі білок глікопротеїдної

природи – тиреоглобулін, здатні поглинати йод з кровотоку у вигляді йодидів (KI, NaI) і синтезувати гормони трийодтиронін і тироксин, вивільнення яких відбувається при внутрішньоклітинному протеолізі тиреоглобуліну. Синтез гормонів щитовидної залози регулюється гіпоталамогіпофізарною системою. Всього у залозі міститься близько 10 мкг вільного та 7500 мкг органічно зв'язаного йоду. Гормони щитовидної залози є активними регуляторами метаболічних реакцій в організмі. Вони забезпечують нормальне функціонування багатьох органів і систем організму – підвищують інтенсивність обміну речовин, регулюють процеси росту, розвитку та диференціювання тканин, посилюють окиснювальні процеси та теплопродукцію в тканинах (тварини з гіпофункцією щитовидної залози погано переносять охолодження), підтримують на належному рівні енергетичні та біосинтетичні процеси в організмі. У всіх хребетних гормони щитовидної залози впливають на будову покривів та їх похідних – стимулюють розмноження клітин в базальному шарі епідермісу, а у земноводних, плазунів та птахів сприяють процесу линяння. Щитовидна залоза тісно пов'язана з іншими залозами внутрішньої секреції: гіпофізом, наднирковими залозами, статевими та підшлунковою залозою. При порушенні функцій щитовидної залози у людини виникає ряд патологічних змін, які проявляються у розвитку таких хвороб, як базедова хвороба, мікседема, ендемічний зоб, кретинізм.

Гормони.

Йодтирозини – йодовані похідні амінокислоти тирозину, які входять до складу білка глікопротеїдної природи - тиреоглобуліну, що міститься у фолікулах щитовидної залози і є вихідною сполукою для синтезу гормонів тироксину та трийодтироніну. Тиреоглобулін містить від 0,5 до 1% зв'язаного йоду, який потрапляє до залози з током крові. Йодування тирозину здійснюється ферментом тиреоїд – пероксидазою, що знаходиться в цитоплазматичному ретикулумі фолікулярних клітин щитовидної залози. Йод приєднується в третьому та п'ятому положенні оксифенільного циклу тирозину, внаслідок чого утворюється 3-монойодтирозин та 3,5-дйодтирозин. Йодовані амінокислоти, сполучаються у ланцюги, утворюють молекули тиреоглобуліну.

Трийодтиронін – гормон щитовидної залози, який разом із тироксином бере участь у регуляції багатьох метаболічних реакцій організму. Утворюється з молекул тиреоглобуліну під час його протеолізу, а також при окислювальній конденсації моно- та дйодтирозину. Трийодтиронін виявляє значно вищу активність: впливає на ферменти циклу трикарбонових кислот, тканинного дихання, посилює основний обмін, стимулює синтез деяких біологічно активних речовин.

Тироксин (3,3,5,5-тетрайодтиронін) – гормон щитовидної залози, що утворюється в її фолікулярних клітинах. Синтез тироксину, а також іншого гормону щитовидної залози - трийодтироніну - каталізується ферментом тиреоїдпероксидазою, зв'язаним з ендоплазматичним ретикулумом фолікулярних клітин. За участю ферменту відбувається йодування залишків тирозину в складі білка глікопротеїдної природи - тиреоглобуліну. Тироксин є активним регулятором метаболічних процесів в організмі. Він підвищує інтенсивність основного обміну, збільшує теплопродукцію, впливає на ріст та диференціювання клітин і тканин, посилює скорочення серцевого м'яза, регулює водний баланс. Синтез тироксину регулюється тиреотропним гормоном гіпофіза. Порушення синтезу тироксину є причиною таких захворювань, як базедова хвороба, мікседема тощо.

Хвороби.

Зоб ендемічний – порушення функціональної діяльності щитовидної залози, що розвивається при недостатньому надходженні йоду в організм внаслідок дефіциту його в навколишньому середовищі. Хвороба як правило розвивається переважно у людей, які живуть у гірській місцевості і супроводжується компенсаторним збільшенням розмірів щитовидної залози внаслідок розростання сполучної тканини. Для лікування використовують продукти харчування з достатньою кількістю йоду. Застосовують також хірургічні методи лікування.

Мікседема – вид патології, що виникає при зниженні функціональної активності щитовидної залози. При цьому спостерігається значне пригнічення метаболічних процесів в організмі, зменшується тиск крові і температура тіла, порушується водно-сольовий обмін, виникають набряки, одутлість обличчя, погіршення пам'яті. Хворі стають кволими, апатичними, постійно мерзнуть, спостерігаються в'ялість, слабкість, сонливість, шкіра стає сухою, злущується, особливо на ліктьових згинах і гомілках. Гіпофункція щитовидної залози у дитячому віці або в період внутрішньоутробного розвитку, яка супроводжується нестачею йоду, може бути причиною кретинізму. У таких дітей різко затримується ріст і розвиток, порушується психіка і прорізування зубів, вони часто бувають глухонімими. Діти апатичні, обличчя одутле, вираз байдужий, рот напіввідкритий, голос грубий, охриплий.

Добування йоду. Вперше йод почали добувати із морських водоростей. Така загальновідома водорість, як ламінарія, яку зазвичай називають морською капустою, містить до 1% йоду. А деякі морські губки – навіть до 8,5% від сухої маси. Це в мільйони разів вище від вмісту йоду у воді.

Морські водорості – чи викинуті бурею на берег, чи зібрані «морськими косарями» на дні побережжя з човнів – сушать, а потім спалюють. Здобутий попіл промивають водою – у ній розчиняються і речовини, що містять йод. Під час пропускання хлору через цей розчин і виділяється йод.

Перший в Росії йодний завод був побудований у 1915 р. у Єкатеринославі (Дніпропетровськ); отримували йод із попелу чорноморської водорості філофори; за роки першої світової війни на цьому заводі було добуто 200 кг йоду.

Морські водорості були єдиною «рудною» для добування йоду до 70-х років XIX ст. А з 1868 року розгортається добування йоду з відходів виробництва селітри у Чилі. Дешевий чилійський йод став швидко витіснити йод добутий з водоростей. Маточники селітряного виробництва, які містять йод у вигляді $NaIO_3$, для виділення елементного йоду, обробляють сульфур (IV) оксидом. У першу світову війну надходження чилійської селітри та йоду зупинилось, що зразу негативно відобразилось на загальному стані фармацевтичної промисловості країн Європи.

У 1882 році російський учений А.П. Потилицин писав: «Багатий вміст бром, вуглекислого луку й особливо йодистого натрію в нафтових водах Кудак, а можливо, цілком імовірно, і в інших нафтових джерелах Тамані, не тільки має звернути увагу медиків на ці води, а вони можуть бути також джерелом добування йоду».

Але тільки через п'ятдесят років (1930) інженер Б.П. Денисович розробив метод добування йоду із вод нафтових і газових родовищ. Цей метод досить довго був основою радянського виробництва йоду. Нафтову воду, що надходить на йодний завод, фільтрують від механічних домішок. Мінералізовану воду, що містить 0,001-0,01% йоду у вигляді йодидів, підкислюють сульфатною чи хлоридною кислотою до рН 2,5-3,5 і обробляють Cl_2 чи розчином $NaNO_2$ для виділення елементного йоду. Воду з розчином у ній йодом проганяють через активоване вугілля або аніоніт. У кілограмі вугілля за місяць накопичувалось до 40 г йод. Насичене йодом вугілля промивають розчином луку $NaOH$, при цьому утворюються солі NaI і $NaIO_3$. Із насиченого аніоніту йод вивільняють сумішшю розчинів Na_2SO_3 і $NaCl$. Із одержаних таким чином розчинів, які містять 2-3% NaI , дією сульфатної кислоти і окисника (наприклад, хлору) виділяють елементний йод.

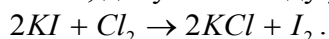
Інший спосіб добування йоду – повітряний – було запропоновано П.І. Камінським у 1931 році. Він ґрунтується на високій леткості йоду. Із води з підвищеною температурою ($>40^\circ C$) виділений йод видувають струменем повітря. Потім повітря, що містить пари йоду, змішують із сульфур (IV) оксидом. Із утвореної в присутності вологи суміші HI (біля 10%) і H_2SO_4 виділяють елементний йод дією хлору.

Отриманий із підземних вод йод, забруднений органічними речовинами очищують сублімацією або плавленням від шаром сульфатної кислоти.

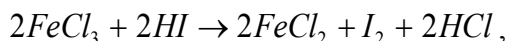
Перспективними є геотехнологічні методи добування йоду. Вони дозволяють вилучати йод з супутніх вод нафтових та газових родовищ не викачуючи ці води на поверхню.

Спеціальні реактиви, введені через свердловину, під землею концентрують йод, і на поверхню надходить концентрат.

Тобто, добування йоду у промисловості можна представити, як дію хлору на йодиди:

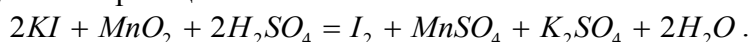


У лабораторії йод можна одержати дією концентрованої йодоводневої кислоти на різні окисники (MnO_2 , $KMnO_4$, $KClO_3$, $KBrO_3$, $FeCl_3$, $CuSO_4$):



Одержання йоду.

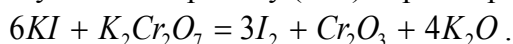
Дослід 1. У хімічну склянку насипають 2 частини кристалічного калій йодиду і 1 частину манган (IV) оксиду. До суміші доливають трохи розбавлену сульфатну кислоту і склянку накривають колбою із водою. Склянку поміщають на азбестову сітку і нагрівають. Відбувається реакція:



На холодних стінках колби осаджуються кристали йоду.

Дослід 2. Для одержання йоду у невеликих кількостях у пробірку поміщають 0,5-1 г суміші калій йодиду манган (IV) оксиду, доливають сульфатну кислоту і нагрівають. На холодних стінках пробірки осаджуються кристали йоду.

Дослід 3. У хімічну склянку насипають суміш добре розтертого порошку калій йодиду і порошку калій дихромату (4: 1). При нагрівання виділяється йод:



Дослід можна проводити і у пробірці.

Застосування.

Медицина. Цілющі властивості речовин, що містять йод, були відомі за 3 тис. років до того, як був відкритий цей елемент. Китайський кодекс 1567 р. до н.е. рекомендує для лікування зобу морські водорості.

Антисептичні властивості йоду в хірургії першим використав французький лікар Буане. Ще у 1865-1866 рр. російський хірург М.І. Пирогов застосував йодну настойку для лікування ран. У 1904 р російський військовий лікар Н.П. Філончиков у статті «Водні розчини йоду як антисептична рідина у хірургії» звернув увагу хірургів на перевагу водних та спиртових розчинів йоду саме при підготовці до операції.

Йод (Iodum). Фармакологічна дія. Здійснює протимікробну дію; впливає на функцію щитоподібної залози, приймаючи участь у синтезі тироксину; прискорює процеси дисиміляції; сприятливо впливає на ліпідний та білковий обмін.

Застосування. Зовнішньо у вигляді 5% та 10% спиртового розчину, як антисептичний, подразнюючий та відволікаючий засіб, Внутрішньо по 0,02 г за одне приймання при атеросклерозі, хронічних запальних процесах у дихальних шляхах, при третинному сифілісі, гіпертиреозі, ендемічному зобі, хронічних отруєннях ртуттю та свинцем.

Умови зберігання - у захищеному від світла місці. Строк придатності кристалічного йоду не обмежений, 5% спиртовий розчин та ампули 3 роки.

Йодинол (Iodinolum). Склад: йоду 0,1 г, калію йодиду 0,3 г, спирту полівінілового 0,9 г, води дистильованої до 100 мл. Фармакологічна дія: антисептичний препарат йоду з подовженою дією. Застосування: при хронічному тонзиліті промивання лакун, мигдаликів та супратонзиллярних просторів (4-5 промивань через 2-3 дні); при гнійних отитах – закапування по 5-8 крапель та промивання на протязі 2-4 тижнів; при атрофічних ринітах пульверизація порожнини носа та глотки 2-3 рази на тиждень на протязі 2-3 місяців; при трофічних та варикозних язвах, гнійних ранах та опіках – пов'язки 1-2 рази на добу.

Умови зберігання. У захищеному від світла місці.

Йодонат (Iodonatum). Водний розчин комплексу поверхнево активних речовин з йодом; містить близько 3% йоду. Фармакологічна дія: має високу бактерицидну активність до ешеріхій, золотистого стафілокока, протей, синегнійної палички; здійснює фунгістатичну дію. Показання до застосування: як антисептик тільки для знезаражування шкіри операційного поля (замінює розчин йоду). Застосування: у вигляді розчину, що містить 1% вільного йоду, для чого йодонат розбавляють у співвідношенні 1:3 стерильною або дистильованою водою. В кінці операції перед накладанням швів на шкіру повторно обробляють краї рани 5-7 мл 1% розчину.

Умови зберігання. У прохолодному, захищеному від світла місці.

Йодолипол (Iodolipolum). Йодоване масло. Синоніми: Iodipin, Lipiodol.

Застосування: як контрастна речовина для рентгенологічного дослідження порожнинних органів: трахеї, матки, маткових труб. При бронхіографії вводять до 20 мл; при метро- та сальпінгографії 3-4 мл йодолипола вводять у порожнину матки.

Умови зберігання. У прохолодному, захищеному від світла місці.

Йодопірон (Iodopironum). Суміш комплексу полівінілпірролідон – йоду з йодидом калію (містить 6-8 % активного йоду). Фармакологічна дія: антисептичний засіб. Має високу бактерицидну активність до ешеріхій, золотистого стафілокока, протей. Застосування: для оброблення рук хірурга застосовують 0,1% (по активному йоду) розчини; для комплексного лікування гнійних ран, знезаражування операційного поля та оброблення ліктьових згинів донорів – 0,5 та 1% (по активному йоду) розчини йодопірону.

Умови зберігання. У прохолодному, захищеному від світла місці.

Йодоформ (Iodoformium). Трійодметан. Синоніми: Formylum triiodatum.

Застосування. У якості антисептичного засобу при лікуванні інфікованих ран та язв у вигляді присипок та мазей.

Умови зберігання. У прохолодному, захищеному від світла місці.

У медичній практиці йодорганічні сполуки застосовують для рентгенодіагностики. Достатньо важкі ядра атомів йоду розсіюють рентгенівські промені. При введенні всередину організму такої діагностичної речовини утворюються виключно чіткі рентгенівські знімки окремих ділянок тканин та органів.

Йодамід (Iodamidum). 3-ацетамідометил-5-ацетамідо-2,4,6-трийодбензойна кислота. Синонім: Acidum ametriodicum.

Фармакологічна дія: діагностична контрастна речовина. Виробляється у вигляді йодамідів – 300, та йодамідів – 380. За хімічним складом подібний до триомбрасту. Показання до застосування: як рентгеноконтрастний препарат для дослідження судин та серця, нирок, сечовивідних шляхів.

Умови зберігання. У захищеному від світла місці.

Йопагност (Iopagnost). а-етил-б-(3-аміно-2,4,6-трийодфеніл)-масляна кислота. Синоніми: Bilipac, Cistobil.

Показання до застосування: як рентгеноконтрастний препарат для дослідження жовчних шляхів та жовчного міхура. Спосіб застосування та дози: внутрішньо по 1,5-3 г на ніч. Через 13-15 г натщесерце роблять рентгенівський знімок.

Умови зберігання. У прохолодному, захищеному від світла місці.

Промисловість. Йод утворює багато йодорганічних сполук, які входять до складу деяких барвників.

Сполуки йоду використовують у фотографії та кіноіндустрії для виготовлення спеціальних фотоемульсій та фотопластинок.

Як каталізатор йод використовується у виробництві штучних каучуків.

Застосовують йодидний спосіб отримання надчистих матеріалів – кремнію, титану, гафнію, цирконію.

Всього 0,6% йоду, добавленого до вуглеводневовмісних масел, у кілька разів зменшує силу тертя у підшипниках з нержавіючої сталі та титана. Ця добавка дозволяє знизити навантаження на деталі, що труться більш ніж у 50 разів.

Йодні препарати використовують також в якості сухої змазки для поверхонь із сталі та титана, що труться.

Виготовляються потужні йодні лампи розжарювання. Скляна колба такої лампи заповнена не інертним газом, а парами йоду, які самі випромінюють світло за умов високої температури.

Йод і його сполуки використовують в лабораторній практиці для аналізу та в хемотронних приладах, дія яких ґрунтується на окисно-відновних реакціях йоду.

Йод застосовують для виготовлення спеціального поляроїдного скла. У таке скло або пластмасу вводять кришталіки солей йоду, які розподіляються у певній закономірності. Коливання світлового променя не можуть проходити крізь них у всіх напрямках. Утворюється своєрідний фільтр, що називається поляроїдом - він відводить зустрічний потік світла, що сліпить, таке скло використовується в автомобілях. Комбінуючи кілька поляроїдів або обертаючи поляроїдні скельця, досягають виключно яскравих ефектів – це явище широко використовують у кіно - та театральному мистецтві.

Якщо грозову хмару «засіяти» йодистим сріблом або йодистим свинцем, то замість граду у хмарі утворюється дрібнодисперсна снігова крупа. Засіяна такими солями хмара проливається дощем і не шкодить насадженням.

Зображення людей, хворих на йододефіцит в полотнах

видатних художників – Дюрер

Мадонна с грушей», Рембрант

«Автопортрет», Ван Дейк

«Марія-Луїза де Тассіс», Рембрант

«Юнона», «Андромеда», «Венера і Амур»,

Дюрер

«Марія з гвоздикою» та інші.

(ілюстрації можна подивитися у посібнику, який знаходиться у бібліотеці ЧОШОПП).

Пізнавально-розрахункові задачі

I рівень

1. У 1811 році французький технолог Бернар Куртуа знайшов у попелі морських водоростей речовину, яка утворювала пару чарівного фіолетового кольору і сполучалася з металами, фосфором, воднем. Французький хімік Жозеф Гей-Люсак вивчив цю речовину, встановив, що до її складу входить новий елемент, і дав йому назву іод (від грецького іоєйдеос – темно-синій, фіалковий). На батьківщині Б. Куртуа, у місті Діжоні, одна з вулиць носить його ім'я.
Запишіть рівняння реакцій взаємодії йоду з воднем, фосфором, натрієм. Яка маса йоду витратиться на взаємодію із натрієм, маса якого складає 1,6 г? **Відповідь: $m(J_2)=5,08$ г.**
2. Як відомо, йод використовують у медицині у вигляді 5%-го спиртового розчину як антисептичний і кровоспинний засіб. Скільки грам йоду і спирту потрібно взяти аптекарю для приготування 500 г 5%-ї йодної настоянки? **Відповідь: 25 г йоду і 475 г спирту.**
3. Морська вода містить близько 0,000005% йоду, який поглинається із неї деякими водоростями (зокрема ламінарією). При одержанні йоду із попелу морських

водоростей, розчин упарюють і залишають для кристалізації; більшість хлоридів, сульфатів, що знаходяться у попелі, випадає в осад, а йодиди залишаються у розчині. Йод добувають обробкою цього розчину хлором.

Яку масу йоду можна добути при взаємодії насиченого розчину калій йодиду з хлором, об'єм якого дорівнює 28 л (н.у.)? **Відповідь: 317,5 г.**

II рівень

4. Сполуки йоду відіграють важливу роль у регуляції обміну речовин. Йод входить до складу білка тиреоглобуліну, що міститься у щитовидній залозі і є складовою частиною гормонів... Нестача йоду спричиняє важкі захворювання: у дорослому віці – зоб, у дитячому – кретинізм. У крові організму людини спостерігається постійний вміст йоду, так зване дзеркало крові.

Маса йоду на кожні 100 г маси крові людини складає 0,013 мг, маса крові людини складає 8% від маси тіла. Яка маса йоду міститься у крові людини, якщо маса її тіла 70 кг? **Відповідь: 0,73 мг.**

5. Калій йодад KIO_3 - безбарвна кристалічна речовина, розчинна у воді (8,13 г у 100 г при 20°C), одержують взаємодією йоду із розчином калій гідроксиду (аналогічно взаємодії хлору з лугами), використовують як реактив у йодотометрії.

1. Розрахуйте масову частку KIO_3 у його насиченому при 20°C розчині.

2. Яка маса йоду витратиться на добування 21,4 г KIO_3 ?

Відповідь: $w(KIO_3) = 7,52\%$, $m(I_2) = 76,2$ г.

6. В лабораторії є суміш хлориду йодиду натрію масою. 104,25 г цієї суміші розчинили у воді і пропустили через одержаний розчин надлишок хлору, потім розчин випарували досуха і залишок прожарили до постійної маси при 300°C. Маса сухої речовини виявилася рівною 58,5 г. Визначте склад вихідної суміші (у відсотках).

Відповідь: $w(NaI) = 71,9\%$, $w(NaCl) = 28,1\%$.

III рівень

7. За хімічними властивостями йод є аналогом хлору і бром, але менш активний. Він взаємодіє з воднем тільки при нагріванні, причому реакція є оборотною.

У системі $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ на момент рівноваги встановилися такі концентрації реагуючих речовин: $c[H_2] = 0,25$ моль/л, $c[I_2] = 0,05$ моль/л, $c[HI] = 0,9$ моль/л. Визначте початкові концентрації реагентів та константу рівноваги даної реакції.

Відповідь: $c[H_2] = 0,7$ моль/л, $c[I_2] = 0,5$ моль/л, $K_{piv} = 64,8$.

8. Йод є слабким окисником, тому легко виділяється у вільному стані із розчинів його солей при дії на них сильніших окисників. Визначте молярну концентрацію розчину калій йодиду, якщо відомо, що при обробці 100 мл цього розчину калій дихроматом (у кислому середовищі) виділяється 76,2 г йоду. **Відповідь: $c(KI) = 6$ моль/л.**

9. 68,3 г суміші KNO_3 , KI , KCl розчинили у воді і обробили хлорною водою. У результаті виділилося 25,4 г йоду. Такий же розчин обробили аргентум нітратом. Утворилося 75,7 г осаду. Визначте масу кожної речовини у вихідній суміші. **Відповідь:**

$m(KNO_3) = 20,2$ г, $m(KI) = 33,2$ г, $m(KCl) = 14,9$ г.

Астат

Хімічний символ: At

Порядковий номер: 85

Атомна маса: 210 а.о.м.

Електронна конфігурація: $4f^{14}5d^{10}6s^26p^4$

Електронегативність (за Полінгом) 2,2

Ступені окиснення: -1; 0; +1; +3; +5; +7

Історія відкриття. Д.І. Менделєєв назвав останній галоген не лише екайодом, а й галоїдом Х. Він писав у 1898 р.: «Можно, например, сказать, что при открытии галоида Х с атомным весом, большим, чем иод, он все же будет образовывать КХ, КХО₃ и т.п., что его водородное соединение будет газообразной, очень непрочной кислотой, что атомный вес будет... около 215».

В 1920 р. німецький хімік Е. Вагнер знову звернув увагу на все ще не відкритий п'ятий галоген, стверджуючи, що він буде обов'язково радіоактивним.

Відтоді й почалися інтенсивні пошуки елемента №85 в природних об'єктах.

Припущення про властивості 85-го елемента вчені здійснювали на основі положення його в періодичній системі та із основних відомостей про властивості сусідів цього елемента по таблиці Д.І. Менделєєва. Розглядаючи властивості інших елементів-галогенів, легко помітити таку закономірність властивостей їх простих речовин: фтор та хлор – гази, бром – уже рідина, а йод – тверда сполука, що виявляє хоча і в невеликій мірі, властивості металів. Екайод – найважчий із галогенів. Тому, імовірно, що він повинен бути найбільш металоподібним, ніж йод, і, володіючи багатьма властивостями галогенів, так чи інакше схожий на свого сусіда зліва – полоній...

Разом з іншими галогенами, екайод потрібно шукати в морській та океанічній воді, бурових свердловинах. Його намагались, подібно йоду, шукати в морських водоростях, розсолах, і т.д. Англійський хімік І. Фрієнд спробував знайти Астат і Францій у водах Мертвого моря, в яких, як відомо, і галогенів і лужних металів було в достатку.

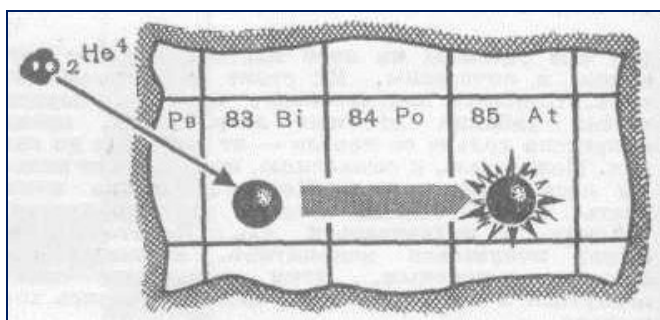
Для видалення екайоду з розчинів хлоридів осаджувалось хлористе срібло; І. Фрієнд вважав, що осад матиме в собі й сліди 85-го елемента. Але ні рентгеноспектральний аналіз, ні мас-спектрометрія не дали позитивних наслідків.

В 1932 р. хіміки Політехнічного інституту штату Алабама (США) на чолі з Ф. Аллісоном повідомили, що ними із монацитового піску був виділений продукт, в якому міститься біля 0,000002 г одної із сполук елемента №85. На честь свого штату вони назвали його «Алабамій» та описали навіть його сполуку з Гідрогеном і оксигеновмісні кислоти. Назва «Алабамій» для 85-го елемента існувала в підручниках і довідниках з хімії до 1947 р.

Але вже тоді у багатьох вчених існували сумніви щодо достовірності відкриття Аллісона. Властивості Алабамію різко розходились із передбаченнями періодичного закону. Крім того, в цей час уже було відомо, що усі елементи, важчі Бісмуту не мають стабільних ізотопів. Припустивши ж стабільність елемента №85, наука постала б перед важливою аномалією. Але якщо ж елемент №85 не стабільний, тоді на Землі його можна знайти лише у двох випадках: якщо у нього є ізотоп з періодом напіврозпаду більше віку Землі, або якщо його ізотопи утворюються під час розпаду довгоживучих радіоактивних елементів.

За 19 років, з 1925 по 1943 р., в періодичній пресі з'явилося багато повідомлень про відкриття екайоду. Йому приписували певні хімічні властивості, давали гучні назви: **гельвецій** (на честь Швейцарії), **англогельвецій** (на честь Англії та Швейцарії), **дакин** (від назви стародавньої країни даків у Східній Європі), **лептин** (в перекладі з грецької «слабкий», «хиткий», «знедолений») і т.д. Але першу достовірну звістку про відкриття та ідентифікацію елемента №85 зробили фізики, що працювали над синтезом нових елементів.

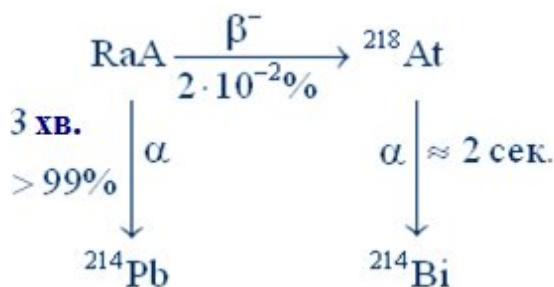
На циклотроні Каліфорнійського університету Д. Корсон, К. Мак-Кензі та Е.Сегре опромінили альфа-частинками мішень з бісмуту. Енергія частинок складала 21 МеВ, і ядерна реакція отримання елемента №85 була такою:



Новий синтетичний елемент отримав назву лише після війни, в 1947 р. Але ще раніше, в 1943 р., було доведено, що ізотопи астату утворюються у всіх трьох рядах радіоактивного розпаду. Отже, аstat є в природі.

Поширення у природі. Належить до групи галогенів, у природі зустрічається дуже рідко. Наближені обрахунки показали, що в усій земній корі знаходиться не більше 30 г астату.

Астат в природі першими знайшли австрійські хіміки Б. Карлик і Т. Бернерт. Вивчаючи радіоактивність дочірніх продуктів радону, вони виявили, що незначна частина радіо-А (так називали тоді, та й зараз ще називають, ізоотп ${}^{218}\text{Po}$) розпадається двояко (так звана радіоактивна вилка):



У щойно виділеному зразку RaA поряд із альфа-частинками, утвореними полонієм-218, були зареєстровані й альфа-частинки з іншими характеристиками. Як раз такі частинки могли випромінювати ядра ізоотп ${}^{218}\text{At}$.

Пізніше під час інших дослідів були знайдені короткоживучі ізоотпи ${}^{215}\text{At}$, ${}^{216}\text{At}$ та ${}^{217}\text{At}$. А в 1953 р. американські радіохіміки Э. Хайд і А. Гіорсо хімічним шляхом виділили ізоотп ${}^{219}\text{At}$ із францію-223. Це єдиний випадок хімічної ідентифікації ізоотпу астату завдяки природному ізоотпу. Набагато простіше та зручніше отримувати аstat синтетичним шляхом.

До 1962 р. в російській хімічній літературі цей елемент називали астатинном, а тепер за ним закріпилась назва «астат»; і це правильно: ні в грецькій, ні в латинській назвах цього елемента (по-латині *astatium*) немає суфікса «ин».

Астат вперше одержано штучно в 1940 р. бомбардуванням вісмуту α -частинками.

Будова. Астат дуже нестабільний, має багато ізоотпів з атомною масою 202-219, з них найбільші періоди піврозпаду мають ${}^{211}\text{At}$ (7,5 год.) і ${}^{210}\text{At}$ (8,3 год.). Його назва походить від грецької *στατέω* — бути нестійким, через його радіоактивний розпад. Астат (як і Прометій, Технецій та Францій) в повному розумінні слова, створений людиною і вивчення цього елемента має велике науково-пізнавальне значення — перш за все для пізнання закономірностей у зміні властивостей елементів періодичної системи. Виявляючи в одних випадках металічні властивості, а в інших неметалічні, аstat є одним із найбільш своєрідних елементів.

Фізичні властивості. Астат - тверда речовина синьо-чорного кольору, за зовнішнім виглядом схожий на йод. Для нього характерно поєднання властивостей неметалів (галогенів) і металів (полоній, свинець тощо). Як і йод, астат добре розчиняється в органічних розчинниках і легко ними екстрагується.

За летючості трохи поступається йоду, але також може легко переганятись. Температура плавлення 302°C, кипіння (сублімації) 337°C.

Хімічні властивості. Астат за хімічними властивостями подібний як до галогенів так і до металів.

Властивості астату як представника галогенів:

1. При дії на водний розчин астату воднем, в момент реакції утворюється газуватий астатоводень HAt:

$$\text{H}_2 + \text{At}_2 \rightarrow 2\text{HAt}$$
2. Астат у водному розчині відновлюється SO₂ та окиснюється Br₂ (менш ефективно нітратною кислотою):

$$\text{At}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HAt}$$

$$\text{At}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + 5\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{HAtO}_3 + 10\text{HBr}$$

$$\text{At}_2 + 10\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{HAtO}_3 + 10\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$$
 При цьому утворюється астатнувата кислота HAtO₃.
3. Астат витісняється більш сильними галогенами:

$$2\text{RbAt} + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{RbI} + \text{At}_2$$
4. Як галоген, взаємодіючи з металами, утворює астатиди:

$$2\text{Li} + \text{At}_2 \rightarrow 2\text{LiAt} - \text{літій астатид},$$

$$2\text{Tl} + \text{At}_2 \rightarrow 2\text{TlAt} - \text{талій астатид}.$$
 Також були добути BiAt₃ – бісмут астатид, NaAt – натрій астатид, MgAt – магній астатид, AgAt – аргентум астатид
 Відома сполука астату з платиною, що утворюється внаслідок такого процесу:

$$\text{Pt} + \text{At}_2 \rightarrow \text{PtAt}_2$$
5. Відомі методи утворення й міжгалогенних сполук:

$$\text{At}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{AtI} - \text{астат йодид}$$
6. Астат взаємодіє і з органічними сполуками:

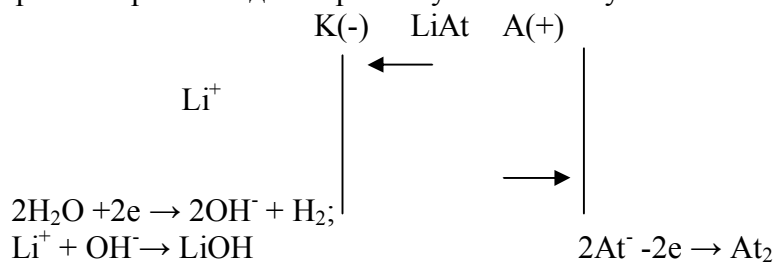
$$\text{C}_2\text{H}_6 + \text{At}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{At} + \text{HAt} \text{ (утворюється астатетан)}$$
7. Як галоген, взаємодіє з нітритами металів, утворюючи нітрати:

$$\text{LiNO}_2 + \text{At}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{LiNO}_3 + 2\text{HAt}$$
8. Як галоген, може взаємодіяти з лугами:

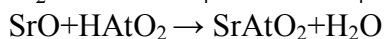
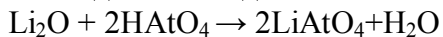
$$\text{Sr}(\text{OH})_2 + \text{At}_2 \rightarrow \text{Sr}(\text{AtO})_2 + \text{H}_2\text{O}$$
9. Деякі сполуки Астату із ступенем окиснення +1 нагадують сполуки Гідрогену, тобто підтверджують властивості астату як галогена:

$$\text{H}_2\text{O}, \text{H}_2\text{S}, \text{NH}_3, \text{PH}_3, \text{H}_2\text{Te}, \text{H}_2\text{Se}, \text{HCl}, \text{CH}_4$$

$$\text{At}_2\text{O}, \text{At}_2\text{S}, \text{NAt}_3, \text{PAt}_3, \text{At}_2\text{Te}, \text{At}_2\text{Se}, \text{AtCl}, \text{CAt}_4$$
10. При електролізі водного розчину солі його лужного металу, окиснюється на аноді:



11. Також існують відомості про перастатат літію та астатит стронцію, що утворюються, внаслідок взаємодії з астатною (HAtO_4) і астатистою (HAtO_2) кислотами:



Деякі металічні властивості астату:

12. Астат, як метали, осаджується із солянокислих розчинів сірководнем (H_2S):
 $2\text{AtCl} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{HCl} + \text{At}_2\text{S}$
13. Як чистий метал астат поводить себе дивовижно: відганяється в молекулярній формі із водних розчинів. Такою властивістю не володіє жоден із елементів:
 $\text{At}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{At}_2\text{S} + \text{H}_2$
14. Може взаємодіяти з неметалами (вуглецем):
 $2\text{At}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CAt}_4$
15. Може як і йод виявляти ступінь окиснення -1:
 $\text{At}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{HAt} + \text{S}$
16. Витісняється із розчину цинком або дихлоридом олова SnCl_2 :
 $\text{SnCl}_2 + 2\text{AtCl} \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{At}_2$
 $\text{Zn} + 2\text{AtCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{At}_2$

Вплив на живі організми. При попаданні в організм концентрується в печінці. Як і йод, астат має здатність накопичуватись в щитоподібній залозі. α -Випромінювання астату вражає навколишні тканини, що приводить до порушення їх функцій і в кінцевому рахунку формування пухлин.

Часткове накопичення астату спостерігається і в молочних залозах. З метою «вибіркової» доставки α -випромінювання до клітин пухлини, розроблені методи зв'язування астату-211 з моноклональними антитілами.

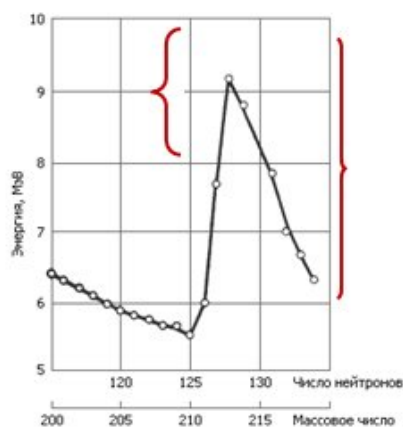
Методи добування астату. Реакцію опромінення бісмуту альфа-частинками можна використовувати також і для синтезу інших ізотопів астату. Достатньо підвищити енергію бомбардуючих частинок до 30 MeV, як піде реакція з вильотом трьох нейтронів і замість астату-211 утвориться астат-210. Чим вища енергія альфа-частинок, тим більше утвориться вторинних нейтронів і тим менше, відповідно, масове число новоутвореного ізотопу. В якості мішеней для опромінення використовують металічний бісмут або його оксид, які наплавають або напилюють на алюмінієву чи мідну підкладку.

Другий метод синтезу астату полягає в опроміненні прискореними йонами карбону мішені з золота. В цьому випадку відбувається така реакція:



Для виділення новоутвореного астату із бісмутових чи золотих мішеней використовують достатньо високу леткість астату – він все ж таки галоген! Дистиляція відбувається в потоці азоту або в вакуумі при нагріванні мішені до 300...600°C. Астат конденсується на поверхні скляної ловушки, охолодженої рідким азотом або сухим льодом.

Ще один спосіб добування астату заснований на реакціях розщеплення ядер урану чи торію при опроміненні їх альфа-частинками чи протонами



Залежність між енергією випромінюючих альфа-частинок і масовим числом (або числом нейтронів у ядрі) ізотопів астату

високих енергій.

Так, наприклад, при опроміненні 1 г металічного торію протонами з енергією 680 MeV на синхроциклотроні об'єднаного інституту ядерних досліджень в м. Дубні отримують біля 20 мікрокюрі (інакше $3 \cdot 10^{13}$ атомів) астату. Але в цьому випадку набагато важче виділити астат із складної суміші елементів. Цю нелегку проблему зуміла вирішити група радіохіміків із м. Дубни на чолі з В.А. Халкінім.

Зараз відомо вже 20 ізотопів астату з масовими числами від 200 до 219. Найбільш «довгоживучим» з них є ізотоп ^{210}At (період напіврозпаду 8,3 год.), а «найменш живучий» – ^{214}At ($2 \cdot 10^{-6}$ секунди).

Оскільки астат не отримують у вагомих кількостях, його фізичні і хімічні властивості вивчені неповністю, а фізико-хімічні константи, як правило, обчислюються за аналогією з більш доступними сусідами в періодичній системі. Наприклад, визначені температури плавлення та кипіння астату – 411 і 299°C, тобто астат, як і йод, повинен легше відганятися, чим плавитись.

Усі дослідження з хімії астату проводились з дуже малими кількостями цього елемента, порядку $10^{-9} \dots 10^{-13}$ г на літр розчинника. І справа навіть не в тому, що не можна отримати більш концентровані розчини. Якби їх вдалося отримати, працювати з ними було б вкрай складно. Альфа-випромінювання астату приводить до радіолізу розчинів, сильному їх нагріванню та утворенню великої кількості побічних продуктів.

І все ж, у вивченні хімічних властивостей астату було отримано ряд важливих результатів. Встановлено, що астат може існувати в шести валентних станах: від -1 до +7. В цьому він виявляє себе як типовий аналог йоду. Як і йод, він добре розчиняється в більшості органічних розчинників, зате легше, ніж йод, набуває позитивного електричного заряду. Добуті та вивчені властивості деяких міжгалогенних сполук астату, наприклад AtBr , AtI , CsAtI_2 .

Застосування. Перші спроби застосувати астат на практиці були здійснені ще в 1940р. Досить перспективним є ^{211}At для лікування захворювань щитоподібної залози. Створений фармацевтичний препарат «Астат-211», що лікує рак щитоподібної залози. Існують відомості, що радіобіологічна дія α -частинок астату на щитоподібну залозу в 2,8 рази сильніша за β -частинки йоду-131; важливо, що α -частинки впливають лише на щитоподібну залозу, не торкаючи при цьому паращитоподібну.

Варто врахувати, що з допомогою йону роданіду можна повністю вивести астат із організму людини. Також проводяться вагомні дослідження в галузі синтезу радіофармпрепаратів на основі ^{211}At для терапевтичних цілей.

Пізнавально-розрахункові задачі

I рівень

1. Визначте кількість нейтронів, що мають ізотопи ^{215}At , ^{216}At та ^{217}At .
2. Зобразіть будову атома ізотопу ^{211}At .
3. Мікрокількість речовини має назву мікрокюрі. 1 мікрокюрі нараховує $1,5 \cdot 10^{12}$ атомів. Обчисліть кількість астату величиною в 20 мікрокюрі.

II рівень

4. Закінчіть схему ядерної реакції:
5. Складіть рівняння взаємодії етанолу з астатоводнем та наступною реакцією Вюрца з утворенням органічного продукту. Дайте йому назву.
6. Зобразіть схему електролізу водного розчину натрій астатиду враховуючи, що астат при цьому виявляє властивості галогенів.

III рівень

7. Зобразіть схему електролізу водного розчину калій астатиду враховуючи, що аstat при цьому виявляє властивості металу і повністю відновлюється на катоді.
8. Методом електронного балансу підберіть коефіцієнти в рівняннях та вкажіть їх загальну суму:
 - a) $\text{Mg}(\text{NO}_2)_2 + \text{At}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{HAt}$;
 - б) $\text{KAtO}_3 \rightarrow \text{KAt} + \text{O}_2$;
 - в) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{At}_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{AtO})_2 + \text{H}_2\text{O}$.
9. Методом електронного балансу підберіть коефіцієнти в рівняннях та вкажіть загальну кількість електронів, що отримує окисник:
 - a) $\text{KNO}_2 + \text{At}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{HAt}$;
 - б) $\text{AgAtO}_3 \rightarrow \text{AgAt} + \text{O}_2$;
 - в) $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{At}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{At} + \text{HAt}$.

ХАЛЬКОГЕНИ - р-елементи VI групи ПС

Оксиген, кисень, озон

Хімічний символ: O

Порядковий номер: 8

Атомна маса(молярна маса): 15,9994 а.о.м.

Електронна конфігурація: $2s^2 2p^4$

Електронегативність (за Полінгом) 3,5

Ступені окиснення: -2; -1; 0; +2

Історія відкриття. Слово кисень (іменувався на початку XIX століття ще «кислотвором») своєю появою в російській мові до якоїсь міри зобов'язане М. Ломоносову, який ввів у вживання, разом з іншими неологізмами, слово «кислота»; таким чином слово «кисень», у свою чергу, є калькою терміну «оксиген» (фр. l'oxygene), запропонованого А. Лавуазьє (в перекладі з грецької «той, що народжує кислоти»).

Дивно, але кисень був відкритий кілька разів. Перші відомості про нього зустрічаються вже в VIII столітті в трактаті китайського алхіміка Мао Хоа. Китайці уявляли собі, що цей газ («йинь») — складова частина повітря, і називали його «діяльним початком»! Жителям найбільшої азійської країни було відомо і те, що кисень сполучається з деревним вугіллям, яке горить, сіркою, деякими металами. Китайці могли і отримувати кисень, використовуючи сполуки селітри. Всі ці древні відомості поступово забулися. Лише у XV столітті про кисень мимохідь згадує великий Леонардо да Вінчі.

Знову його відкриває в XVII столітті голландець Дреббель. Про нього відомо дуже мало. Ймовірно, то був великий винахідник і учений. Він зумів створити підводний човен. Проте об'єм човна обмежений, тому брати з собою повітря, що складається в основному з азоту, було не вигідно. Логічніше використовувати кисень. І Дреббель отримує його з селітри! Це сталося в 1620 році, більш ніж за сто п'ятдесят років до «офіційного» відкриття кисню Прістлі і Шееле.

Джозеф Прістлі з 1774 по 1799 рік відкрив або вперше отримав в чистому вигляді сім газоподібних сполук, серед них – кисень. У 1774 році Прістлі провів досліди з оксидом ртуті і суриком. Маленьку пробірку з невеликою кількістю червоного порошку він опустив відкритим кінцем в ртуть і нагрівав речовину зверху за допомогою двоопуклої лінзи. Свої досліди по отриманню кисню він описав: «Діставши лінзу з діаметром 2 дюйми, з фокусною відстанню 20 дюймів, я почав досліджувати з її допомогою, який рід повітря виділяється зі всіляких речовин, природних і штучно приготованих. Після того, як за допомогою цього приладу я виконав ряд дослідів, я спробував 1 серпня 1774 року виділити повітря з кальцинованої ртуті і побачив негайно, що повітря може дуже швидко виділитися з неї. Мене невимовно здивувало те, що свічка в цьому повітрі горить незвичайно яскраво, і я абсолютно не знав, як пояснити це явище».

Переконаний прибічник вчення про флогістон, Прістлі розглядав оксид ртуті як просту речовину, утворену при нагріванні ртуті в повітрі і, отже, позбавлену флогістону. Тому виділення «дефлогістованого повітря» з оксиду ртуті при нагріванні здавалося йому просто неможливим. Ось чому він був «такий далекий від розуміння того, що насправді отримав.

Одночасно з Прістлі працював Шееле. Він писав про свої пріоритети: «Дослідження повітря є в даний час найважливішим предметом хімії. Цей пружний флюїд володіє багатьма особливими властивостями, вивчення яких сприяє новим відкриттям. Дивний вогонь, цей продукт хімії, показує нам, що без повітря він не може вироблятися...»

Шееле дещо раніше Прістлі отримав і описав властивості «вогненного повітря» (кисню). Учений отримував кисень різними шляхами: нагріванням селітри, нітрату магнію, перегонкою суміші селітри з сірчаною кислотою.

«Вогненне повітря», — писав Шееле, — є та ж сама речовина, за допомогою якої підтримується циркуляція крові і соків у тварин і рослин... Я схильний думати, що «вогненне повітря» складається з кислотої тонкої матерії, сполученої з флогістоном, і, ймовірно, що всі кислоти отримали свій початок від «вогненного повітря».

Але праці Шееле були надруковані значно пізніше за праці Прістлі.

І все-таки головна фігура в історії відкриття кисню - не Шееле і не Прістлі. Вони відкрили новий газ - і лише. Відкрили кисень - і до кінця днів своїх залишилися ревностними захисниками теорії флогістону! Теорії - колись корисної, але яка до кінця XVIII ст. стала вже «кандалами на ногах науки». Пізніше Фрідріх Енгельс напише про це:

«Обидва вони так і не дізналися, що опинилося у них в руках. Елемент, якому призначено було революціонізувати хімію, пропадав в їх руках безслідно... Тому власне відкривачем кисню залишається Лавуазьє, а не ті двоє, які тільки описали кисень, навіть не здогадуючись, що вони описують».

Великий французький хімік Антуан Лоран Лавуазьє (тоді ще дуже молодий) дізнався про кисень від самого Прістлі. Через два місяці після відкриття «дефлогістованого повітря» Прістлі приїхав до Парижа і детально розповів про те, як було зроблено це відкриття і з яких речовин (ртутна і свинцева окалини) нове «повітря» виділяється. До зустрічі з Прістлі Лавуазьє не знав, що в горінні і диханні бере участь тільки частина повітря. Тепер він повному поставив початі двома роками раніше дослідження горіння. Для них характерний скрупульозний кількісний підхід: все, що можна, зважувалося або як-небудь інакше вимірювалося. Лавуазьє спостерігав утворення червоних лусок «ртутної окалини» і зменшення об'єму повітря при нагріванні ртуті в запаяній реторті. У іншій реторті, застосувавши високотемпературне нагрівання, він розклав отримані в попередньому досліді 2,7 г «ртутної окалини» і отримав 2,5 г ртуті і 8 кубічних дюймів того самого газу, про який розповідав Прістлі. У першому досліді, в якому частина ртуті була перетворена на окалину, було «втрачено» якраз 8 кубічних дюймів повітря, а залишок його став «азотом» - не життєвим, таким, що не підтримує ні дихання, ні горіння. Газ, виділений при розкладанні окалини, проявляв протилежні властивості, і тому Лавуазьє спочатку назвав його «життєвим газом». Лавуазьє з'ясував суть горіння. І потреба у флогістоні - «вогненній матерії», що нібито виділяється при згоранні будь-якого пального, відпала. Киснева теорія горіння прийшла на зміну теорії флогістону. За два століття, що пройшли з часу відкриття, теорія Лавуазьє не тільки не була спростована, але ще більш зміцнилася. Висока окислювальна здатність кисню лежить в основі горіння всіх видів палива, включаючи порох.

Поширення у природі. Кисень — найпоширеніший на Землі елемент, на його частку (у складі різних сполук, головним чином силікатів), доводиться близько 47,4% маси твердої земної кори. Морські і прісні води містять величезну кількість зв'язаного кисню — 88,8% (по масі), в атмосфері вміст вільного кисню складає 20,95% за об'ємом і 23,12% за масою. Більше 1500 сполук земної кори в своєму складі містять кисень. У зв'язаному вигляді кисень виявлений на багатьох планетах сонячної системи. Атмосфера Венери складається з вуглекислого газу, оксидів сірки і сірчаної кислоти, в ній також наявні 0,0005% вільного кисню. У атмосфері Марсу міститься вуглекислий газ, невеликі кількості води і близько 0,3% кисню. В атмосфері Юпітера містяться невеликі кількості води і вільного кисню. На його супутнику Іо в результаті вулканічної діяльності з його надр постійно викидається оксид сірки, інший супутник — Європа - покритий крижаним покривом в декілька десятків кілометрів, під яким існує водний океан, супутники Ганімед і Каллісто також мають крижану кору. У ядрі Сатурну можливо під великим тиском міститься модифікований лід. Його супутники Енцелад і Титан мають крижаний покрив. Уран володіє океаном з води, аміаку і метану. Поверхня супутника Нептуна Трітона також покрита крижаним покривом.

Кисень в атмосфері Землі почав накопичуватися в результаті діяльності первинних фотосинтезуючих організмів, що з'явилися, ймовірно, близько 2,8 млрд. років назад. Вважають, що 2 млрд. років назад атмосфера вже містила близько 1% кисню; поступово з відновної вона перетворювалася на окислювальну і приблизно 400 млн. років назад набула

сучасного складу. Наявність в атмосфері кисню в значній мірі визначила характер біологічної еволюції.

Біологічна роль. Оксиген - основний біогенний елемент, що входить до складу молекул всіх найважливіших речовин, що забезпечують структуру і функції клітин, - білків, нуклеїнових кислот, вуглеводів, ліпідів, а також безлічі низькомолекулярних сполук. Так, до складу білків входить 21,5-23,5% Оксигену. У вигляді гідроксилапатиту ($3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$) входить до складу кісток і зубів. У кожній рослині або тварині Оксигену значно більше, ніж будь-якого іншого елемента (в середньому близько 70%). М'язова тканина людини містить 16% Оксигену, кісткова тканина – 28,5%; всього в організмі середньої людини (маса тіла 70 кг) міститься 43 кг Оксигену. Однією з найважливіших сполук Оксигену є вода (H_2O), яка містить 88,888% Оксигену. В організмі вода — це середовище, в якому відбуваються хімічні реакції, пов'язані з переведенням речовин у розчини. Вода є основним засобом транспортування речовин у живому організмі, реагентом багатьох хімічних реакцій (реакцій гідролізу). Оксиген у складі води є чудовим середовищем для підтримання кислотно-лужного балансу в клітинах, лімфі, крові.

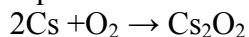
Будова. Хімічний елемент Оксиген існує у вигляді двох алотропних модифікацій – простих речовин кисню та озону. Природний кисень Землі складається з трьох стабільних ізотопів: – 99,76%, -0,04%, – 0,2%.

Кисень (O_2) за нормальних умов знаходиться в газоподібному стані. Щільність газу кисню $1,4 \text{ кг/м}^3$. Не має запаху, кольору, трохи важчий за повітря. Температура кипіння рідкого кисню (рідина має блакитний колір) $-182,9^\circ\text{C}$. При температурах від $-218,7^\circ\text{C}$ до $-229,4^\circ\text{C}$ існує твердий кисень з кубічною граткою (модифікація), при температурах від $-229,4^\circ\text{C}$ до $-249,3^\circ\text{C}$ - модифікація з гексагональною граткою і при температурах нижче $-249,3^\circ\text{C}$ - кубічна модифікація. При підвищеному тиску і низьких температурах отримані і інші модифікації твердого кисню. При 20°C розчинність газу O_2 : 3,1 мл на 100 мл води, 22 мл на 100 мл етанолу, 23,1 мл на 100 мл ацетону. Існують органічні фторовмісні рідини, в яких розчинність кисню значно вища.

Озон (O_3) вперше був виявлений у 1785 році голландським фізиком Ван-Марумом. Саме слово «озон» - означає «той, що має сильний запах». На початку ХХ століття французькі фізики Шарль Фабрі та Анрі Буїссон відкрили скупчення озону в стратосфері. У 1913 році їм вдалося за допомогою спектроскопічних вимірів ультрафіолетового випромінювання довести існування озонового шару у віддалених від землі шарах атмосфери. Але в лабораторних умовах вперше чистий озон було отримано лише в 1922 році німецькими хіміками Е. Різенфельдом та Г. Швабом. Про те, що озон може утворюватися з кисню під час грозових розрядів встановлено давно. Сам озон – це газ синього кольору з різким запахом. Температура кипіння озону -112°C ; вага 1 л — 2,14 г. Утворює озоніди (сполуки лужних металів і амонію, які містять аніони O_3^-).

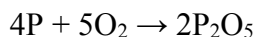
Хімічні властивості. Висока міцність хімічного зв'язку між атомами в молекулі O_2 призводить до того, що при кімнатній температурі газоподібний кисень хімічно досить малоактивний. У природі він поволі вступає в перетворення при процесах гниття. Крім того, кисень при кімнатній температурі здатний реагувати з гемоглобіном крові, що забезпечує перенесення кисню від органів дихання до інших органів.

Кисень реагує з активними металами - літієм, натрієм, цезієм, викликає утворення іржі на поверхні сталевих виробів.



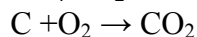
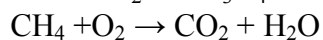
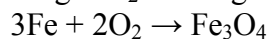
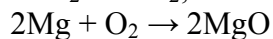
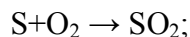
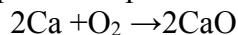
При цьому відбувається утворення не оксидів, а пероксидів.

Без нагрівання також вступає в реакції з білим фосфором, з деякими органічними речовинами.

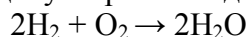


При нагріванні, навіть невеликому, хімічна активність кисню різко зростає. Він реагує з вибухом з воднем, метаном, іншими горючими газами. Відомо, що при нагріванні в

атмосфері кисню або на повітрі багато простих і складних речовин згорають, причому утворюються різні оксиди.

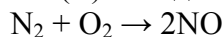


Якщо суміш кисню і водню зберігати в скляній судині при кімнатній температурі, то реакція утворення води протікає повільно:



за розрахунком, перші крапельки води повинні з'явитися в посудині приблизно через мільйон років. Але при внесенні до посудини з сумішшю цих газів платини або паладію (що грають роль каталізатора), а також при підпалі реакція протікає з вибухом.

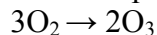
З азотом N_2 кисень реагує або при високій температурі (біля $1500\text{-}2000^\circ\text{C}$), або при пропусканні через суміш азоту і кисню електричного розряду. За цих умов утворюється нітроген (II) оксид:



З неметалів кисень безпосередньо ні за яких умов не взаємодіє з галогенами, з металів – з благородними металами сріблом, золотом, платиною і ін..

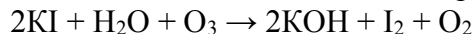
Бінарні сполуки, в яких валентність атомів Оксигену дорівнює -2, називають оксидами.

Під час грози кисень може перетворюватися на озон.



Озон – нестійка сполука. Він легко розкладається з утворенням атомарного кисню, який значно перевищує за своєю окиснювальною здатністю молекули кисню. Тому Озон значно активніше реагує з речовинами, окиснюючи їх.

Але озон витісняє йод із водних розчинів йодидів:



Йод дає характерне забарвлення, тому за допомогою цієї реакції можна ідентифікувати озон.

Вплив на живі організми. Молекулярний кисень як окисник безпечний для клітин. Атмосферний кисень (O_2), що потрапляє в організм людини під час дихання, зв'язується з гемоглобіном крові й проникає до клітин органів, де Оксиген включається в реакцію повільного окиснення. Білки їжі окиснюються частково до CO_2 та H_2O . У процесі окиснення 1 г білків виділяється 4 ккал (16,736 кДж) енергії. Під час повного окиснення 1 г тристеарину ($\text{C}_{57}\text{H}_{110}\text{O}_6$) виділяється 9 ккал (37,656 кДж) теплоти, при цьому витрачається 2,68 л O_2 . Під час повного окиснення 1 г глюкози ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) виділяється 4 ккал (16,736 кДж) теплоти, при цьому витрачається 0,373 л O_2 .

Токсична дія кисню проявляється в умовах окисного стресу ферментативного захисту організму. Токсичний вплив кисню не виявляється після довготривалого вдихання суміші з 55-60% O_2 . Вдихання людиною суміші з 70-80% O_2 протягом 55 год спричинює зниження життєвої ємності легенів, з 90% O_2 протягом 24 год — у частини осіб парестезію (оніміння) пальців, протягом 60-65 год тахікардію (прискорене серцебиття), блювоту, розвиток бронхіту або пневмонії. Вдихання чистого O_2 протягом 15 хв спричиняє блювоту, а протягом 6-24 год призводить до захворювання легенів. У разі повторного довготривалого (протягом 10 год) вдихання кисню в організмі людини можуть виникнути трахеобронхіт, пневмонія, а також враження ЦНС і серцево-судинної системи.

В організм людини Оксиген потрапляє з водою та їжею, у вигляді кисню — під час дихання. Протягом доби доросла людина споживає 420 л O_2 і виділяє 420 л CO_2 .

Виводиться Оксиген з організму людини через легені, нирки, шкіру у вигляді H_2O , CO_2 та інших оксигеновмістних органічних речовин.

В організм тварин і людини кисень поступає в основному через органи дихання (вільний кисень) і з водою (зв'язаний кисень). Потреба організму в кисні визначається рівнем (інтенсивністю) обміну речовин, який залежить від маси і поверхні тіла, віку, статі, характеру живлення, зовнішніх умов і ін. В екології як важливу енергетичну характеристику визначають відношення сумарного дихання (тобто сумарних окислювальних процесів) угруповання організмів до його сумарної біомаси.

На відміну від кисню, навіть незначні концентрації O_3 у приміщенні спричиняють у людей сухий кашель у людини, подразнення слизових оболонок очей та верхніх дихальних шляхів. Концентрація озону $0,5 \text{ мг/м}^3$ в повітрі викликає головний біль, розлади сну, розлади нервової та кровоносної системи, порушення роботи печінки. Але разом з тим Озон, який міститься в атмосфері, впливає на існування життя на всій нашій планеті і без нього життя на Землі було б зовсім не таким, яким ми спостерігаємо його зараз. Озон зустрічається в атмосфері до висоти 100 км. Нижня межа шару атмосфери, де утворюється велика кількість озону, знаходиться на висоті 10–15 км, а верхня – на висоті близько 50 км. Цей шар називається озоносферою. Максимум концентрації молекул озону відповідає висоті близько 25 км, проте, навіть тут є не більше 5–10 молекул озону на мільйон молекул повітря. Озон, що утворюється вище 8–12 км, часто називають стратосферним озоном, аби відрізнити його від тропосферного озону, який утворюється в результаті інших процесів в приземному шарі атмосфери. Кількість тропосферного озону не перевищує 10% від загального вмісту озону в атмосфері. Загальний вміст озону у вертикальному стовпі атмосфери, якщо його привести до нормального тиску (760 мм. рт.ст.) і температури (0°C), і зібрати в шар, буде мати висоту близько 3 мм. Здавалося б, який вплив може здійснити озонова плівка над поверхнею Землі, якщо її товщина всього – навсього 3 мм? Та дослідження доводять, що озоносфера майже повністю поглинає згубні для всього живого ультрафіолетові промені Сонця. Під ультрафіолетовою радіацією УФ Сонця розуміють радіацію в діапазоні довжини хвиль від 0,4 до 0,01 мкм. За впливом на живі клітини її ділять на три частини: Уф-А (0,4–0,315 мкм), Уф-В (0,315–0,380 мкм) і Уф-С (коротші 0,28 мкм). Уф-С згубний для живого організму навіть в невеликих дозах, внаслідок руйнування молекул білка, на щастя, Уф-С повністю поглинається озоносферою і не доходить до земної поверхні. Уф-В у великих кількостях також згубно діє на клітини, але доходить до землі лише в невеликих дозах, достатніх для синтезу в організмі вітаміну D. Найменш небезпечним для живої матерії є Уф-А.

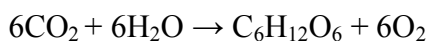
В цілому дію УФ на людину можна звести до наступного:

- 1) розпад білка;
- 2) канцерогенна дія;
- 3) ослаблення імунної системи;
- 4) опік або навіть рак шкіри;
- 5) очні (катаракта) і інфекційні захворювання
- 6) алергічні захворювання;
- 7) мутагенна дія.

І всім цим проявам запобігає саме озоновий шар.

Кисень в атмосфері Землі почав накопичуватися в результаті діяльності первинних фотосинтезуючих організмів, що з'явилися, ймовірно, близько 2,8 млрд. років назад. Вважають, що 2 млрд. років назад атмосфера вже містила близько 1% кисню; поступово з відновної вона перетворювалася на окислювальну і приблизно 400 млн. років назад набула сучасного складу. Наявність в атмосфері кисню в значній мірі визначила характер біологічної еволюції. Обмін речовин аеробним способом (за участю O_2) виник пізніше анаеробного (без участі O_2), але саме реакції біологічного окиснення, ефективніші, ніж стародавні енергетичні процеси бродіння і гліколізу, забезпечують живі організми переважно необхідною їм енергією. Виняток становлять облігатні анаероби, наприклад, деякі паразити, для яких кисень є отрутою.

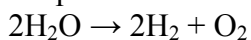
Добування. Основним джерелом надходження кисню в повітря є реакція фотосинтезу, яка відбувається в зелених листках.



Щорічно рослини продукують 150 млн. тонн кисню.

В даний час кисень в промисловості отримують за рахунок розділення повітря при низьких температурах, яке ґрунтується на різниці температур кипіння газів, з яких воно складається.

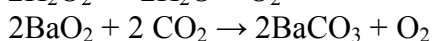
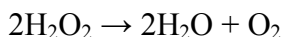
У промисловості кисень отримують електролізом води та з рідкого повітря.



У лабораторії невеликі кількості не дуже чистого кисню можна отримати при нагріванні калій перманганату KMnO_4 .

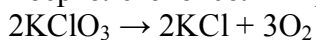


Чистіший кисень отримують розкладанням гідроген пероксиду H_2O_2 у присутності каталітичних кількостей твердого манган (IV) оксиду MnO_2 або з пероксидів металів:

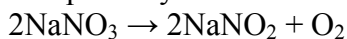


Для добування кисню використовують і інші реакції розкладу:

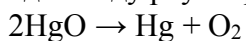
- бертолетової солі в присутності манган (IV) оксиду:



- нітратів лужних металів:



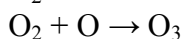
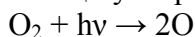
В лабораторії досить часто для добування кисню використовують дослід Дж.Прістлі – розклад оксиду ртуті при нагріванні:



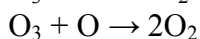
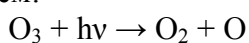
Озоновий шар. Більшість гіпотез шляхів руйнування і утворення Озону вважають, нібито молекула озону O_3 утворюється сполученням молекули O_2 і атома O , коли вони разом зустрічаються ще з однією молекулою X , якою може бути будь-яка частка, у тому числі і молекула азоту N_2 . Вона необхідна, щоб поглинути енергію, яка виділяється при утворенні O_3 .

Вперше механізм утворення, а також руйнування озону, був запропонований Сіднеєм Чепманом в 1930 році і носить його ім'я.

Реакції утворення озону:



Руйнування найчастіше відбувається шляхом фотолізу. Фотоліз молекулярного кисню здійснюється в стратосфері під впливом ультрафіолетового випромінювання з довжиною хвилі 175-200 нм і до 242 нм. Озон витрачається в реакціях фотолізу і взаємодії з атомарним киснем:



Але ці процеси є природними і компенсують один одного, тому аж ніяк не змогли б призвести до таких важких наслідків, як утворення «озонових дір».

Застосування

1. Наявність в атмосфері кисню в значній мірі визначила характер біологічної еволюції. Якби рослини в процесі фотосинтезу не перетворювали воду і вуглекислий газ на органічні сполуки і цей процес не супроводжувався вивільненням зв'язаного кисню, то, вичерпавши досить швидко запаси атмосферного кисню, весь тваринний світ, включаючи людство, незабаром задихнувся б. Але і рослинам після цього довелося б несолодко. Річ у тому, що рослини, подібно до тварин, споживають атмосферний кисень, правда вони роблять це винятково в темний час доби. На ніч, коли припиняються процеси фотосинтезу, рослини з виробників кисню перетворюються на його споживачів. Це явище спостерігав ще Шеєле.



А інший першовідкривач кисню Дж. Прістлі ще до того, як кисень був відкритий, з'ясував, що зелена гілка, поміщена під скляний ковпак з повітрям, в якому вже згасла свічка, повертає цьому повітрю здатність підтримувати дихання і горіння. Це не означає, звичайно, що про елемент 8 сучасній науці відомо абсолютно все.

2. Першовідкривач кисню Дж. Прістлі передбачив одне з важливих застосувань елементарного кисню - в медицині. «Він може бути дуже корисний при деяких важких хворобах легенів, коли звичайне повітря не може достатньо швидко видаляти зіпсовані флогістовані випаровування». Кисень застосовується в лікувальній практиці не тільки при легневих і серцевих захворюваннях, коли утруднено дихання. Підшкірне введення кисню виявилось ефективним засобом лікування таких важких захворювань, як, наприклад, гангрена, слоновість, трофічні виразки.
3. Не менш важливий елемент №8 і для промисловості. Збагачення повітря киснем робить ефективнішим, швидшим, економнішим багато технологічних процесів, в основі яких - окислення. На них поки що тримається майже вся теплова енергетика. Перетворення чавуну на сталь теж неможливе без кисню. Саме кисень «вилучає» з чавуну надлишок вуглецю.
4. Рідкий кисень - сильний окислювач, його використовують як компонент ракетного палива.
5. Просочені рідким киснем такі матеріали, як деревна тирса, вата, вугільний порошок і ін. використовують як вибухові речовини, і вживають, наприклад, при прокладці доріг у горах.

Сучасні досягнення. Розроблено новий метод розщеплення води на водень і кисень.

Розробка ефективних систем розкладу води на водень та кисень під дією сонячного світла – одна з найважливіших проблем, які стоять перед сучасною наукою, її вирішення може закласти фундамент для розвитку водневої енергетики. Дослідники з Інституту Вейцмана (Ізраїль), що працюють під керівництвом Давида Мільштейна (David Milstein), розробили новий двохетапний метод розщеплення води, який базується на послідовному застосуванні термічно та фотоініційованих етапів. Каталізатором виступає рутенієвий комплекс, в якому металоцентр та органічні ліганди кооперативно діють, розриваючи молекулу води. Дія каталізатора полягає у розщепленні зв'язків водень – кисень. Нагрівання водного розчину до 100°C сприяє виділенню газоподібного водню з розчину, а до металоцентру рутенієвого комплексу приєднується гідроксильна група.

За словами Мільштейна, найцікавішою здається третя стадія, яка активується світлом. В результаті опромінення комплексу з гідроксильними групами світлом, відбувалося виділення кисню, але важливим є те, що комплекс регенерувався в початковий стан, що сприяє повторному застосування каталізатора в даному процесі.

Вивчення концентрації кисню. 26 лютого 2010 року в Копенгагені вчені встановили хронологію зростання і зменшення концентрації кисню в атмосфері Землі за останніх 3,8 мільярди років і показали, що ці варіації співпадають з уявленнями палеонтологів про те, коли на планеті з'явилися перші живі організми.

Як пише Inauka.ru, нині повітря на 21% складається з кисню, на 78% з азоту, а решту складають благородні гази - аргон, гелій, неон, а також вуглекислий газ і метан. Проте 4 млрд. років тому ситуація була докорінно інша: первинна атмосфера Землі була практично позбавлена кисню, а частка метану в ній була набагато більшою. Вперше значні кількості кисню в атмосфері Землі з'явилися 2,4-2,2 млрд. років тому в ході так званої кисневої катастрофи.

Після цієї події кількість кисню в повітрі склала приблизно 10% від сучасного. Згодом схожа подія сталася приблизно 780 млн. років тому, коли вміст кисню в атмосфері досяг свого сучасного рівня і більше вже ніколи істотно не змінювався.

Про детальнішу хронологію появи кисню в атмосфері вчені сперечаються й досі, причому до останнього часу дослідникам не було відомо, як саме змінювалася концентрація кисню в проміжку часу між двома періодами її різкого збільшення.

Професор Копенгагенського університету Роберт Фрей і його колеги з Данії, Великобританії і Уругваю розробили нову методику вивчення геологічного минулого планети. Вони показали, що незначне збільшення концентрації кисню в результаті активності перших найпростіших бактерій, здатних до фотосинтезу, сталося за 300 млн. років до кисневої катастрофи. Не менш дивним виявилось виявлене ученими зменшення концентрації кисню через 500 млн. років після кисневої катастрофи практично до первинного досить низького рівня.

Згодом рівень кисню відновився, проте причини цього тимчасового падіння концентрації Фрею поки що з'ясувати не вдалося.

Пізнавальні завдання

I рівень

1. Написати рівняння реакцій між запропонованими речовинами:
 - а) кисень і сульфур (IV) оксид;
 - б) пірит і кисень;
 - в) фосфор і кисень;
 - г) магній і кисень.
2. Розрахувати масу калій перманганату, необхідного для добування кисню, об'ємом 6,72 л.
3. Визначити масу цинк оксиду, який утвориться в результаті випалювання цинкової обманки в 8,96 л кисню.

II рівень

4. З якими із запропонованих речовин буде реагувати кисень. Складіть відповідні рівняння реакцій: фтор, карбон (II) оксид, сульфур (IV) оксид, платина, залізо, фосфор (III) оксид, кальцій, гелій.
5. В результаті озонування кисню утворилося 672 л озону. Визначте об'єм повітря, який був необхідний для отримання даного об'єму озону.
6. Кисень, утворений в результаті розкладання калій нітрату масою 246 г, пропустили при температурі над піритом. Визначте об'єм сульфур (IV) оксиду, який при цьому утворився, якщо практичний вихід продукту становить 90%.

III рівень

7. Напишіть рівняння реакцій добування кисню з калій перманганату, кальцій нітрату, натрій хлорату, барій пероксиду, ртутної окалини.
8. Після вибуху 10 л суміші, що містить водень і кисень, залишилося ще 1,25 л газу, що не підтримує горіння (виміряного за температури 25°C та тиску 106 кПа). Визначте масові частки газів у початковій суміші та об'єм газоподібної речовини, що утворилася.
9. Відносна густина газової суміші за метаном 3,46. До складу суміші об'ємом 8,96 л входить кисень і карбон (II) оксид. Визначте:
 - а) масу утвореного вуглекислого газу;
 - б) об'ємні частки газів у вихідній суміші;
 - в) відносну густина новоутвореної суміші за повітрям.

