

Лекція. 14.

Тема. ГІДРОГЕН ТА СПОЛУКИ ГІДРОГЕНУ.

Мета. Вивчити фізичні та хімічні властивості водню, промислові та лабораторні способи його отримання, вивчити властивості найважливіших сполук Гідрогену – води та гідроген пероксиду.

Вступ.

Гідроген належить до неметалів. Важливість знань про цей елемент для хіміка зумовлена його практичною значущістю, а також тих матеріалів, що виготовляються з його сполук. Унікальність Гідрогену полягає у існуванні трьох різних за своїми властивостями ізоотопів, його подібністю та відмінністю до елементів ІА та VIIA груп тощо.

План.

1. Історія відкриття водню.
2. Загальна характеристика Гідрогену.
3. Місцезнаходження Гідрогену в Періодичній системі.
4. Знаходження в природі.
5. Фізичні властивості водню.
6. Хімічні властивості Гідрогену.
7. Одержання водню.
8. Застосування водню.
9. Вода (H_2O) як найважливіша сполука Гідрогену.
10. Гідроген пероксид (H_2O_2).

Зміст лекції.

1. Історія відкриття водню.

Ще середньовічний учений Парацельс помітив, що при дії кислот на залізо виділяються пухирці якогось «повітря». Але що це таке, він пояснити не міг. Тепер відомо, що це був водень. Англійські хіміки 18 ст., Генрі Кавендіш і Джозеф Прістлі, що заново відкрили водень, першими вивчили його властивості. Вони виявили, що це надзвичайно легкий газ - він в 14 разів легший від повітря. Якщо надути ним гумову кульку, вона злетить угору. Цю властивість водню використовували раніше для наповнення повітряних куль і дирижаблів. Правда, перша повітряна куля, побудована братами Монгольф'є, була наповнена не воднем, а димом від горіння вовни й соломи. Такий дивний спосіб одержання гарячого повітря пов'язаний з тим, що брати, очевидно, не були знайомі із законами фізики; вони наївно думали, що ця суміш утворить «електричний дим», здатний підняти їхню легку кулю. Фізик Шарль, що знав закон Архімеда, вирішив наповнити кулю воднем; на відміну від монгольф'єрів, наповнених гарячим повітрям, кулі з воднем французи називали шарльєрами. Перша така куля (вона не несла ніякого вантажу) здійнялась з Марсового поля в Парижі 27 серпня 1783 року і за 45 хвилин пролетіла 20 км.

У грудні 1783 року Шарль у супроводі фізика Франсуа Робера в присутності 400 тисяч глядачів почали перший політ на повітряній кулі, заповненій воднем. Гей-Люссак (також разом з фізиком Жаном Батистом Біо) поставив в 1804 рекорд висоти, здійнявшись на 7000 метрів.

Але водень горючий. Більше того, його суміші з повітрям вибухають, а суміш водню з киснем називають навіть «grimучим газом». У травні 1937 пожежа за кілька хвилин знищила гігантський німецький дирижабль «Гінденбург» - у ньому було 190 000 кубометрів водню. Тоді загинуло 35 чоловік. Після багатьох нещасних випадків водень у повітроплаванні більше не використовують, його замінюють гелієм або гарячим повітрям.

При горінні водню утворюється вода - сполука водню й кисню. Це довів наприкінці 18 французький хімік Лавуазьє. Звідси й назва газу - «той, що народжує воду». Лавуазьє також зумів одержати водень із води. Він пропускав водяні пари через розпечену залізну трубу із залізними стружками. Кисень із води міцно з'єднувався із залізом, а водень виділявся у вільному вигляді. Зараз водень теж одержують із води, але іншим способом - за допомогою електролізу.

Близько 1671 року англійський хімік і фізик Роберт Бойль (1627–1691) уперше одержав водень (H_2), розчиняючи залізні голки в сульфатній кислоті (H_2SO_4); однак його хімічну природу він усвідомити не зумів. В 1766 році англійським фізик і хімік Генрі Кавендіш (1731–1810) довів у своїй роботі з експериментального дослідження повітря, що в ньому є газ, що різко відрізняється від повітря, і повідомляє про відкриття водню й вуглекислого газу (CO_2). Діючи соляною кислотою (HCl) на цинк (Zn) і залізо (Fe), він виявив невідомий безбарвний газ, що не має запаху й смаку.

Виявилося, що газ горить, вибухаючи, тому він був названий «горючим повітрям». В 1784 році Генрі Кавендіш, пропускаючи через суміш горючого повітря й кисню електричну іскру, виявив, що в посудині з'явилася вода. Після ряду точних дослідів, він переконався, що продуктом горіння була тільки вода, що не мала запаху або смаку й при випарюванні не залишала залишку. Таким чином, Генрі Кавендіш визначив хімічний склад води (H_2O). До таких же висновків прийшов трохи пізніше французький хімік Антуан Лоран Лавуазьє (1743-1794). Латинська назви Hydrogenium походить від грецького *hydro genes* – той, що народжує воду.

Якщо вдихнути водень і почати розмовляти, то частота видаваних звуків буде втричі вище звичайної. Цього досить, щоб звук навіть низького чоловічого голосу виявився неприродно високим, що нагадує голос Буратіно. Відбувається це тому, що висота звуку, яка видається свистком, органомною трубою або голосовим апаратом людини, залежить не тільки від їхніх розмірів і матеріалу стінок, але й від газу, яким вони наповнені. Чим більша швидкість звуку в газі, тим вищий його тон. Швидкість звуку залежить від маси молекул газу. Молекули водню значно легші молекул азоту й кисню, з яких складається повітря, і звук у водні поширюється майже вчетверо швидше, ніж у повітрі. Однак вдихати водень ризиковано: у легенях він неминуче змішається із залишками повітря й утворить grimучу суміш. І якщо при видиху поблизу виявиться вогонь... Ось яка історія відбулася із французьким хіміком, директором Паризького музею науки Пілатром де Розьє (1756–1785). Якось він вирішив перевірити, що буде, якщо вдихнути водень; до нього ніхто такого експерименту не проводив. Не помітивши ніякого ефекту, учений вирішив переконатися, чи проникнув водень у легені. Він ще раз добре вдихнув цей газ, а потім видихнув його на вогонь свічки, очікуючи побачити спалах полум'я. Однак водень у легенях сміливого експериментатора був змішаний з повітрям і відбувся сильний вибух. «Я думав, що в мене вилетіли всі зуби разом з коріннями», – писав він згодом, дуже задоволений досвідом, що ледве не коштував йому життя.

2. Загальна характеристика Гідрогену.

Першим хімічним елементом періодичної системи є Гідроген H . Двохатомні молекули H_2 утворюють просту речовину – водень.

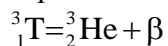
Гідроген відкрив у 1766 році англійський фізик Генрі Кавендіш, який назвав його «горючим повітрям». З грецької мови «водень» перекладається як «той, що народжує воду».

Природний Гідроген складається з трьох нуклідів: двох стійких – протію ${}^1_1\text{H}$ (від грецького protos – перший) і дейтерію - ${}^2_1\text{H}$ (D) (від латинського deuterios – другий) та радіоактивного нукліду тритію - ${}^3_1\text{H}$ (T). Атом протію складається з ядра, яке містить 1 протон, і 1 електрона. Ядро атома дейтерію вже містить 1 протон і 1 нейтрон (масове число рівне двом), ядро атома тритію містить 1 протон та 2 нейтрони (масове число дорівнює 3).

Довгі й драматичні пошуки цих ізотопів спочатку не давали результату через недостатню чутливість приладів. Наприкінці 1931 група американських фізиків – Г. Юрі зі своїми учнями, Ф. Брікведде й Дж. Мерфі, взяли 4 л рідкі водні й піддали його фракційній перегонці, одержавши в залишку всього 1 мол, тобто зменшивши об'єм в 4 тисячі разів. Цей останній мілілітр рідини після її випару й був досліджений спектроскопічним методом. Досвідчений спектроскопіст Юрі помітив на спектрограмі збагаченого водню нові дуже слабкі лінії, відсутні у звичайного водню. При цьому положення ліній у спектрі точно відповідало проведеному їм квантово-механічному розрахунку нукліда ${}^2\text{H}$. Після спектроскопічного виявлення дейтерію було запропоновано розділяти ізотопи водню електролізом. Експерименти показали, що при електролізі води легкий водень дійсно виділяється швидше, ніж важкий. Саме це відкриття стало ключовим для одержання важкого водню. Стаття, у якій повідомлялося про відкриття дейтерію, була надрукована навесні 1932, а вже в липні були опубліковані результати по електролітичному поділі ізотопів. В 1934 за відкриття важкого водню Гарольд Клейтон Юри одержав Нобелівську премію по хімії.

17 березня 1934 у вихідному в Англії журналі «Nature» («Природа») була опублікована невелика замітка, підписана М.Л.Оліфантом, П. Хартеком і Резерфордом (прізвище лорда Резерфорда не вимагало при публікації ініціалів!). Незважаючи на скромну назву замітки: *Ефект трансмутації, отримана з важким воднем*, вона повідомляла миру про видатний результат – штучному одержанні третього ізотопу водню – тритію. В 1946 відомий авторитет в області ядерної фізики, лауреат Нобелівської премії У.Ф.Ліббі припустив, що тритій безупинно утворюється в результаті ядерних реакцій, що йдуть в атмосфері. Однак у природі тритію так мало (1 атом ${}^1\text{H}$ на 10^{18} атомів ${}^3\text{H}$), що виявити його вдалося тільки по слабкій радіоактивності (період напіврозпаду 12,3 роки).

Протію у природі більше 99 %. Тритій безпосередньо утворюється в атмосфері під дією космічних променів і дуже швидко зникає. Він бета-радіоактивний і розпадаючись, перетворюється в ізотоп гелію:



Тритію дуже мало: у всій земній атмосфері всього 6 грамів. На 10 см^3 повітря припадає 1 атом тритію.

Вченим вдалось отримати штучним шляхом ще важчі ізотопи - ${}^4_1\text{H}$ і ${}^5_1\text{H}$, але вони дуже нестійкі.

Те, що Гідроген має ізотопи, не виділяє його серед хімічних елементів. Виділяє інше: ізотопи Гідроген у дуже відрізняються своїми властивостями, перш за все фізичними. Ізотопи інших елементів практично не відрізняються.

Для молекул водню характерні дві модифікації: *орто-водень o-H₂*, у якого обидва протони обертаються навколо своєї осі в однакових напрямках, тобто спіни ядер паралельні, *пара-водень p-H₂*, у якого протони обертаються в різних напрямках, тобто спіни протилежні. Залежність співвідношення орто- і пара-водню залежить від домішок і від температури, чим нижча температура, тим більше пара-водню. Такі ж алотропії характерні для дейтерію й тритію, і, крім того, для азоту.

3. Місцезнаходження Гідрогену в Періодичній системі.

Особливість будови електронної оболонки атома Гідрогену ($1s^1$) не дозволяє однозначно вирішити, в якій групі періодичної системи він повинен знаходитись. Його розміщують і в першій, і в сьомій групі. Але на сьогоднішній день його частіше розміщують в підгрупі галогенів.

Подібність до елементів I групи:

- число валентних електронів в атомі;
- подібність спектрів лужних металів і Гідрогену;
- здатність утворювати в розчинах однозарядний іон H^+ ;
- відновна активність водню, здатність витіснити неактивні метали з різних сполук;
- взаємодія з неметалами.

Подібність до елементів VII групи:

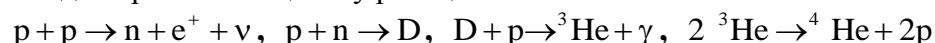
- для завершення зовнішнього електронного шару атому Гідрогену не вистачає також одного електрона; тому він може виступати і окисником. Але Гідроген приймає електрон на s-орбіталь, а галогени – на p-орбіталь;
- здатність утворювати двохатомні молекули;
- газоподібний стан простої речовини;
- наявність ковалентного зв'язку в молекулі H_2 ;
- близькі за значенням енергії іонізації ($E_i(H) = 13,6 \text{ eV} = 21,8 \cdot 10^{-19} \text{ Дж}$, $F - 17,4 \text{ eV}$, а $Li - 5,6$).

Разом з тим Гідроген – особливий елемент і розміщення його в періодичній таблиці в I чи VII групі є умовним. Однак в атома водню відсутній ефект екранування, на відміну від лужних металів, молекулярні орбіталі відрізняються від галогенів, тому можна розташувати водень повністю над другим періодом від літію до фтору.

4. Знаходження в природі.

Гідроген широко розповсюджений в природі. У земній корі масова частка H (у зв'язаному стані) 0,15 % або 17 ат. % (включаючи гідросферу). В космосі вміст Гідрогену досягає 90 об. %. Сонце майже наполовину складається з Гідрогену. Він становить 11 мас.% води, входить до складу нафти, вугілля, глини, органічних речовин. У вільному стані водень зустрічається рідко (у вулканічних та інших природних газах).

Водень широко розповсюджений у космосі й становить основу всіх космічних тіл. На частку водню доводиться 71 % всієї маси Сонця. Саме водень служить головним джерелом Сонячної енергії. Розглянемо механізм термоядерної реакції водню в гелій, що, очевидно, характерна для більшості зірок. При малоімовірному тісному зближенні двох протонів, що можливо тільки при дуже високих температурах і тиску, що викликають величезні швидкості теплового руху часток, відбувається також малоімовірний β -розпад протона на нейтрон, позитрон і нейтрино, у цьому випадку протон і нейтрон поєднуються в ядро дейтерію (важкого водню), нейтрино при цьому йде із зірки завдяки своїй здатності проникати через речовину, не зачіпаючи атомів. Ядро дейтерію, що не може довго існувати в таких умовах, зіштовхнувшись ще з одним протоном, випустивши гамма-квант, стає ядром гелію-3. Малоімовірно, але при зближенні двох таких ядер утвориться ядро гелію-4 і два протони. У цілому реакції можна записати в такий спосіб:

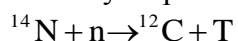


Вивільнені в результаті таких реакцій позитрони й гамма-кванти передають енергію навколишньому газу. По розрахунках з кожного атома водню, що бере участь у реакції, виділяється $6 \cdot 10^{11}$ Дж енергії!

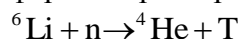
Газові гіганти Сонячної системи також складаються з водню, наприклад атмосфера Юпітера на 87% складається з нього, а океан на поверхні кам'яного ядра майже повністю зі зрідженого й твердого водню.

Однак зовсім інша ситуація з поширеністю водню на Землі: у земній атмосфері його міститься 0,000053% по об'єму, у морській воді у зв'язаному стані 10,8 % по масі, у земній корі 1% по масі й займає 10-те місце по поширеності. У вільному стані водень зустрічається вкрай рідко - у нафтових, природних, вулканічних газах, верхніх шарах атмосфери, виділяється в результаті діяльності деяких мікроорганізмів і рослин, у вигляді включень у деяких мінералах. У зв'язаному стані у воді, містах, вуглеводнях. Саме завдяки водневим зв'язкам він утворює найбільше число хімічних сполук і входить у склад органічних речовин у рослинних та тваринних організмах, входить до складу ДНК. Міститься в м'язовій тканині - 9,3%, кістковій тканині - 5,2% і крові людини (у людському організмі масою 70 кг у середньому міститься 7кг зв'язаного водню).

В 1932 році американський хімік Юрі відкрив *важкий водень* (дейтерій (D або 2H)). Природний водень складається із суміші ізотопів: протію 1H , дейтерію або важкого водню D або 2H і тритію або надважкого водню T або 3H . Вміст протію – 99,985%, дейтерію – 0,015%, тритій утримується в дуже малих кількостях, крім того, він радіоактивний і має період напіврозпаду – 12,33 року розпадається на електрон і гелій-3. У природі на один атом тритію доводиться $3,65 \cdot 10^9$ атомів дейтерію і $2,5 \cdot 10^{14}$ атома протію, але сліди надважкого водню знаходять у верхніх шарах атмосфери, тому що в них космічні промені викликають утворення нейтронів, що вступають у реакцію:



Однак усього в атмосфері його міститься - 3 грами, а в гідросфері - 100 кг, кількість його змінюється внаслідок розпаду, але в цілому компенсується внаслідок реакцій в атмосфері і ядерних реакцій та випробувань. Тритій одержують штучно по реакції:



Спостерігаються розходження між багатьма властивостями ізотопів водню, але внаслідок їхнього низького вмісту похибка вимірів не велика. Більші розходження спостерігаються у швидкості протікання хімічних реакцій різних ізотопів. Подібних аналогів розходжень більше немає в жодного з елементів, тому ізотопи водню й одержали індивідуальні назви. Ізотопи 4H й 5H отримані штучно й надзвичайно нестабільні.

5. Фізичні властивості водню.

Молекула водню має досить велику міцність і малу здатність до поляризації. Енергія дисоціації молекули водню дорівнює 435 кДж/моль; помітна дисоціація на атоми настає лише за температури понад 2700 К. Молекула H_2 має невеликі розміри (0,074 нм), малу масу і значну рухомість. Саме тому водень має низькі температури кипіння (20,4 К) і плавлення (13,9 К). Отже, водень належить до найважче зріджуваних газів, як і гелій.

Набагато більшою хімічною активністю володіє атомарний водень. Атомарний водень може довгий час не утворювати молекули у випадку відсутності в ньому домішок. Тому що для утворення молекули необхідне зіткнення трьох часток, дві з яких з'єднуються, а третя відносить із собою надлишок енергії. Такими частинками можуть служити домішки або навіть стінки посудини, у якому перебуває атомарний водень. При зіткненні двох частинок молекула, що утворилася, незабаром розпадається через надлишок енергії.

Водень – найлегший з усіх газів (маса 1 л H_2 за нормальних умов становить 0,089 г) та малорозчинний у воді (2 об'єми у 100 об'ємах води), краще – в органічних розчинниках і добре розчинний в багатьох металах (Ni, Pt, Pd). Наприклад, в 1 об'ємі паладію розчиняється 850 об'ємів водню. Завдяки малому розміру молекул і високій їх рухливості водень має підвищену здатність до дифузії у досить щільних середовищах. Він добре проникає крізь деякі метали (паладій, платина тощо), скло, кераміку, бетон та інші матеріали.

Водень – найлегший безбарвний газ без запаху й смаку, майже не розчинний у воді, але добре розчинний у багатьох перехідних металах з дефектними d- і f-орбіталями, які

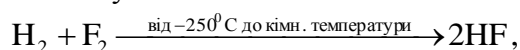
заповнюються ним на вакантних електронних оболонках. Наприклад, паладій може поглинати (оклюдувати) до 800-900 об'ємів водню, при цьому метал набухає й навіть дає тріщини. Внаслідок сильної здатності до поляризації водню він погано скраплюється. Рідкий водень – безбарвна прозора рідина не провідний електричний струм. Для твердого водню характерні гексагональні, кубічні й тетрагональна кристалічні решітки.

Таблиця основних ядерних властивостей ізотопів водню й квантових характеристик ядер.			
Нуклід	H	D	T
Назва	Протій	Дейтерій	Тритій
Період напіврозпаду або вміст	Стабільний – 99,985%	Стабільний – 0,015%	12,33± 0,06 року
Тип розпаду й енергія часток, МэВ	–	–	β ⁻ - 0,0186
Магнітний момент μ	+2,7928456± 0,0000011	+0,8574376± 0,0000004	+2,978960± 0,000001

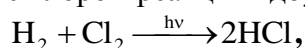
6. Хімічні властивості Гідрогену.

Для водню характерні як відновні, так й окисні властивості, хоча активність молекулярного водню при звичайних умовах не велика. Для водню характерний ступінь окиснення +1. При втраті електрона він утворить протон H⁺, що у водних розчинах утворює із молекулами води йон-гідроксонію H₃O⁺. У сполуці з металами водень проявляє ступінь окиснення –1 і приєднання електрона приводить до утворення гідриду-йону H⁻.

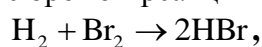
1. Реакції із простими речовинами (неметалами). Водень реагує із фтором навіть у темряві з вибухом:



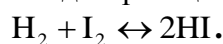
с хлором реакція відбувається з вибухом тільки на світлі:



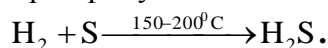
с бромом реакція менш енергійна:



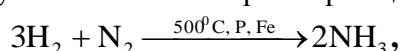
с іодом реакція не йде до кінця навіть при нагріванні і є оборотною:



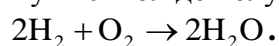
При пропущенні водню над розплавленою сіркою утвориться сірководень:



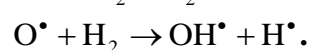
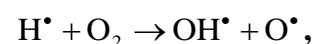
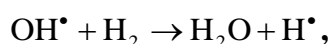
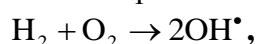
При підвищеній температурі водень також реагує із селеном і телуrom. У присутності каталізаторів і при підвищених тиску й температурі водень реагує з азотом:



реакція оборотна й застосовується в промисловості для одержання аміаку. Водень горить у кисні блідо-голубим полум'ям з виділенням великої кількості теплоти:

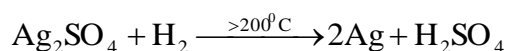
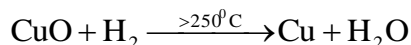


Елементарні акти:

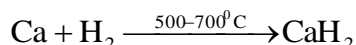
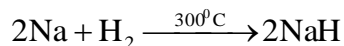


Суміш цих газів називають гримучим газом. Воднево-кисневе полум'я дає температуру до 2800° С.

2. Реакції відновлення. При нагріванні водень відновлює багато металів з їхніх оксидів і солей:

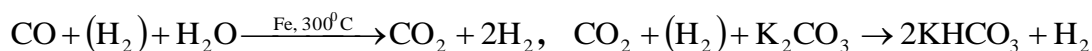
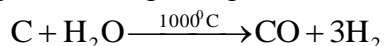


3. Реакції окислювання. При нагріванні водню з металами I й II головних підгруп:



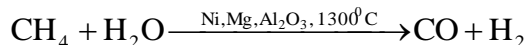
7. Одержання водню.

1. Конверсійний метод одержання водню заснований на обробці розпеченого коксового вугілля водяною парою, утворену при цьому суміш водню з карбон (II) оксидом називають водяним або синтез-газом, що застосовують для виробництва аміаку, метанолу й т.п. Утворену суміш для виділення з неї водню обробляють водяною парою й пропускають через карбонат калію або іншого лужного або лужноземельного металу:

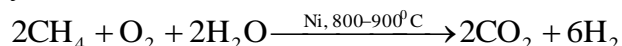


На даному методі засноване одержання 50% водню.

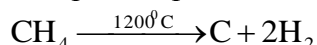
2. Конверсія метану заснована на каталітичній реакції водяної пари з метаном з наступним відділенням водню як і при конверсійному методі:



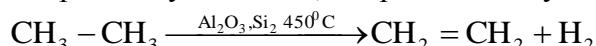
3. Одержання водню із природного газу є найбільш дешевим способом. Реакція заснована на нагріванні до 800-900° Із суміші водяної пари й кисню із природним газом, основу якого становить метан:



4. Термічне розкладання метану:



5. Крекінг вуглеводнів, наприклад етану:



6. Глибоке охолодження косового газу до -196°С, при цьому всі гази крім водню конденсуються.

7. Відновлення водяної пари металами, що коштують в окислювально-відновному ряді металів до водню, включаючи вуглець. Реакція із залізом може протікати до утворення оксидів різних ступенів окислювання:

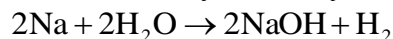


8. Найбільш чистий водень одержують при електролізі води з додаванням електроліту у вигляді лугів, тому що кислоти роз'їдають стінки електролизера, або як побічний продукт при електролізі розчинів хлоридів лужних і луго-земельних металів:

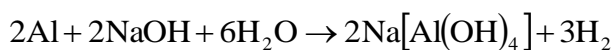


Водень виділяється на катоді. Електролізний спосіб одержання водню застосовується в районах з дешевою електроенергією.

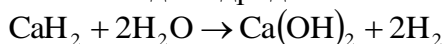
9. Взаємодія лужних і луго-земельних металів з водою:



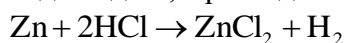
10. Взаємодія амфотерних металів з водою в лужному середовищі:



11. Взаємодія гідридів металів з водою:



12. Взаємодія активних металів, що перебувають в окислювально-відновному ряді металів до водню, з розведеними кислотами-неокислителями:



8. Застосування водню.

У хімічній промисловості водень застосовують для одержання аміаку, хлороводню, метанолу й ряду органічних сполук, а також для очищення палив і масел від органічних похідних сірки й азоту. У харчовій промисловості Гідроген ізацією, тобто обробкою воднем, рослинних масел одержують тверді жири, у тому числі маргарин. Як найлегший газ, водень у суміші з гелієм використовують для наповнення аеростатів і дирижаблів, але у зв'язку з горючістю його застосування обмежене. Воднево-кисневе полум'я застосовують для різання й зварювання металів. Як відновник водень застосовують у металургії для виділення металів високої чистоти з їхніх оксидів і солей, радій був отриманий Марією Склодовською-Кюрі відновленням із хлориду в струмі водню. Рідкий водень використовується як найбільш ефективний вид ракетного палива. Дейтерій і тритій застосовують в атомній енергетиці, а тритій, як мітку в медицині. Велика увага приділяється водневій енергетиці, тому що з погляду екології продуктом горіння водню є вода. В електротехніці, водневий електрод й електровакуумний прилад у вигляді заповненого воднем скляного балона, так званий бареттер, усередині якого перебуває тонкий дріт. Його струм у певному діапазоні значень напруг практично постійний, тому бареттер використовують для стабілізації струму. Світове виробництво водню на 1990 рік становить $350 \cdot 10^9$ тонн. Запаси водню практично необмежені.

9. Вода (H₂O) як найважливіша сполука Гідрогену.

Найперша хімічна речовина відома людині – вода. Леонардо да Вінчі називав її “соком життя” на Землі. Французький письменник Антуан де Сент-Екзюпері сказав: “Вода! Ти не просто необхідна для життя, ти і є саме життя.” Дійсно все живе складається з води: медузи на 95%, огірки, салат, помідори, морква, гриби, груші, яблука на 90-85%, клітини мозку людини на 85%, кров людини на 80%, риби на 75%, людина на 60%, клітини кісткового мозку людини на 20%. Вміст води в літосфері $1,3-1,4 \cdot 10^9$ км³, у гідросфері $1,4-1,5 \cdot 10^9$ км³, в атмосфері $13-15 \cdot 10^3$ км³, на суші на частку підземної води доводиться $60 \cdot 10^9$ км³, льодовиків – $29 \cdot 10^9$ км³, озер – $750 \cdot 10^6$ км³, рік – $1,2 \cdot 10^6$ км³, ґрунту – $75 \cdot 10^6$ км³. Світовий океан містить 96% води гідросфери й покриває 3/4 поверхні суши, але прісної води придатної для питва, господарських і промислових потреб зовсім не багато, тому при безперервному рості її споживання запаси води вимагають раціонального використання. Ведуться розробки способів знесолення морської води. У літосфері вода втримується у зв'язаному вигляді - входить до складу багатьох мінералів і порід, таких як гіпс, глина, мірабіліт, кристалогідрати. Відомі також викиди води при вулканізмі, але найбільш незвичне такого роду явище - гейзери. Це джерела, що періодично викидають фонтани гарячої води й пари до висоти 20-40 м і більше. Гейзер - один із проявів пізніх стадій вулканізму. Відомі в Ісландії, США, Новій Зеландії, Російській Федерації (на Камчатці).

Невеликі кількості води присутні в атмосфері багатьох планет сонячної системи, але найбільші кількості в газових гігантів. Припускають, що на марсіанській поверхні, крім крижаних шапок, у глибині ґрунту втримується вода, яка при осіданні на поверхні замінюється буйним марсіанським вітром.

Світ, у якому ми живемо, змінився б докорінно, якщо видалити з нього воду. Загине життя, тому що вода є каталізатором і головним розчинником всіх реакцій в організмі. Нарешті висохнули б океани, істотно помінявся клімат, невідомо що було б з атмосферою. Чистої води, як й інших абсолютно чистих речовин, у природі немає. Смак воді надають розчинені в ній домішки.

Молекула води полярна й має форму трикутника у вершині якого знаходиться атом кисню, а в кутах основи – атоми Гідроген у. Валентний кут дорівнює $104^{\circ} 5'$ і менше тетраедричного, внаслідок гібридизації орбіталей.

При утворенні молекул води відбувається sp^3 -гібридизація атомних орбіталей кисню. Молекула води є диполем – Гідроген заряджений позитивно, а кисень – негативно. Але дві sp^3 -орбіталі зайняті неподіленими електронними парами. Молекули води асоціюють (взаємодіють) між собою з утворенням водневого зв'язку.

Фізичні властивості води (H_2O). Чиста вода являє собою безбарвну прозору рідину без смаку й запаху. Через наявність водневих зв'язків між молекулами води, спостерігаються деякі її аномальні властивості. Густина води максимальна при $4^{\circ} C$, тому лід спливає у воді. Це явище має велике значення для життя, тому що вода у водоймах узимку не промерзає до великої глибини, дозволяючи вижити водним організмам.

Крім того якби вода промерзала до дна, те сонячної енергії не вистачило б для її відтавання. Вода володіє також аномально високими питомою теплопровідністю, теплою випару, плавлення й іншими аномальними властивостями.

Енергія Гиббса $\Delta G_{обр}^{\circ} = -237230$ Дж/моль (рідина), $\Delta G_{обр}^{\circ} = -228610$ Дж/моль (газ) [31]; Ентальпія утворення $\Delta H_{обр}^{\circ} = -291850$ Дж/моль (кристал), $\Delta H_{обр}^{\circ} = -285830$ Дж/моль (рідина), $\Delta H_{обр}^{\circ} = -241810$ Дж/моль (газ) [31];

Ентропія $S^{\circ} = 39,33$ Дж/моль · К (кристал), $S^{\circ} = 69,95$ Дж/моль · К (рідина), $S^{\circ} = 188,72$ Дж/моль · К (газ) [31].

Вода, молекули якої містять у собі важкі ізотопи водню й кисню називають дейтерієвою. Найбільш вивчені властивості D_2O^{16} , її зміст у природній воді близько 0,26%. Вміст інших видів важкої води ще менший. Будова молекул важкої води подібна до звичайної з невеликими розходженнями в параметрах, зв'язок D–O міцніший, ніж H–O. Нижче за абеткою перераховані основні фізичні й фізико-хімічні константи для важкої води, у випадку, коли не вказуються температура або тиск, то маються на увазі нормальні умови: $t=0^{\circ} C$, $p=101325$ Па.

Фізичні властивості важкої води (D_2O). Температура кипіння $t_{кип}=101,43^{\circ} Z$ [14]; Температура плавлення $t_{пл}=3,813^{\circ} Z$ [14];

Енергія Гиббса $\Delta G_{обр}^{\circ} = -243470$ Дж/моль (рідина), $\Delta G_{обр}^{\circ} = -234550$ Дж/моль (газ) [31]; Ентальпія утворення $\Delta H_{обр}^{\circ} = -294600$ Дж/моль (рідина), $\Delta H_{обр}^{\circ} = -249200$ Дж/моль (газ) [31];

Ентропія $S^{\circ} = 75,90$ Дж/моль · К (рідина), $S^{\circ} = 198,23$ Дж/моль · К (газ) [31].

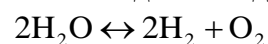
Хімічні властивості води. Вода - слабкий електроліт і дисоціює за схемою



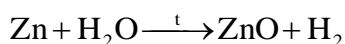
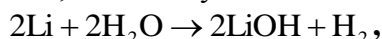
Вода - досить реакційно здатна речовина. Вода гарний розчинник, у ній розчиняється більшість неорганічних кислот, основ і солей, а з органічних сполук, ті, які мають полярну функціональну групу.

Більшість речовин містить домішки води, що позначається на їхніх властивостях, як і зниження температури кипіння. Вода є також каталізатором багатьох хімічних реакцій, наприклад вибуху гримучої суміші, горіння чадного газу в кисні, дії хлору на метали, плавикової кислоти на скло, окислювання натрію й фосфору на повітрі, розкладання багатьох хімічних сполук. Але також може служити й каталітичною отрутою, наприклад при синтезі аміаку.

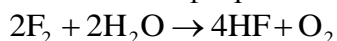
1. Розкладання води при нагріванні до $1000^{\circ} Z$ (термічна дисоціація) або електролізі:



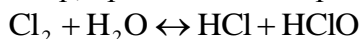
2. Взаємодія води з металами, що розташовані в окисно-відновному ряді до водню, з металами, які пасивуються водою, в присутності луку:



3. Взаємодія з неметалами. Вода горить у струмі фтору світло-фіолетовим полум'ям, або розкладається фтором:



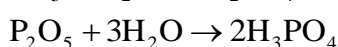
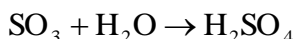
Хлор, бром й йод диспропорціонують у воді:



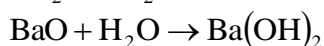
Від хлору до йоду активність реакції спадає.

4. Гідроліз солей або реакція обмінного розкладання.

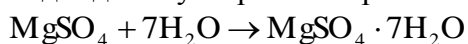
5. Реакції гідратації (приєднання води). Гідратація кислотних оксидів, відбувається з утворенням кислот:



Гідратація основних оксидів приводить до утворення основ (гідроксидів):



Вода здатна утворювати кристалогідрати з багатьма сполуками:



Прикладами таких сполук можуть служити більшість мінералів, а також сполуки двох сульфатів металів з водою, названих галунами. Але вона може зв'язувати й газоподібні речовини, що випадають у виді кристалів при температурах від 0 до 24° С. Наприклад, $\text{Xe} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Cl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, $\text{CH}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{C}_2\text{H}_6 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{C}_3\text{H}_8 \cdot 17\text{H}_2\text{O}$, такі сполуки називаються клатратами.

Важка вода менш реакційно здатною речовиною, є біологічною отрутою.

Одержують воду із природних джерел, для ретельного очищення від домішок застосовують перегонку води (дистиляцію).

Застосування. Застосовується, як реагент, розчинник, холодоагент, теплоносії, робоче тіло в парових машинах й енергетиці. Вода - обов'язковий компонент практично всіх технологічних процесів як промислового, так і сільськогосподарського виробництва. Вода особливої чистоти необхідна у виробництві продуктів харчування й медицині, новітніх галузях промисловості (виробництво напівпровідників, люмінофорів, ядерна техніка), у хімічному аналізі. Важка вода застосовуються в ядерній техніці, головним чином, як сповільнювач нейтронів.

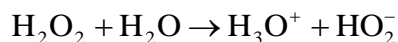
10. Гідроген пероксид (H_2O_2).

В 1818 році французький хімік Луї Жак Тенар (1777-1857) відкрив пероксид водню, при взаємодії сірчаної кислоти з пероксидом барію (BaO_2). Пізніше австрійський хімік Антон Ріттер фон Крістеллі Шреттер (1802-1875) першим порекомендував перекис водню для знебарвлення волосся.

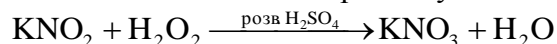
Молекула пероксиду водню нелінійна, два зв'язки O–H довжиною по 0,095 нм розташовані у двох площинах під кутом близьким до 100-120° , а зв'язок –O–O– довжиною 0,148 нм у три рази слабше, ніж O–H, лежить на перетинанні площин й утворює зі зв'язком O–H кут близький до 95° . Тому пероксид водню не стійкий, його молекула характеризується більшими, ніж у води, полярністю й електричним моментом диполя. Перекис водню утворює стійкі водневі зв'язки, які приводять до асоціації молекул.

Фізичні властивості пероксиду водню (H₂O₂). Перекис водню являє собою світло-блакитну в'язку, сиропоподібну рідину. Температура кипіння $t_{\text{кип}}=152,0^{\circ}\text{C}$ [14]; Температура плавлення $t_{\text{пл}}=-0,42^{\circ}\text{C}$ [14]; Енергія Гиббса $\Delta G_{\text{обр}}^{\circ}=-120520$ Дж/моль (рідина), $\Delta G_{\text{обр}}^{\circ}=-105740$ Дж/моль (газ) [31]; Ентальпія утворення $\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}=-187860$ Дж/моль (рідина), $\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}=-135880$ Дж/моль (газ) [31]; Ентропія $S^{\circ}=109,60$ Дж/моль·К (рідина), $S^{\circ}=234,41$ Дж/моль·К (газ) [31].

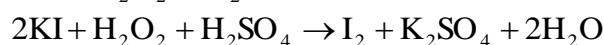
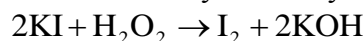
Хімічні властивості пероксиду водню. Пероксид водню досить реакційноздатна речовина, і може проявляти як окисні, так і відновні властивості. У водних розчинах проявляє слабкі кислотні властивості:



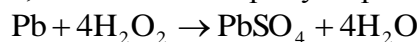
1. Окисні властивості пероксиду водню. Окиснювання нітриту калію до нітрату:



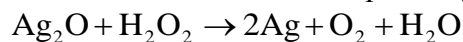
виділення йоду з йодиду калію:



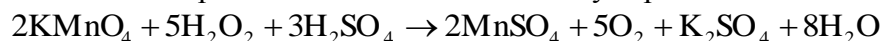
Окислювання сульфідів свинцю до сульфату застосовують у реставрації старих картин, що стемніли через утворення сульфідів свинцю чорних кольорів:



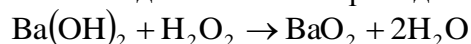
2. Відновні властивості пероксиду водню. Відновлення оксиду срібла:



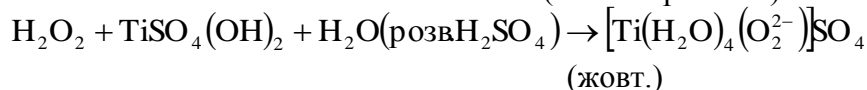
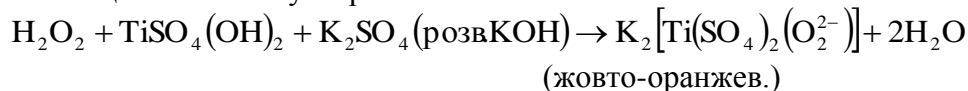
взаємодія з перманганатом калію в кислому середовищі:



3. Взаємодія з основою приводить до утворення пероксиду металу:

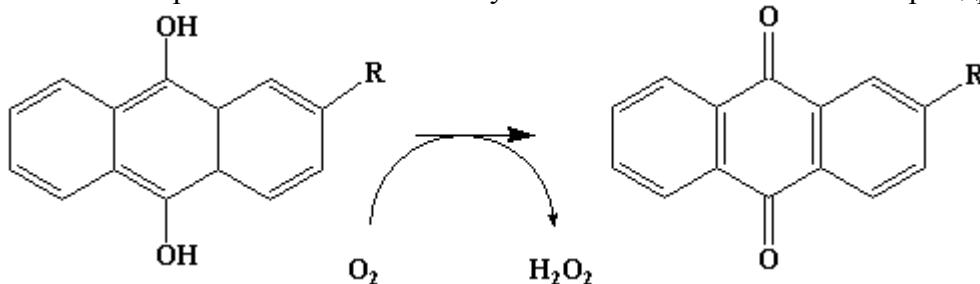


4. Реакції комплексоутворення:

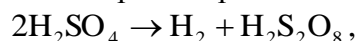


Одержання пероксиду водню.

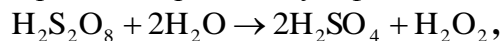
1. У промисловості застосовують автоокиснення алкілантрагідрохінолів й інших.



2. Електроліз сірчаної кислоти:

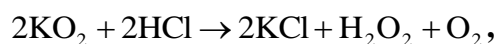
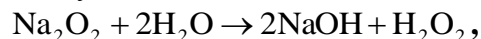


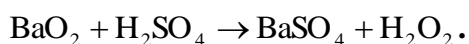
отримана пероксодисульфатна кислота розкладається водою:



а пероксид водню відокремлюється від сірчаної кислоти перегонкою.

3. У лабораторії перекис водню одержують взаємодією пероксидів і супероксидів лужних і лужноземельних металів з кислотами або водою:





Для більш легкого відділення перекису водню зручніше використовувати для одержання перекису водню сполуки металів II-A групи, тому що їх гідроксиди й більшість солей нерозчинні у воді.

Застосування гідроген пероксиду. Застосовується для одержання різних пероксидів, антисептичних засобів, для реставрації старих картин на основі свинцевого білила (PbSO_4), для відбілювання пір'я, волосся, тканин. У промисловості застосовують 90%-ний розчин, у продаж надходить 30%-ний розчин, так званий пергідроль, для знебарвлення й 3%-ний розчин для дезінфекції в медицині.

Відомі також дуже нестійкі пероксиди сполуки: H_2O_3 (розкладається при -55°C) і H_2O_4 (розкладається при -100°C).

Література.

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. – 4-е изд., испр. – Москва: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с., ил.
2. Пономарьова В.В. Основні класи неорганічних сполук: Навч. пос. Для студентів нехім. спец. – К.: ВПЦ «Київський університет», 2003. – 39 с.
3. Кириченко В.І. Загальна хімія: Навчальний посібник. [для студ. інженер.-техн. спец. вищ. навч. закл.] / Віктор Іванович Кириченко; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №14/18.2–1285 від 03.06.2005]. – Київ: Вища шк., 2005. – 639с.: іл., 83 рис., 80 табл. – Інформаційне середовище: на поч. розд. – Контрол. запитання: після розд. – Структурно-логічні схеми: після розд. – Бібліогр.: с. 635 (22 назви). – ISBN 966-642-182-8.
4. Михалічко Б.М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: Навчальний посібник / Михалічко Борис Миронович; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 1.4/18-Г-1180 від 22.11.2006]. – Київ: Знання, 2009. – 548 с. - Бібліогр.: с. 511 (21 назва). – Предм. покажч.: с. 543–548. – ISBN 978-966-346-712-2.
5. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /М.Е.Тамм, Ю.Д.Третьяков; - М.: Издательский центр «Академия», 2004.-240 с. ISBN 5-7695-1446-9.
6. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2004.-368 с. ISBN 5-7695-1436-9.
7. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.1 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-352 с. ISBN 5-7695-2532-0.
8. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.2 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-400 с. ISBN 5-7695-2533-9.
9. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах: Підручник. Частина II [для студ. вищ. навч. закл.] / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 212 від 03.06.1999]. – Київ: Пед. преса, 2000. – 784с.: іл., 125 рис., 63 табл. – Бібліогр.: с. 771 (28 назв). – Імен. покажч.: с.772–773. – Предметн. покажч.: с.774–783. – ISBN 955-7320-13-8.
10. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник [для студ. вищ. навч. закл.] / Неоніла Володимирівна Романова; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №13710594 від 30.06.1995]. – Київ: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2004. – 480с.: 54 рис., 30

табл. – Бібліогр.: с. 465 (25 назв). – Імен. покажч.: с. 466–467. – Предм. покажч.: с. 468–477. – ISBN 966-569-106-6.

11. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – Москва: Высш. шк., 1997. – 527 с.
12. Самостійна робота студентів при вивченні хімії: навч. посіб. / Ю.В. Ліцман, Л.І. Марченко, С.Ю. Лебедев.– Суми: Сумський державний університет, 2011. – 349 с. ISBN 978-966-657-338-7.
13. Методичні вказівки до практичних робіт з загальної хімії (для студентів усіх спеціальностей) (Уклад.: Т.М.Волох, Н.М.Максименко, В.В.Приседський, Л.І.Рубльова, С.Г.Шейко; Під ред. В.В.Приседського. – Донецьк: ДонНТУ, 2005. – 183 с.
14. Буря О.І., Повхан М.Ф., Чигвінцева О.П., Антрапцева Н.М. Загальна хімія: Навчальний посібник. – Дніпропетровськ: Наука і освіта, 2002. – 306 с.

Запитання для самоперевірки.

1. Де зустрічається Гідроген у вигляді простої речовини в природі?
2. Яке місце по поширеності займає Гідроген на Землі, а яке - у Всесвіті? Який інший елемент, крім Гідрогену, є основною складовою космічної матерії?
3. Якими особливостями володіє водень «в момент виділення» (по середньовічній латинізованої термінології - *in statu nascendi*)? Чим це обумовлено? Чи можна очікувати, що інші речовини «в момент виділення» будуть володіти особливими властивостями?
4. Температури плавлення і кипіння водню дуже низькі. Чи є він газом, який важко зріджується? Дайте мотивовану відповідь.
5. Чим обумовлена вкрай низька розчинність водню у воді?
6. Чому взаємодія водню з хлором і киснем не протікає мимовільно при кімнатній температурі, однак при підпалюванні ці реакції йдуть?
7. Чи може водень при взаємодії з іншими елементами виступати в ролі оксидника?
8. Які функції можуть виконувати в хімічних реакціях частинки: а) H_2 , б) H^+ (розчин), в) H (твердий стан)? Проілюструйте Ваші висновки рівняннями реакцій.
9. Перша зона гідратації катіона Гідрогену включає одну молекулу води. Згідно з уявленнями про будову хімічних сполук, чи можна вказати в йоні гідроксонію той атом Гідрогену, який до утворення цього йона був вільним катіоном H^+ ? Однакова або різна довжина трьох хімічних зв'язків O - H в іоні H_3O^+ ?
10. У чому Ви вбачаєте особливу роль води як найважливішої природної сполуки Гідрогену на Землі?
11. Прослідкуйте за зміною валентних кутів в ряді $CH_4 - NH_3 - H_2O$. Як можна пояснити дану закономірність? Як особливості будови молекули води позначаються на її властивостях і яких саме?
12. Чому властивості гідроген оксиду різко відрізняються від таких для його аналогів - халькогенідів?
13. Що таке важка вода і де її використовують в промисловості? Яка речовина - оксид протію чи оксид дейтерію має нижчу температуру кипіння?
14. Які особливості хімічної будови молекули гідроген пероксиду? Як вони впливають на властивості цієї сполуки?
15. До якого класу реакцій відноситься реакція розкладання гідроген пероксиду? Які висновки можна зробити з цього?