

ВОДОРОД. ЭЛЕМЕНТЫ VII ГРУППЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ

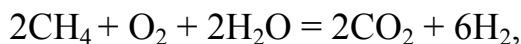
1. Водород. Распространение в природе и получение.
2. Физические и химические свойства
3. Водородная энергетика
4. Общая характеристика элементов VII группы главной подгруппы
5. Распространение в природе и получение галогенов.
6. Физические и химические свойства галогенов. Применение

Водород. Распространение в природе и получение.

На Земле водород - третий по распространенности химический элемент. Известно три изотопа: легкий водород (протий) ${}^1\text{H}$, тяжелый (дейтерий) ${}^2\text{H}(\text{D})$ и сверхтяжелый (третий) ${}^3\text{H}(\text{T})$. Протий и дейтерий - стабильные изотопы, а тритий радиоактивен (период полураспада 12,34 года). В природе преобладает легкий водород (99,985%).

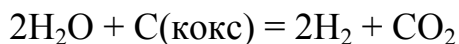
Встречается преимущественно в связанном виде (вода, живые организмы, нефть, уголь, минералы), атомная доля водорода составляет 15,52%.

В промышленности получают из природного газа при 800-900°C в присутствии катализатора (Ni, Fe):



а также из коксового газа и газообразных продуктов переработки нефти путем глубокого охлаждения. При этом все газы, кроме водорода, сжижаются. Наряду с этим, водород получают из воды путем электролиза водных растворов кислот, щелочей и некоторых солей:

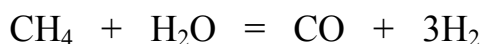
$2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2\uparrow$ (катод) + $\text{O}_2\uparrow$ (анод) и восстановлением водяного пара раскаленным коксом:



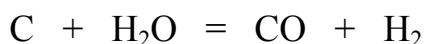
Все химические соединения при нагревании до определенной температуры разлагаются на простые вещества. Поэтому и соединения содержащие водород могут служить источником получения его:



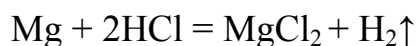
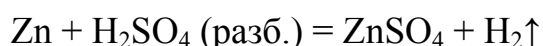
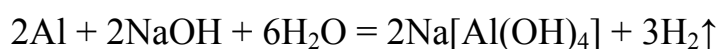
В качестве промышленного метода получения водорода используют реакцию метана с парами воды при температуре 1100°C:



Уголь, нагретый до 1000°C, взаимодействует с водой; смесь равных объемов CO и H₂ называют водяным газом:



В лабораторных условиях его получают электролизом водных растворов щелочей, а также вытеснением из растворов кислот или из воды (в щелочной среде) активными металлами в аппарате Киппа:



Вначале выделяется атомарный водород H, который затем уже соединяется в молекулы ($2\text{H} = \text{H}_2\uparrow$).

Физические и химические свойства.

Водород - самый легкий из газов ($\rho = 0,09$ г/л при н.у.), бесцветный, без запаха и вкуса, практически не растворяется в воде. При -240°C и давлении сжижается. При быстром испарении жидкого водорода образуется твердое вещество в виде прозрачных кристаллов. Из всех газообразных веществ он обладает наибольшей теплопроводностью (в 7 раз выше теплопроводности воздуха). Особенностью водорода является способность проникать в структуру многих d-металлов (Pd, Pt, Ni, Ti и др.). В одном объеме палладия растворяется до 700 объемов водорода. Катион водорода (протон) H⁺ обладает сильной проникающей способностью в электронные оболочки атомов других элементов, образуя специфический вид связи - водородную связь. В водном растворе он соединяется с одной молекулой воды и образует катион оксония H₃O⁺.

Водород исключительный элемент по большинству химических свойств. Не имеет аналогов в периодической системе.

Водород образует двухатомную молекулу H₂ с очень прочной ковалентной связью ($E_{\text{св}} = 436$ кДж/моль). При н.у. H₂ малоактивен и способен взаимодействовать с фтором, а при освещении - с хлором. С другими неме-

таллами, металлами и сложными веществами он реагирует только при нагревании. В частности, с кислородом водород при н.у. не взаимодействует, но при 700⁰С реакция протекает практически мгновенно со взрывом с образованием воды.

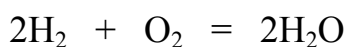
Положение водорода в периодической системе не определено. Как одновалентный элемент его иногда включают в первую группу периодической системы, однако единственное сходство его со щелочными металлами состоит в том, что он образует положительный ион. Характерные степени окисления:

+1 (в соединениях с неметаллами): H₂O, H⁺ (H₃O⁺), OH⁻, HCl, H₂S, NaHS, NH₃, NH₄Cl, NaOH, H₂SO₄ и др.;

0 (в свободном молекулярном и атомарном состоянии): H₂ и H;

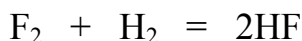
-1 (в соединениях с металлами): NaH, CaH₂, AlH₃, SnH₄ - гидриды.

Смесь двух объемов водорода и одного объема кислорода при поджигании взрывается:

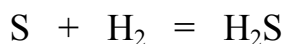


Водород из-за своей склонности соединяться с кислородом разлагает многие кислородсодержащие вещества с образованием воды. Многие оксиды взаимодействуя с водородом восстанавливаются до металла.

С фтором водород бурно реагирует уже при обычной температуре:



Хлор соединяется с водородом менее бурно, с иодом реакция не идет до конца даже при нагревании. Сера медленно взаимодействует с водородом уже при обычной температуре с образованием сероводорода:



Азот взаимодействует с водородом только при нагревании в присутствии катализатора с образованием аммиака.

Соединения водорода с металлами (гидриды) можно разделить на три группы:

1) Ковалентные гидриды – это гидриды B, Al, Ga и элементов 4, 5, 6, 7 групп ПС. Большинство соединений водорода (углеводороды, вода и др.) относятся к этому типу соединений.

2) Ионные гидриды образуют щелочные и щелочноземельные металлы. Например: LiH, CaH₂.

3) Гидриды внедрения образуют переходные металлы - Ti, Zr, W и др.

Соединения с кислородом.

H₂O является наиболее распространенным и важным соединением водорода. В больших количествах она содержится в атмосфере и земной коре, составляет больше половины массы всех живых организмов. Известна изотопная разновидность воды - тяжелая вода D₂O. Она ядовита, замедляет биологические процессы в живых организмах. В ней вещества растворяются хуже, чем в обычной воде. Свойства тяжелой воды D₂O отличаются от свойств обычной воды (t пл = 3,8⁰C, t кип = 101,4⁰C, ρ = 1,105 г/мл).

Водородная энергетика

Основное применение водорода в химической промышленности - для производства аммиака и каталитической гидрогенизации органических веществ. Тритий, получаемый искусственно, используется в термоядерном оружии.

Водородная энергетика - это технология производства энергии с помощью водорода. Водород может быть использован для получения электричества или как топливо для различных видов транспорта.

Принцип работы водородной энергетики заключается в процессе электролиза воды, в результате которого выделяется водород и кислород. Водород затем может быть использован в топливных элементах, которые конвертируют химическую энергию в электрическую.

Преимущества водородной энергетики включают высокую эффективность процесса, низкую стоимость топлива и отсутствие выбросов вредных веществ в атмосферу.

Однако, существуют также некоторые недостатки, которые могут ограничить распространение этой технологии, такие как высокая стоимость инфраструктуры и необходимость использования редких материалов для производства топливных элементов.

Использование водорода в различных отраслях

Транспорт является одной из наиболее перспективных отраслей, где можно использовать водород в качестве топлива. На данный момент уже существуют автомобили на водороде, поезда на водороде и летательные аппараты на водороде.

Промышленность также может использовать водород для производства электричества, хранения энергии и производства удобрений.

В жилых зданиях водород может быть использован для отопления и горячего водоснабжения. Это позволит значительно уменьшить выбросы вредных веществ и зависимость от нефти и газа.

Использование водорода имеет также экологические преимущества. Оно позволяет сокращать выбросы углекислого газа, снижать загрязнение воздуха в городах и уменьшать зависимость от нефти и газа.

Развитие водородной энергетики в мире

Водородная энергетика развивается во многих странах мира. Япония является лидером в использовании водорода в качестве топлива для автомобилей. Кроме того, Германия, Китай и США также активно развивают водородную энергетику.

В настоящее время многие страны активно развивают водородную энергетику. Например, Япония уже давно является лидером в этой области благодаря своим крупным корпорациям, таким как Toyota и Honda, которые инвестируют значительные средства в исследования и разработки водородных технологий.

Кроме Японии, США и Европейский союз также активно работают над развитием водородной энергетики. В США уже создана целая сеть заправочных станций для водородных автомобилей, а Европейский союз объявил о

своих планах наращивания производства водородной энергии в ближайшие годы.

Помимо отдельных стран, такие международные организации, как Международная агентство по возобновляемым источникам энергии (IRENA) и Международное агентство по энергетике (IEA), также активно поддерживают развитие водородной энергетики. Например, IRENA создала Глобальный альянс по водородной энергии для координирования международных инициатив и привлечения инвестиций.

Основными преимуществами использования водорода в качестве источника энергии являются:

- отсутствие выбросов углекислого газа при производстве электроэнергии;
- возможность хранения водорода в больших количествах и его транспортировки на большие расстояния;
- использование водородной энергии может снизить зависимость от нефтепродуктов и угля.

Однако использование водорода также имеет свои недостатки, такие как высокая стоимость производства и ограниченная доступность заправочных станций.

Водородная энергетика имеет большой потенциал для решения многих проблем, связанных с изменением климата и ограниченными запасами нефти и газа. Однако для ее широкого распространения необходимо продолжать инвестировать в исследования и разработки, а также строить новые заправочные станции и расширять действующие сети.

Каждый человек может внести свой вклад в развитие водородной энергетики, например, путем выбора автомобиля на водородном топливе или установки на крыше дома солнечных панелей для производства водорода.

В целом, использование водорода как источника энергии имеет большой потенциал для создания устойчивой и экологически чистой энергетической системы в будущем.

Общая характеристика элементов VII группы главной подгруппы

В VII группе главной подгруппы находятся фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I и астат At. Их называют галогенами, что в переводе с греческого означает «солерождающие», т.е. способные при непосредственном взаимодействии с металлами образовывать соли — галогениды.

Атому фтора соответствует электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^5$ и валентность 1, степень окисления фтора как самого электроотрицательного элемента (ОЭО = 4,1), во всех соединениях равна -1 . Хлор, бром и остальные галогены являются электронными аналогами фтора. Они также имеют на внешнем уровне по семь электронов: $\dots ns^2 np^5$ и в большинстве соединений как сильно электроотрицательные элементы (ОЭО = 2 ч 3,0) имеют отрицательную степень окисления -1 . В соединениях с более электроотрицательными элементами (фтором, кислородом, азотом и др.) они проявляют положительные степени окисления: для хлора $+1$, $+3$, $+5$ и $+7$, а также $+4$ и $+6$, бром Br и иод I также проявляют степени окисления -1 , $+1$, $+3$, $+5$ и $+7$, но наиболее устойчивы -1 и $+5$.

В ряду $F \rightarrow Cl \rightarrow Br \rightarrow I \rightarrow At$ радиус атомов увеличивается, энергия ионизации и электроотрицательность уменьшаются. Это соответствует ослаблению неметаллических свойств: фтор — наиболее ярко выраженный неметалл, а иод и астат проявляет уже некоторые признаки металлов.

Распространение в природе и получение галогенов

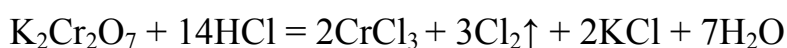
Содержание на Земле фтора и хлора составляет $\sim 0,03$ и $0,045\%$ соответственно. Встречаются они главным образом в виде минералов фторидов и хлоридов. Из минералов фтора наибольшее значение имеют CaF_2 - плавиновый шпат (флюорит), Na_3AlF_6 - криолит и $Ca_5(PO_4)_3F$ - фторапатит. Соединения фтора содержатся в организме человека (в основном в зубах и костях). Наиболее важными хлорсодержащими минералами являются $NaCl$ - каменная соль, $NaCl \cdot KCl$ - сильвинит, $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ - карналлит. В огромном количестве хлориды содержатся в морской воде, входят в состав всех живых организмов.

В подгруппу брома входят бром, иод и астат. Бром и иод - менее распространенные на Земле элементы, чем хлор. Бром обычно сопутствует хлору в его калийных минералах, бром и иод встречаются в морской воде и нефтяных буровых водах, откуда их главным образом и добывают.

Астат в природе практически не встречается, и его свойства изучены недостаточно. Обнаружен он в продуктах естественного радиоактивного распада урана и тория.

В промышленности фтор получают электролизом его расплавленных соединений. Хлор в технике получают электролизом водного раствора NaCl.

В лабораторных условиях хлор получают путем окисления концентрированной соляной кислоты различными окислителями (MnO_2 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$):



Бром и иод получают из бромидов и иодидов в кислой среде теми же окислителями:



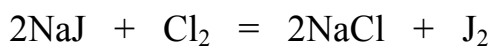
Бром получают из морской воды, рапы соляных озер и подземных рассолов окислением бромидов хлором:

$2\text{KBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{Br}_2$ с последующей отгонкой брома с водяным паром и воздухом.

Для этого раствор NaBr и органический растворитель (бензол или бензин) заливают в емкость и через смесь пропускают хлор. Бром переходит в органическую фазу, откуда затем отгоняется.

Иод, аналогично бром, получают из буровых вод окислением иодидов хлором или нитратом натрия.

В природе встречается в виде KJ, NaJ в воде и морских водорослях. Водоросли сушатся, сжигаются и из золы извлекается иод по реакции:



Астат получают искусственным путем: бомбардировкой атомов висмута ядрами гелия.

Физические и химические свойства галогенов. Применение

Фтор. F_2 - газ желтоватого цвета с удушающим запахом, крайне ядовит, химически чрезвычайно активен.

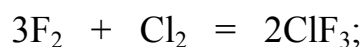
Хлор. Простое вещество Cl_2 - газ желто-зеленого цвета. При $-34^\circ C$ легко сжижается. Ядовит. Плохо растворим в воде.

Бром - жидкость темно-красного цвета, тяжелая, легколетучая, вызывает тяжелые ожоги.

Иод - твердое кристаллическое вещество, темно-фиолетового цвета, способное к сублимации или возгонке (переход из твердого состояния в газообразное при нагревании, минуя жидкую фазу).

Химические свойства

1. Фтор взаимодействует со всеми простыми веществами, кроме гелия, неона и аргона :

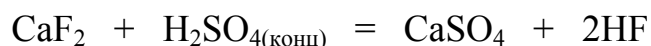


2. При взаимодействии F_2 со щелочами образуется фторид кислорода (OF_2):



OF_2 - бесцветный газ, по запаху напоминает озон, сильно ядовит. Это единственное соединение, где кислород имеет степень окисления +2.

3. Так как взаимодействие $F_2 + H_2 = 2HF$ происходит со взрывом, фтористый водород получают не прямым синтезом, а по реакции:

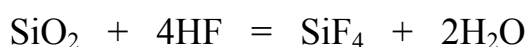


HF - легко кипящая жидкость ($T_{кип.} = +20^\circ C$), с водой смешивается в любых соотношениях. 40%-ный раствор HF в воде называется плавиковой кислотой. Плавиковая кислота – кислота средней силы. Это вещество одно из са-

мых опасных по физиологическому воздействию: ядовита, при попадании на кожу вызывает долго не заживающие язвы, разрушает зубы. Органику обугливает эффективней серной кислоты.

В растворе молекулы плавиковой кислоты сильно ассоциированы за счет водородных связей. Наиболее прочны димеры, поэтому правильнее записывать формулу плавиковой кислоты следует в виде H_2F_2 . Известны многочисленные соли этого димера (KHF_2 и др).

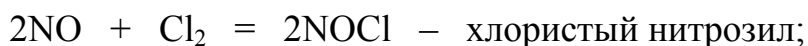
4. Практическое значение имеет реакция взаимодействия плавиковой кислоты с оксидом кремния (он входит в состав стекла):



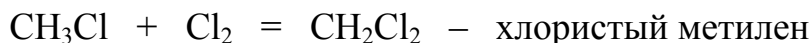
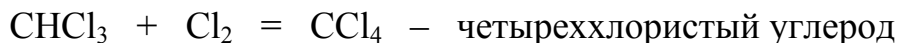
Эта реакция лежит в основе нанесения узоров и рисунков на стекло.

Хлор.

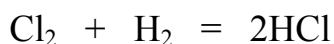
1. Хлор обладает несколько меньшим сродством к электрону, чем фтор, однако остается очень активным неметаллом. Многие реакции с участием Cl_2 идут со взрывом. Cl_2 является сильным окислителем. Не реагирует с кислородом, углеродом, азотом. Вступает в реакции со сложными молекулами:



Хлорированием метана в промышленности получают следующие соединения:

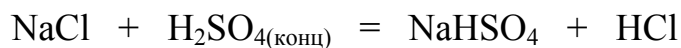


2. Хлористый водород можно получить прямым синтезом из простых веществ:



эта реакция относится к фотохимическим, т. е. идущая под действием света.

В лабораторных условиях хлористый водород обычно получают из NaCl при нагревании с концентрированной серной кислотой:



Хлористый водород – газ с резким запахом, хорошо растворимый в воде с образованием соляной кислоты (предел растворимости 38%). Соляная кислота сильнее, чем плавиковая, не ядовита. В концентрированном состоянии является восстановителем:



Кислородсодержащие соединения хлора

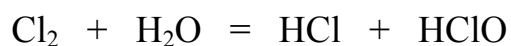
HClO – хлорноватистая кислота. Ей соответствует кислотный оксид Cl₂O. Соли называются гипохлоритами.

HClO₂ – хлористая кислота. Кислотный оксид Cl₂O₃ не получен. Соли – хлориты.

HClO₃ – хлорноватая кислота. Кислотный оксид Cl₂O₅ не получен. Соли – хлораты.

HClO₄ – хлорная кислота. Кислотный оксид - Cl₂O₇. Соли – перхлораты.

1) HClO – желтоватая жидкость. Существует только в растворах. Получается при взаимодействии хлора с водой (без нагревания):



Соли этой кислоты получают при действии на щелочь хлора:



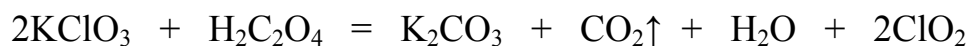
используется как отбеливатель в текстильной промышленности.

2) HClO₂, HClO₃ – не имеют ангидридов (кислотных оксидов). Соли этих кислот применяют в пиротехнике и взрывных работах. Наибольшее значение имеет KClO₃ – хлорат калия (бертолетова соль), получаемая насыщением горячей щелочи хлором:

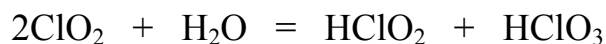


Хлораты – сильнейшие окислители. При ударе или нагревании взрываются.

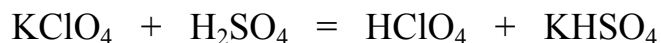
3) Известен оксид ClO₂, который можно получить по реакции:



ClO_2 – зелено-желтый газ, при растворении в воде дает смесь кислот:



4) Осторожным нагреванием хлораты можно перевести в перхлораты, из которых можно получить хлорную кислоту:



Хлорная кислота HClO_4 – подвижная жидкость, очень взрывоопасная, самая сильная из всех известных кислот. Почти все ее соли хорошо растворимы в воде.

5) В ряду $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$ сила кислот растет, а окислительная способность падает.

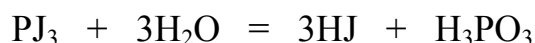
Бром.

Бром химически менее активен, чем Cl_2 , однако вступает в те же реакции, что и хлор. Соли HBr носят название – бромиды.

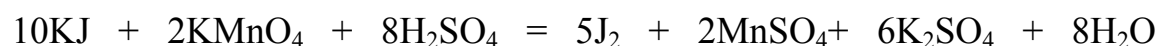
Йод.

1. Иод слабый окислитель. Для него характерны те же реакции что для хлора и брома, но идут они менее активно, как правило при нагревании, часто обратимо.

2. Иодистоводородная кислота HI получается в результате гидролиза трихлористого фосфора:



Иодистоводородная кислота и ее соли (иодиды) сильные восстановители:



3. Подобно хлору и бром, степени окисления иода в кислородных соединениях могут быть +1, +3, +5, +7.

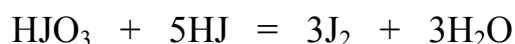
HIO – иодноватистая кислота, более слабая, чем аналогичная бромноватистая, очень неустойчивая, существует только в растворе при низкой температуре. Соли ее (гипоиодиты) получают взаимодействием иода со щелочью:



4. Гипоиодиты неустойчивы, даже на холоду переходят в иодаты и иодиды:



5. При взаимодействии иодатов с кислотами выделяется свободный иод:



По ряду $\text{HClO} - \text{HBrO} - \text{HJO}$ окислительные свойства кислот убывают.

Применение. F_2 используется при производстве фторорганических соединений, например фторопласта (тефлона). Тефлон - белый плотный полимер, устойчивый во всех агрессивных средах вплоть до $+350^\circ\text{C}$. Фтор придает высокую эластичность резине в интервале температур от -80°C до $+200^\circ\text{C}$.

Хлор находит широкое применение в химической промышленности для получения хлористого водорода и соляной кислоты, синтеза хлорорганических веществ, обеззараживания питьевой воды, в текстильной промышленности для отбеливания тканей, в производстве ядохимикатов.

Соль AgBr , используется в кино- и фотопромышленности как светочувствительный реактив. Соединения брома используются в медицине.

Рекомендуемая литература:

1. Никитина, Н. Г. Общая и неорганическая химия. Химия элементов: учебник и практикум для вузов/ Н. Г. Никитина, В. И. Гребенькова. - 2-е изд., перераб. и доп. - Москва: Издательство Юрайт, 2026. - 304 с. - (Высшее образование). - ISBN 978-5-534-17998-9. - Текст: электронный - URL: <https://urait.ru/bcode/585653>.

2. Черникова, Н. Ю. Начала общей химии: учебник для вузов/ Н. Ю. Черникова, В. В. Самошин. - Санкт-Петербург: Лань, 2024. - 488 с. - ISBN 978-5-507-48676-2. - Текст: электронный. - URL: <https://e.lanbook.com/book/394436>.

3. Росин, И. В. Общая и неорганическая химия. Химия s-, d- и f-элементов: учебник для вузов / И. В. Росин, Л. Д. Томина. - Москва:

Издательство Юрайт, 2026. - 492 с. - (Высшее образование). - ISBN 978-5-534-19369-5. - Текст: электронный -URL: <https://urait.ru/bcode/583251>.