

Водород

1	H
Водород Hydrogen	
$1s^0$	

Атомный номер	1
Атомная масса	1,0079
Плотность, кг/м ³	0,0898
Температура плавления, °C	-259,1
Температура кипения, °C	-252,8
Теплоемкость, кДж/(кг·°C)	14,442
Электроотрицательность	2,1
Ковалентный радиус, Å	0,32
1-й ионизац. потенциал, эв	13,60

Водород

[Историческая справка](#)

[Распространение в природе](#)

[Изотопы, атом и молекула Водорода](#)

[Физические свойства](#)

[Химические свойства](#)

[Получение](#)

[Применение](#)

Водород (лат. Hydrogenium), H, химический элемент, первый по порядковому номеру в периодической системе Менделеева; атомная масса 1,0079. При обычных условиях Водород - газ; не имеет цвета, запаха и вкуса.

Историческая справка. В трудах химиков 16 и 17 веков неоднократно упоминалось о выделении горючего газа при действии кислот на металлы. В 1766 году Г. Кавендиш собрал и исследовал выделяющийся газ, назвав его "горючий воздух". Будучи сторонником теории флогистона, Кавендиш полагал, что этот газ и есть чистый флогистон. В 1783 году А. Лавуазье путем анализа и синтеза воды доказал сложность ее состава, а в 1787 определил "горючий воздух" как новый химический элемент (Водород) и дал ему современное название hydrogene (от греч. hydor - вода и gennaо - рождаю), что означает "рождающий воду"; этот корень употребляется в названиях соединений Водорода и процессов с его участием (например, гидриды, гидрогенизация). Современное русское наименование "Водород" было предложено М. Ф. Соловьевым в 1824 году.

Распространение Водорода в природе. Водород широко распространен в природе, его содержание в земной коре (литосфера и гидросфера) составляет по массе 1%, а по числу атомов 16%. Водород входит в состав самого распространенного вещества на Земле - воды (11,19% Водорода по массе), в состав соединений, слагающих угли, нефть, природные газы, глины, а также организмы животных и растений (то есть в состав белков, нуклеиновых кислот, жиров, углеводов и других). В свободном состоянии Водород встречается крайне редко, в небольших количествах он содержится в вулканических и других природных газах. Ничтожные количества свободного Водорода (0,0001% по числу атомов) присутствуют в атмосфере. В околоземном пространстве Водород в виде потока протонов образует внутренний ("протонный") радиационный пояс Земли. В космосе Водород является самым распространенным элементом. В виде плазмы он составляет около половины массы Солнца и большинства звезд, основную часть газов межзвездной среды и газовых туманностей. Водород присутствует в атмосфере ряда планет и в кометах в виде свободного H₂, метана CH₄, аммиака NH₃, воды H₂O, радикалов типа CH, NH, OH, SiH, PH и т. д. В виде потока протонов Водород входит в состав корпускулярного излучения Солнца и космических лучей.

Изотопы, атом и молекула Водорода. Обыкновенный Водород состоит из смеси 2 устойчивых изотопов: легкого Водорода, или протия (^1H), и тяжелого Водорода, или дейтерия (^2H , или D). В природных соединениях Водорода на 1 атом ^2H приходится в среднем 6800 атомов ^1H . Радиоактивный изотоп с массовым числом 3 называют сверхтяжелым Водородом, или тритием (^3H , или T), с мягким β -излучением и периодом полураспада $T_{1/2} = 12,262$ года. В природе тритий образуется, например, из атмосферного азота под действием нейтронов космических лучей; в атмосфере его ничтожно мало ($4 \cdot 10^{-15}\%$ от общего числа атомов Водорода). Получен крайне неустойчивый изотоп ^4H . Массовые числа изотопов ^1H , ^2H , ^3H и ^4H , соответственно 1, 2, 3 и 4, указывают на то, что ядро атома протия содержит только один протон, дейтерия - один протон и один нейтрон, трития - один протон и 2 нейтрона, ^4H - один протон и 3 нейтрона. Большое различие масс изотопов Водорода обуславливает более заметное различие их физических и химических свойств, чем в случае изотопов других элементов.

Атом Водорода имеет наиболее простое строение среди атомов всех других элементов: он состоит из ядра и одного электрона. Энергия связи электрона с ядром (потенциал ионизации) составляет 13,595 эв. Нейтральный атом Водород может присоединять и второй электрон, образуя отрицательный ион H^- при этом энергия связи второго электрона с нейтральным атомом (средство к электрону) составляет 0,78 эв. Квантовая механика позволяет рассчитать все возможные энергетические уровни атома Водород, а следовательно, дать полную интерпретацию его атомного спектра. Атом Водорода используется как модельный в квантовомеханических расчетах энергетических уровней других, более сложных атомов.

Молекула Водород H_2 состоит из двух атомов, соединенных ковалентной химической связью. Энергия диссоциации (то есть распада на атомы) составляет 4,776 эв. Межатомное расстояние при равновесном положении ядер равно 0,7414 Å. При высоких температурах молекулярный Водород диссоциирует на атомы (степень диссоциации при 2000°C 0,0013, при 5000°C 0,95). Атомарный Водород образуется также в различных химических реакциях (например, действием Zn на соляную кислоту). Однако существование Водорода в атомарном состоянии длится лишь короткое время, атомы рекомбинируют в молекулы H_2 .

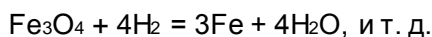
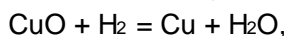
Физические свойства Водорода. Водород - легчайшее из всех известных веществ (в 14,4 раза легче воздуха), плотность 0,0899 г/л при 0°C и 1 атм. Водород кипит (сжижается) и плавится (затвердевает) соответственно при -252,8°C и -259,1°C (только гелий имеет более низкие температуры плавления и кипения). Критическая температура Водорода очень низка (-240°C), поэтому его сжижение сопряжено с большими трудностями; критическое давление 12,8 кгс/см² (12,8 атм), критическая плотность 0,0312 г/см³. Из всех газов Водород обладает наибольшей теплопроводностью, равной при 0°C и 1 атм 0,174 вт/(м·К), то есть $4,16 \cdot 10^{-4}$ кал/(с·см·°C). Удельная теплоемкость Водорода при 0°C и 1 атм C_p 14,208 кДж/(кг·К), то есть 3,394 кал/(г·°C). Водород мало растворим в воде (0,0182 мл/г при 20°C и 1 атм), но хорошо - во многих металлах (Ni, Pt, Pa и других), особенно в палладии (850 объемов на 1 объем Pd). С растворимостью Водорода в металлах связана его способность диффундировать через них; диффузия через углеродистый сплав (например, сталь) иногда сопровождается разрушением сплава вследствие взаимодействия Водорода с углеродом (так называемая декарбонизация). Жидкий Водород очень легкий (плотность при -253°C 0,0708 г/см³) и текуч (вязкость при -253°C 13,8 спуаз).

Химические свойства Водорода. В большинстве соединений Водород проявляет валентность (точнее, степень окисления) +1, подобно натрию и другим щелочным металлам; обычно он и рассматривается как аналог этих металлов, возглавляющий I группу системы Менделеева. Однако в гидридах металлов ион Водорода заряжен отрицательно (степень окисления -1), то есть гидрид Na^+H^- построен подобно хлориду Na^+Cl^- . Этот и некоторые других факты (близость физических свойств Водорода и галогенов, способность галогенов замещать Водород в органических соединениях) дают основание относить Водород также и к VII группе периодической системы. При обычных условиях молекулярный Водород сравнительно мало активен, непосредственно соединяясь лишь с наиболее активными из неметаллов (с фтором, а на свету и с хлором). Однако при нагревании он вступает в реакции со многими элементами. Атомарный Водород обладает повышенной химической активностью по сравнению с молекулярным. С кислородом Водород образует воду:

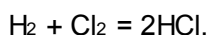


с выделением 285,937 кДж/моль, то есть 68,3174 ккал/моль тепла (при 25°C и 1 атм). При обычных температурах реакция протекает крайне медленно, выше 550°C - со взрывом.

Пределы взрывоопасности водородо-кислородной смеси составляют (по объему) от 4 до 94% H₂, а водородо-воздушной смеси - от 4 до 74% H₂ (смесь 2 объемов H₂ и 1 объема O₂ называется гремучим газом). Водород используется для восстановления многих металлов, так как отнимает кислород у их оксидов:



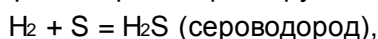
С галогенами Водород образует галогеноводороды, например:



При этом с фтором Водород взрывается (даже в темноте и при - 252°C), с хлором и бромом реагирует лишь при освещении или нагревании, а с иодом только при нагревании. С азотом Водород взаимодействует с образованием аммиака:



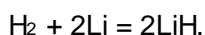
лишь на катализаторе и при повышенных температурах и давлениях. При нагревании Водород энергично реагирует с серой:



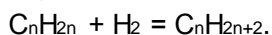
значительно труднее с селеном и теллуром. С чистым углеродом Водород может реагировать без катализатора только при высоких температурах:



Водород непосредственно реагирует с некоторыми металлами (щелочными, щелочноземельными и другими), образуя гидриды:

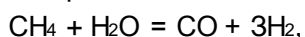


Важное практическое значение имеют реакции Водорода с оксидом углерода (II), при которых образуются в зависимости от температуры, давления и катализатора различные органические соединения, например HCHO, CH₃OH и другие. Ненасыщенные углеводороды реагируют с Водородом, переходя в насыщенные, например:

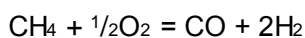


Роль Водород и его соединений в химии исключительно велика. Водород обуславливает кислотные свойства так называемых протонных кислот. Водород склонен образовывать с некоторыми элементами так называемую водородную связь, оказывающую определяющее влияние на свойства многих органических и неорганических соединений.

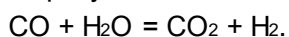
Получение Водорода. Основные виды сырья для промышленного получения Водорода - газы природные горючие, коксовый газ и газы нефтепереработки. Водород получают также из воды электролизом (в местах с дешевой электроэнергией). Важнейшими способами производства Водорода из природного газа являются каталитическое взаимодействие углеводородов, главным образом метана, с водяным паром (конверсия):



и неполное окисление углеводородов кислородом:



Образующийся оксид углерода (II) также подвергается конверсии:



Водород, добываемый из природного газа, самый дешевый.

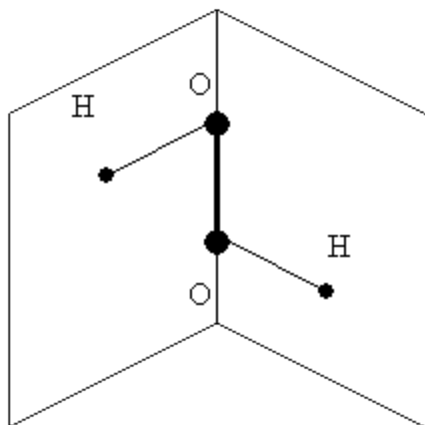
Из коксового газа и газов нефтепереработки Водород выделяют путем удаления остальных компонентов газовой смеси, сжижаемых более легко, чем Водород, при глубоком охлаждении. Электролиз воды ведут постоянным током, пропуская его через раствор KOH или NaOH (кислоты не используются во избежание коррозии стальной аппаратуры). В лабораториях Водород получают электролизом воды, а также по реакции между цинком и соляной кислотой. Однако чаще используют готовый заводской Водород в баллонах.

Применение Водорода. В промышленном масштабе Водород стали получать в конце 18 века для наполнения воздушных шаров. В настоящее время Водород широко применяют в химической промышленности, главным образом для производства аммиака. Крупным потребителем Водорода является также производство метилового и других спиртов, синтетического бензина и других продуктов, получаемых синтезом из Водорода и оксида углерода (II). Водород применяют для гидрогенизации твердого и тяжелого жидкого топлив, жиров и других, для синтеза HCl, для гидроочистки нефтепродуктов, в сварке и резке металлов

кислородо-водородным пламенем (температура до 2800°C) и в атомно-водородной сварке (до 4000°C). Очень важное применение в атомной энергетике нашли изотопы Водорода - дейтерий и тритий.

Пероксид водорода H₂O₂

Молекула H₂O₂ неплоская, имеет строение Н–О–О–Н с σ-связью О–О на ребре и связями Н–О на плоскостях двугранного угла:



Степень окисления кислорода равна –I, валентность атома О равна 2. Группу –О–О– называют пероксогруппой.

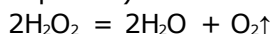
Пероксид водорода H₂O₂ - бесцветная жидкость, неограниченно смешивается с водой.

Физические константы:

$M_r = 34,01$;
 $\rho = 1,4 \text{ г/мл (20 °C)}$,
 $t_{\text{пл}} = -0,43 \text{ °C}$,
 $t_{\text{кип}} = +150 \text{ °C}$

молекула пероксида водорода

На свету и под действием катализаторов (MnO₂) легко разлагается (при нагревании - со взрывом):



Известны производные H₂O₂:

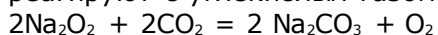
Na₂O₂ - пероксид натрия

BaO₂ - пероксид бария

Пероксиды при нагревании выделяют кислород:

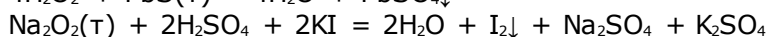
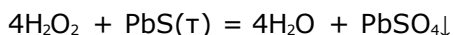


реагируют с углекислым газом:

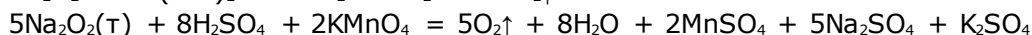
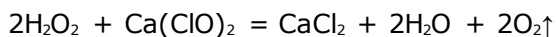


(реакция используется для регенерации воздуха).

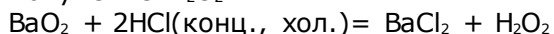
Пероксиды проявляют сильные окислительные свойства (O^{-I} → O^{-II}):



и умеренные восстановительные свойства (O^{-I} → O⁰):



Получение H₂O₂:



Пероксиды применяются как отбеливатели текстиля, бумаги, кож, жиров и минеральных масел, окислители ракетного топлива, реагенты в органическом синтезе, при осветлении картин старых мастеров (красочный слой, потемневший из-за перехода белил (гидрокарбоната свинца в черный PbS) осветляют переводом в белый PbSO₄).

ГИДРИДЫ

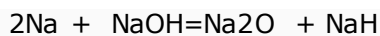
Ионные гидриды – это соединения щелочных и щелочноземельных металлов с водородом, где водород проявляет степень окисления -1. Бесцветные кристаллические вещества высокой реакционной способности.

Получение

1. Взаимодействие металла с водородом

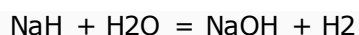


2. Взаимодействие натрия с гидроксидом натрия

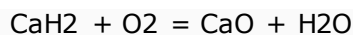


Химические свойства

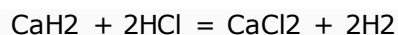
1. Взаимодействие с водой



2. Взаимодействие с кислородом



3. Взаимодействие с кислотой



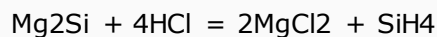
4. Разложение при нагревании в вакууме



Ковалентные гидриды – гидриды p-элементов, где водород имеет степень окисления -1. Например, SiH_4 –силан, AsH_3 – арсин, PH_3 – фосфин.

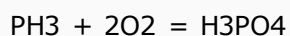
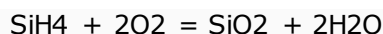
Получение

Ковалентные гидриды не получают прямым взаимодействием неметалла с водородом.



Химические свойства

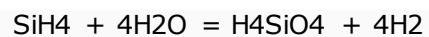
1. Взаимодействие с кислородом



2. Термическое разложение



3. Взаимодействие с водой (в слабощелочной среде)



Реакция не характерна для арсина и фосфина.

4. С водным раствором щелочи

