



1 Н

Водород

Hydrogen

1s

Атомный номер 1

Атомная масса 1,0079

Плотность, кг/м³ 0,0898

**Температура плавления, °C
-259,1**

Температура кипения, °C -252,8

Теплоемкость, кДж/(кг·°C) 14,442

**Теплопроводность, Вт/(м·K) 0,174
при 0°C и 1атм**

Ковалентный радиус, Å 0,32

1-й ионизац. потенциал, эВ 13,60

**Энергия связи электрона с ядром
(потенциал ионизации)**

Сродство к электрону) эВ, 0,78

**Энергия связи второго электрона с
нейтральным атомом**

**Энергия диссоциации (распада на
атомы) эВ,**

Періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва

Г Р У П П И

Період	Ряд	Г Р У П П И																	
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII										
1	1	Н Гідроген Водень 1 1,0079							He Гелій 2 4,0026	Порядковий номер Символ елемента Атомна маса Назва елемента 26 55,847 Fe Ферум Залізо									
2	2	Li Літій 3 6,941	Be Берилій 4 9,012	B Бор 5 10,81	C Карбон Вуглець 6 12,011	N Нітроген Азот 7 14,0067	O Оксиген Кисень 8 15,999	F Флуор Фтор 9 18,998	Ne Неон 10 20,179										
3	3	Na Натрій 11 22,990	Mg Магній 12 24,305	Al Алюміній 13 26,981	Si Силіцій Кремній 14 28,086	P Фосфор 15 30,973	S Сульфур Сірка 16 32,06	Cl Хлор 17 35,453	Ar Аргон 18 39,948										
4	4	K Калій 19 39,098	Ca Кальцій 20 40,08	Sc Скандій 21 44,956	Ti Титан 22 47,90	V Ванадій 23 50,941	Cr Хром 24 51,996	Mn Манган Марганець 25 54,938		26 55,847 Fe Ферум Залізо	27 58,933 Co Кобальт	28 58,70 Ni Ніколь Нікель							
	5	29 63,546 Cu Купрум Мідь	30 65,39 Zn Цинк	31 69,72 Ga Галій	32 72,59 Ge Германій	33 74,921 As Арсен Миш'як	34 78,96 Se Селен	35 79,904 Br Бром	36 83,80 Kr Криптон										
5	6	Rb Рубідій 37 85,468	Sr Стронцій 38 87,62	39 88,906 Y Ітрій	40 91,22 Zr Цирконій	41 92,906 Nb Ніобій	42 95,94 Mo Молібден	43 [98,906] Tc Технецій		44 101,07 Ru Рутеній	45 102,905 Rh Родій	46 106,4 Pd Паладій							
	7	47 107,868 Ag Аргентум Срібло	48 112,41 Cd Кадмій	49 114,82 In Індій	50 118,71 Sn Станум Олово, цина	51 121,75 Sb Стибій	52 127,60 Te Телур	53 126,904 I Іод Йод	54 131,30 Xe Ксенон										
6	8	Cs Цезій 55 132,91	Ba Барій 56 137,33	57 138,905 *La Лантан	72 178,49 Hf Гафній	73 180,948 Ta Тантал	74 183,85 W Вольфрам	75 186,207 Re Реній		76 190,2 Os Осмій	77 192,22 Ir Іридій	78 195,09 Pt Платина							
	9	79 196,967 Au Аурум Золото	80 200,59 Hg Меркурій Ртуть	81 204,37 Tl Талій	82 207,2 Pb Плюмбум Свинець, оливо	83 208,980 Bi Бісмут Вісмут	84 [209] Po Полоній	85 [210] At Астат	86 [222] Rn Радон										
7	10	Fr Францій 87 [223]	Ra Радій 88 226,025	89 [227] **Ac Актиній	104 [261] Unq Уннїлквадій	105 [262] Unp Уннїлпентій	106 [263] Unh Уннїлгексїй	107 [264] Uns Уннїлсептїй		108 [265] Uno Уннїлоктїй	109 [266] Une Уннїленій	110 [272] Uun Унуннїлій							
Вищі оксиди		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄										
Леткі водневі сполуки					RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR											
*Ланта-ноїди	58	Ce Церій 140,12	59 Pr Празеодим 140,908	60 Nd Неодим 144,24	61 Pm Прометій [145]	62 Sm Самарій 150,36	63 Eu Європій 151,96	64 Gd Гадоліній 157,25	65 Tb Тербій 158,925	66 Dy Диспрозій 162,50	67 Ho Гольмій 164,93	68 Er Ербій 167,26	69 Tm Тулій 168,934	70 Yb Ітербій 173,04	71 Lu Лютецій 174,97				
**Акти-ноїди	90	Th Торій 232,038	91 Pa Протактиній [231]	92 U Уран 238,029	93 Np Нептуній [237]	94 Pu Плутоній [244]	95 Am Америцій [243]	96 Cm Кюрій [247]	97 Bk Берклій [247]	98 Cf Каліфорній [251]	99 Es Ейнштейній [254]	100 Fm Фермій [257]	101 Md Менделєвій [258]	102 No Нобелій [259]	103 Lr Лоуренсій [260]				

Порядковий номер

Символ елемента

Атомна маса

Назва елемента

Взаимодействие с галогенами. При обычной температуре водород реагирует лишь со фтором: $\text{H}_2 + \text{F}_2 = 2\text{HF}$.

С хлором реагирует только на свету, образуя хлороводород, с бромом реакция протекает менее энергично, с йодом не идет до конца даже при высоких температурах.

Взаимодействие с кислородом. При нормальных условиях водород не реагирует с кислородом, при 400 °С реагирует с кислородом, а при 600 °С – с воздухом, при поджигании реакция протекает со взрывом: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$. Водород горит в кислороде с выделением большого количества тепла. Температура водородно-кислородного пламени 2800 °С.

Взаимодействие с серой. При пропускании водорода через расплавленную серу образуется сероводород: $\text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S}$.

Взаимодействие с азотом. При нагревании водород обратимо реагирует с азотом, причем при высоком давлении и в присутствии катализатора: $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$.

Взаимодействие с оксидом азота (II). Важное значение имеет взаимодействие водорода с оксидом азота (II), используемое в очистительных системах при производстве азотной кислоты: $2\text{NO} + 2\text{H}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Взаимодействие с оксидами металлов. Водород – хороший восстановитель, он восстанавливает многие металлы из их оксидов: $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$.

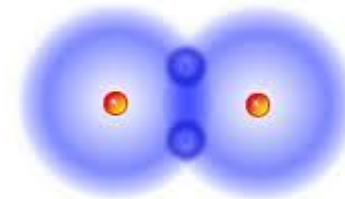
Сильным восстановителем является атомарный водород. Он образуется из молекулярного в электрическом разряде в условиях низкого давления. Высокой восстановительной активностью обладает **водород в момент выделения**, образующийся при восстановлении металла кислотой.

Взаимодействие с активными металлами. Водород является окислителем, присоединяет электрон и превращается в гидрид-ион, который заряжен отрицательно. При высокой

Электронный уровень 1s вмещает не более 2-х электронов и атому водорода достаточно приобрести или потерять один электрон, чтобы устойчивой электронной конфигурации:

$\text{H} - 1\text{e}^- = \text{H}^+$ положительный ион водорода (нет e^-)

$\text{H} + 1\text{e}^- = \text{H}^-$ отрицательный ион водорода (1s^2)



Первое уравнение говорит о родственной связи водорода с элементами I группы – **щелочными металлами**, которые охотно отдают единственный внешний электрон и образуют положительные ионы Li^+ , Na^+ , K^+ и т.д. Второе уравнение свидетельствует о близости водорода к элементам VII группы, которым не хватает одного электрона для завершения внешней оболочки и которые легко принимают чужой электрон с образованием ионов F^- , Cl^- , Br^- и т.д.

Типичными неметаллическими свойствами этот элемент больше похож на **элементы VII группы** (фтор, хлор, бром т.д.). Но водород не является р-элементом и более охотно **ОТДАЕТ** электрон, чем принимает. Поэтому его нахождение в группе s-элементов – активных восстановителей – также имеет смысл. В связи с этим водород часто помещают в I группу Периодической таблицы, а в VII группе повторяют его символ в скобках. Но есть и такие издания Периодической таблицы, где его основным местом является именно VII группа. И то и другое – правильно.

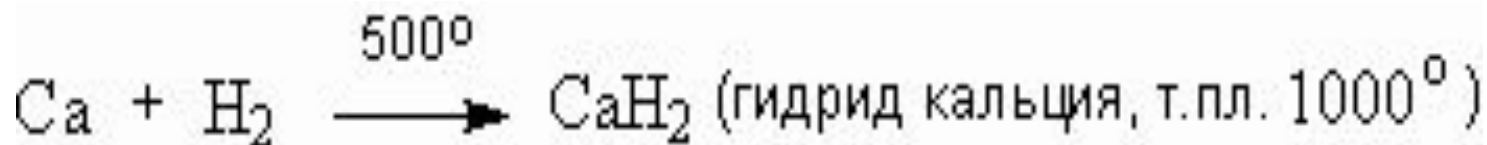
количество энергии, образующейся при сжигании 1 кг различных топлив, включая водород:

Водород 110 000 – 130 000 кДж

Бензин 45 000 – 43 000 кДж

Уголь 33 000 кДж

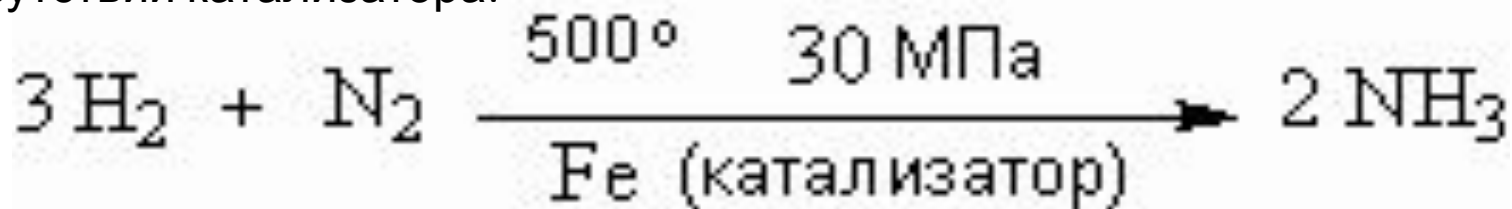
Дрова 10 000 кДж



Гидриды бурно реагируют с водой с образованием газообразного водорода:



Из всех соединений водорода одним из важнейших является аммиак, который получают реакцией водорода с азотом при высокой температуре, давлении и в присутствии катализатора:





Водород — бесцветный газ. По весу, 75% видимой вселенной это водород. В космосе он присутствует в огромных количествах. Из него рождаются звезды, в том числе и наше Солнце.

Водородные облака создают впечатляющие картины, например Туманность Орла, видимую в космический телескоп "Хаббл"

Водород мало растворим в воде (0,0182 мл/г при 20°С 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

С газами, которые горят, человек знаком был ещё с давних времён. К таким газам относился и водород. Его получали при взаимодействии металлов с кислотами (в настоящее время тривиальный способ получения кислот в лабораторных условиях). В XVI - XVIII вв. свойства водорода, его горение, наблюдали такие учёные как Парацельс, Бойль и другие учёные того времени. С распространением теории флогистона многие химики хотели получить водород в качестве свободного флогистона.

Парацельс



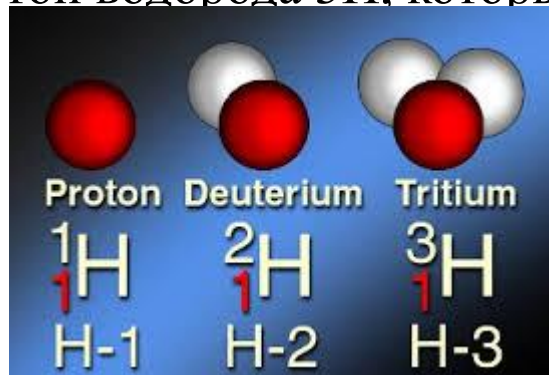
Лавуазье



В своей диссертации "О металлическом блеске" Ломоносов описал получение водорода в результате действия кислот на железо и другие металлы, и первым (1745) выдвинул гипотезу, о том что водород представляет собой флогистон. Эту же гипотезу выдвинул в 1766 г и Кавендиш, который подробнейшим образом изучил свойства водорода, выдвинул подобную же гипотезу. Он называл водород "воспламеняемым воздухом", полученным из "металлов", и полагал, как и все флогистики, что при растворении в кислотах металл теряет свой флогистон. Откуда же произошло название водород. Дал это название элементу Лавуазье, который занимался в 1779 г. исследованием состава воды путем ее синтеза и разложения, назвал водород Hydrogine (водород), или Hydrogene (водород), от греч. гидор - вода и гайноме - произвожу, рожаю.

В "Таблице простых тел", которую составил Лавуазье, водород (Hydrogene) упомянут в числе пяти (свет, теплота, кислород, азот, водород) простых тел, относящихся ко всем трем царствам природы и которые следует рассматривать как элементы тел. В химической литературе конца XVIII и начала XIX в. встречаются два рода названий водорода: флогистические (горючий газ, горючий воздух, воспламенительный воздух, загораемый воздух) и (водотвор, водотворное существо, водотворный газ, водородный газ, водород). Обе группы слов представляют собой переводы французских названий водорода.

Изотопы водорода были открыты в 30-х годах текущего столетия и быстро приобрели большое значение в науке и технике. В конце 1931 г. Юри, Брекуэдд и Мэрфи исследовали остаток после длительного выпаривания жидкого водорода и обнаружили в нем тяжелый водород с атомным весом 2. Этот изотоп называли дейтерием (**Deuterium, D**) от греч. - другой, второй. Спустя четыре года в воде, подвергнутой длительному электролизу, был обнаружен еще более тяжелый изотоп водорода 3H , который называли тритием (**Tritium, T**), от греч. - третий.



дейтерий – изотоп водорода, в ядре которого 1 протон и 1 нейтрон. не радиоактивен, но находится в природе в очень небольшом количестве. Тем не менее, его научились выделять для нужд ядерной энергетики.

Практическое применение водорода многообразно: в химической промышленности он служит сырьём для получения аммиака и других соединений; в пищевой — для выработки из растительных масел твёрдых жиров; для заполнения шаров-зондов. Высокая температура (до 2600 °С), получающаяся при горении водорода в кислороде, используется для плавления тугоплавких металлов, кварца и т. п. Жидкий водород является одним из наиболее эффективных видов реактивного топлива. Ежегодное мировое потребление водорода превышает 1 млн. т.

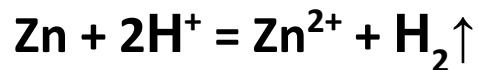
Компания ООО «Криотехгаз УПК» осуществляет реализацию и доставку по Харькову и регионам Украины водорода газообразного различной степени очистки в баллонах емкостью 40 л.

Продукция (водород газообразный марки «А» и водород газообразный марки «Б») отвечает нормам ГОСТ 3022-80

ВОДОРОД	Ед. изм	Цена с НДС, грн.
Водород газообразный, марка "Б", ГОСТ 3022-80 (99,95%)	баллон 40 л	408-00
Водород газообразный, марка "А", ГОСТ 3022-80 (99,99%)	баллон 40 л	500-00

В лабораторных условиях

1. Взаимодействием металла (цинка) с растворами соляной и серной кислот (реакция проводится в аппарате Киппа):

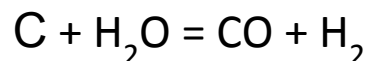


2. **Электролизом воды.** Для увеличения электрической проводимости воды к ней добавляют электролит, например NaOH, H_2SO_4 или Na_2SO_4 . На катоде образуется 2 объема водорода, на аноде — 1 объем кислорода.

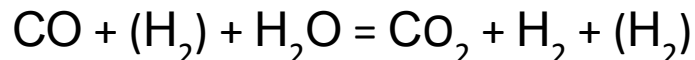
В **промышленности** водород получают также несколькими способами.

1. **Электролизом** водных растворов KCl или NaCl, как побочный продукт.

2. **Конверсионным способом** (конверсия — превращение). Сначала получают водяной газ, пропуская пары воды через раскаленный кокс при 1000°C :



Затем оксид углерода (II) окисляют в оксид углерода (IV), пропуская смесь водяного газа с избытком паров воды над нагретым до $400 - 450^\circ\text{C}$ катализатором Fe_2O_3 :



Образующийся оксид углерода (IV) поглощается водой. Этим способом получают свыше 50% промышленного водорода.

3. **Конверсией метана** с водяным паром: $\text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + 4\text{H}_2$

Реакция протекает в присутствии никелевого катализатора при 1300°C . Этот метод позволяет использовать природные газы и получать самый дешевый водород.

4. **Нагреванием метана** до 350°C в присутствии железного или никелевого катализатора: $\text{CH}_4 = \text{C} + 2\text{H}_2$

5. **Глубоким охлаждением (до -196°C) коксового газа.** При таком охлаждении все газообразные вещества, кроме водорода, конденсируются.

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.