

УДК 669.85/86

В. А. МАЛЯРЕНКО, д-р техн. наук, проф.

Харьковская национальная академия городского хозяйства, г. Харьков

Г. М. ФЕДОРЕНКО, д-р техн. наук

Институт электродинамики НАНУ, г. Киев

С. В. ГУБИН, канд. техн. наук

А. И. ЯКОВЛЕВ, д-р техн. наук, проф.

Харьковский национальный аэрокосмический университет «ХАИ», г. Харьков

ИЗУЧАЕМ ЗЕМНОЙ И КОСМИЧЕСКИЙ ВОДОРОД. Часть 1

В статье представлены характеристики газообразного, жидкого и металлического водорода, способы производства и области применения. Показаны перспективные направления преобразования энергии водорода и ожидаемые эффекты в энергетике и физике.

У статті наведені характеристики газоподібного, рідкого та металевого водню, способи виробництва та галузі використання. Показано перспективні напрями перетворення енергії водню та очікувані ефекти в енергетиці та фізиці.

Введение

Ограниченность запасов традиционного органического топлива давно уже стала истиной, не требующей доказательств. Надежды, которые возлагались на ядерную энергетику, оправдались с большим знаком вопроса. Достаточно вспомнить катастрофы планетарного масштаба конца прошедшего и начала нынешнего века – Чернобыль и Фукусима.

Мир ищет энергию, обратив свое внимание на нетрадиционные и возобновляемые источники энергии. Многие передовые страны существенно продвинулись в этом направлении [1].

В этих условиях человечество в очередной раз обратилось к такому неисчерпаемому топливно-энергетическому ресурсу как водород, запасы которого в связанном виде неограничены. Ветроводородная энергетика является практически экологически чистым способом получения энергии. Основными областями крупномасштабного использования водорода являются водородные электрохимические генераторы на базе водородных топливных элементов для малой и средней энергетики, в том числе, для работы с ветроэнергетическими установками, газовыми турбинами, двигателями внутреннего и внешнего сгорания. Перспективными являются системы с электролизерами для разделения воды на водород и кислород с последующим аккумулированием газов [2].

Таким образом, изучение форм существования водорода, его физико-химических свойств и эффектов преобразования представляет существенный практический и научный интерес. Итак, изучаем земной и космический водород [1–19].

Часть 1. Общая характеристика, свойства, формы существования

Водород – самый легкий и распространенный элемент во вселенной. Он широко распространен в природе: в земной коре по массе 1 %, а в составе воды на земле – 19 %; в связанном состоянии – в составе угля, нефти, природных газов, глины, а также в организмах животных и растений. В свободном состоянии водород встречается крайне редко. В небольших количествах содержится в вулканических и других природных газах, в атмосфере. В виде плазмы водород составляет около половины массы Солнца и большинства звезд, в виде метана – CH_4 , аммиака – NH_3 , воды – H_2O , радикалов типа CH , NH , OH , SiH , PH .

Обыкновенный водород состоит из смеси двух устойчивых изотопов: легкого водорода или протия (1H) и тяжелого водорода или дейтерия (2H или D). Искусственно получен радиоактивный изотоп – сверхтяжелый водород или тритий (3H или T) с мягким β -излучением и периодом полураспада $T_{1/2} = 12,262$ года. В природе тритий образуется, например, из атомов азота под действием нейтронов космических лучей; в атмосфере его ничтожно мало.

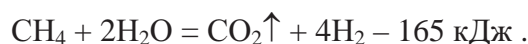
Природный водород состоит из смеси двух стабильных нуклидов с массовыми числами 1,007825 (99,985 % в смеси). Кроме того, в природном водороде всегда присутствуют ничтожные количества радиоактивного нуклида – трития ^3H . Так как в ядре атома водорода содержится только 1 протон, то иногда говорят, что водород образует естественную нижнюю границу периодической системы элементов Д. И. Менделеева. Хотя сам элемент водород расположен в первом периоде таблицы Менделеева, и его относят к 1-й группе (группе IA щелочных металлов), и к 7-й группе (группе VIIA галогенов).

Получение водорода

Промышленные способы получения простых веществ зависят от того, в каком виде соответствующий элемент находится в природе, что может быть сырьем для его получения. Так, кислород, имеющийся в свободном состоянии, получают физическим способом – выделением из жидкого воздуха.

Водород практически весь находится в виде соединений. Поэтому для его получения применяют химические методы и реакции разложения, в частности, разложения воды электрическим током.

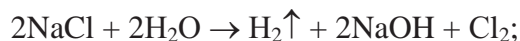
Основной промышленный способ получения водорода – реакция с водой метана, входящего в состав природного газа, которая проводится при высокой температуре:



В лаборатории для получения простых веществ не всегда используется природное сырье: выбирают то, из которого легче выделить необходимое. Например, в лаборатории кислород не получают из воздуха. Это же относится и к получению водорода. Один из лабораторных способов получения – разложение воды электротоком, а также взаимодействием цинка с соляной кислотой.

В промышленности водород получают, используя следующие реакции:

– электролиза водных растворов солей



– пропускания паров воды над раскаленным коксом при температуре около 1000 °С



– из природного газа, путем конверсии с водяным паром

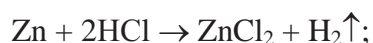


– каталитического окисления кислородом



– крекинга и риформинга углеводородов в процессе переработки нефти

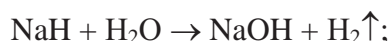
– действия разбавленных кислот на металлы, чаще всего используя цинк и соляную кислоту



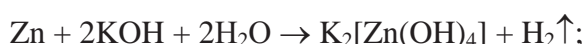
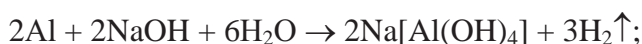
– взаимодействия кальция с водой



– гидролиза гидридов



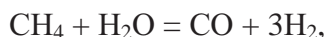
– действия щелочей на цинк или алюминий



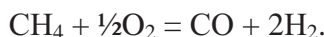
– электролиза водных растворов щелочей или кислот на катоде



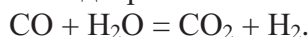
Основными видами сырья для промышленного получения водорода служат природные газы (коксовый газ и газы нефтепереработки), продукты газификации твёрдых и жидких топлив, главным образом, угля. В местах с дешевой электроэнергией важнейшими способами производства водорода из природного газа являются каталитическое взаимодействие углеводородов, главным образом метана, с водяным паром (конверсия):



и неполное окисление углеводородов кислородом:



Образующаяся окись углерода также подвергается конверсии:



Водород, добываемый из природного газа, самый дешёвый. Водяной газ содержит до 50 % H_2 и 40 % CO ; в паровоздушном газе, кроме H_2 и CO , имеется значительное количество N_2 , который используется вместе с получаемым водородом для синтеза NH_3 . Из коксового газа и газов нефтепереработки водород выделяют путём удаления остальных компонентов газовой смеси.

При наличии дешевой электроэнергии возможно получение водорода из воды путем ее электролиза постоянным током, пропуская через щелочной раствор KOH или NaOH .

Крупными потребителями водорода являются предприятия, осуществляющие производство аммиака, синтезгаза, метилового спирта, синтетического бензина, получаемых синтезом из водорода и окиси углерода. Водород применяют для гидрогенизации твёрдого и тяжёлого жидкого топлив, жиров и др., 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). Водород получают также в биореакторах [16, 19].

Свойства газообразного водорода. Атом водорода имеет наиболее простое строение среди атомов всех других элементов: состоит из ядра и одного электрона. Энергия связи электрона с ядром (потенциал ионизации) составляет 13,595 эв.

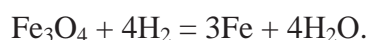
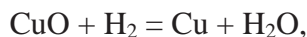
Как уже отмечалось, ядро атома протия содержит только 1 протон, дейтерия – 1 протон и 1 нейтрон, трития – 1 протон и 2 нейтрона, ^4H – 1 протон и 3 нейтрона. Большое различие масс изотопов водорода обуславливает более заметное различие их физических и химических свойств, чем в случае изотопов других элементов. Нейтральный атом водорода может присоединять и второй электрон, образуя отрицательный ион H^- ; при этом энергия связи второго электрона с нейтральным атомом (средство с электроном) составляет 0,78 эв. Квантовая механика позволяет рассчитать все возможные энергетические уровни атома водорода, а следовательно, дать полную интерпретацию его атомного спектра. Атом водорода используется как модельный в квантовомеханических расчётах энергетических уровней других, более сложных атомов.

Молекула водорода H_2 состоит из двух атомов, соединённых ковалентной химической связью. Энергия диссоциации (т. е. распада на атомы) составляет 4,776 эв ($1\text{эв} = 1,60210 \cdot 10^{-19}$ Дж). 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).

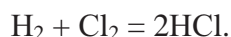
Водород легчайшее из всех известных веществ (в 14,4 раза легче воздуха) плотность 0,0899 г/л при 0°C и 1 атм. Из всех газов обладает наибольшей теплопроводностью, равной при 0°C и 1 атм 0,174 вт/(м·К). Удельная теплоёмкость водорода при 0°C и 1 атм C_p $14,208 \cdot 10^3$ Дж/(кг·К). Водород мало растворим в воде (0,0182 мл/г при 20°C и 1 атм), но хорошо – во многих металлах (Ni , Pt , Pa и др.), особенно в палладии (850 объёмов на 1 объём

Pd). В гидридах металлов ион водорода заряжен отрицательно (степень окисления – 1), т. е. гидрид Na^+H^- построен подобно хлориду Na^+Cl^- .

С кислородом водород образует воду $\text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}$ с выделением $285,937 \cdot 10^3$ Дж/моль, тепла (при 25 °С и 1 атм). При обычных температурах реакция протекает крайне медленно, выше 550 °С – со взрывом. Пределы взрывоопасности водородо-кислородной смеси составляют (по объёму) от 4 до 94 % H_2 , а водородо-воздушной смеси – от 4 до 74 % H_2 (смесь 2 объёмов H_2 и 1 объёма O_2 называют гремучим газом), Водород используется для восстановления многих металлов путем отнятия кислорода у их окислов:



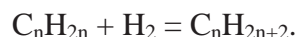
С галогенами водород образует галогеноводороды, например



При взаимодействии с фтором водород взрывается, с хлором и бромом реагирует лишь при освещении или нагревании, с йодом – только при нагревании. С азотом водород взаимодействует с образованием аммиака лишь на катализаторе и при повышенных температурах и давлениях $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$. При нагревании, водород энергично реагирует с серой, образуя сероводород $\text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S}$.

Водород может существовать в двух формах (модификациях) – в виде орто- и параводорода. В молекуле ортоводорода *o*- H_2 (т. пл. –259,10 °С, т. кип. –252,56 °С) ядерные спины направлены одинаково (параллельны), а у параводорода *p*- H_2 (т. пл. –259,32 °С, т. кип. –252,89 °С) – противоположно друг другу (антипараллельны). Равновесная смесь *o*- H_2 *p*- H_2 при заданной температуре называется равновесный водород *e*- H_2 .

С чистым углеродом водород может реагировать без катализатора только при высоких температурах: $2\text{H}_2 + \text{C}$ (аморфный) = CH_4 (метан). Водород непосредственно реагирует с некоторыми металлами (щелочными, щёлочноземельными и др.), образуя гидриды: $\text{H}_2 + 2\text{Li} = 2\text{LiH}$. Важное практическое значение имеют реакции водорода с окисью углерода, при которых образуются в зависимости от температуры, давления и катализатора различные органические соединения, например HCHO , CH_3OH_2 . Ненасыщенные углеводороды реагируют с водородом, переходя в насыщенные, например:



Разделить модификации водорода можно адсорбцией на активном угле при температуре жидкого азота. При очень низких температурах равновесие между ортоводородом и параводородом почти целиком сдвинуто в сторону последнего. При 80 К соотношение форм приблизительно 1:1. Десорбированный параводород при нагревании превращается в ортоводород, вплоть до образования равновесной при комнатной температуре смеси (ортопара: 75:25). Без катализатора превращение происходит медленно (в условиях межзвездной среды – с характерными временами вплоть до космологических), что дает возможность изучить свойства отдельных модификаций (рис. 1).

Из-за легкости водорода (в 14,5 раз легче воздуха по массе молекул), его молекулы движутся быстрее молекул любого другого газа. Отсюда следует, что водород обладает самой высокой теплопроводностью среди газообразных веществ. Его теплопроводность примерно в семь раз выше теплопроводности воздуха [18].

При нормальных условиях двухатомный водород H_2 – это газ без цвета, запаха и вкуса. Плотность 0,08987 г/л (н. у.), температура кипения –252,76°С, удельная теплота сгорания $120,9 \cdot 10^6$ Дж/кг. 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).

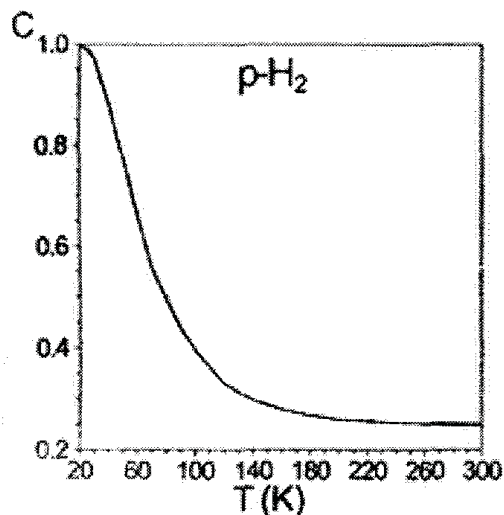
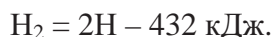
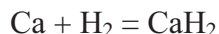


Рис. 1. Равновесная мольная концентрация пара-водорода

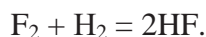
Молекулы водорода H₂ довольно прочны. Для того, чтобы водород мог вступить в реакцию, должна быть затрачена большая энергия:



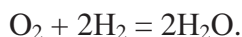
Поэтому при обычных температурах водород реагирует только с очень активными металлами, например, с кальцием, образуя гидрид кальция:



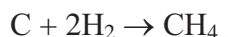
и единственным неметаллом – фтором, образуя фтороводород:



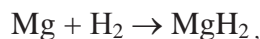
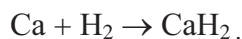
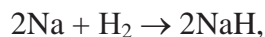
С большинством же металлов и неметаллов водород реагирует при повышенной температуре или при другом воздействии, например, при освещении:



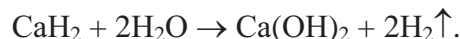
При сильном нагревании взаимодействует с сажей:



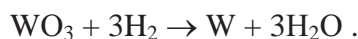
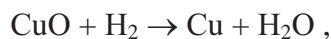
Взаимодействие со щелочными и щелочноземельными металлами. При взаимодействии с активными металлами водород образует гидриды:



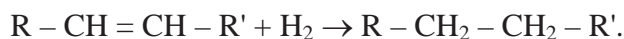
Гидриды – солеобразные, твердые вещества, которые легко гидролизуются:



Взаимодействие с оксидами металлов (как правило, d-элементов). Оксиды восстанавливаются до металлов:



Гидрирование органических соединений. Молекулярный водород широко применяется в органическом синтезе для восстановления органических соединений. Процессы, происходящие при этом, называют реакциями гидрирования, которые проводятся в присутствии катализатора при повышенных давлении и температуре. Катализатор может быть как гомогенным, так и гетерогенным). При каталитическом гидрировании ненасыщенных соединений, в частности, таких как алкены и алкины, образуются насыщенные соединения – алканы.



Геохимия водорода. На Земле содержание водорода понижено по сравнению с Солнцем, планетами-гигантами и первичными метеоритами. Из этого следует, что во время образования Земля была значительно дегазирована, и водород вместе с другими летучими элементами покинул планету во время аккреации или вскоре после нее.

Свободный водород H_2 относительно редко встречается в земных газах, но в виде воды принимает исключительно важное участие в геохимических процессах. В состав минералов водород может входить в виде иона аммония, гидроксил-иона и кристаллической воды.

В атмосфере водород непрерывно образуется в результате разложения воды солнечным излучением. Имея малую массу, молекулы водорода обладают высокой скоростью диффузионного движения (она близка ко второй космической скорости) и, попадая в верхние слои атмосферы, могут улететь в космическое пространство.

Взрывобезопасность водорода. Водород при смеси с воздухом образует взрывоопасную смесь, так называемый, гремучий газ. Наибольшую взрывоопасность этот газ имеет при объемном отношении водорода и кислорода 2:1, или водорода и воздуха 2:5, так как в воздухе кислорода содержится около 21 %. Взрывоопасные концентрации водорода с кислородом возникают от 4 % до 96 % объемных; при смеси с воздухом от 4 % до 75 (74) % объемных. Водород пожароопасен, а в жидкой форме при попадании на кожу может вызвать сильное обморожение.

Свойства водорода сильно зависят от температуры (табл.1)

Таблица 1

Свойства водорода в зависимости от температуры

	Температура а плавления, К	Температура кипения, К	Тройная точка, К / кПа	Критическая точка, К / кПа	Плотность жидкий / газ, кг/м ³
H_2	13,96	20,39	13,96 / 7,3	32,98 / 1,31	70,811 / 1,316
HD	16,65	22,13	16,60 / 12,8	35,91 / 1,48	114,80 / 1,802
HT		22,92	17,63 / 17,7	37,13 / 1,57	158,62 / 2,310
D_2	18,65	23,67	18,73 / 17,1	38,35 / 1,67	162,50 / 2,230
DT		24,38	19,71 / 19,4	39,42 / 1,77	211,54 / 2,694
T_2	20,63	25,04	20,62 / 21,6	40,44 / 1,85	260,17 / 3,136

Дейтерий и тритий также имеют орто- и пара- модификации: *p-D₂*, *o-D₂*, *p-T₂*, *o-T₂*. Гетероизотропный водород (HD, HT, DT) не имеют орто- и пара- модификаций.

Свойства изотопов водорода (рис. 2, табл. 2). Источники информации [3–19].

В круглых скобках приведено среднеквадратическое отклонение значения в единицах последнего разряда соответствующего числа.

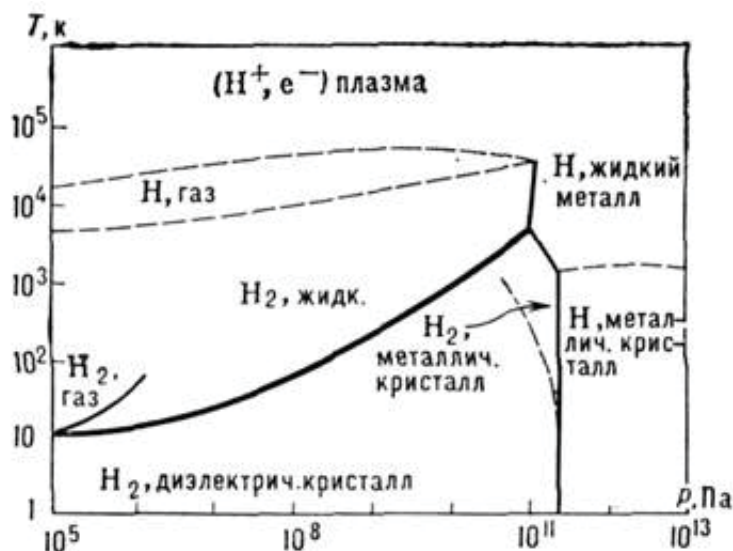


Рис. 2. Фазовая диаграмма состояния водорода

Таблица 2

Свойства изотопов водорода

Изотоп	Z	N	Масса (а. е. м.)	Период полураспада	Спин	% в природе	Тип и энергия распада
1H	1	0	1,00782503207(10)	Стабилен	$\frac{1}{2}^+$	99,9885(70)%	
2H	1	1	2,0141017778(4)	Стабилен	1^+	0,0115(70)%	
3H	1	2	3,0160492777(25)	12,32(2) года	$\frac{1}{2}^+$		β^- 18,591(1) кЭв
4H	1	3	4,02781(11)	$1,39(10) \times 10^{-22}$ с	2^-		-n 23,48(10) МэВ
5H	1	4	5,03531(11)	$>9,1 \times 10^{-22}$ с	$(\frac{1}{2}^+)$		-nn 21,51(11) МэВ
6H	1	5	6,04494(28)	$2,90(70) \times 10^{-22}$ с	2^-		-3n 24,27(26) МэВ
7H	1	6	7,05275(108)	$2,3(6) \times 10^{-23}$ с	$\frac{1}{2}^+$		-nn 23,03(101) МэВ

Химические свойства в зависимости от температуры (рис. 3).

Жидкий водород. Получают путем сжижения газообразного. Водород кипит и сжижается, а также плавится и затвердевает соответственно при $-252,6^\circ C$ и $-259,1^\circ C$ (только гелий имеет более низкие температуры плавления и кипения). Критическая температура водорода очень низка ($-240^\circ C$), поэтому его сжижение сопряжено с большими трудностями; критическое давление $12,8 \text{ кгс/см}^2$ (12,8 атм), критическая плотность $0,0312 \text{ г/см}^3$. Жидкий водород очень легкий (плотность в диапазоне температур от $-253^\circ C$ до $259,2^\circ C$ $0,0708 \text{ г/см}^3$) и текуч (вязкость при $-253^\circ C$ 13,8 спуаз). В жидком состоянии равновесный водород состоит из 99,79 % пара- H_2 , 0,21 % орто- H_2 .

Металлический водород. Менее изучен, чем газообразный и жидкий водород. Вместе с тем, предварительные испытания опытных образцов указывают на его уникальные свойства [7 – 13]. Сравнение газового, жидкого и металлического водорода в виде диаграмм состояния приведено на рис. 2 и 3.

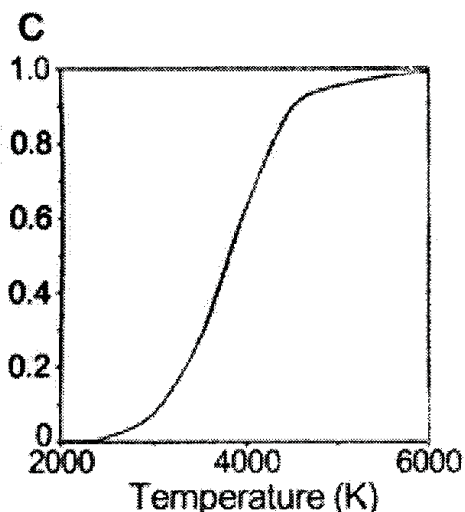


Рис. 3. Доля диссоциированных молекул водорода

Еще в 1935 году появилась классическая работа Е. Вигнера и Х. Хантингтона [7], в которой впервые предположили, что водород при высоких давлениях из газа-диэлектрика превратится в проводящий металл. По их расчетам твердый металлический водород должен был иметь объемно-центрированную решетку (при 0 К и нулевом давлении), а его плотность при тех же условиях должна быть существенно выше плотности твердого молекулярного водорода (0,59 г/см³ вместо 0,089 г/см³). Превращение может произойти при давлении примерно 250 тыс. атм., и для перехода нужны зародыши новой фазы [7].

В 1968 году Н. Ашкрофт предсказал, что металлический водород будет обладать совершенно необычными свойствами, например, сверхпроводимостью. Более того, ученые предположили, что металлический водород может существовать в виде жидкости, что еще больше подогревало интерес исследователей. Проблему сжатого водорода внесли в список наиболее важных задач физики твердого тела.

Пик исследований металлического водорода пришелся на 60 – 70-е годы прошлого столетия. Эта проблема была интересна, в частности, астрофизикам, так как Солнце и тяжелые планеты (Юпитер, Сатурн) более чем на 90 % состоят из водорода. Кроме того, ученые предполагают, поскольку на Юпитере довольно низкая температура (100 – 200 К) и сильное магнитное поле, то водород находится в металлической фазе и проявляет свои сверхпроводящие свойства, что должно привести к множеству интересных явлений. Но самое интересное то, что проблема сверхпроводящего металлического водорода, не только теоретическая, но и вполне прикладная.

В 1971 году появились работы российских теоретиков [9], которые доказывали, что металлический водород может оказаться метастабильным. Это значит, что после снятия высокого давления водород не превратится снова в газ-диэлектрик, а останется металлом. Вопрос в том, будет ли время существования такой метастабильной фазы достаточным, чтобы измерить ее свойства и успеть применить. Температура плавления твердого водорода –259,2°С, плотность 0,0807 г/см³ при –262°С). При высоком давлении водород переходит в металлическое состояние.

Хорошо известный пример – искусственный алмаз (метастабильная фаза углерода, в которую превращается стабильная фаза графит). Время жизни метастабильного алмаза так велико, что человечество применяет его не одно десятилетие. Ну а о том, на что пригодится сверхпроводящий при почти нормальных температурах водород, можно только предполагать.

Список литературы

1. В. С. Кривцов *Альтернативная энергетика* / В. С. Кривцов, А. М. Олейников, А. И. Яковлев. – Учебник. – Харьков: Нац. аэрокосм. ун-т "Харьк. авиац. ин-т", 2006. – 643 с.
2. В. И. Кривцова. *Ветроводородная энергетика* / В. И. Кривцова, А. М. Олейников,

А. И. Яковлев. – Учебник. – Харьков: Нац. аэрокосм. ун-т "Харьк. авиац. ин-т", 2007. – 606 с.

3. Некрасов Б. В., Курс общей химии, 14 изд., М., 1962; Реми Г., Курс неорганической химии, пер. с нем., т. 1, М., 1963. – с.

4. Егоров А. П., Шерешевский Д. И., Шманенков И. В., Общая химическая технология неорганических веществ, 4 изд., М., 1964; Общая химическая технология. Под ред. С. И. Вольфовича, т. 1, М., 1952. – с.

5. Лебедев В. В., Водород, его получение и использование, М., 1958. – с.

6. Налбандян А. Б., Воеводский В. В., Механизм окисления и горения водорода, М. – Л., 1949; Краткая химическая энциклопедия, т. 1, М., 1961, С. 619–24.

7. Wigne Г. Е., Hintington Н. В., On the possibility of a metallic modification of hydrogen, "J. Chem. Phys.", 1935, v. 3, p. 746.

8. Stevenson D. J., Interiors of giant planets, "Ann. Rev. Earth Planet. Sci.", 1982, v. 10, p. 257.

9. Каган Ю., Пушкарев В., Холас А., Уравнение состояния металлической фазы водорода, "ШЭТФ", 1977, т. 73, 967 с.

10. Жарков В. Н., Внутреннее строение Земли и планет, 2 изд., М., 1983.

11. Григорьев Ф. В. Экспериментальное определение сжимаемости водорода при плотностях $0,5 + 2$ г/см³, "Письма в ЖЭТФ", 1972, т. 16, с. 286.

12. Ross M., Matter under extreme conditions of temperature and pressure, "Repts Progr. Phys.", 1985, v. 48, p. 1.

13. Min B. I., Jansen H. J. F., Freeman A., Structural properties superconductivity and magnetism of metallic hydrogen, "Phys. Rev. B", 1984, V. 30, № 9, p. 5076.

14. Сообщение из Ливерморской Национальной лаборатории США от 26.03.1996 г. – получение и испытание экспериментальной фазы металлического водорода (ученые Сэм Вейр, Арт Митчелл, Билл Неллис).

15. Гинсбург В. Л. О физике и астрофизике. – М.: Наука, 1980. С. 29 – 87.

16. Ерин Ю. И. Металлический водород – сверхпроводник с наибольшей критической температурой. Internet. Обзор работ [12, 15, 16].

17. Eva Zurek, Roald Hoffmann, N. W. Ashcroft, Artem R. Oganov, Andriy O. Lyakhov. A little bit of lithium does a lot for hydrogen // PNAS. October 20, 2009. V. 106. P. 17640–17643.

18. P. Cudazzo, G. Profeta, A. Sanna, A. Floris, A. Continenza, S. Massidda, E. K. U. Gross. Ab Initio Description of High-Temperature Superconductivity in Dense Molecular Hydrogen // Physical Review Letters, 100, 257001 (2008).

19. С. Блок, Г. Пьермарини. Алмазные наковальни открывают новые возможности в физике высоких давлений, PDF, 2,81 Мб // УФН, 1979. Том 127, вып. 4, 705.

RESEARCHING TERRESTRIAL AND SPACE HYDROGEN. Part 1

V.A. MALJARENKO, Dr. Scie. Tech., Pf.

G. M. FEDORCHENKO, Dr. Scie. Tech.

S. V. GUBIN, Cand. Tech.Scie.

A. I. JAKOVLEV, Dr. Scie. Tech., Pf.

The article presents characteristics of gaseous, liquid and metallic hydrogen, methods of its production and field of its use. It also shows prospective trends of conversion of the energy of hydrogen and expected results in power engineering and physics.

Поступила в редакцию 16.11 2010 г.