НОВАЯ РОССИЙСКАЯ ЭНЦИКЛОПЕДИЯ

в 16 в. *Парацельсом*. В 1766 Г. Кавендиш впервые получил В. в чистом виде и исследовал его свойства. В природе существуют два стабильных изотопа: протий ^1H и дейтерий ^2H, или D. Содержание D $(1,1–1,6)\cdot10^{-3}$ атомных%. Искусственно получен также радиоактивный изотоп тритий ^3H, или T. Атом В. (протий) состоит из одного протона (ядро) и одного электрона. Степень окисления в соединениях +1 и –1. Атомы В. образуют молекулы H_2.

Содержание В. в земной коре (в литосфере и гидросфере) 1% по массе, в атмосфере ~10^{-4} % по массе. В виде соединений В. содержится во всех растениях и животных, входит в состав нефти, углей, природного газа, воды, ряда минералов и пород. В. – самый распространённый химический элемент Вселенной. Он составляет ок. половины массы Солнца (в виде плазмы) и большинства звёзд. Бесцветный газ без вкуса и запаха. Плотность 0,0899 кг/м^3 (0,0695 по отношению к воздуху) при 0°С и атмосферном давлении, т.пл. –259,19°С, т.кип. –252,77°С. Растворимость в воде при 25°С и 10,133 МПа 1,73 м^3/г, в метаноле – 11,0 см^3/г. Хорошо растворим во многих металлах, лучше всего в палладии (в одном объёме палладия растворяется 850 объёмов газа). Образует соединения почти со всеми элементами. При низких температурах реагирует с фтором и хлором (на свету), образуя галогеноводороды. При высокой температуре (выше 500°С) взаимодействует с кислородом со взрывом, а в присутствии катализаторов (платина, палладий, никель) при 80–130°С образует воду. С азотом при повышенных температурах и давлениях в присутствии катализатора превращается в аммиак. При нагревании взаимодействует также с халькогенами (сера, селен, теллур) и углеродом. С металлами, а также с другими элементами III–VI групп периодической системы образует гидриды. Соединение В. с кислородом – пероксид H_2O_2 – важнейший представитель пероксидных соединений (см. *Водорода пероксид*).

Получают В. конверсией метана с водяным паром в присутствии катализатора (Ni на Al_2O_3) при 750–870°С: $CH_4 + H_2O = CO + 3H_2$; конверсией CO с водяным паром; электролизом водного раствора KOH. Применяют для синтеза аммиака, метанола, высших спиртов, углеводородов, HCl, а также как восстановитель при получении многих органических соединений, в т.ч. пищевых жиров. В металлургии – для получения металлов, в нефтепереработке – при гидроочистки, гидрировании и гидрокрекинге нефтепродуктов. Жидкий водород – горючее в ракетной и космической технике. Изотопы В. D и T – компоненты водородной бомбы. Одно из перспективных направлений использования В. – *водородная энергетика*. Её достоинства: экологическая чистота (поскольку при сгорании В. образуется вода) и высокая эффективность, обусловленная высокой теплотой сгорания В. В 1787 А. Лавуазье включил В. в список химических элементов.

Лит.: Популярная библиотека химических элементов. Кн. 1. Изд. 3. М., 1983.

В.П. Данилов

ВОДОРО́ДА ПЕРОКСИ́Д (перекись водорода), H_2O_2 – бесцветная вязкая жидкость; простейший представитель неорганических *пероксидов*. Т.пл. –0,41°С, т.кип. 150,2°С, плотность при 0°С 1,45 г/см^3, смешивается с водой. Крайне неустойчив и способен самопроизвольно разлагаться со взрывом. В молекуле В.п. оба атома кислорода находятся в промежуточной степени окисления (–1), что и обусловливает его способность выступать в роли как окислителя ($Na_2SO_3 + H_2O_2 + NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$), так и восстановителя ($2AgNO_3 + H_2O_2 = 2Ag + O_2 + 2HNO_3$). Наиболее характерны окислительные свойства. В разбавленных растворах может вступать в реакцию самоокисления – самовосстановления, катализируемую действием света, ионами переходных металлов, белками. Подобно воде образует кристаллические сольваты, напр. $Na_2CO_3\cdot1,5H_2O_2$, $NaBO_3\cdot H_2O_2$, гидроперит $CO(NH_2)_2\cdot H_2O_2$. Являясь очень слабой кислотой, при взаимодействии с гидроксидами щелочных металлов и аммония образует твёрдые соли (напр., Na_2O_2). В пром-сти В.п. получают окислением гидроантрахинона кислородом воздуха в органическом растворителе. Выпускают в виде 30–40% растворов под назв. «пергидроль» и «гидроперит». При растворении 1,5 г гидроперита в 15 мл (одной столовой ложке) воды образуется 3% раствор В.п. Используют для отбеливания масел, жиров, бумаги, кожи, текстильных материалов, дезинфекции сточных вод, в гидрометаллургии (гл. обр. при добыче урана), как окислитель в ракетном топливе, инициатор полимеризации. Слабые растворы В.п. (3% раствор) – кровоостанавливающее и дезинфицирующее средство. Впервые получен Л. Тенаром в 1818.

А.А. Дроздов

ВОДОРО́ДНАЯ БО́МБА – см. в ст. *Ядерное оружие*.

ВОДОРО́ДНАЯ СВЯ́ЗЬ – см. в ст. *Связь химическая*.

ВОДОРО́ДНАЯ ЭНЕРГЕ́ТИКА – энергообеспечение общества с использованием водорода (H_2) в качестве энергоносителя. Преимущества такого энергоносителя: экологическая безопасность (при сгорании H_2 образуется только вода, участвующая в круговороте воды в природе); высокая теплота сгорания (143,06 МДж/кг, т.е. в 3,5–4 раза больше, чем при сгорании органического топлива); высокая теплопроводность и низкая вязкость (важное свойство при транспортировании H_2 по трубопроводам); практически неограниченные запасы сырья (при получении H_2 из воды); многогранность применения. Помимо традиционных направлений (см. в ст. *Водород*) его используют для преобразования в тепловую и электрическую энергию, а также как самостоятельное топливо.

В.э. включает: 1) нахождение экономически выгодного способа произва H_2; 2) хранение и транспортировку в газообразном, жидком или химически связанном состоянии; 3) разработку оптимальных способов использования H_2 как энергоносителя; 4) создание материалов, обеспечивающих безопасную эксплуатацию всех систем. Для нужд В.э. необходимо усовершенствовать известные и разработать новые нетрадиционные методы получения H_2, используя ядерную энергию, а также т.н. возобновляемые (альтернативные) виды энергии – солнечную, ветровую, геотермальную, энергию морских приливов, биотехнологию. Среди традиционных методов получения водорода наиболее важны: конверсия природного газа ($CH_4 + 2H_2O \rightarrow CO_2 + 4H_2$) и газов нефтепереработки; электролиз растворов щелочей; железо-хлорный, серно-кислотный, йодосерный и сероводородный термохимические циклы получения; фотолиз и радиолиз водных растворов; биофотолиз воды микроорганизмами, превращение биомассы в «синтезгаз» (биомасса + $H_2O \rightarrow CO_2 + CO + H_2 + H_2O$).

Методы хранения и транспорта H_2 можно разделить на физические (компримированный, жидкий, адсорбированный) и химические (в хемосорбированном и валентно связанном состоянии). Для хранения и транспорта компримированного H_2 используют стальные баллоны под давлением до 200 атм.; содержание газа в таких

баллонах не превышает 1,5% по массе. Разрабатываются и проходят испытания композитные баллоны с рабочим давлением от 350 до 800 атм., в которых содержание H_2 может достигать 6% по массе. Недостатки системы хранения H_2 в жидком состоянии – высокие затраты для ожижения H_2, значительные потери его при испарении (причём потери газа тем больше, чем меньше резервуар для его хранения и транспортировки). Другие перспективные методы – хранение H_2 в микросферах, а также в адсорбированном состоянии на цеолитах, углеродных материалах (активированный уголь, нанотрубки, нановолокна, полимеры), высокопористых каркасных металлоорганических соединениях (напр., $Zn_4O[O_2C\text{-}C_6H_4-Co_2]_3$) и др. Однако все эти материалы адсорбируют большие количества H_2 только при температурах ок. 70 K; кроме того они имеют очень низкие значения насыпного веса, что значительно снижает объёмное содержание H_2 в системах хранения на их основе.

Наиболее перспективны для задач В.э. – методы хранения и транспорта H_2 в химически связанном состоянии. Помимо хорошо известных веществ (аммиак, этиловый и метиловый спирты, углеводороды) это прежде всего гидриды металлов, интерметаллических соединений и сплавов. Эти соединения могут рассматриваться как химические аккумуляторы, поскольку взаимодействие H_2 с металлической матрицей носит обратимый характер. Так, гидриды на основе интерметаллических соединений TiFe, $LaNi_5$, $TiCr_2$, $ZrMn_2$ и сплавов Mg, V при относительно невысоких давлениях аккумулируют водород в количестве 1,4–6,0% по массе и выделяют его из гидридов с высокой скоростью при нагревании до 50–300°C. Для хранения гидридов интерметаллидов разработаны специальные ёмкости – гидридные баки, оснащённые теплообменной системой для подогрева или охлаждения. Такие баки устанавливаются, напр., на автомобиле, а выделившийся водород из гидрида подаётся в топливный элемент, обеспечивающий работу двигателя. В портативных переносных приборах и аппаратах в качестве систем хранения химически связанного H_2 применяют алюмогидриды и боргидриды щелочных и щелочно-земельных металлов; содержание водорода в них достигает 10–18% по массе. К сожалению, взрывоопасность и токсичность этих веществ значительно сужает область их применения.

Среди реализованных проектов в области В.э. можно выделить крупномасштабное произ-во электрохимических источников тока на основе гидридов интерметаллидов, т.н. никель-металлогидридных (Ni-MH) аккумуляторов. Во время заряда аккумулятора под действием электрического тока на отрицательном металлогидридном электроде (MH-электроде) происходит поглощение H_2, образующегося в процессе разложения воды: $M + H_2O + e^- = MH + OH^-$. В общем виде процессы, лежащие в основе работы Ni-MH аккумулятора, описываются суммарным уравнением:

Заряд

$$M + Ni(OH)_2 \Leftarrow\Rightarrow MH + NiOOH$$

Разряд

На основе гидридов интерметаллидов разработаны аппараты преобразования тепла – металлогидридные насосы и компрессоры. Использование H_2 для получения электроэнергии перспективно также в стационарных и автономных системах в паротурбинных и парофазных энергоустановках и экологически чистых топливных элементах, вырабатывающих электрическую энергию в процессе реакции окисления – восстановления; в отличие от аккумуляторов эти реакции протекают не на электродах, а в т.н. топливе. Проводятся испытания опытных и мелкосерийных образцов различных устройств, автомобилей и других транспортных средств на топливных элементах, в которых происходит окисление H_2.

Во всех развитых странах приняты национальные программы и расширяется международное сотрудничество по развитию всех аспектов «В.э.» Учитывая экологические и социальные аспекты В.э., а также тот факт, что её развитие ведёт к серьезным изменениям в экономике мирового сообщества в целом, наряду с термином «В.э.» стало применяться более широкое понятие – «водородная экономика».

Лит.: Водород. Свойства, получение, хранение, транспортирование, применение: Справочник / Под ред. Гамбурга Д.Ю. и Дубовкина Н.Ф. М., 1989; Шпильрайн Э.Э., Малышенко С.П., Кулешов Г.Г. *Введение в водородную энергетику.* М., 1984; Вербецкий В.Н., Митрохин С.В. *Гидриды интерметаллических соединений – синтез, свойства и применение для аккумулирования водорода // Альтернативная энергетика и экология.* 2005. № 10;. Bockris J.O'M, Veziroglu T.N., Smith D. *Solar Hydrogen Energy: The Power to Save the Earth.* L., 1991.

В.Н. Вербецкий

ВОДОРО́ДНЫЙ ПОКАЗА́ТЕЛЬ (pH) – характеризует уровень кислотности (или щёлочности) водного раствора. Численно равен отрицательному десятичному логарифму концентрации (активности) ионов водорода, выраженной в молях: $pH = -\lg [H^+]$. Поскольку при 25°C в любом водном растворе произведение концентраций ионов водорода H^+ и гидроксила OH^- – величина постоянная ($[H^+]\cdot[OH^-] = 10^{-14}$), водные растворы могут иметь pH от 1 до 14. В чистой воде и любой другой нейтральной среде концентрации ионов водорода и гидроксила равны между собой: $[H^+]=[OH^-]=\sqrt{10^{-14}}=10^{-7}$, т.е. pH 7. В кислых средах преобладают ионы водорода (pH<7), в щелочных – ионы гидроксила (pH>7). Определяют В.п. обычно с помощью реактивных индикаторных бумаг или потенциометрически.

Лит.: Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков В.А. *Начала химии.* 9 изд. М., 2005.

О.А. Архангельская

ВОДОРО́ДНЫЙ ЭЛЕКТРО́Д – см. в ст. *Электроды.*

ВО́ДОРОСЛИ (Algae) – гетерогенная в экологическом и таксономическом отношении группа автотрофных или миксотрофных организмов, включающая ок. 30 тыс. видов, относящихся к десяти отделам из царств прокариот и растений. Включает сине-зелёные (Cyanophyta), золотистые (Chrysophyta), пиррофитовые (Pyrrophyta), диатомовые (Bacillariophyta), жёлто-зелёные (Xanthophyta), эвгленовые (Euglenophyta), зелёные (Chlorophyta), харовые (Charophyta), бурые (Phaeophyta) и красные (Rhodophyta) В. Размеры колеблются от нескольких микрон (некоторые диатомовые) до десятков метров (макро-

Саргассум смешанный

цистис). Нужные вещества из воды В. поглощают всей поверхностью. Размножаются вегетативным, бесполым и половым путём; споры и гаметы неподвижные или подвижные (со жгутиками). У В. наблюдаются все фор-