

ВОДОРОД

Порядковый номер - 1. Заряд ядра +1. Относительная атомная масса - 1,00797 а.е.м. Электронная конфигурация - $1s^1$. Относительная электроотрицательность -2,1. Известны три изотопа: Протий - ${}^1_1\text{H}$ (доля 99,98%), ядро состоит из 1 протона. Дейтерий - ${}^2_1\text{H}$ (D) - (доля 0,02%), ядро содержит 1 протон и 1 нейтрон. Тритий ${}^3_1\text{H}$ (T) - искусственный изотоп, ядро содержит 1 протон и 2 нейтрона.

В свободном состоянии водород почти не встречается. Незначительные его количества попадают в атмосферу при извержении вулканов, разложении бактериями органических веществ. Наиболее распространенное соединение - вода. Много водорода в углеводородах нефти, природного газа, в живых организмах. В земной коре водорода по массе около 1% (9 место среди элементов), а по числу атомов - 17,5% (2 место после кислорода).

10.1. Физические и химические свойства водорода

Обычная форма существования водорода - двухатомная молекула (H_2). Связь между атомами достаточно прочна и распад молекулы требует больших затрат энергии ($\Delta H = 435$ кДж/моль). Поэтому при обычной температуре химическая активность молекулярного водорода невысока. Молекулярный водород - бесцветный газ, не имеет запаха, в 14,4 раза легче воздуха, мало растворим в воде, растворяется в платине, никеле.

Водород занимает особое положение в периодической системе. Его помещают как в 1 так и 7 группе периодической системы. Сходство со щелочными металлами проявляется в образовании положительно заряженного иона (H^+) и в выраженных восстановительных свойствах, низком сродстве к электрону и низкой электроотрицательности. С галогенами объединяет: образование гидрид-иона (H^-), напоминающего анионы галогенов (X^-); как галогены, водород - газ, молекула его двухатомна; атомы галогенов легко замещают водород в органических соединениях. Уникальной особенностью водорода является образование водородных связей.

Типичные степени окисления водорода в соединениях +1 и -1. В молекулярном водороде 0. В реакциях он проявляет свойства восстановителя и только при взаимодействии с активными металлами - окислителя.

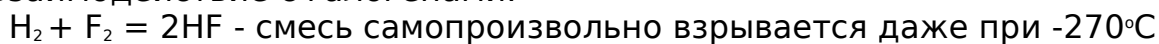
А. Реакции водорода

с кислородом	H_2O
с фтором, хлором, бромом, йодом	$\text{HF}, \text{HCl}, \text{HBr}, \text{HI}$
с серой, углеродом	$\text{H}_2\text{S},$
с азотом, фосфором	NH_3, PH_3
с активными металлами	гидриды (CaH_2)
с конц. и разб. HNO_3	не взаимодействует
с конц и разб. H_2SO_4	не взаимодействует
с HCl	
с водой	не взаимодействует
со сложными веществами	восстановитель

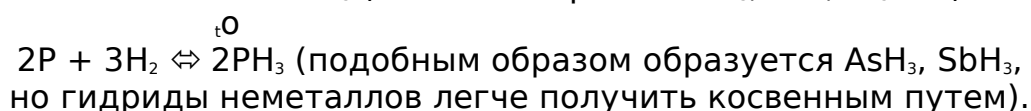
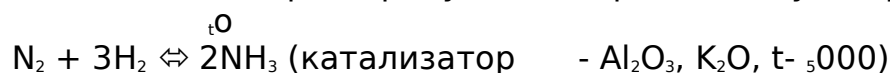
1. Взаимодействие с кислородом: Смесь водорода и кислорода взаимодействует со взрывом при поджигании (электрическая искра), в присутствии катализаторов.



2. Взаимодействие с галогенами:



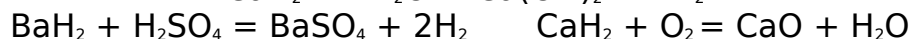
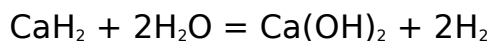
3. Взаимодействие с другими неметаллами происходит при нагревании и в присутствии катализаторов:



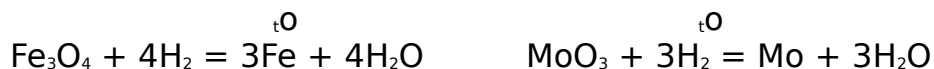
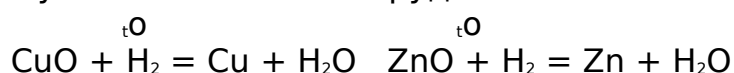
4. Взаимодействие с активными металлами. В реакциях со щелочными, щелочно-земельными металлами, лантаном водород ведет себя как окислитель, образуя гидриды, а с менее активными металлами - только твердые растворы



Гидриды металлов - это ионные кристаллические соединения типа солей. Они легко разлагаются под действием воды и кислот и окисляются:

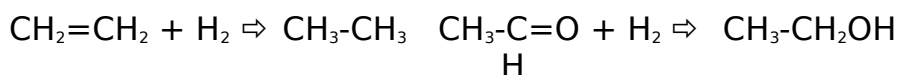


5. Восстановление оксидов металлов. Эти реакции имеют большое значение для получения металлов из руд.



Восстановление оксидов металлов водородом имеет то преимущество перед восстановлением их углеродом, оксидом углерода (II) и т.п., что металл получается высокой чистоты. Реакция протекает при относительно низкой температуре, металл получается в виде порошка.

6. Реакции присоединения к двойным связям органических соединений (восстановление ненасыщенных органических соединений)



Б. Атомарный водород

Образуется in situ при химических реакциях или электрических разрядах:



Период полужизни атомарного водорода всего 0,3 секунды. Он более сильный восстановитель, чем молекулярный водород и даже на холоду восстанавливает металлы из оксидов, соединяется с серой, азотом, фосфором.

10.2. Получение водорода

В промышленности:

1. Электролиз воды и водных растворов NaCl, KCl:
 $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{NaOH} + \text{H}_2 + \text{Cl}_2$
2. Конверсия воды над коксом (синтез водяного газа)
 - a) $\text{H}_2\text{O} + \overset{\text{tO}}{\text{C}} \rightleftharpoons \overset{\text{tO}}{\text{CO}} + \text{H}_2$;
 - б) $\text{H}_2\text{O} + \overset{\text{tO}}{\text{CO}} \rightleftharpoons \overset{\text{tO}}{\text{CO}_2} + \text{H}_2$
3. Железо-паровой метод: $3\text{Fe} + 4\overset{\text{tO}}{\text{H}_2\text{O}} \rightleftharpoons \overset{\text{tO}}{\text{Fe}_3\text{O}_4} + 4\text{H}_2$
4. Конверсия метана (риформинг): $\text{CH}_4 + 2\overset{\text{tO}}{\text{H}_2\text{O}} \rightleftharpoons \overset{\text{tO}}{\text{CO}_2} + 4\text{H}_2$
5. Разложение метана: $\overset{\text{tO}}{\text{CH}_4} = \overset{\text{tO}}{\text{C}} + 2\text{H}_2$
6. Глубокое охлаждение коксового газа

В лаборатории:

1. Взаимодействие металлов (чаще цинка) с раствором соляной кислоты в аппарате Киппа: $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
2. Взаимодействие кальция с водой: $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$
3. Растворение амфотерных металлов в щелочах:
 $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2$
или более точно:
 $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na[Al(OH)}_4] + 3\text{H}_2$
4. Растворение кремния в щелочах: $\text{Si} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2$
5. Гидролиз гидридов: $\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + 2\text{H}_2$

10.3. Применение водорода

1. Кислородно-водородное пламя для резания и сварки металлов
2. Восстановитель в металлургии
3. Сырье для синтеза соляной кислоты, аммиака, метанола:
 $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$ $2\text{H}_2 + \text{CO} = \text{CH}_3\text{OH}$
4. Гидрогенизация жиров
5. Дейтерий и тритий - ядерная энергетика.
6. Заполнение дирижаблей, аэростатов

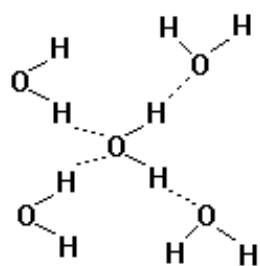
10.4 Вода

Наиболее распространенное на Земле вещество. Природная вода всегда содержит растворенные вещества и взвешенные твердые частицы. Поэтому воду во многих случаях приходится очищать. В воде океанов содержится около 35 г растворенных солей на 1 л (из них 27 г приходится на NaCl, остальное количество на KCl, KBr, MgCl₂, Ca(HCO₃)₂, Na₂SO₄). В пресной воде пригодной для питья солей не должно быть выше 0,05%.

Молекула воды имеет угловое строение с валентным углом 104,5°. Кислород имеет большую электроотрицательность чем водород и электронные пары, соединяющие кислород и водород смещены к

кислороду. На атоме кислорода возникает частичный отрицательный заряд, а на атомах водорода - частичный положительный заряд. Т.е. молекула воды - диполь.

Вода в твердом состоянии имеет тетраэдрическую структуру и каждая молекула воды связана водородными связями с 4 молекулами воды.



В жидком состоянии вода имеет состав $(\text{H}_2\text{O})_2, (\text{H}_2\text{O})_3, (\text{H}_2\text{O})_4$ и только в паробразном состоянии - H_2O . Плотность воды максимальна при 4°C . Вода имеет аномально высокую теплоемкость и низкую теплопроводность, поскольку теплота сначала расходуется на разрыв водородных связей и только затем на тепловое движение молекул. Полностью водородные связи разрушаются только при кипении. Вследствие образования ассоциатов вода, в сравнении с аналогами по 6 группе, имеет значительно более высокую температуру кипения. $\text{H}_2\text{O} = 100^\circ \text{C}$; $\text{H}_2\text{S} = -60^\circ$; $\text{H}_2\text{Se} = -42^\circ$; $\text{H}_2\text{Te} = -4^\circ$.

А. Химические свойства воды

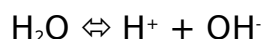
1. Вода универсальный растворитель и в ней хорошо растворяются и диссоциируют вещества, имеющие ионные или полярные ковалентные связи (т.е. электролиты). Из органических веществ в воде растворяются те, которые имеют полярные функциональные группы (-OH, -NH₂, -COOH и другие). Из газов в воде хорошо растворяются те, которые взаимодействуют с водой (SO₃, CO₂).

2. Диссоциация воды

а) Термическая диссоциация воды, электролиз воды.

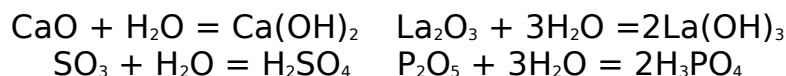


б) Электролитическая диссоциация (вода слабый амфотерный электролит)



3. Реакции гидратации

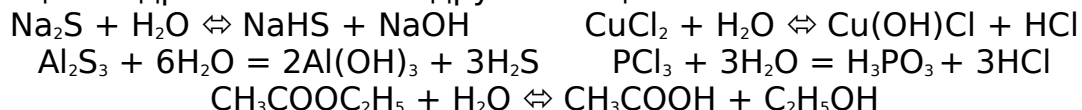
а) гидратация многих основных и кислотных оксидов дает основания или кислоты:



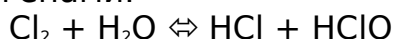
б) гидратация ионов (образование вокруг ионов гидратной оболочки)

в) образование кристаллогидратов: $\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O} = \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

4. Реакции гидролиза солей и других веществ:



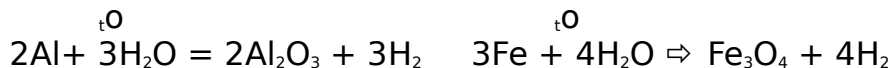
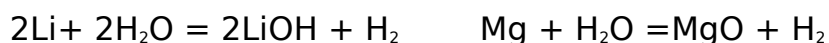
5. Взаимодействие с галогенами:



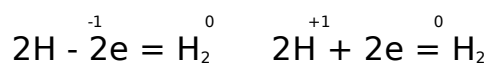
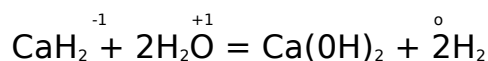
6. Окислительные свойства воды:

Вода является слабым окислителем и ее окислительные свойства обусловлены ионом водорода (H⁺), образующимся при диссоциации:

а) Вода растворяет (окисляет) металлы, стоящие в электрохимическом ряду левее Sn (Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe). С одними металлами она реагирует на холоду, с другими - только при нагревании:



б) Вода окисляет гидриды металлов:



в) Вода окисляет некоторые неметаллы и их соединения при нагревании:



7. Восстановительные свойства воды. Вода слабый восстановитель и окисляется только очень сильными окислителями, например фтором или атомарным кислородом:



Б. Тяжелая вода (D₂O)

Это примесь к обычной воде. M_{rD₂O} = 20 а.е.м., содержит изотоп дейтерий. Обычная вода - 18 а.е.м. Тяжелую воду получают путем длительного электролиза природной воды, при котором распадаются преимущественно молекулы обычной воды (H₂O). По химическим свойствам тяжелая вода полностью соответствует обычной воде, однако все реакции протекают медленнее. Применяется в качестве замедлителя нейтронов в ядерных реакторах.

В. Очистка воды.

Механические примеси удаляют отстаиванием и фильтрованием через слой песка. Для удаления взвешенных частичек, образующих устойчивые коллоидные растворы, используют метод коагуляции. К воде добавляют сульфат алюминия или метаалюминат натрия, которые при взаимодействии с водой и растворенными в ней веществами, как например с гидрокарбонатом кальция, образуют осадки, увлекающие за собой коллоидные частицы.



Растворенные соли удаляют путем дистилляции или обработкой ионообменными смолами. Обеззараживание воды проводят путем хлорирования или озонирования. Применение воды: необходима для жизни растений и животных. Используется как промышленное сырье в производстве щелочей, кислот, солей, водорода, кислорода и множества других веществ. Растворитель многих веществ, охлаждающая жидкость в двигателях, котлах электростанций, теплоноситель и т.д. За 1 год во всем мире потребляется более 2500 км³ воды, что больше годового стока р. Амазонка.