Дистанционное обучение

Химия Глебова А.В. 22.11.21

Водород и вода – s-элементы

Ход урока:

1. Конспект:

К блоку s-элементов относятся 13 элементов, общим для которых является застраивание в их атомах s-подуровня внешнего энергетического уровня.

Хотя водород и гелий относятся к s-элементам из-за специфики их свойств их следует рассматривать отдельно. Водород, натрий, калий, магний, кальций - жизненно необходимые элементы.

Соединения s-элементов проявляют общие закономерности в свойствах, что объясняется сходством электронного строения их атомов. Все внешние электроны являются валентными и принимают участие в образовании химических связей. Поэтому максимальная степень окисления этих элементов в соединениях равна числу электронов во внешнем слое и соответственно равна номеру группы, в которой и находится данный элемент. Степень окисления металлов s-элементов всегда положительна. Другая особенность заключается в том, что после отделения электронов внешнего слоя остается ион, имеющий оболочку благородного газа. При увеличении порядкового номера элемента, атомного радиуса, уменьшается энергии, а восстановительная активность элементов возрастает.

Подавляющее большинство соединений s-элементов бесцветно (в отличие от соединений d-элементов), так как исключен обуславливающий окраску переход d-электронов с низких энергетических уровней на более высокие энергетические уровни.

Соединения элементов групп IA - IIA - типичные соли, в водном растворе они практически полностью диссоциируют на ионы, не подверженны гидролизу по катиону (кроме солей Be2+ и Mg2+).

Для ионов s-элементов комплексообразование не характерно. Кристаллические комплексы s - элементов с лигандами H2O-кристаллогидраты, известны с глубокой древности, например: Na2В4O710H2O-бура, KАl(SO4)2\*12H2O-квасцы. Молекулы воды в кристаллогидратах группируются вокруг катиона, но иногда полностью окружают и анион. Вследствие малого заряда иона и большого радиуса иона щелочные металлы наименее склонны к образованию комплексов, в том числе и аквакомплексов. В качестве комплексообразователей в комплексных соединениях невысокой устойчивости выступают ионы лития, бериллия, магния.

Водород. Химические свойства водорода

Водород - наиболее легкий s-элемент. Его электронная конфигурация в основном состоянии 1S1. Атом водорода состоит из одного протона и одного электрона. Особенность водорода состоит в том, что его валентный электрон находится непосредственно в сфере действия атомного ядра. У водорода нет промежуточного электронного слоя, поэтому водород нельзя считать электронным аналогом щелочных металлов.

Как и щелочные металлы водород является восстановителем, проявляет степень окисления +1, Спектры водорода сходны со спектрами щелочных металлов. Со щелочными металлами сближает водород его способность давать в растворах гидратированный положительно заряженный ион Н+.

Подобно галогеном атому водорода не достает одного электрона. Этим и обусловлено существование гидрид-иона Н-.

Кроме того, как и атомы галогенов атомы водорода характеризуются высоким значением энергии ионизации (1312 кдж/моль). Таким образом, водород занимает особое положение в Периодической системе элементов.

Водород - самый распространенный элемент во вселенной: он составляет до половины массы солнца и большинства звезд.

На солнце и других планетах водород находится в атомарном состоянии, в межзвездной среде в виде частично ионизированных двухатомных молекул.

Содержание водорода на Земле 3,0% (мол. дол.). Он входит в состав воды, глин, каменного и бурого угля, нефти, а также во все животные и растительные организации.

Водород имеет три изотопа; протий 1Н, дейтерий 2Д и тритий 3Т, причем тритий - радиоактивный изотоп.

Молекулы водорода отличаются большой прочностью и малой поляризуемостью, незначительными размерами и малой массой и обладают большой подвижностью. Поэтому у водорода очень низкие температуры плавления (-259,2 оС) и кипения (-252,8 оС). Из-за высокой энергии диссоциации (436 кдж/моль) распад молекул на атомы происходит при температурах выше 2000 оС. Водород бесцветный газ без запаха и вкуса. Он имеет малую плотность - 8,99·10-5 г/см При очень высоких давлениях водород переходит в металлическое состояние. Считается, что на дальних планетах солнечной системы - Юпитере и Сатурне водород находится в металлическом состоянии. Существует предположение, что в состав земного ядра также входит металлический водород, где он находится при сверхвысоком давлении, создаваемым земной мантией.

Химические свойства. При комнатной температуре молекулярный водород реагирует лишь со фтором, при облучении светом - с хлором и бромом, при нагревании с О2,S, Se, N2, C, I2.

Реакции водорода с кислородом и галогенами протекают по радикальному механизму.

Взаимодействие с хлором - пример неразветвленной реакции при облучении светом (фотохимическая активация), при нагревании (термическая активация).

Сl+ H2 = HCl + H (развитие цепи)

H+ Сl 2 = HCl + Сl

Взрыв гремучего газа - водородокислородной смеси - пример разветвленного цепного процесса, когда инициированние цепи включает не одну, а несколько стадий:

Н2 > 2Н

Н2 + О2 = 2ОН

Н+ О2 = ОН+О

О+ Н2 = ОН+ Н

ОН+ Н2 = Н2О + Н

Взрывного процесса удается избежать, если работать с чистым водородом.

Поскольку для водорода характерна - положительная (+1) и отрицательная (-1) степень окисления, водород может проявлять и восстановительные, и окислительные свойства.

Восстановительные свойства водорода проявляются при взаимодействии с неметаллами:

Н2 (г) + Cl2 (г) = 2НCl (г),

2Н2 (г) + О2 (г) = 2Н2О (г),

Эти реакции протекают с выделением большого количества теплоты, что свидетельствуют о высокой энергии (прочности) связей Н-Сl, Н-О. Поэтому водород проявляет восстановительные свойства по отношению ко многим оксидам, галогенидам.

На этом основано применение водорода в качестве восстановителя для получения простых веществ из оксидов галогенидов.

Еще более сильным восстановителем является атомарный водород. Он образуется из молекулярного в электронном разряде в условиях низкого давления.

Высокой восстановительной активностью обладает водород в момент выделения при взаимодействии металла с кислотой. Такой водород восстанавливает CrCl3 в CrCl2:

2CrCl3 + 2HСl + 2Zn = 2CrCl2+ 2ZnCl2 +H2^

Важное значение имеет взаимодействие водорода с оксидом азота (II):

2NO + 2H2 = N2 + H2O

Используемое в очистительных системах при производстве азотной кислоты.

В качестве окислителя водород взаимодействует с активными металлами.

В данном случае водород ведет себя как галоген, образуя аналогичные галогенидам гидриды.

Гидриды s-элементов I группы имеют ионную структуру типа NaCl. В химическом отношении ионные гидриды ведут себя как основные соединения.

К ковалентным относятся гидриды менее электроотрицательных, чем сам водород неметаллических элементов, например, гидриды состава SiH4, ВН3, СН4. По химической природе гидриды неметаллов являются кислотными соединениями.

Характерной особенностью гидролиза гидридов является выделение водорода, реакция протекает по окислительно-восстановительному механизму.

За счет выделения водорода гидролиз протекает полностью и необратимо (?Н<0, ?S>0). При этом основные гидриды образуют щелочь, а кислотные кислоту.

Стандартный потенциал системы В. Следовательно, ион Н - сильный восстановитель.

В лаборатории водород получают взаимодействием цинка с 20% -й серной кислотой в аппарате Киппа.

Технический цинк часто содержит небольшие примеси мышьяка и сурьмы, которые восстанавливаются водородом в момент выделения до ядовитых газов: арсина SbH3 и стабина SbH Таким водородом можно отравиться. С химически чистым цинком реакция протекает медленно из-за перенапряжения и хорошего тока водорода получить не удается. Скорость этой реакции увеличивается путем добавления кристалликов медного купороса, реакция ускоряется за счет образования гальванической пары Cu-Zn.

Более чистый водород образуется при действии щелочи на кремний или алюминий при нагревании:

В промышленности чистый водород получают электролизом воды, содержащей электролиты (Na2SO4, Ba (OH) 2).

Большое количество водорода образуется в качестве побочного продукта при электролизе водного раствора хлорида натрия с диафрагмой, разделяющей катодное и анодное пространство,

Наибольшее количество водорода получают газификацией твердого топлива (антрацита) перегретым водяным паром:

Либо конверсией природного газа (метана) перегретым водяным паром:

Образующаяся смесь (синтез-газ) используется в производстве многих органических соединений. Выход водорода можно увеличить, пропуская синтез-газ над катализатором, при этом СО превращается вСО2.

Применение. Большое количество водорода расходуется на синтез аммиака. На получение хлороводорода и соляной кислоты, для гидрогенизации растительных жиров, для восстановления металлов (Mо, W, Fe) из оксидов. Водород-кислородное пламя используют для сварки, резки и плавления металлов.

Жидкий водород используют в качестве ракетного топлива. Водородное топливо является экологически безопасным и более энергоемким, чем бензин, поэтому в будущем оно может заменить нефтепродукты. Уже сейчас в мире на водороде работает несколько сот автомобилей. Проблемы водородной энергетики связаны с хранением и транспортировкой водорода. Водород храня в подземных танкерах в жидком состоянии под давлением 100 атм. Перевозка больших количеств жидкого водорода представляет серьезную опасность.