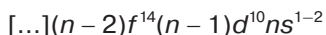

ХИМИЯ s-ЭЛЕМЕНТОВ

- ✓ Общая электронная формула:



- ✓ Степени окисления s-элементов в соединениях немногочисленны (от -I до +II); высшая степень окисления равна номеру группы.
- ✓ Для s-элементов не характерно образование кратных ($\sigma + \pi$)-связей.
- ✓ Для s-элементов (кроме водорода и гелия) характерны металлические свойства.
- ✓ С увеличением порядкового номера элемента (сверху вниз по группе) металлические свойства элементов усиливаются.

1 Водород

1.1. Общая характеристика

1.1.1. Строение атома. Изотопы

Водород (H) — первый элемент Периодической системы элементов. Его атом содержит один электрон, который в основном состоянии находится на $1s$ -подуровне.

В первый период входят всего два элемента — водород и гелий. Гелий традиционно помещают в группу VIIIA (18-ю группу), так как его свойства совпадают со свойствами других благородных газов. Место водорода остается неопределенным.

По электронному строению ($1s^1$) и способности образовывать одновалентные катионы водород похож на щелочные элементы. Однако, в отличие от катионов щелочных элементов, свободный катион водорода H^+ представляет собой элементарную частицу — протон, размеры которого в 10^5 раз меньше, чем размеры ионов других элементов. Ион H^+ не найден ни в кристаллической решетке, ни в водном растворе.

Водород также может, подобно галогенам, проявлять степень окисления $-I$ и образовывать двухатомные молекулы. Однако гидрид-ион H^- гораздо менее распространен, чем галогенид-ионы. На него не распространяются закономерности, наблюдаемые в группе галогенов, в частности, изменение восстановительных свойств.

Следует отметить, что по некоторым свойствам, например по значениям электроотрицательности, водород имеет сходство с элементами групп IIIA (13) и IVA (14). Свойства связей водород—элемент похожи скорее на свойства связей углерод—элемент, чем на свойства ионных связей, образованных щелочными металлами или галогенами. Поэтому водород нельзя однозначно отнести ни к одной из групп Периодической системы. Во многих вариантах Периодической системы водород помещают одновременно в несколько групп.

Природный водород существует в виде трех изотопов: стабильных протия 1H и дейтерия 2H (обозначают буквой D) и радиоактивного трития 3H (обозначают буквой T). Содержание дейтерия в природной

смеси изотопов составляет 0,015%, трития — $1 \cdot 10^{-7}\%$. Тритий постоянно образуется в верхних слоях атмосферы в результате ядерных реакций, вызываемых действием космического излучения. Он распадается с выбросом электрона и образованием ${}^3\text{He}$ (период полураспада — около 12 лет).

1.1.2. Свойства атома

Размеры атома водорода значительно меньше, чем размеры атомов других элементов. Его атомный радиус (радиус сферы, в которую заключена подавляющая часть электронной плотности) равен 46 пм, а ковалентный радиус (половина длины связи Н—Н) составляет 37 пм.

По энергетическим характеристикам атомы водорода занимают промежуточное место между атомами щелочных элементов и галогенов и близки по таковым к элементам IIIA- и IVA-групп. Так, энергия ионизации водорода равна 13,60 эВ, или 1312 кДж/моль, а электроотрицательность по шкале Оллреда–Рохова составляет 2,10 (или 2,2 по шкале Полинга).

Атом водорода может отдать свой единственный электрон, превратившись в протон, или же присоединить еще один электрон, построив свою электронную оболочку до устойчивой конфигурации $1s^2$. Поэтому для водорода в соединениях характерны степени окисления +I и -I. В водородных соединениях некоторых элементов (например, фосфора), имеющих почти такую же электроотрицательность, как у водорода, степень окисления водорода считают равной нулю.

После удаления $1s$ -электрона из атома водорода остается свободный протон с радиусом около $1,5 \cdot 10^{-3}$ пм, который не может реально существовать в конденсированных фазах. В растворах и в твердых телах он присоединяется к другим частицам, образуя, например, ионы H_3O^+ , NH_4^+ .

Расчитанный теоретически радиус изолированного гидрид-иона H^- равен 208 пм; его большая величина служит причиной весьма сильной деформируемости электронной оболочки гидрид-иона в реальных соединениях. Так, например, в гидридах щелочных металлов кристаллографический (т. е. экспериментально определенный) радиус иона H^- равен 130–140 пм. Такое уменьшенное значение радиуса H^- по сравнению с расчетной величиной указывает на сильную поляризуемость гидрид-иона. Одно из следствий легкой деформируемости электронной оболочки иона H^- — заметный вклад ковалентной составляющей сил в образование солеобразных (ионных) гидридов.

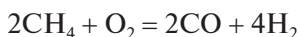
Согласно методу валентных связей, атом водорода, имея единственный валентный электрон, может образовать только одну связь, т. е. максимальное координационное число водорода должно равняться-

ся единице. Однако метод молекулярных орбиталей допускает образование водородом большего числа связей (с порядком меньше единицы). Так, например, в простейшем водородном соединении бора диборане — B_2H_6 — координационное число водорода равно двум, а кратность мостиковых связей водород—бор составляет 0,5. В более сложных бороводородах координационное число водорода достигает трех. Предполагают, что в таких комплексах, как $[HRu_6(CO)_{18}]^-$, у атома водорода $KЧ = 6$.

1.2. Простое вещество

1.2.1. Получение

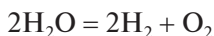
Водород в больших количествах получают в промышленности из природного газа с использованием катализаторов — никеля или кобальта:



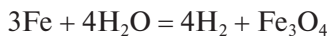
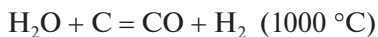
Дальнейшее взаимодействие монооксида углерода с водяным паром в присутствии катализатора (железо) приводит к получению дополнительного количества водорода:



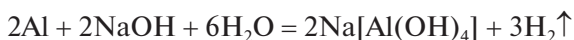
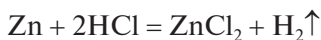
Чистый водород (свыше 99,95% H_2) получают одновременно с кислородом электролизом воды (раствора кислоты или щелочи):



Долгое время в промышленности применяли способ получения водорода взаимодействием паров воды с углем или раскаленными металлами, например с железом:



В лаборатории водород обычно получают действием растворов кислот или щелочей на металлы, например:



Для получения небольших количеств водорода удобно использовать разложение гидридов металлов, например гидроксида кальция:



1.2.2. Физические свойства

Водород образует двухатомные молекулы H_2 . При обычных условиях он представляет собой газ без цвета, запаха и вкуса. Температуры плавления и кипения водорода зависят от изотопного состава (табл. 1.1).

Таблица 1.1

Температуры плавления и кипения водорода, дейтерия и трития

	H_2	D_2	T_2
Температура плавления, °С	-259,19	-254,5	-252,52
Температура кипения, °С	-252,87	-249,49	-248,12

Плотность твердого водорода составляет $0,08 \text{ г/см}^3$. Это самое легкое из всех твердых веществ. Многие другие физические свойства водорода также уникальны, например, водород имеет минимальную вязкость и максимальную теплопроводность. Он легко диффундирует через тонкие мембраны.

Водород мало растворим в воде, но хорошо растворим в палладии, никеле, платине, титане и других металлах.

Как простое вещество водород может существовать в нескольких формах.

Для водорода характерно явление изомерии, связанное с различной ориентацией ядерных спинов. В молекулах *орто*-водорода ядерные спины параллельны, а в молекулах *пара*-водорода — антипараллельны. Молекулярный водород при комнатной температуре на 75% состоит из *орто*-водорода и на 25% — из *пара*-водорода; обе формы находятся в динамическом равновесии. При понижении температуры равновесие смещается в сторону образования *пара*-водорода. Изомеры немного различаются по физическим свойствам: температуры плавления и кипения у *пара*-водорода на $\sim 0,12 \text{ }^\circ\text{C}$ выше, чем *орто*-водорода.

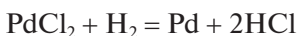
При давлении около 2,5 млн атм водород может перейти в металлическую форму. Теоретически предсказана возможность сверхпроводимости металлического водорода.

Атомарный водород H — радикал, образующийся, в частности, в реакциях металлов с кислотами. Время жизни атомарного водорода составляет около 1 с. Эту форму водорода можно получить (достаточно просто) в тлеющем разряде при низком давлении. Атомарный водород химически более активен, чем молекулярный. Атомы H , не вступившие в химическую реакцию, быстро превращаются в H_2 .

1.2.3. Химические свойства

Энтальпия диссоциации молекулы водорода очень высока — она составляет 435,88 кДж/моль при 298 К. Энергия связи Н—Н выше энергии почти любой другой одинарной связи. Этим обусловлена относительно низкая реакционная способность водорода при комнатной температуре. Заметное термическое разложение молекул водорода начинается только при температуре выше 2000 °С.

При комнатной температуре молекулярный водород малоактивен — реагирует только с фтором и, на свету, с хлором. Тем не менее он легко восстанавливает хлорид палладия(II) в водном растворе:



Этот процесс можно использовать как качественную реакцию для обнаружения водорода.

Более активен атомарный водород, способный реагировать с мышьяком, азотом, серой, фосфором.

При нагревании активность водорода существенно повышается, и он начинает реагировать почти со всеми простыми веществами, причем с неметаллами активнее, чем с металлами. В реакциях с металлами образуются гидриды, в реакциях с неметаллами — летучие водородные соединения.

С кислородом водород реагирует с выделением большого количества теплоты:



При 80–130 °С в присутствии катализаторов (платина, палладий, никель) эта реакция идет достаточно быстро. Водород-кислородная смесь, в которой содержание водорода варьируется от 4 до 95%, взрывоопасна (ее также называют «гремучей» смесью). Эта смесь имеет два предела взрываемости — верхний (с большим содержанием водорода и малым содержанием кислорода) и нижний (с большим содержанием кислорода и малым содержанием кислорода).

С азотом в присутствии катализатора при повышенных температуре и давлении водород образует аммиак, с галогенами — галогеноводороды, с халькогенами — халькогеноводороды. Водород также реагирует с углеродом при высоких температурах с образованием углеводородов.

Водород восстанавливает оксиды, галогениды и другие соединения многих металлов до металлов, а ненасыщенные углеводороды — до насыщенных. Большое практическое значение имеют реакции водорода с монооксидом углерода, при которых в зависимости от условий и катализатора образуются метанол и другие соединения.

1.3. Соединения

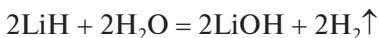
1.3.1. Водородные соединения элементов

Водород образует соединения почти со всеми химическими элементами. Исключение составляют благородные газы, индий, таллий, платиновые металлы (однако водород реагирует с палладием), серебро, золото, кадмий, ртуть и некоторые другие переходные элементы.

В зависимости от природы связи водородные соединения (гидриды) разделяют на ионные (или солеобразные), ковалентные и металлоподобные. Эта классификация условна, так как резких границ между различными типами гидридов нет.

Водородные соединения активных металлов (щелочных и щелочноземельных) являются солеобразными гидридами с ионной связью (например, LiH и CaH_2). Они образуются при непосредственном взаимодействии простых веществ и являются структурными аналогами соответствующих галогенидов. Это кристаллы, которые в расплавленном состоянии проводят электрический ток; при электролизе таких расплавов водород выделяется на аноде. Радиус гидрид-иона H^- ($1s^2$) существенно изменяется в зависимости от природы металла: от 130 пм в LiH до 152–154 пм в KH , RbH , CsH (для сравнения, ионные радиусы F^- и Cl^- равны 133 и 184 пм соответственно). Термическая устойчивость гидридов щелочных элементов уменьшается от лития к цезию.

Поскольку гидриды активных металлов содержат водород в степени окисления -1 , они проявляют сильные восстановительные свойства и легко окисляются даже водой (с выделением тепла). При этом протекает реакция конмутации, или сопорпорционирования:



Реакционная способность ионных гидридов возрастает от лития к цезию и от кальция к барию. Так, гидрид натрия реагирует с водой еще более бурно, чем сам натрий, а гидриды рубидия и цезия самопроизвольно воспламеняются в сухом воздухе.

Гидрид магния по свойствам и природе химической связи занимает промежуточное положение между ионными и ковалентными гидридами. С водой и водными растворами кислот и щелочей MgH_2 взаимодействует с выделением водорода, однако менее энергично, чем гидриды щелочных и щелочноземельных элементов.

Менее активные металлы, такие как бериллий, алюминий и галлий, образуют полимерные гидриды с ковалентными связями: $(\text{BeH}_2)_n$, $(\text{AlH}_3)_n$, Ga_2H_6 . По природе химической связи они близки к бороводородам. Для них характерен дефицит электронов, поэтому образование

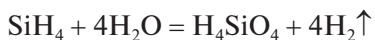
молекул или кристаллов происходит с участием двухэлектронных трехцентровых мостиковых (например, Be—H—Be) и многоцентровых связей. Такие гидриды взаимодействуют с водой с выделением водорода.

Водородные соединения *d*- и *f*-элементов относят к металлоподобным гидридам. Формально такие соединения могут рассматриваться как фазы внедрения водорода в металл. Их образованию всегда предшествует адсорбция водорода на поверхности металла. Металлоподобные гидриды — серые кристаллы с металлическим блеском, устойчивые на воздухе при комнатной температуре. Получено достаточно большое число стехиометрических гидридов *d*- и *f*-элементов состава MH_2 и MH_3 .

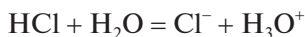
Соединения водорода с другими неметаллами летучи (за исключением углеводородов и бороводородов с большой молярной массой). Их состав зависит от возможных отрицательных степеней окисления неметаллов. Связи в этих соединениях ковалентные.

Устойчивость водородных соединений неметаллов закономерно изменяется в периодах и группах Периодической системы элементов: по периоду слева направо она увеличивается, а по группе сверху вниз уменьшается. Так, в ряду $B_2H_6 \rightarrow CH_4 \rightarrow NH_3 \rightarrow H_2O \rightarrow HF$ устойчивость соединений возрастает.

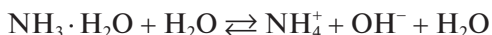
По отношению к воде водородные соединения неметаллов ведут себя по-разному. Некоторые из них, например CH_4 , с водой не реагируют. Водородные соединения кремния, например силан, необратимо разлагаются водой (в присутствии следов щелочи):



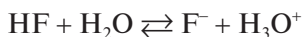
Галогеноводороды, кроме фтороводорода, в водном растворе проявляют свойства сильных кислот и подвергаются необратимому протолиту, например:



Некоторые водородные соединения азота (аммиак, гидразин, гидроксилламин) проявляют в водном растворе слабые основные свойства:



Фтороводород, халькогеноводороды и азидоводород относятся к слабым кислотам (при взаимодействии с водой):



Водород может входить в состав некоторых комплексов в виде гидридолиганда; примеры таких комплексов — $Li[BH_4]$, $Al[BH_4]_3$. Малый размер атома водорода позволяет получать даже такие комплексы, как $[ReH_9]^{2-}$. Все эти соединения проявляют очень сильные вос-

становительные свойства. Комплексные соединения, в координационной сфере которых наряду с другими лигандами содержатся атомы водорода, известны для многих переходных металлов. Первыми были получены $[\text{Fe}(\text{CO})_4\text{H}_2]$ и $[\text{Co}(\text{CO})_4\text{H}]$. Обнаружены также комплексы, содержащие в качестве лиганда молекулярный водород, например $[\text{Cr}(\text{CO})_5(\text{H}_2)]$ и $[\text{Co}(\text{CO})_5(\text{H}_2)(\text{NO})]$.

1.3.2. Вода

Важнейшее соединение водорода — оксид H_2O , или просто вода. Атом кислорода в молекуле воды находится в sp^3 -гибридном состоянии (незавершенный тетраэдр). Молекула воды в газовой фазе имеет угловое строение с длиной связи $\text{O}-\text{H}$, равной 96 пм, и валентным углом $104,5^\circ$. Молекула воды полярна (дипольный момент равен 1,86 Д).

Природная вода содержит следы «тяжелой» (дейтерированной) воды D_2O . Физические свойства H_2O и D_2O заметно различаются (табл. 1.2).

Таблица 1.2

Температуры плавления и кипения воды

	H_2O	D_2O
Температура плавления (т. пл.), $^\circ\text{C}$	0	3,8
Температура кипения (т. кип.), $^\circ\text{C}$	100,0	101,4

Многие физические свойства воды резко отличаются от свойств других водородных соединений элементов VIA-группы. Одна из причин — малые размеры молекул воды (минимальные среди всех жидких веществ при обычных условиях). Вода обладает очень важным свойством — способностью образовывать прочные водородные связи. Молекула вода — единственная трехатомная молекула, образующая четыре водородные связи.

В результате образования водородных связей твердая вода (лёд) имеет рыхлую структуру с обширными замкнутыми полостями двух типов — большими и малыми. В этих полостях могут размещаться подходящие по размеру молекулы других веществ, которые удерживаются в них вандерваальсовыми силами. Так образуются газовые гидраты — **клатраты**, в которых в роли «гостей» выступают молекулы газов или легкокипящих жидкостей (благородные газы, галогены, углеводороды и др.), а в роли «хозяев» — молекулы воды, образу-

ющие кристаллический каркас. По внешнему виду клатраты напоминают снег или рыхлый лед, но в отличие от них могут существовать при температуре выше 0 °С.

Если диаметр молекулы газа не превышает 520 пм (например, в случае Ar , CH_4 , H_2S), газ может заполнить все полости кристаллической решетки. Если заняты все полости, число молекул воды, приходящихся на одну молекулу «гостя», составляет 5,75 (например, $4\text{Ar} \cdot 23\text{H}_2\text{O}$). Молекулы газа с диаметром от 520 до 590 пм (Br_2 , CH_3SH , CSO) могут заполнять лишь большие полости. В этом случае минимальное число молекул воды, приходящихся на одну молекулу «гостя», равно 7,66 (например, в $3\text{Br}_2 \cdot 23\text{H}_2\text{O}$). Гидраты газов с диаметром молекул от 590 до 690 пм (таких как C_3H_8 , *изо*- C_4H_{10} , CHCl_3) имеют другую структуру и состав, например $\text{C}_3\text{H}_8 \cdot 17\text{H}_2\text{O}$.

Плотность льда вблизи температуры плавления равна 0,9 г/см³. При плавлении структура льда разрушается, и плотность воды увеличивается. Считают, что при этом разрывается около 9% водородных связей. Максимальная плотность (1,0 г/см³) достигается при температуре 4 °С. При повышении температуры водородные связи продолжают разрушаться, однако даже при температуре кипения их доля в жидкой воде достаточно велика — сохраняется около 80% водородных связей.

Наличие **ассоциатов** (элементов кристаллической структуры воды) наряду с большим дипольным моментом молекул приводит к высокой диэлектрической проницаемости воды ($\epsilon = 78,3$ при 25 °С). Это вызывает заметное ослабление кулоновского притяжения в водной среде, а следовательно, способствует электролитической диссоциации ионных и полярных ковалентных соединений. При этом полярные молекулы воды участвуют в процессах гидратации посредством притяжения соответствующих полюсов полярных молекул воды к образующимся катионам и анионам. В ряде случаев образующиеся связи настолько прочны, что можно говорить о возникновении аквакомплексов. Аквакомплексы обнаружены не только в водных растворах, но и во многих кристаллических структурах.

Жидкая вода подвержена автопротолизу:



и относится к протонным растворителям. В присутствии кислот вода выполняет функцию основания (принимает протон), в присутствии оснований — функцию кислоты (отдает протон). Таким образом, это вещество можно считать *амфотерным*.

Вода — достаточно устойчивое вещество. Термическое разложение воды на простые вещества происходит в заметной степени только при температуре более 2000 °С. Под действием УФ-излучения вода

распадается на ионы H^+ и OH^- , а под ионизирующим излучением радиоактивных веществ образует H_2 , H_2O_2 и свободные радикалы $\text{H}\cdot$, $\text{OH}\cdot$, $\text{HO}_2\cdot$.

Вода реагирует со щелочными и щелочноземельными металлами с образованием соответствующих гидроксидов и водорода. Из всех неметаллов при обычных условиях с водой взаимодействуют только галогены. Менее активные металлы и неметаллы вступают в реакции с водой при повышенных температурах. Однако при одновременном воздействии воды и окислителей даже при комнатной температуре происходит разрушение металлов средней активности (таких как железо) в результате коррозии.

Вода разлагает многие сложные вещества в результате реакций гидролиза.

Сильные восстановители (активные металлы) восстанавливают воду до водорода, а окислители превращают в кислород (в том числе в ходе фотосинтеза).

1.4. Водород в природе и технике

1.4.1. Природные формы

Водород — самый распространенный элемент во Вселенной. Так, Солнце на 84% состоит из атомов водорода.

Земная кора содержит 1% водорода по массе. Однако относительно малое содержание водорода обусловлено его небольшой массой; при этом около 17% всех атомов на Земле — атомы водорода.

В атмосфере содержится очень мало водорода. Больше всего этого элемента в гидросфере. Кислородное соединение водорода — вода — самое распространенное вещество на Земле. В литосфере водород находится в составе природного газа и нефти. Водород входит в состав всех органических соединений; это важнейший элемент, содержащийся в живых организмах.

1.4.2. История открытия

Водород был открыт в первой половине XVI в. немецким врачом и естествоиспытателем Парацельсом¹. Горение и взрывы водорода наблюдали многие ученые XVI–XVIII вв. В 1776 г. физик и химик

¹ ПАРАЦЕЛЬС Филипп Ауреол Теофраст Бомбаст фон Гогенгейм (1493–1541) — немецкий врач и естествоиспытатель, один из основателей ятрохимии. Ввел в практику новые химические медикаменты (например, вяжущие средства), использовал минеральные источники для лечебных целей.

Кавендиш² исследовал его свойства, а несколькими годами позже химик Лавуазье³ показал, что водород входит в состав воды.

1.4.3. Применение

Водород широко применяют в химической промышленности, в первую очередь для синтеза аммиака, а также в производствах метанола, хлороводорода, гидридов металлов и многих других веществ, в пищевой промышленности он используется для получения маргарина. В металлургии водород позволяет извлекать металлы из их руд, применяется для создания защитной среды при обработке металлов и сплавов. При переработке нефти водород служит для гидроочистки, гидрирования и гидрокрекинга нефтяных фракций. Газообразный и жидкий водород применяют в качестве топлива. Это один из наиболее перспективных заменителей нефтепродуктов. Жидким водородом заполняют пузырьковые камеры⁴.

Дейтерий и тритий используют в качестве меток при изучении механизмов реакций, в кинетических и других исследованиях. Дейтерированные соединения применяют в таких методах исследования веществ, как ядерный магнитный резонанс и нейтронография. С помощью трития осуществляют термоядерные реакции. Используют также радиоактивные свойства трития — одного из наименее дорогих радиоизотопов.

Вода используется во многих технологических процессах главным образом как охлаждающая жидкость, транспортирующая среда для сыпучих материалов (например, золы). Кроме того, вода — важнейший растворитель и (или) реагент. Тяжелую воду D_2O применяют в качестве эффективного замедлителя нейтронов.

1.4.4. Биологическое значение

Водород входит в состав воды и всех органических веществ. Он участвует в процессах гидролиза и кислотно-основного взаимодействия, которые вносят определенный вклад в энергетические процессы,

² КАВЕНДИШ Генри (1731–1810) — английский естествоиспытатель, один из основателей пневматической химии (химии газов); впервые (1766) получил в чистом виде водород и углекислый газ и измерил их плотность; установил основной состав воздуха (как смесь азота и кислорода); получил оксиды азота.

³ ЛАВУАЗЬЕ Антуан-Лоран (1743–1794) — французский химик, один из основателей термохимии. В своей лаборатории провел многочисленные опыты, в которых он определял изменение масс веществ при их прокаливании и горении. Он также заложил основы органического анализа.

⁴ Пузырьковые камеры — это трековые детекторы заряженных элементарных частиц.

протекающие в живых организмах. Вода необходима для появления и развития практически всех форм жизни.

Для многих процессов жизнедеятельности большое значение имеют водородные связи. Благодаря этим связям происходит «распознавание» ферментами субстратов, копирование молекул ДНК, возникновение вкусовых ощущений, сокращение мышц и т. д.

Водород и вода нетоксичны, однако считают, что D_2O представляет опасность для млекопитающих. Тритий — один из наименее токсичных радиоизотопов, но при работе с ним должны быть приняты меры предосторожности против попадания этого изотопа внутрь организма. Водород пожаро- и взрывоопасен. Жидкий водород при попадании на открытые участки тела может вызвать сильное обморожение.

Вопросы

1.1. Водород образуется (в качестве побочного продукта) при электролизе растворов хлорида натрия на предприятиях, производящих хлор и гидроксид натрия. Какие процессы при этом происходят? Каково мольное отношение образующихся водорода, хлора и гидроксида натрия?

1.2. Электропроводность LaH_2 составляет около $10 \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{см}^{-1}$ (~1% от проводимости металлического лантана). При дальнейшем поглощении водорода проводимость плавно снижается и для LaH_3 не превышает $10^{-1} \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{см}^{-1}$. Как это можно объяснить?

1.3. Минимальное расстояние между атомами металла в гидридах *s*-элементов часто меньше такового, чем в самом металле: например, наименьшее расстояние Ca—Ca в металлическом кальции составляет 0,393 нм, а в CaH_2 — 0,360 нм. Почему?

1.4. Закономерности изменения силы кислородсодержащих кислот были сформулированы Л. Полингом в виде следующих правил: 1) первая константа кислотности для кислот с общей формулой $HO_m(OH)_n$ зависит от *m*, но почти не зависит от *n* и X; при $m \geq 2$ $K_a \geq 10^3$, при $m = 1$ и $0 < K_a \approx 10^{-2}$ и 10^{-8} соответственно; 2) последовательные константы кислотности для многоосновных моноядерных кислот уменьшаются приблизительно на 5 порядков. Как это можно объяснить? Всегда ли соблюдаются эти правила?

1.5. Большинство галогенидов щелочных металлов и аммония имеют структуру типа NaCl (КЧ = 6) или CsCl (КЧ = 8), однако NH_4F обладает структурой вюрцита ZnS, где реализуется КЧ = 4. Объясните это явление, используя представление о водородной связи.

В авторском коллективе – опытные преподаватели Института тонких химических технологий имени М. В. Ломоносова РТУ МИРЭА и химического факультета Московского государственного университета имени М. В. Ломоносова.

Химия элементов – фундамент химического образования. Усвоение этих основ необходимо при изучении любой области химии и многих родственных дисциплин. Этот материал студенты изучают, как правило, на первом курсе.

Структура учебного пособия следует классическому подходу, в основе которого периодический закон и Периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Материал сгруппирован по блокам элементов: s-элементы, p-элементы, d-элементы, f-элементы. В каждой главе рассматривается химия элементов, относящихся к одной группе Периодической системы. Каждая глава заканчивается заданиями, ответы на которые можно найти в представленном в учебнике материале или при использовании дополнительных источников информации.

Для студентов химических, химико-технологических и технических вузов.