**Отчет о проделанной работе по дистанционному обучению на период с 01.06. – 21.06. 2020г.**

**Преподавателя по химии Багомедова Р.М.**

**ОП 08. Общая и неорганическая химия**

**2 курс «Общая и неорганическая химия»**

по специальности 33.02.01 Фармация

**Число месяц тема**

04.06. 2 группа тема «Побочная подгруппа VIII группы. Железо »

05.06. 1 группа тема «Побочная подгруппа VIII группы. Железо »

**08.06. лекция тема «Общая характеристика благородных газов»**

08.06. 1группа тема «Побочная подгруппа VIII группы. Железо» Доклады

09.06. 2 группа тема «Побочная подгруппа VIII группы. Железо»Доклады

17.06. 2 группа тема «Общая характеристика благородных газов»

17.06. 1 группа тема «Общая характеристика благородных газов»

**16.06. лекция тема «Лантаноиды и актиноиды»**

19.06. 1 группа тема «Лантаноиды и актиноиды»

18.06. 2группа тема «Лантаноиды и актиноиды»

**08.06. лекция тема «Общая характеристика благородных газов»**

В главную подгруппу VIII группы входят гелий He, неон Ne, аргон Ar и элементы подгруппы криптона – криптон Kr, ксенон Xe и радон Rn. Их атомы имеют завершенную электронную конфигурацию внешнего электронного слоя 1s2 (He) и ns2np6. Поэтому молекулы простых веществ этих элементов одноатомны. В обычных условиях простые вещества представляют собой газы, их называют благородными или инертными.

**Гелий** – наиболее распространенный после водорода элемент космоса, присутствует в атмосфере солнца, звезд, в метеоритах. Состоит из двух стабильных изотопов – 4Не и 3Не. В земной коре гелий накапливается за счет α-распада радиоактивных элементов, содержится в минералах, в самородных металлах в растворенном виде.

По физическим свойствам гелий наиболее близок к водороду. Вследствие ничтожной поляризуемости атомов у него самые низкие температуры кипения (-269 ºС). У гелия самая низкая из газов растворимость в воде, например, при 0 ºС в 1 л воды растворяется менее 10 мл гелия, что в два с лишним раза меньше, чем растворимость водорода.

По сравнению с другими инертными газами гелий обладает особо устойчивой электронной конфигурацией 1s2, и как следствие наибольшей энергией ионизации атома – 24,59 эВ. В обычных условиях гелий химически инертен, но при сильном возбуждении он может образовывать молекулярные ионы Не2+.

В промышленности гелий в основном выделяют из природных газов методом глубокого охлаждения. Газообразный гелий применяется для создания инертной атмосферы. Жидкий гелий применяется в лабораторных экспериментах в качестве хладагента для создания низких температур.

**Неон** в природе имеет три стабильных изотопа – 20Ne, 21Ne, 22Ne. Неон, как и гелий, обладает высокой энергией ионизации – 21,57эВ, поэтому химических соединений не образует. При сильном возбуждении неон образует молекулярные ионы типа Ne2+. Основное отличие неона от гелия обусловлено большей поляризуемостью атома (большей склонностью к образованию межмолекулярных связей), отсюда у неона большая растворимость и способность адсорбироваться. Температура кипения неона составляет -245,9 ºС.

Неон получают совместно с гелием в процессе сжижения и разделения воздуха. Разделение гелия и неона осуществляется за счет адсорбции последнего активированным углем при охлаждении жидким азотом. Неон применяется в электровакуумной технике. Различные типы неоновых ламп с характерным красным свечением применяют в маяках, рекламах и т.п.

**Аргон** значительно более распространен на Земле, чем остальные инертные газы. Его объемная доля в атмосфере составляет 0,93 %. Он находится в виде трех изотопов 40Ar (99,6 %), 38Ar (0,063 %), 36Ar (0,337 %).

Энергия ионизации атома аргона составляет 15,76 эВ, химические соединения для аргона не получены. Аргон имеет больший размер атома и более, чем гелий и неон, склонен к образованию межмолекулярных связей. Он характеризуется более высокой температурой кипения (-189,3 °С), лучше адсорбируется.

Аргон образует молекулярные соединения включения – клатраты - с водой, фенолом, толуолом и др. Гидрат аргона примерного состава Ar·6H2O представляет собой кристаллическое вещество, разлагающееся при атмосферном давлении и температуре –42,8 °С. Аргон образует смешанные клатраты с H2S, SO2, CO2, HCl.

Аргон получают при разделении жидкого воздуха. Он применяется в металлургических и химических процессах, требующих инертной атмосферы, в светотехнике (флуоресцентные лампы, лампы накаливания), в ядерной энергетике (ионизационные счетчики и камеры).

Элементы подгруппы криптона имеют меньшие значения энергии ионизации, чем типические элементы VIII группы, поэтому элементы образуют соединения валентного типа. Так, ксенон проявляет в соединениях степени окисления +2, +4, +6 и +8.

Криптон, ксенон и радон имеют большие размеры атомов и соответственно, большую поляризуемость, чем другие инертные газы. Так поляризуемость ксенона в 20 раз выше, чем у гелия. Рост поляризуемости сказывается на увеличении температур кипения и плавления простых веществ:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Элемент | He | Ne | Ar | Kr | Xe | Rn |
| Радиус, нм | 0,122 | 0,160 | 0,192 | 0,198 | 0,218 | 0,220 |
| Т.кип., ºС | -269 | -246 | -186 | -153 | -108 | -62 |
| Т.пл., ºС | -272 | -249 | -189 | -157 | -112 | -71 |

В ряду инертных газов возрастает устойчивость их клатратов. Различие в устойчивости соединений включения используется для разделения газов. Криптон извлекают вместе с ксеноном при ректификации жидкого воздуха. Смесь криптона и ксенона применяют в вакуумной электротехнике. Радиоактивный радон находит применение в медицине.

## Соединения криптона, ксенона и радона

**Соединения со степенями окисления +2, +4, +6.** Основными соединениями, из которых получают многочисленные производные инертных газов, являются фториды. Кроме того, фториды инертных газов используются в качестве фторирующих агентов и окислителей.

Ксенон горит в атмосфере фтора ярким пламенем, состав продуктов окисления зависит от соотношения реагентов, времени и условий синтеза:

Xe + F2 = XeF2;

Xe + 2F2 = XeF4;

Xe + 3F2 = XeF6

С ростом степени окисления ксенона у соединений ослабляются основные свойства и усиливаются кислотные. Так, XeF2 является типичным основным соединением и может образовывать катионные комплексы, например:

XeF2 + SbF5 = [XeF][SbF6]

Кроме того, XeF2 вступает в реакции обмена, образуя солеподобные соединения:

XeF2 + HClO4 = [XeF][ClO4] + HF;

XeF2 + 2HClO4 = Xe[ClO4]2 + 2HF;

Фторид ксенона(VI) – белое кристаллическое вещество, устойчивое при комнатной температуре, чрезвычайно химически активное, например:

2XeF6 + SiO2 = 2XeOF4 + SiF4

XeF6 проявляет амфотерные свойства. При взаимодействии с кислыми фторидами, образуются производные катионного комплекса [XeF5]+, например:

XeF6 + HSO3F = [XeF5][SO3F] + HF

При взаимодействии с основными фторидами образуются гепта- и октафтороксенаты(VI):

СsF + XeF6 = Cs[XeF7]; 2СsF + XeF6 = Cs2[XeF8]

Оксид ксенона(VI) – ХеО3 - белое, нелетучее вещество, чрезвычайно взрывчатое соединение. Молекула оксида имеет геометрию тригональной пирамиды. Образуется в результате гидролиза фторида и оксофторида ксенона(VI):

XeF6 + Н2О = XeOF4 + 2НF; XeОF4 + 2Н2О = XeO3 + 4НF

**Соединения со степенями окисления +8.**Производные ксенона(VIII) – оксид XeO4 и оксофторид XeO3F2 - преимущественно кислотные соединения.

Молекула XeO4 имеет геометрию тетраэдра с атомом ксенона в центре. Оксид получают действием безводной серной кислоты на гексаоксоксенат(VIII) бария при комнатной температуре:

Ва2XeО6 + 2H2SO4 = XeО4 + 2ВаSO4 + 2H2О

В обычных условиях XeO4 газ, медленно разлагается даже при температуре –40 °С:

3XeО4 = 2XeО3 + Xe + 3O2

Все соединения ксенона – сильные окислители.

**16.06. лекция тема «Лантаноиды и актиноиды»**

Лантаноиды и актиноиды располагаются в третьей побочной группе Периодической системы. Эти элементы следуют в таблице сразу после лантана и актиния и поэтому их называют соответственно лантаноиды и актиноиды. В короткой форме Периодической системы Д.И. Менделеева они вынесены в два последних ряда. Они относятся к f-элементам.

В атомах лантаноидов и актиноидов происходит запол­нение соответственно 4f- и 5f-подуровней.

Лантаноиды очень сходны по хими­ческим свойствам. Близость свойств соединений лантаноидов обусловлена тем, что застройка внутренней 4f-оболочки атомов мало сказывается на со­стоянии валентных электронов. В образовании химической связи 4f-электроны лантаноидов обычно не принимают участия. Электроны заполняют 4f-, а не 5d-подуровень потому, что в этом случае они обладают меньшей энергией. Однако разница в энер­гиях 4f- и 5d-состояний очень мала. Благодаря этому один из 4f -электронов (а в некоторых случаях, например, у церия, два 4f--электрона) легко возбуждается, переходя на 5d-подуровень, и становится, таким образом, валентным электроном. Поэтому в большинстве своих соединений лантаноиды имеют степень окисления +3, а не +2. Это обстоятельство объясняет близость свойств лантаноидов к свойствам элементов подгруппы скандия.

В пределах одного периода с возрастанием поряд­кового номера размеры атомов элементов уменьшаются. Подобная закономер­ность наблюдается не только для элементов главных подгрупп, но, за немно­гими исключениями, и для элементов побочных подгрупп. Такое же уменьше­ние радиусов атомов имеет место и в случае лантаноидов (лантаноидное сжатие).

Как и в случае лантаноидов, у элементов семейства актиноидов происходит заполнение третьего снаружи электронного слоя (подуровня 5f); строение же наружного и, как правило, предшествующего электронных слоев остается неизменным. Это служит причи­ной близости химических свойств актиноидов. Однако различие в энергетическом состоянии электронов, занимающих *5f-*и 6d-подуровни в атомах актиноидов, еще меньше, чем соответствующая разность энергий в атомах лантаноидов. Поэтому у первых членов семейства актиноидов 5f-электроны легко переходят на подуровень 6dи могут принимать участие в образовании химических связей. В результате от тория до урана наиболее характерная степень окисления элементов возрастает от +4 до +6. При дальнейшем продвижении по ряду актиноидов происходит энергетическая ста­билизация 5f-состоянии, а возбуждение электронов на 6d-подуровень требует большей затраты энергии. Вследствие этого от урана до кюрия наиболее характерная степень окисления элементов понижается от +6 до +3 (хотя для нептуния и плутония полу­чены соединения со степенью окисления этих элементов +6 и +7). Берклий и следующие за ним элементы во всех своих соединениях находятся в степени окисления +3.

**2. Свойства.**

В виде простых веществ все лантаноиды представляют собой серебри­сто - белые металлы (желтизна празеодима и неодима обусловлена образованием на поверхности пленки оксидов). Они хорошо куются. Почти все лантаноиды парамагнитны, только гадолиний, диспрозий и голь­мий проявляют ферромагнитные свойства.

В ряду Се—Lu в изменении плотности, температур плавления и кипения проявляется внутренняя перио­дичность. Температуры плавления в этом ряду возрастают, исключение составляют только европий и иттербий. Они имеют также относительно более низкие, чем у остальных элементов, температуры кипения.

Ланта­ноиды, как и лантан, по реакционной способности уступают лишь щелочным и щелочноземельным метал­лам. Во влажном воздухе они быстро тускнеют (вследствие образования оксида) , а при нагревании до 200—400°С на воздухе воспламеняются и сгорают с образованием смеси оксидов (Э203) с ни­тридами (ЭN). Церий в порошкообразном состоянии даже при обычных условиях легко воспламеняется на воздухе. Это свойство церия нашло применение при изготовлении кремней для зажигалок.

4Э +3О2=2Э2О3

Лантаноиды взаимодействуют с галогенами, а при нагревании — с азотом, серой, углеродом, кремнием, фосфором, водородом.

2Э +3Cl2=2ЭCl3

2Э +N2=2ЭN

Э +2S =ЭS2

Э + 2 С = ЭС2 или 2Э + 3С = Э2С3

Э + Н2 = ЭН2

Карбиды, нитриды и гидриды лантаноидов взаимодействуют с водой с образованием гидроксида и соответственно ацетилена или различных углеводородов, аммиака и водорода.

ЭN + 3Н2О = Э(ОН)3 +NН3

ЭС2 + Н2О = Э(ОН)3 +С2Н2

ЭН2 +Н2О = Э(ОН)3+Н2

Находясь в ряду напряжений значительно левее водорода (электродные потенциалы их колеблются е пределах от —2,4 до —2,1 В), ланта­ноиды окисляются горячен водой по реакции:

2Э + 6Н20 = 2Э(ОН)3 + 3Н2.

Они хорошовзаимодействуют с разбавленными растворами НС1, HN03 и H2S04.

2 Э +6НCl =2 ЭСl3 +3H2

В растворах фосфор­ной и плавиковой кислот лантаноиды устойчивы, так как образуют защитные пленки малорастворимых со­лей. В водных растворах щелочей лантаноиды не рас­творяются. Химическая активность элементов в ряду Се—Lu несколько снижается, что связано с умень­шением радиусов их атомов и ионов.

Оксиды лантаноидов от­личаются высокой химической прочностью и тугоплав­костью. Например, La203 плавится при температуре выше 2000°С, а Се02 — около 2500°С. В воде они практически нерастворимы, хотя интенсивно (с выделением теплоты) взаимодействуют с ней с образованием соответствующих гидроксидов Э(ОН)3. Гидроксиды также труднорастворимы в воде. В ряду лантаноидов основная сила гидроксидов постепенно уменьшается с уменьшением радиусов в результате лантаноидного сжатия. С уменьшением ионных радиусов увеличивается прочность связи с кислородом. Поэтому гидроксиды последних лантаноидов - иттербия и лютеция – проявляют слабую амфотерность .

Оксиды и гидроксиды лантаноидов растворяются в кислотах (кроме HF и Н3Р04).

Соли лантаноидов со степенью окисления +3 почти не гидролизуются, поскольку Э(ОН)3-довольно силь­ные основания. Хорошо растворимые соли (хлориды, нитраты, сульфаты) обра­зуют различные кристаллогидраты. Мало растворимы фториды, карбонаты, фос­фаты, оксалаты. Многие соли Э3+ образуют с аналогичными солями щелочных металлов хорошо кристаллизующиеся двойные соли. Раньше их применяли для разделения РЗЭ кристаллизацией.

Э2(SO4)3 + Ме2SO4 = Ме2SO4·Э2(SO4)3

Ионы Э3+ в водном растворе образуют гидратные комплексы [Э(H20)n]3+, n=8. Гидратированные ионы окрашены: Се3+- бесцветный, Рr+3 - желто-зеленый, Nd3+ - красно-фиолетовый, Рm3+ - розовый, Sm3+ -желтый, Eu3+, Gd3+, Tb3+- бесцветные, Dy3+ - бледно-желто-зеленый, Но+3- коричневато-желтый, Ег+3- розовый, Тm - бледно-зеленый, Yb3+, Lu3+ — бесцветные. Ион Ce4+(p) имеет ярко-желтую окраску.

Некоторые лантанои­ды имеют, помимо характеристической, еще степени окисления +4 и+2. Среди лантаноидов, проявляющих степень окисления +4, выделяется церий. Относительно более стабильные соединения в степени окисления +2 дает европий.

-**Свойства актиноидов**

Из актиноидов наибольшее значение имеют лишь торий, уран и плутоний. Поэтому рассмотрим их более подробно.

Торий, уран и плутоний - серебристо-белые твердые ме­таллы, на воздухе быстро покрываются темной пленкой из оксидов и нитри­дов.

Данные элементы радиоактивны, периоды полураспада для 232Th, 238U и 239Pu состав­ляют соответственно 1,40 •1010, 4,5•109 и 24 400 лет.

Строение внешних электронных оболочек атомов: 6d27s2, U 5f36d17s2*,*Pu 5f6 7s2. Таким образом, в атоме Pu происходит «провал» электрона на 5f-оболочку.

Торий, являющийся аналогом церия, проявляет степени окисления +2, +3 и +4, две первые редки, последняя - характерна. Стабильность степени окисления +4 связана с тем, что ион Th4+ имеет электронную конфигурацию атома Rn. Как уже указано выше, характерными степенями окисления урана являются +4 и +6, последняя представлена большим числом соединений (ион U6+ имеет электронную конфигурацию Rn). Плутоний проявляет степени окисления от +3 до +7, наиболее распространены соединения Pu+4 .

Для остальных актиноидов характерны следующие степени окисления :

протоактиний +4, +5 и +6 нептуний и плутоний наиболее характерна степень окисления +3 и +4, получены соединения со степенями окисления+6 и +7

америций и кюрий наиболее характерна степень окисления +3, имеются соединения со степенью окисления +4, берклий следующие наиболее характерна степень окисления +3 за ним элементы

Актиноиды, подобно лантаноидам, характеризуют­ся высокой химической активностью. В высокодисперсном состоянии Th, U и Pu активно погло­щают водород, образуя нестехиометрические металлоподобные соединения, состав которых приближается к ЭНз. Термическое разложение UH3 можно ис­пользовать для получения особо чистого водорода.

При нагревании в присутствии кислорода эти металлы образуют' оксиды: бесцветный ТhO2, темно-коричневый UO2, желто-коричневый РuO2.

Э +О2 =ЭО2

Это туго­плавкие соединения, особенно ТhO2 (т. пл. 3220 °С). При более сильном нагревании (до красного каления) уран образует темно-зеленый оксид U3O8, формулу этого соединения можно записать U2+4U+6O8 .

Гидроксиды Э(ОН)3 малорастворимы в воде и имеют основный характер. Гидроксиды Э(ОН)4 имеют основный характер и также нерастворимы в воде

Рассматриваемые метал­лы реагируют с кислотами, образуя соли Э+4.

Э + 2Н2SO4 = Э(SO4)2 + 2H2

Соли, в которых актиноиды находятся в состоянии окисления +4, напоминают по свойствам соли Се4+. Соли актиноидных метал­лов, в которых последние находятся в степени окисле­ния +3, сходны по свойствам с аналогичными солями лантаноидов.

При действии на уран избытка фтора образуется гексафторид UF6 бесцветное, легко возгоняющееся кристаллическое вещество (давление его пара 101 кПа при 56,5 °С). Это единственное соединение урана, сущест­вующее в газообразном состоянии при низкой температуре. Данное обстоя­тельство имеет большое практическое значение, поскольку разделение изо­топов 235Uи 238U (с целью получения атомной энергии) осуществляют с по­мощью процессов, протекающих в газовой фазе (центрифугирование, газовая диффузия). При растворении в воде UF6 гидролизуется

UF6 +2Н2О = UО2F2 +4HF

Тетрафторид UF4 получают действием HF на UО2.

UО2 + 4 HF = UF4 + 2Н2О

Аналогичными свойствами обладают гексафториды нептуния и плутония.

С хлором уран образует легко растворяющийся в воде тетрахлорид UCl4. При избытке хлора получает­ся UCI5, легко диспропорционирующий на UCl4 и UC16 .

При нагревании уран активно взаимодействует с азотом, серой и другими элементными веществами.

Многие соли актиноидов хорошо растворимы в различных органических растворителях, не смешиваю­щихся с водой. На этом основана экстракция соеди­нений актиноидов органическими веществами из вод­ных растворов. Экстракционные процессы нашли широкое применение в технологии выделения и разделения, близких по свойствам актиноидов.

**Практические занятия**

**04.06. 2 группа тема «Побочная подгруппа VIIIгруппы. Железо »**

**05.06. 1 группа тема «Побочная подгруппа VIIIгруппы. Железо »**

**Дописать следующие уравнения реакции, и уравнять методом электронного баланса:**

1. FeCl3 + NaNCS = Fe(NCS)3 + …
2. FeCl3 + K4[Fe(CN)6] = Fe4[Fe(CN)6]3 + …
3. Fe(OH)3 + KOH + Br2 = K2FeO4 + …+ H2O
4. Fe2O3 + KNO3 + K2CO3 = K2FeO4 + …+ CO2
5. CrCl3 + K2FeO4 = … + FeCl3
6. NH4OH + K2FeO4 = N2 + … + KOH
7. FeCl3 + Na2HPO4 + CH3COONa = FePO4 + …+ CH3COOH
8. FeCl3 + (NH4)2S = Fe2S3 + …
9. FeCl3 + H2O = Fe(OH)Cl2 + …
10. FeCl3 + Na2CO3 + H2O = Fe(OH)3 + …+ …

**08.06. 1группа тема «Побочная подгруппа VIII группы. Железо»**

**09.06. 2 группа тема «Побочная подгруппа VIII группы. Железо»**

**Доклады по следующим вопросам:**

1. История открытия Fe .
2. Нахождения в природе Fe.
3. Применение Fe.
4. Биологическое значение Fe.

5.Применение оксидных соединений Fe.

**17.06. 2 группа тема «Общая характеристика благородных газов»**

**17.06. 1 группа тема «Общая характеристика благородных газов»**

**Ответит на следующие вопросы:**

1. История открытия гелия и применение гелия.
2. История открытия и применение неона.
3. История открытия и применение аргона.

**19.06. 1 группа тема «Лантаноиды и актиноиды»**

**18.06. 2группа тема «Лантаноиды и актиноиды»**

**Ответит на следующие вопросы:**

1. Применение Лантаноидов.
2. Применение актиноидов.
3. История открытия некоторых лантаноидов.
4. История открытия некоторых актиноидов в том числе урана и плутония.

**Экзаменационные вопросы по « Общей и неорганической химии » для отделения «Фармация»**

1.Предмет и задачи химии.

2. Химия и охрана окружающей среды.

3. Основные законы химии.

4. Периодический закон и Периодическая система элементов Д.И.Менделеева.

5. Химическая связь. Виды химической связи.

6. Оксиды. Классификация. Номенклатура.

7. Химические и физические свойства оксидов.

8. Способы получения оксид.

9. Основания. Классификация. Номенклатура.

10. Химические и физические свойства оснований.

11. Способы получения оксид оснований.

12. Кислоты. Классификация. Номенклатура.

13. Химические и физические свойства кислот.

14. Способы получения кислот.

15. Соли. Классификация. Номенклатура.

16. Химические и физические свойства солей.

17. Химические и физические свойства солей.

18. Генетическая связь между классами неорганических соединений.

19. Комплексные соединения. Классификация. Строение. Номенклатура.

20. Понятие о дисперсных системах. Виды дисперсных систем.

21. Способы выражения концентрации растворов.

22. Основные положения теории электролитической диссоциации.

23. Химические реакции между электролитами. Признаки течения реакции до конца.

24. Гидролиз солей. Типы гидролиза.

25. Факторы, влияющие на степень гидролиза.

26. Типы химических реакций, их классификация.

27. Скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ.

28. Окислительно – восстановительные реакции (ОВР). Классификация.

29. Составление ОВР, расстановка коэффициентов методом электронного баланса.

30. Вода и его свойства. Перекись водорода и его свойства. Значение общей и неорганической химии в медицине.

31. Водород положение в ПС, распространение в природе, физические и химические свойства, способы получения и применение водорода.

32. Хлор положение в ПС, распространение в природе.

33. Соединения хлора и применение этих соединений.

34. Физические и химические свойства хлора.

35. Способы получения и применения хлора.

36. Кислород положение в ПС, распространение в природе.

37. Физические и химические свойства кислорода.

38. Соединения кислорода и их свойства.

39. Способы получения, применение и биологическая роль кислорода.

40. Озон, его свойства, получение и применение.

41. Сера положение в ПС, распространение в природе.

42. Физические и химические свойства серы.

43. Водородные соединения серы и их свойства.

44. Способы получения, применение и биологическая роль серы.

45. Кислородные соединения серы и их свойства.

46. Азот положение в ПС, распространение в природе.

47.Физические и химические свойства азота.

48. Кислородные соединения азота и их свойства.

49. Водородные соединения азота и их свойства.

50. Способы получения, применение и биологическая роль азота.

51. Углерод положение в ПС, распространение в природе.

52. Физические и химические свойства углерода.

53. Способы получения, применение углерода.

54. Карбиды, галогениды, цианиды и их свойства.

55. Кремний получение, физические и химические свойства.

56. Диоксид кремния и его свойства.

57. Кремниевая кислота и силикаты.

58. Фосфор положение в ПС, распространение в природе.

59. Получение, физические и химические свойства фосфора.

60. Водородные соединения фосфора и их свойства.

61. Кислородные соединения фосфора и их свойства.

62. Бор положение в ПС, распространение в природе.

63. Физические и химические свойства бора.

64. Способы получения, применение бора.

65. Алюминий положение в ПС, распространение в природе.

66. Физические и химические свойства алюминия.

67. Способы получения, применение алюминия.

68. Соединения алюминия и их свойства.

69. Общая характеристика элементов главной подгруппы II A группы.

70. Оксиды и гидроксиды II A группы.

71. Соли, биологическая роль всех соединений главной подгруппы II A группы.

72. Общая характеристика элементов главной подгруппы I A группы (щелочные металлы).

73. Оксиды и гидроксиды I A группы щелочных металлов.

74. Соли, биологическая роль всех соединений главной подгруппы I A группы.

75. Общая характеристика побочной подгруппы I группы.

76. Оксиды и гидроксиды побочной подгруппы I группы.

77. Общая характеристика побочной подгруппы II группы (Zn и Hg).

78. Оксиды и гидроксиды побочной подгруппы II группы (Zn и Hg).

79. Соли, биологическая роль всех соединений побочной подгруппы II группы (Zn и Hg).

80. Общая характеристика побочной подгруппы VI группы Cr.

81. Оксиды и гидроксиды побочной подгруппы VI группы Cr.

82. Соли, биологическая роль всех соединений побочной подгруппы VI группы Cr.

83. Общая характеристика побочной подгруппы VII группы Mn.

84. Оксиды и гидроксиды побочной подгруппы VII группы Mn.

85. Соли, биологическая роль всех соединений побочной подгруппы VII группы Mn.

86. Общая характеристика побочной подгруппы VIII группы Fe.

87. Оксиды и гидроксиды побочной подгруппы VIII группы Fe.

88. Соли, биологическая роль всех соединений побочной подгруппы VIII группы Fe.

89. Общая характеристика благородных газов.

90. Лантаноиды и актиноиды.