**Отчет о проделанной работе с 01.05. – 31.05. 2020г. По дистанционному обучению по Химии преподаватель Багомедова Р.М.**

Все занятия по два часа

**Фармация 1курс «Химия»**

**07.05. (лек.) Тема «s- элементы. Щелочные металлы»**

07.05. (прак.) Тема «Основные классы неорганических соединений» (Контрольная работа)

**14.05. (лек.) Тема «p-элементы. Углерод»**

14.05. (прак.) Тема «s- элементы. Щелочные металлы»

**21.05. (лек.) Тема «p- элементы. Галогены»**

21.05. (прак.) Тема «p-элементы. Углерод »

**28.05. (лек.) Тема « d-элементы. Цинк»**

28.05. (прак.) Тема «p- элементы. Галогены»

**Теоретический материал**

**07.05. (лек.) Тема «s- элементы. Щелочные металлы»**

Общая характеристика элементов I группы, главной подгруппы периодической системы Д. И. Менделеева. Характеристика натрия и калия, исходя из их положения в периодической системе, с точки зрения теории строения атома, степени окисления, распространение в природе, получение, свойства. К щелочным металлам относятся элементы главной п/группы 1 группы ПСХЭ, оксиды которых (Э2О) при взаимодействии с водой образуют растворимые основания — ЩЕЛОЧИ.

Атомы всех щелочных металлов имеют на внешнем энергетическом уровне по одному , S – электрону, которые относительно легко отрываются; при этом атомы превращаются в положительные однозарядные ионы (катионы) с устойчивой электронной оболочкой атома соответствующего благородного газа (два и восемь электронов) кроме Li

Щелочные металлы являются типичными металлами и проявляют только положительную степень окисления, равную + 1. По сравнению с другими элементами того же периода атомы щелочных металлов имеют наибольшие размеры и самые низкие потенциалы ионизации. В ряду Li— Fr радиусы атомов увеличиваются (возрастает число электронных слоев) и соответственно уменьшается энергия ионизации. Поэтому в данном ряду наблюдается усиление металлических свойств. Восстановительная способность щелочных металлов увеличивается от лития к францию.

Выводы: 1.К щелочным металлам относятся элементы главной п/группы 1 группы ПСХЭ, оксиды которых (Э2О) при взаимодействии с водой образуют растворимые основания — ЩЕЛОЧИ .

2.Щелочные металлы являются типичными металлами и проявляют только положительную степень окисления, равную + 1.

3.В ряду Li— Fr наблюдается усиление металлических свойств. 4.Восстановительная способность щелочных металлов увеличивается от лития к францию.

Высокая химическая активность щелочных металлов исключает возможность нахождения их в природе в свободном состоянии. Они встречаются в природе только в виде соединений. Наиболее распространенными щелочным металлом является натрий. Распространенность калия в 2 раза, а лития в 100 раз меньше, чем натрия. Натрий и калий открыты в 1807 году английским химиком Х. ДЭВИ. Из соединений натрия, имеющих важное промышленное значение, следует отметить: NaCl — поваренная соль (наиболее распространенное соединение Nа) Na2SO4 • 10 Н20 — глауберова соль, NaNO3 — чилийская селитра, Na2[AlF6] — криолит, NaB4O7 — бура. Калий в земной коре встречается в форме минералов: сильвин − KCl сильвинит − KCl • NaCl карналлит − KCl • MgCl2 • 6 H2O.

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

 Все щелочные металлы кристаллизуются в объемноцентрированной кубической решетке. На свежем срезе все щелочные металлы имеют белый цвет с серебристым металлическим блеском, который на воздухе быстро исчезает вследствие окисления кислородом воздуха. Поэтому все щелочные металлы хранят или под слоем керосина или в атмосфере инертного газа. Щелочные металлы являются лёгкими и пластичными — очень легко режутся ножом. Самым твердым является литий. Щелочные металлы имеют высокую электропроводность теплопроводность. Щелочные металлы (а также их соединения) окрашивают пламя в характерные цвета: литий − в малиновый, натрий − в желтый, калий − в фиолетовый, рубидий − в сиреневый, цезий − в фиолетово-синий. Электроны возбужденных атомов этих металлов, получив дополнительную энергию в результате нагревания, отдают ее в виде излучения квантов света.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА.

 По химическим свойствам щелочные металлы принадлежат к числу наиболее активных. Все щелочные металлы являются очень сильными восстановителями. В реакциях окисления они, теряя свой валентный электрон, превращаются в положительный однозарядный ион по схеме:

Ме – 1 ē Ме1+

Этим объясняется их очень высокая реакционная способность по отношению к электроотрицательным элементам и многим сложным веществам, содержащим подобные элементы.

1. При сгорании щелочных металлов в избытке кислорода образуется:

4 Li + O2 = 2 Li2O оксид лития, белого цвета

2 Na + O2 = Na2O2 пероксид натрия, белого цвета

K +O2 = KO2 надпероксид оранжево-желтого цвета

 Нормальные оксиды щелочных металлов (за исключением Li2O) могут быть получены только косвенным путем, например:

10 K + 2 KNO3 = 6 K2O + N2

1. С галогенами щелочные металлы реагируют весьма энергично с выделением большого количества теплоты:

2Na +Cl2 = 2 NaCl ; 2K + Cl2 = 2KCl

1. При повышении температурах щелочные металлы энергично взаимодействуют с серой, образуя сульфиды:

 2 Na +S = 2 Na2S

1. При слабом нагревании в атмосфере водорода

 2 Nа+ H2 = 2NaH

1. В ряду напряжений металлов щелочные металлы стоят до магния. Благодаря этому они легко окисляются ионом водорода воды, т.е. вытесняют водород в виде H2 …

2 Nа +2HОН = 2 NаОН + Н2↑

 2 К + 2 H2O = 2 КОН + Н2↑

реакция экзотермична, и за счет выделяющегося тепла может произойти воспламенение металла и водорода (K, Rb,Cs) . Реакция с натрием протекает менее интенсивно и сопровождается лишь плавлением металла на поверхности воды.

5) Натрий и калий, реагируя с ртутью, образуют амальгамы .

 СОЕДИНЕНИЯ НАТРИЯ И КАЛИЯ.

Оксиды натрия Nа2О — белого цвета. Оксид калия К2О — белого цвета или желтоватого цвета. Оксиды щелочных металлов энергично реагируют с водой, образуя соответствующие гидрооксиды:

 Nа2О + Н2О = 2NaОН К2О + Н2O = 2 КОН

Гидроксиды щелочных металлов — NаОН, КОН — это твердые кристаллические вещества белого цвета, гигроскопичны. Очень хорошо растворимы в воде с выделением большого количества теплоты, т. к. идет образование гидратов различного состава. Разъедают большинство соприкасающихся с ними материалов. Отсюда их часто употребляемое в практике название — едкие щелочи. В воде гидроксиды щелочных металлов полностью диссоциированы на ионы. Растворы их в воде обладают сильными щелочными свойствами. Соли щелочных металлов, если они не образованы окрашенными анионами, являются бесцветными соединениями. Большинство солей щелочных металлов являются типичными ионными соединениями Соли щелочных металлов и слабых кислот вследствие гидролиза показывают в растворе щелочную реакцию.

Способы получения натрия и калия

Натрий и калий получают электролизом расплавов их солей (хлоридов) и гидроксидов:

Кроме того, калий добывают при взаимодействии натрия с калия хлоридом (реакцию проводят в расплаве).

Химические свойства натрия и калия

1. Калий и натрий реагируют с простыми веществами:

• с кислородом воздуха при нормальных условиях, образуя натрий пероксид и надпероксид калия, поэтому эти металлы хранят под слоем керосина, так как они на воздухе энергично реагируют с кислородом:

2Na + O2 = Na2O2

Также образуется незначительное количество натрий оксида:

• с водородом, образуя гидриды; в гидридах степень окисления Водорода составляет -1:

2К + Н2 = 2КН

Гидриды легко разлагаются водой с выделением водорода:

• с галогенами, в их атмосфере (F2, Сl2 и паров Вr2) самовоспламеняются, образуя галогениды:

• с другими неметаллами - азотом, фосфором, серой - при нагревании:

2. Калий и натрий реагируют со сложными веществами:

• с водой при нормальных условиях энергично (со взрывом):

• с кислотами

**14.05. (лек.) Тема «p-элементы. Углерод»**

Главная подгруппа IV группы представлена р-элементами: C, Si, Ge, Sn, Pb. Наружный электронный слой:

ns2np2

валентность – II – IV

 степень окисления +2, -2 , +4, -4

-радиусы нейтральных атомов возрастают;

-ослабевают неметаллические и усиливаются металлические свойства;

Углерод среди всех элементов периодической системы Д.И. Менделеева занимает особое положение, он расположен между электроположительными и электроотрицательными:

Li → C → F

 1 2,5 4 – электроотрицательность.

Таким образом, углерод проявляет равновероятную склонность к отдаче и присоединению электронов.

Вместе со способностью образовывать ковалентные связи с другими элементами углерод обладает исключительным свойством, способность соединяться друг с другом практически в бесконечном числе, образуя разнообразные цепи из атомов.

**Физические свойства углерода.**

У углерода 5 аллотропных видоизменения – графит, алмаз, карбин, поликумулен и фуллерен. Графит и алмаз → природные модификации углерода.

**Алмаз** – бесцветный, «карбонадо» – совершенно черные алмазы в Бразилии, встречаются бледно-синие, светло-зеленые, желтые, коричневые, фиолетовые, прозрачные, сильно преломляющие кристаллы.

**Графит** – темно-серые кристаллы со слабым металлическим блеском, жирные на ощупь. Кристаллическая решетка состоит из бесконечно плоских параллельных слоев, образованных правильными шестиугольниками из атомов углерода.

**Химические свойства углерода.**

В химическом отношении углерод довольно инертен. Реакционная способность увеличивается с повышением температуры.

1. С простыми веществами:
2. 2C+O2(недостаток)↔2CO (при нагревании)

 C+O2↔CO2

1. Ca+2C→CaC2
2. С+3S(избыток)=CS2
3. C+2F2→CF4
4. C+2H2→CH4 (при температуре электрической дуги)
5. C+N2→C2N2+H2→2HCN
6. Si+C→SiC
7. Со сложными веществами:
8. 3C+4HNO3=3CO2+4NO+2H2O

**Кислородные соединения.**

СО – угарный газ – горит голубоватым пламенем. Угарный газ → бесцветный газ, без запаха, малорастворим в воде, ядовит (необратимо взаимодействует с гемоглобином крови), которая после этого утрачивает способность переносить кислород от легких к тканям.

**Получение:**

1. Zn+CO2→ZnO+CO↑
2. CO2+C→2CO

**В химическом отношении** угарный газ – сравнительно инертное вещество.

1. 2CO+O2−−→2CO2

СО2 – углекислый газ – продукт полного сгорания углерода, образуется при термическом разложении карбонатов.

**Получение**. В промышленности углекислый газ получают при обжиге известняка:

 СаСО3→СаО+СО2↑

В лаборатории: СаСО3+НСl→СаСl2+СО2↑+Н2О.

**Физические свойства.** Углекислый газ – бесцветный газ, в 1,5 раз тяжелее воздуха, растворим в воде. При сильном охлаждении кристаллизуется в виде белой снегообразной массы, который в спрессованном виде испаряетсямедленно, сильно понижая температуру окружающей среды → то есть «сухой лед», не горит и не поддерживает горение и дыхание.

**Химические свойства:**

1. CO2+Mg−−−−−−→2MgO+C

 **21.05. (лек.) Тема «p- элементы. Галогены»**

1. Общая характеристика элементов главной подгруппы VII группы периодической системы.

Элементы этой подгруппы называются галогенами (Г) – F, Cl, Br, I, At. Первые четыре элемента встречаются в природе, а **астат** получен искусственным путем и неустойчив (радиоактивен).

Рассматривая положение галогенов в периодической системе химических элементов видно, что в пределах каждого периода галогены являются наиболее электроотрицательными элементами, обладающими наибольшим сродством к электрону.

На внешней электронной оболочке у галогенов находятся 7 е-:

ns2np5 (где 2≤n≤6) n – номер периода.

Это элементы р-семейства.

При переходе от F к I у каждого последующего атома увеличивается число электронных оболочек на 1, причем предвнешние слои завершенные. Следовательно, переход от F к I сопровождается увеличением радиуса атома, max у йода. Все эти особенности в строении атома галогенов обуславливают их заметное сходство и общие тенденции в изменении химических свойств.

**1.** С возрастанием заряда ядра в ряду F – Cl – Br – I – At увеличиваются радиусы нейтральных атомов.

**2.** Все галогены – неметаллы, однако с увеличением заряда ядра от F до At неметаллические свойства ослабевают, а металлические свойства усиливаются, о чем свидетельствует

**3.** Поскольку у галогенов до завершения внутреннего электронного уровня и образования восьмиэлектронной оболочки недостает по одному электрону, и они характеризуются наибольшими среди всех элементов значениями сродства к электрону, следует ожидать, что наиболее типичными для галогенов должны быть соединения, в которых они проявляют **степень окисления -1**.

Этим и объясняется устойчивость галогеноводородов (НГ), чем кислородных соединений. С другой стороны, галогены способны проявлять степень окисления от +1 до +7 (за исключением фтора) в зависимости от количества образующихся при возбуждении атома неспаренных электронов.

Более устойчивы соединения, в которых положительная степень окисления у галогенов нечетная: +1, +3, +5, +7.

1. **Хлор.**

**История:** в 1772г. Шееле получил Cl2 – окислением соляной кислоты пиролюзитом, а 1810г. Дэви определил его как химический элемент.

**Минералы.** Никогда не встречается в свободном состоянии, только в связанном. Каменная соль – NaCl – хлорид натрия, сильвин – KCl, каинит – MgSO4•KCl•3H2O, карналит – KCl•MgCl2•6H2O. Морская вода содержит 0,8 – 2,5% NaCl.

**Получение:** в промышленности электролизом хлоридов щелочных металлов:

 электролиз

2NaCl−−−−−→2Na+Cl2 2Cl—2e-→Cl20↑ (A+)

расплав анод

 электролиз

NaCl+H2O−−−−−→NaOH+H2↑+Cl2↑

в лаборатории

1) способ Велдона 4HCl+MnO2==========MnCl2+2H2O+Cl2↑

2) процесс Дикона -1 0 кат.(CuCl2) -2 0

 4HCl+O2←−−−−−−→2H2O+2Cl2↑

3) CaOCl2+HCl→CaCl2+H2O+Cl2↑

**Физические свойства.** Молекулярный хлор (Cl2) – газ, желто-зеленого цвета с резким запахом, сильно действует на слизистую оболочку дыхательных путей, ядовит, 1л весит 3,220г.=>2,5раз тяжелее воздуха.

В продажу поступает в сжиженной форме в стальных цистернах.

**Химические свойства.** В высшей степени активный.

1) Энергично взаимодействует со многими элементами, кроме N2, O2, C/ непосредственно не взаимодействует, только обходным путем, образует с металлами и неметаллами – хлориды в степени окисления -1:

Me→2Na+Cl2=2NaCl

He→2P+3Cl2=2PCl3 (PCl5) **степень окисления -1**

H2+Cl2=2HCl (цепная)

С соединениями:

Cl2+H2O↔HCl+HClO

 H2S+Cl2→2HCl+S↓

3KOH+6Cl2−−→5KCl+KClO3+3H2O

1. Соединения хлора: хлороводород, хлориды, кислородные соединения хлора, их получение и свойства.

Хлороводород и соляная кислота.

**Получение:**

в лаборатории получают взаимодействием кристаллического хлорида натрия с концентрированной серной кислотой

 сильное нагревание

 и при обычных условиях

NaCl+H2SO4−−−−−−−−−−−−→NaHSO4+HCl↑

 тв. конц. 800°С при выс.t

NaCl+NaHSO4−−−−−−−→Na2SO4+HCl↑

2NaCl+H2SO4→Na2SO4+2HCl↑

**Физические свойства:**HCl – бесцветный газ (tпл= -1120С, tкип= -840С), на воздухе дымит вследствие образования с парами воды капелек тумана, легко растворим в воде.

**Химические свойства:**

**1)** Сухой хлороводород практически не взаимодействует с металлами, а при наличии влаги реакция с активными металлами протекает энергично. Раствор его в воде называется соляная кислота: сильно действует на все металлы в ряду напряжения металлов левее водорода:

Zn+HCl=ZnCl2+H2↑

Fe+HCl=FeCl2+H2↑

**2)** Соляная кислота, подобно другим сильным кислотам, энергично взаимодействует со многими оксидами, гидроксидами и солями:

CuO+2HCl=CuCl2+H2OCuO+2H+→Cu2++H2O,

Na2CO3+2HCl=2NaCl+CO2↑+H2O

**3)** Качественная реакция на Cl- -ион:

AgNO3+HCl=AgCl↓+HNO3

Ag++Cl-=AgCl↓ осадок белого цвета (творожистый).

**28.05. (лек.) Тема « d-элементы. Цинк»**

Во 2Б подгруппу входят цинк, кадмий, ртуть.

 Электронная конфигурация цинка - 3d4s2, ртути - 5d6s2. У этих

элементов d-подуровень стабилен и электронов не отдает и образование

связей осуществляется только за счет s-электронов.

 **Цинк**

Известные минералы: ZnS - цинковая обманка, ZnCO3 - карбонат цинка.

Во всех своих соединениях цинк проявляет степень окисления +2.

Окисляется (горит) при нагревании, во влажной среде образует основной карбонат цинка.

 Активно взаимодействует с галогенами, с серой при нагревании образует сульфид, а с фосфором - фосфид.

2Zn + O2 = 2ZnO

2Zn + O2 + CO2 + H2O = (ZnOH)2CO3

2Zn + Cl2 = ZnCl2

Zn + S = ZnS

 3Zn + 2P = Zn3P2

Растворяется в кислотах. Как амфотерный металл растворяется в щелочах.

Zn + 2HCl = ZnCl2 + H2

 4Zn + 5H2SO4 = 4ZnSO4 + H2S + 4H2O

4Zn + 10HNO3разб. = 4Zn(NO3)2 + NH4NO3 + 3H2O

Zn + 2NaOH + 2H2O = Na2[Zn(OH)4] + H2

Zn + 2NaOH = Na2ZnO2 + H2

с водородом не реагирует

с кислородом ZnO, во влажной среде

с галогенами ZnCl2, ZnBr2, ZnI2 ; с азотом и углеродом не взаимодействует

с фосфоромZn3P2 ; c серой ZnS

Цинк взаимодействует с водой не взаимодействует c солями вытесняет менее активные металлы

Соединения цинка

Оксид цинка - ZnO - белый порошок (основа цинковых белил).

Получают разложением основного карбоната цинка. Амфотерный оксид.

(ZnOH)2CO3 = 2ZnO + CO2 + H2O

ZnO + 2HCl = ZnCl2 + H2O

Гидроксид цинка - Zn(OH)2 - белое, малорастворимое в воде вещество.

Образуется при действии щелочей на соли цинка. Амфотерный

гидроксид.

ZnSO4 + 2KOH = Zn(OH)2 + K2SO4

Zn(OH)2 + H2SO4 = ZnSO4 + 2H2O

**Ртуть**

Единственный жидкий металл. Не взаимодействует с водой, азотом, углеродом, кислотами-неокислителями. При нагревании соединяется с кислородом, серой, хлором с образованием HgO, HgS, HgCl2. Растворяется только в кислотах-окислителях:

Hg + 2H2SO4конц. = HgSO4 + SO2 + 2H2O или

2Hg + 2H2SO4конц. = Hg2SO4 + SO2 + 2H2O

3Hg + 8HNO3разб. = 3Hg(NO3)2 + 2NO + 4H2O или

6Hg + 8HNO3разб. = 3Hg2(NO3)2 + 2NO + 4H2O

Соединения Hg+2 имеют небольшие окислительные свойства:

SnCl2 + HgCl2 = SnCl4 + Hg

 Zn + HgSO4 = ZnSO4 + Hg

**Практические занятия**

**07.05. (прак.) Тема «Основные классы неорганических соединений» (Контрольная работа)**

1. Дайте определение, что называется оксидами? Классификация оксидов?

2. Дайте определение, что называется гидроксидами? Классификация гидроксидов?

3. Дайте определение, что называется кислотами? Классификация кислот?

4. Дайте определение, что называется солями? Классификация солей?

5. Закончите уравнения реакций и проставьте коэффициенты:

С + O2 = …

Са + O2 = …

FeS2 + O2 = …+ …

SO2 + СаО = …

SO2 + NaOH = … + …

Na + Н2O = … + …

FeSO4 + NaOH = … +…

Fe(OH)2 + H2SO4 = …+ …

Al(OH)3 + HCl = … + …

Na2SiO3 + H2SO4 = …+ H2SiO3↓

H2 + Cl2 = …

Fe + HCl = …+ …

HCl + CuO = …+ …

HCl + Cu(OH)2 = …+ …

HCl + AgNO3 = AgCl↓ + …

 Cu + H2SO4 конц = CuSO4 +… + …

Cu + AgNO3 = …. + ….

CuCl2 + Ag2SO4 = … + …

CuSO4 + NaOH = …+ …

CuSO4 + H2S = …+ …

CuSO4 + BaCl2 = … + …

**14.05. (прак.) Тема «s- элементы. Щелочные металлы»**

**Доклады по следующим вопросам:**

1. История открытия Na, K.
2. Нахождения в природе Na, K.
3. Применение Na, K.
4. Биологическое значение Na.
5. Биологическое значение K.

**21.05. (прак.) Тема «p-элементы. Углерод »**

**1. Ответит на следующие вопросы:**

1.Круговорот углерода в природе.

2. Биологическая роль углерода.

3. Применение углерода и его соединений.

**2. Дописать следующие уравнения реакций и проставить коэффициенты:**

C+O2↔…

Ca+C→…

C+F2→…

C+H2→…

Si+C→…

C+HNO3=…+…+…

Zn+CO2→…+…

CO2+C→…

CO+O2→…

СаСО3→…+…

СаСО3+НСl→…+…+…

**8.05. (прак.) Тема «p- элементы. Галогены»**

**1. Ответит на следующие вопросы:**

1.Применение хлора.

2. Значение хлора.

**2. Дописать следующие уравнения реакций и проставить коэффициенты:**

NaCl+H2O→…+…+…

HCl+MnO2→…+…+

HCl+O2→…+…

CaOCl2+HCl→…+…+…

Na+Cl2=…

P+Cl2=….

H2+Cl2=…

Cl2+H2O↔…+…

H2S+Cl2→….+S↓

KOH+Cl2→…+…+…

NaCl+H2SO4→…+…

Zn+HCl=…+…

Fe+HCl=…+H2↑

CuO+HCl=…+…

Na2CO3+HCl=…+CO2↑+…

AgNO3+HCl=AgCl↓+….