**Отчет о проделанной работе с 01.06. – 21.06. 2020г. По дистанционному обучению по Химии преподаватель Багомедова Р.М.**

Все занятия по два часа

**С/Д 1 курс 1-4 группы лекции:**

02.06. 1-2 группа тема «Основные классы неорганических соединений. Кислоты. Соли».

02.06. 3-4 группа тема «Основные классы неорганических соединений. Кислоты. Соли».

09.06. 3-4 группа тема « Химия элементов. s- элементы. Щелочные металлы».

10.06. 1-2 группа тема «Химия элементов. s- элементы. Щелочные металлы».

27.05. 1-2 группа тема «Химия элементов. p-элементы. Углерод».

26.05. 3-4 группа тема «Химия элементов.p-элементы. Углерод».

**С/Д 1 курс 1-2 группы практические занятия:**

01.06. 2группа темы «Основные классы неорганических соединений. Оксиды. Основания»

01.06. 2группа тема «Основные классы неорганических соединений. Оксиды. Основания»

08.06. 1группа тема «Основные классы неорганических соединений. Кислоты. Соли» Контрольная работа

12.06. 2 группа тема «Основные классы неорганических соединений. Кислоты. Соли» Контрольная работа

Вопросы к дифференцированному зачету.

**С/Д 1 курс 1-4 группы лекции:**

**02.06. 1-2 группа тема «Основные классы неорганических соединений. Кислоты. Соли».**

**02.06. 3-4 группа тема «Основные классы неорганических соединений. Кислоты. Соли».**

**Кислоты**– сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка; кислоты – электролиты, образующие при диссоциации в качестве катионов только катионы водорода.

Номенклатура кислот и кислотных остатков:

 

Классификация кислот:

– одноосновные HCl

– двухосновные H2S

– трехосновные Н3PO4

– кислородсодержащие HNO3

– бескислородные HCl

Получение кислот

CO2 + Н2O = Н2CO3 (кромеSiO2)

Na2SiO3 + H2SO4 = Na2SO4 + H2SiO3↓

H2 + Cl2 = 2HCl

Химические свойства кислот

HCl → H+ + CI¯ (α =1) (лакмус – красный)

CH3COOH ↔ CH3COO¯ + H+ (α << 1)

Fe + 2HCl = FeCl2 + H2 (металл в ряду напряжений до Н)

Cu + HCl ≠ (не идет, металл в ряду напряжений после Н)

2HCl + CuO = CuCl2 + Н2O

2HCl + Cu(OH)2 = CuCl2 + 2Н2O

2HCl + ZnO = ZnCl2 + Н2O

3HCl + Al(OH)3 = AlCl3 + 3Н2O

2HCl + Na2CO3 = 2NaCl + H2O + CO2↑ (выделяется газ)

HCl + AgNO3 = AgCl↓ + HNO3 (образуется осадок)

**Соли** – сложные вещества, состоящие из атомов металла и кислотного остатка.

**Соли** – электролиты, образующие при диссоциации катионы металла или аммония и анионы кислотного остатка.

Номенклатура солей

Na2HPO4 – гидрофосфат натрия

Са(Н2PO4)2 – дигидрофосфат кальция

AlOHSO4 – гидроксид сульфат алюминия

KMgF3 – фторид калия магния

NaCl • NaF – фторид хлорид натрия

NaNH4HPO4 – гидрофосфат аммония натрия

Na2[Zn(OH)4] – тетрагидроксоцинкат натрия

Классификация солей

– средние – MgCl2, Na3PO4

– кислые – Na2HPO4, Ca(H2PO4)2

– основные – MgOHCl, (Al(OH)2)2SO4

– смешанные – NaCl • NaF, CaBrCl

– двойные – KMgF3, KAl(SO4)2

– комплексные – Na2[Zn(OH)4], K3[Cr(OH)6]

– кристаллогидраты – CuSO4 • 5H2O

Получение солей (на примере получения CuS04)

Cu + 2H2SO4 конц = CuSO4 + SO2 + 2H2O

Cu + 2AgNO3 = Cu(NO3)2 + 2Ag

CuO + H2SO4 = CuSO4 + H2O

CuO + SO3 = CuSO4

Cu(OH)2 + H2SO4 = CuSO4 + 2H2O

CuCO3 + H2SO4 = CuSO4 + H2O + CO2

CuCl2 + Ag2SO4 = CuSO4 + 2AgCl↓

Химические свойства солей

NaHCO3 → Na+ + HCO3¯ (α = 1)

HCO3¯ ↔ H+ + CO32- (α<< 1)

MgOHCl → MgOH+ + CI¯ (α = 1)

MgOH+ ↔ Mg2+ + OH¯ (α<< 1)

NaHSO4 → Na+ + Н+ + SO4¯ (α = 1)

CuSO4 + Fe = Cu + FeSO4 (Fe до Cu в ряду напряжений)

Pb + ZnCl2 ≠ (Pb после Zn в ряду напряжений)

CuSO4 + 2NaOH = Cu(OH)2↓ + Na2SO4(осадок)

CuSO4 + H2S = CuS↓ + H2SO4 (осадок)

CuSO4 + BaCl2 = BaSO4↓ + CuCl2 (осадок)

*Разложение некоторых солей при нагревании*

Ca(HCO3)2 →*t*→ CaCO3↓ + H2O + CO2 (при кипячении воды)

CaCO3 →*t*→ CaO + CO2 (роме устойчивых карбонатов щелочных металлов)

2NaNO3 →*t*→ 2NaNO2 + O2 (металл до Mg в ряду напряжений)

2Pb(NO3)2 →*t*→ 2РbO + 4NO2 + O2 (металл от Mg до Cu в ряду напряжений)

2AgNO3 →*t*→ 2Ag + 2NO2 + O2 (металл после Cu в ряду напряжений)

NH4Cl →*t*→ NH3 + HCl (при охлаждении идет в противоположном направлении)

NH4NO3 →*t*→ N2O + 2Н2O (получение «веселящего» газа)

NH4NO2 →*t*→ N2 + 2H2O (получение азота в лаборатории)

(NH4)2Cr2O7 →*t*→ N2 + Cr2O3 + 4Н2O (реакция «вулкан»)

4KClO3 →*400 °C*→ KCl + 3KClO4

2KClO3 →*t, MnO4*→ 2KCl + 3O2

2КMnO4 →*t*→ К2MnO4 + MnO2 + O2

Связь между классами соединений

Металл ↔ основный оксид ↔ основание ↔ соль

Неметалл ↔ кислотный оксид ↔ кислота ↔ соль

**09.06. 3-4 группа тема « Химия элементов. s- элементы. Щелочные металлы».**

**10.06. 1-2 группа тема «Химия элементов. 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

**27.05. 1-2 группа тема «Химия элементов. p-элементы. Углерод».**

**26.05. 3-4 группа тема «Химия элементов. 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:**

CO2+Mg−−−−−−→2MgO+C

**С/Д 1 курс 1-2 группы практические занятия:**

**01.06. 2группа темы «Основные классы неорганических соединений. Оксиды. Основания»**

**01.06. 1группа тема «Основные классы неорганических соединений. Оксиды. Основания»**

**Ответит на следующие вопросы:**

1. Классификация оксидов?
2. Номенклатура оксидов?
3. Способы получения оксидов?
4. Химические свойства оксидов?
5. Классификация оснований?
6. Номенклатура оснований?
7. Способы получения оснований?
8. Химические свойства оснований?

**08.06. 1группа тема «Основные классы неорганических соединений»**

**12.06. 2 группа тема «Основные классы неорганических соединений»**

**«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 = … + …

**Вопросы для дифференцированного зачета по « Химии » для отделения «Сестринское дело»**

1. История развития органической химии.
2. Роль отечественных и зарубежных ученных в становлении органической химии.
3. Значение органической химии в жизни общества.
4. Роль органической химии для фармацевтического производства.
5. Теория строения органических соединений А. М. Бутлерова и ее основные положения.
6. Классификация органических соединений.
7. Органическая химия – наука об углеводородах и их производных.
8. Классификация реакций в органической химии.
9. Основы номенклатуры органических веществ.
10. Изомерия.
11. Углеводороды общая характеристика.
12. Углеводороды классификация, представители.
13. Углеводороды номенклатура, изомерия.
14. Углеводороды физические и химические свойства.
15. Углеводороды способы получения и применения.
16. Кислородсодержащие органические соединения общая характеристика.
17. Кислородсодержащие соединения классификация, представители.
18. Кислородсодержащие соединения номенклатура, изомерия.
19. Кислородсодержащие соединения физические и химические свойства.
20. Кислородсодержащие соединения способы получения и применения.
21. Азотсодержащие соединения общая характеристика.
22. Азотсодержащие соединения классификация и представители.
23. Азотсодержащие соединения номенклатура, изомерия.
24. Азотсодержащие соединения физические и химические свойства.
25. Азотсодержащие соединения способы получения и применения.
26. Ферменты, гормоны классификация и свойства.
27. Лекарства, витамины классификация и свойства.
28. Волокна. Искусственные и синтетические.
29. Каучуки, пластмассы.
30. Соства веществ. Смеси веществ.
31. Агрегатные состояние веществ.
32. Строение атома.
33. П.З. и П.С. Д.И.Менделеева.
34. Строение веществ.
35. Полимеры.
36. Неорганические и органические полимеры.
37. Дисперсные системы.
38. Химические реакции.
39. Растворы.
40. Теория электролитической диссоциации.
41. Окислительно – восстановительные реакции.
42. Электролиз.
43. Классификация веществ.
44. Простые и сложные вещества.
45. Основные классы неорганических соединений.
46. Химия элементов.
47. Общая характеристика и химические свойства неметаллов.
48. Общая характеристика и химические свойства металлов.
49. Минеральные удобрения.
50. Химия в жизни общества.