**Конспект объясняющего модуля**

**Химические свойства основных классов неорганических соединений в свете представлений об электролитической диссоциации и окислительно-восстановительных реакциях**

При диссоциации в водном растворе кислоты образуют катион водорода и анион кислотного остатка. Следовательно, меняют окраску индикаторов: лакмус на красный, метилоранжевый на розовый.

Кислоты могут взаимодействовать:

1. Металлами, стоящими в ряду электрохимического напряжения металлов до водорода, образуя соль и выделяя водород (причем кислота и образующаяся соль должны быть растворимыми)

Н2SO4 + Mg → MgSO4 + Н2↑

2Н+ + Mg0 → Mg2+ + Н20

2. Основными и амфотерными оксидами, образуя соль и воду

2HCl + CaO → CaCl2 + H2O

2H+ + CaO → Ca2+ + H2O

3. С основаниями и амфотерными гидроксидами, образуя соль и воду

HNO3 + NaOH → NaNO3 + H2O

OH- + H+ → H2O

4. С солями, образуя новую кислоты и новую соль, если при этом происходит выпадение осадка или выделение газа

2HCl + K2SiO3 → H2SiO3↓ + 2KCl

2H+ + SiO32- → H2SiO3↓

С позиции ОВР кислоты могут выступать окислителями в реакции с металлами за счет иона водорода, который принимает два электрона и переходит в молекулярный водород. Также кислоты могут быть восстановителями за счет аниона, если степень окисления его атома минимальная, например, восстановительными свойствами может обладать соляная кислота за счет хлорид-аниона. В реакциях с окислителями он будет отдавать электроны. Например, в реакции с оксидом марганца +4 соляная кислота выступает в роли восстановителя. Также кислоты могут быть окислителями за счет аниона, если степень окисления его атома максимальная, например, окислительными свойствами может обладать азотная кислота за счет нитрат-аниона, так как степень окисления азота в ней максимальная и равна +5. В реакциях он будет отдавать электроны. Например, в реакции с углеродом, азотная кислота выступает в роли окислителя. Если центральный элемент в кислотном остатке находится в промежуточной степени окисления, то такая кислота в химических реакциях может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

Следующий класс веществ – основания. При диссоциации в водном растворе они образуют катион металла (или катион аммония) и гидроксид-ион. Следовательно, меняют окраску индикаторов: лакмус на синий, метилоранжевый на желтый и фенолфталеин на малиновый. С позиции теории электролитической диссоциации свойства оснований зависят от их растворимости. Так, растворимые основания (щелочи) будут взаимодействовать: 1. С кислотными и амфотерными оксидами, образуя соль и воду 2. С кислотами, образуя соль и воду 3. С растворимыми солями, образуя новое основание и новую соль, если при этом одно из образующихся веществ выпадает в осадок или выделяется в виде газа. Нерастворимые основания могут взаимодействовать только с растворимыми кислотами и разлагаться при нагревании

Если металл, входящий в состав основания, находится не в максимальной степени окисления, то такое основание может вступать в окислительно-восстановительную реакцию, где основание будет проявлять восстановительные свойства. Например, в гидроксиде железа два ион железа имеет степень окисления +2 следовательно, он может окисляться в степень окисления +3 кислородом в присутствии воды

Следующий класс веществ – соли. При диссоциации в водных растворах они образуют катион металла (или катион аммония) и анион кислотного остатка. С позиции теории электролитической диссоциации они могут взаимодействовать. 1. С металлами, причем металл, стоящий в ряду напряжений левее, вытесняет металл, стоящий правее 2. С кислотами, образуя новую кислоту и новую соль 3. С щелочами, образуя новое основание и новую соль 4. С растворимыми солями, образуя две новых соли. Последние три реакции протекают только в том случае, если выпадает осадок или образуется газ.