Лабораторная работа № 1. Классы неорганических соединений

Цель работы: ознакомиться с классами неорганических соединений, способами их получения и химическими свойствами.

1 Теоретическаяая часть

Сложные вещества в неорганической химии разделяются на четыре класса. Это оксиды, основания, кислоты и соли.

Оксиды - сложные вещества, состоящие из двух видов химических элементов, один из которых обязательно кислород. Оксиды подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие. К несолеобразующим относятся- N_2O, NO, CO, SiO. Все остальные оксиды относятся к солеобразующим и по химическим свойствам делятся на основные, амфотерные и кислотные.

Имеются три основных способа получения оксидов:

1) соединение простого вещества с кислородом

$C + O_2 = CO_2$;

2) горение сложных веществ

$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$;

3) разложение при нагревании кислородных соединений: карбонатов, нитратов, оснований, кислот:

$2Ca(NO_3)_2 = 2CaO + 4NO_2 + O_2$;

$2Fe(OH)_3 = Fe_2O_3 + 3H_2O$;

$H_2CO_3 = CO_2 + H_2O$.

Все оксиды неметаллов, кроме несолеобразующих, имеют кислотные свойства: SO_2, SO_3, CO_2, P_2O_3, P_2O_5.

Оксиды металлов с окислительным числом (о.ч.) +1, +2 обладают, как правило, основными свойствами, например, Na_2O, FeO, CaO, NiO, CuO (исключение составляют BeO, ZnO, PbO- амфотерные оксиды); с окислительным числом +3, +4 обладают, как правило, амфотерными свойствами, например, Cr_2O_3, Al_2O_3, SnO_2, PbO_2 (исключение составляют Fe_2O_3, Ni_2O_3, Co_2O_3- основные оксиды); с окислительным числом +5 и более обладают кислотными свойствами, например, MnO_3, Mn_2O_7, CrO_3, V_2O_5 и др.

Амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами, кислотными оксидами, проявляя при этом основные свойства, а с основными оксидами и основаниями взаимодействуют, проявляя кислотные свойства. Продукты взаимодействия оксидов с водой называются гидроксидами. Всем солеобразующим оксидам соответствуют гидроксиды. Основным оксидам - основания, амфотерным - амфотерные гидроксиды, кислотным оксидам – кислоты.

Основания - это сложные вещества, состоящие из анионов гидроксогрупп (OH^-) и катионов металлов. Число групп OH^- в основании определяет кислотность основания. Если в составе основания имеется одна группа OH^- - это однокислотное основание, несколько групп OH^- - многокислотное основание. Растворимые в воде основания называются щелочами (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, $Ca(OH)_2$ и др**.).**

Все остальные основания нерастворимы в воде.

Амфотерными гидроксидами называются гидраты амфотерных оксидов. Они взаимодействуют как с кислотами, так и с основаниями. Амфотерные гидроксиды обычно нерастворимы в воде:

$A1(OH)_3 + 3HCI = AlCl_3 + 3H_2O$;

$A1(OH)_3 + NaOH = Na[Al(OH)_4]$.

Кислоты - это сложные вещества, состоящие из катионов только водорода (H^+), способных замещаться только на металл, и анионов кислотного остатка. По составу различают кислородсодержащие (HNO_3, H_2SO_4, H_2CO_3 и др.) и бескислородные (HCl, H_2S и др.) кислоты. Основность кислоты определяется числом атомов водорода в кислоте: HC1 - одноосновная кислота, H_2SO_4 - двухосновная кислота.

Соль - это сложное вещество, состоящее из атома металла и кислотного остатка. В зависимости от кислотности основания и основности кислот при их взаимодействии образуются средние или нормальные соли, не содержащие ионов H+ и OH^-, основные или гидрооксосоли, содержащие OH^- группы, кислые или гидросоли, содержащие ион H^+. Гидросолью или кислой солью называют продукт неполного замещения атомов водорода в многоосновной кислоте на металл. Гидрооксосолью или основной солью называют продукт неполного замещения гидрооксогрупп в многокислотном основании на кислотный остаток.

Получение солей

1. Взаимодействие основных оксидов с кислотами:

CaO	$+ CO_2$	$= CaCO_3$
основной оксид	кислотный оксид	средняя соль.

2. Взаимодействие оксидов и гидроксидов:

$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4$

основной оксид — кислота — средняя соль

$Na_2O + Zn(OH)_2 = Na_2ZnO_2 + H_2O$

основной оксид — амфотерный гидроксид — средняя соль

$SO_3 + Zn(OH)_2 = ZnSO_4 + H_2O$

кислотный оксид — амфотерный гидроксид — средняя соль

3. Взаимодействие гидроксидов:

$2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O$

основание — кислота — средняя соль .

$2NaOH + Zn(OH)_2 = Na_2ZnO_2 + H_2O$

основание — амфотерный гидроксид. — средняя соль

4. Получение кислых и основных солей:

$H_3PO_4 + NaOH = NaH_2PO_4 + H_2O$

многоосновная кислота — основание — гидросоль — вода .

$Cu(OH)_2 + HCl = CuOHCl + H_2O$

многокислотное основание — одноосновная кислота — гидроксосоль — вода

$Zn(OH)_2 + HCl = ZnOHCl + H_2O$

амфотерный гидроксид — одноосновная кислота . — гидроксосоль — вода

$Zn(OH)_2 + NaOH = NaHZnO_2 + H_2O$

амфотерный гидроксид — основание — гидросоль — вода

2 Экспериментальная часть

2.1 Гидратация основных оксидов (групповой опыт).

В пробирку, наполненную на 1/4 негашенной известью (CaO), добавьте воду. Оксид кальция заметно впитывает воду, затем начинается реакция, идущая с сильным разогревом. Напишите уравнение реакции. Полученный гидроксид оставьте для опыта 2.7.

2.2 Взаимодействие основного оксида с кислотой.

В пробирку к небольшому количеству оксида меди (II) (один микрошпатель) прибавьте разбавленной соляной или серной кислоты. Пробирку нагрейте на спиртовке. Изменение окраски раствора показывает, что образовалась растворимая в воде соль меди. Запишите уравнение реакции.

2.3 Взаимодействие кислотного оксида с основанием (групповой опыт).

Заполните сухую колбу оксидом углерода (IУ), полученным из аппарата Киппа. Конец газоотводной трубки опустите в сосуд с водой. Газоотводную трубку плотно закройте зажимом, откройте пробку и в колбу засыпьте 2-3 г измельченной щелочи (NaOH или KOH). Закройте колбу плотно пробкой и встряхните. Что происходит? Запишите уравнение реакции. Для доказательства взаимодействия углекислого газа со щелочью конец газоотводной трубки опустите в воду и откройте зажим. Вода энергично засасывается в колбу. Дайте объяснение наблюдаемому эффекту.

2.4 Получение нерастворимого основания.

Внесите в пробирку по 3-4 капли раствора сульфата меди (II) и раствора щелочи с эквивалентной концентрацией 2 моль/л. Напишите уравнение реакции. Осадок полученного гидроксида меди оставьте для опыта 2.6.

2.5 Получение амфотерного гидроксида.

Налейте в две пробирки по 3-4 капли раствора соли цинка, а в две другие - столько же раствора соли кадмия. В каждую пробирку добавьте по каплям раствора едкой щелочи концентрацией 2 моль/л до появления белых студенистых осадков гидроксидов. Испытайте отношение полученных гидроксидов к кислотам и щелочам. Напишите уравнения всех шести реакций.

2.6 Получение средней соли.

К осадку гидроксида меди из опыта 2.4 прибавьте 5-6 капель раствора серной кислоты эквивалентной концентрацией 2 моль/л. Напишите уравнение реакции.

2.7 Получение кислой соли.

Наполните пробирку на 1/3 объема известковой воды из опыта 2.1 и пропускайте в нее диоксид углерода. Отметьте появление осадка карбоната кальция. Продолжайте пропускать диоксид углерода до растворения осадка. Напишите уравнение реакции.

2.8 Получение основной соли.

В пробирку с 2-3 каплями сульфата меди (II) прибавьте такое же количество раствора соды. Наблюдайте выпадение осадка карбоната гидроксомеди зелено-голубого цвета $(CuOH)_2CO_3$. Почему при взаимодействии солей меди с раствором соды не выпадает осадок карбоната меди? Напишите уравнение реакции взаимодействия меди с содой при участии воды.

3 Контрольные вопросы

1. Какое основание является наиболее сильным?

2. Какие из указанных газов: H_2S, H_2, Cl_2, CO_2 - будут поглощаться при пропускании их через раствор едкого натрия? Напишите уравнения соответствующих реакций.

3. Объясните, почему при пропускании диоксида углерода через раствор хлора или нитрата кальция осадок карбоната не образуется, а при действии диоксида углерода на известковую воду – выпадает осадок.

4. К раствору, содержащему соли кальция, бериллия, магния, добавили избыток раствора едкого натрия. Напишите уравнения реакций.

5. Как практически убедиться в амфотерных свойствах гидроксида алюминия? Напишите уравнения соответствующих реакций.

6. При действии избытка гидроксида калия и гидроксида аммония на раствор сульфата алюминия выпавший вначале осадок сохраняется только в одном случае. Укажите, в каком именно. Напишите уравнения реакций.