государственное бюджетное профессиональное образовательное учреждение

«Златоустовский индустриальный колледж им. П.П.Аносова»

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ**

для проведения лабораторных работ

по дисциплине Химия

для студентов специальности

23.02.03 « Техническое обслуживание и ремонт автомобильного транспорта»

13.02.11 «Техническая эксплуатация и обслуживание электрического и электромеханического оборудования (по отраслям) »

15.02.08. «Технология машиностроения»

09.02.03 « Программирование в компьютерных системах»

Методические указания для проведения лабораторных работ

по дисциплине­­­­­­­­­­­­­­­­­­­­­ химия

для студентов специальности:

13.02.11 -«Техническая эксплуатация и обслуживание электрического и электромеханического оборудования (по отраслям)»,

15.02.08 - «Технология машиностроения»,

09.02.03 - «Программирование в компьютерных системах»,

23.02.03-«Техническое обслуживание и ремонт автомобильного транспорта»

Составитель: Ширяева Е.А., преподаватель химии, биологии

Рекомендовано к использованию решением методического советаГБПОУ «ЗлатИКим.П.П. Аносова»

(протокол № от 03.09.2015)

Пояснительная записка

Практические занятия и лабораторные работы- важнейшая составная часть обучения химии. Методические указания по выполнению лабораторных работ по химии разработаны в соответствии с программой учебной дисциплины «химия».

Содержание методических указаний по выполнению практических занятий и лабораторных работ по химии соответствует требованиям ФГОС среднего общего образования в соответствии с Рекомендациями по организации получения среднего общего образования в переделах освоения образовательных программ СПО с учётом требований ФГОС и получаемой специальности (письмо Департамента государственной политики в сфере подготовки рабочих кадров и ДПО Минобрнауки России от 17.03.2015 №06-259).

По учебному плану в соответствии в соответствии с программой на изучении химии студентами предусмотрено всего 78 часов аудиторных занятий, практических и лабораторных занятий 20 часов.

Тематика лабораторных и практических работ охватывает основные разделы учебной дисциплины химия и направлена в первую очередь на закрепление и проверку полученных студентами знаний.

Руководство включает 12 лабораторных работ. В программе же предусмотрено 10 обязательных работ, лабораторные работы выполняются пробирочным методом, выбор работ регулируется преподавателем в зависимости от возможностей лаборатории (наличия реактивов, приборов), уровня знаний студентов и от специальностей СПО.

Для успешного выполнения лабораторных работ нужно иметь всё необходимое оборудование и реактивы, перечень которых представлен в каждой работе. В описании практических занятий и лабораторных работ указан алгоритм их проведения.

Выполнение лабораторных работ направлены на формирование у студентов следующих умений и навыков:

1. выполнять химический эксперимент по распознаванию важнейших неорганических и органических веществ, получению конкретных веществ, относящихся к изученным классам химических соединений;
2. проводить расчёты по химическим формулам и уравне­ниям реакций и написанием химических формул и уравнений;
3. осуществлять самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (справочных, научных и научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов интернета);
4. использовать приобретённые знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни.

В лабораторных работах уделено внимание вопросам, которые находят применение в будущей профессиональной деятельности студентов. Учебная дисциплина «Химия» является связующим звеном между общеобразовательными и общетехническими дисциплинами. При выполнении лабораторных работ необходимо соблюдать единство терминологии и обозначений в соответствии с действующими стандартами, применять обозначения Международной системы единиц измерений(СИ).

Методические указания к лабораторным занятиям рекомендуются преподавателям, студентам дневного обучения по специальностям СПО.

Перечень лабораторных работ:

Л.Р.№1 Реакции ионного обмена;

Л.Р.№2 Классы неорганических веществ

Л.Р.№3 Гидролиз солей;

Л.Р.№4 Генетическая связь между классами неорганических веществ;

Л.Р. №5 Химическое равновесие и способы его смещения;

Л.Р. №6 Окислительно-восстановительные реакции

Л.Р.№7 Общая характеристика металлов

Л.Р. №8 Химические свойства щёлочно-земельных металлов;

Л.Р. №9 Определение анионов солей в растворах.

Л.Р.№10 Решение экспериментальных задач по неорганической химии;

Л.Р.№11 Распознавание пластмасс и химических волокон;

Л.Р.№12 Экспериментальные задачи по распознаванию органических веществ

**Общая часть**

Лабораторные работы должны проводиться осознанно, а не механически. Перед каждым лабораторным занятием студент должен дома изучить параграф учебника по соответствующей теме. Непосредственно перед работой ознакомиться с теоретическим введением и прочитать описание техники выполнения предстоящей работы.

Работа с химическими реактивами требует от студентов неукоснительного соблюдения техники безопасности и аккуратности. Небрежное выполнение даже самых обычных химических операций может привести к тяжёлым несчастным случаям.

**Рабочее место.**

За каждым работающим в лаборатории закрепляется место у стола. Во время работы на столе должны находиться только необходимые приборы. Реактивы и отчёт. В течение всей работы следует поддерживать порядок и чистоту на рабочем месте. В случае загрязнения стола его необходимо вытереть.

Перед началом каждого занятия реактивы и оборудования студенты сами получают у лаборанта или их обеспечивает дежурный.

В ходе работы нужно бережно расходовать материалы, реактивы, воду.

Для опытов следует брать минимальное количество веществ, что обусловлено не только экономией, но и опасностью загрязнения излишними отходами окружающей среды. Неизрасходованные реактивы не всыпаются и не вливаются обратно в те сосуды, откуда они взяты, и выбрасываются, так как это исключает возможность загрязнения реактива. Сказанное не относиться к дорогим реактивам, все остатки которых сливаются в специальные сосуды, находящиеся у лаборанта.

**Составление отчёта к лабораторным работам.**

Записи в отчёте должны быть аккуратно выполнены, а составлен отчёт так, чтобы химик, не знакомый с данной работой, прочитав её, мог ясно представить себе, как проводились опыты, что в них наблюдалось и к каким выводам пришёл экспериментировавший.

Отчёт должен включать в себя следующие обязательные части:

1. дату;
2. номер и наименование темы лабораторной или практической работы; цель работы, оборудование и реактивы;
3. номер и название опыта;
4. краткое описание опыта;
5. условия проведения, количество реактивов;
6. описание всех наблюдаемых изменений (образование осадка, изменение цвета раствора, или осадка, выделение или поглощение теплоты, газообразование и т.д.);
7. химизм процесса (условия протекания химических реакций,химические уравнения в молекулярном и ионном виде, электронный баланс для окислительно-восстановительных реакций и т.д.);
8. выводы к каждому опыту
9. общий вывод к выполненной лабораторной работе;
10. ответы на контрольные вопросы.

По окончании каждой работы студент должен представить отчёт преподавателю для проверки и подписи.

**Зачёт по лабораторным работам.**

Выполнив все лабораторные работы, предусмотренные программой, студент сдаёт зачёт.

**При сдаче зачёта студен должен знать/уметь:**

1. Необходимые требования к технике безопасности при проведения лабораторных работ;
2. Изложить технику выполнения опытов;
3. Дать теоретическое объяснение результатов опытов;
4. Составлять молекулярные и ионные уравнения реакций обмена;
5. Составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций;

После сдачи зачёта лабораторные работы подшиваются к титульному листу установленного образца и сдаются преподавателю.

**Оценивание работы студентов.**

Оценка ставиться на основании наблюдения за учащимися и письменного отчёта за работу:

**Оценка «5»**- работа выполнена полностью и правильно сделаны наблюдения и выводы, правильно составлены химические уравнения, правильно и грамотно произведены расчёты, если требуется в лабораторной работе, правильно выполнено контрольное задание,

-эксперимент осуществлён по плану с учётом техники безопасности и правил работ с веществами и оборудованием;

-проявлены организационно-трудовые умения (поддерживаются чистота рабочего места и порядок на столе, экономно используется реактив);

**Оценка «4»**-работа выполнена полностью и правильно сделаны наблюдения и выводы, но при этом эксперимент проведён не полностью или допущены несущественные ошибки в работе с веществами и оборудованием, или отсутствует контрольное задание или выполнено не полностью;

**Оценка «3»**-работа выполнена не менее чем на половину или допущена существенная ошибка в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, в соблюдении правил техники безопасности при работе с веществами и оборудованием, которая исправляется по требованию преподавателя;

**Оценка «2»**-допущены две (и более) существенные ошибки в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, в соблюдении правил техники безопасности по работе с веществами и оборудованием, которые студент не может исправить по требованию преподавателя.

**Специальная часть.**

Обращение с реактивами:

1. внимательно прочесть надпись на этикетке, прежде чем взять вещество;
2. реактивы не пробовать на вкус, так большинство из них ядовиты;
3. Взяв для проведения опыта раствор и з склянки, надо сразу же закрыть её пробкой и поставить на место;
4. Нельзя брать реактивы общего пользования своим шпателем или своей пипеткой;
5. Реактив оставшийся не использованным, нельзя выливать обратно в склянку, из которой он был взят;
6. Нельзя брать реактивы с соседних столов;
7. Реактивы общего пользования нельзя уносить на свои рабочие места

В лаборатории запрещается:

-принимать пищу, курить;

-проводить незапланированные опыты без разрешения преподавателя

-громко разговаривать, если нужно обратиться к товарищу, находящемуся далеко, следует к нему подойти.

Правила техники безопасности при подготовке и проведении лабораторных работ:

1. Категорически запрещается ставить склянки с реактивами на книги и тетрадь;
2. Все опыты с ядовитыми неприятно пахнущими веществами проводить в вытяжном шкафу или при включенной вентиляции;
3. При работе следить за тем, чтобы реактивы (особенно кислоты и щёлочи) не попадали на лицо, руки и одежду;
4. Наливая раствор, необходимо держать пробирку и склянку на некотором отдалении от себя во избежание попадания жидкости на платье или обувь;
5. При нагревании жидкости держать пробирку отверстием в сторону от себя и людей, находящихся рядом;
6. Не приближать лицо к сосуду, в котором нагревается жидкость, так как при кипении жидкости может произойти разбрызгивание её;
7. При распознавании выделяющегося газа по запаху нужно нюхать газ только издали, направляя его струю движением руки от сосуда к себе;
8. При работе с газоотводной трубкой убирать горелку из-под пробирки с реакционной смесью можно лишь тогда, когда конец газоотводной трубки, опущенный в жидкость удалён из неё. Если убрать горелку преждевременно, то жидкость засосёт в реакционную пробирку и может произойти её разбрызгивание;
9. В лаборантской комнате должен быть огнетушитель, ящик с песком, аптечка с медикаментами.
10. Держать подальше от огня легковоспламеняющегося вещества, как: эфир, бензин, спирт, бензол и др. Если воспламенение этих веществ произошло, надо немедленно покрыть пламя асбестом или засыпать песком.
11. Спиртовку нельзя зажигать, наклоняя её к другой горящей спиртовке; гасить спиртовку, накрывая её сверху колпачком.
12. После работы с ядовитыми солями, содержащими ртуть, мышьяк, барий, свинец и др. тщательно вымыть руки.
13. После опытов отработанные концентрированные кислоты выливать не в раковину, а в специальные банки, стоящие в вытяжном шкафу.
14. Нельзя работать с поврежденной посудой, имеющей трещины или пропавшие осколки.
15. Целесообразно применение защитной одежды (халаты, фартуки) и вспомогательных средств (резиновые пальчики, зажимы, щипцы).
16. В случае возникновения пожара в лаборатории немедленно вызвать пожарную охрану. До прибытия пожарных гасить огонь песком, огнетушителем или водой.
17. В случае ожога лица, рук кислотой или щелочью необходимо оказать пострадавшему первую помощь и направить к врачу.

Первая помощь при несчастных случаях в лаборатории:

1. При ранении стеклом убедиться, что в ранке не осталось стекла, быстро протереть ранку ваткой, смоченной спиртом, смазать йодом и забинтовать.
2. При термических ожогах: если ожог слабый – охладить под струей водопроводной воды. Сильные ожоги закрыть стерильной марлей. Не применять мазей и масла, не вскрывать пузырь!
3. При химических ожогах кожи обожжённый участок промыть сильной струей воды (≈5 мин). После этого при ожогах щелочами промыть 3% раствором уксуса, а при ожогах кислотами – 3% раствором гидрокарбоната натрия. Ожоги от брома обильно промыть бензолом. При попадании кислот или щелочи в глаза необходимо промыть их большим количеством воды, а затем:

при попадании кислоты – промыть разбавленным раствором питьевой соды;

при попадании щелочи – 1% раствором борной кислоты.

1. Если необходимо, то пострадавшего после оказания первой помощи немедленно доставить в медпункт или в поликлинику.

**Аптечка для оказания первой помощи в лаборатории:**

1. Бинты
2. Гигроскопическая вата
3. Лейкопластырь
4. Йод,3% спиртовой раствор
5. Резиновая трубка(жгут) длиной 40-50 см.
6. Стеклянная ванночка для промывания глаз
7. Пипетка
8. Пинцет
9. Мензурка для приёма лекарств
10. Перманганат калия, 2%раствор
11. Гидрокарбонат натрия,1% раствор
12. Уксусная кислота, 1%раствор
13. Борная кислота, 2% раствор
14. Глицерин
15. Вазелин
16. Мазь Вишневского
17. Эфировалериановые капли
18. Нашатырный спирт (10% раствор аммиака)
19. Этиловый спирт

**Лабораторная работа №1**

**Реакции ионного обмена.**

**Домашняя подготовка:** Хомченко §5.8 стр 92-94

**Теоретическое введение:**

Согласно теории электролитической диссоциации, ре­акции в растворах электролитов происходят не между молекулами, а между ионами, на которые диссоциируют молекулы электролита. Большинство этих реакции от­носится к типу так называемых реакций обмена*,* сущ­ность которых сводится к соединению ионов в молекулы новых веществ.

Соединение ионов может произойти лишь в том слу­чае, если образующееся вещество трудно растворимо или является слабым электролитом. Поэтому необходимым условием протекания реакций обмена в растворах между электролитами является образование труднорастворимых или слабодиссоциирующих веществ.

Если ионы, находящиеся в растворах исходных ве­ществ, не могут образовать нового труднорастворимого или слабодиссоциирующего вещества, то при смешивании этих растворов не произойдет никакой реакции.

Реакции в растворах между электролитами обычно изображаются при помощи ионных уравнений, преиму­щество которых перед молекулярными уравнениями со­стоит в том, что они выражают самую сущность проис­ходящих реакций.

В ионном уравнении труднорастворимые вещества (твердые и газообразные), а из растворимых — слабые электролиты пишутся в виде молекул. Хорошо раствори­мые, сильные электролиты пишутся в виде ионов.

*Ионные уравнения реакций,*

*протекающих с образованием труднорастворимых веществ:*

Пример 1. Молекулярная схема реакции между хлористым кальцием СаС12 и углекислым калием К2СО3 имеет вид:

СаС12 + К2СOз СаСОз + КС1.

Соли СаС12 и К2СОз, как сильные электролиты, нахо­дятся в растворе в виде ионов Са2+, С1-, К+ , СОз2-.

При смешивании растворов этих солей ионы К+  и Сl- не образуют молекул (КС1 — сильный электролит) и ос­таются свободными в растворе.

Ионы Са2+, соединяясь с ионами СОз2-, образуют мо­лекулы труднорастворимого карбоната кальция СаСОз выпадающего в осадок.

Сущность происходящей реакции выражается урав­нением:

Са2+ +СОз2- = СаСОз.

Это и есть ионное уравнение реакции между СаС12 и К2СОз.

Ионы К+ и Сl- не указываются в ионном уравнении, так как они не участвуют в реакции.

В растворах электролитов ионы взаимодействуют друг с дру­гом лишь в тех случаях, когда образуются молекулы труднорас­творимых веществ (осадки, газы) или слабых электролитов. Уравнения реакций в таких случаях рекомендуется записывать в молекулярно-ионной форме, которая позволяет лучше понять сущность протекающих процессов. В молекулярно-ионных урав­нениях растворимые, сильные электролиты пишутся в виде ионов, а слабые электролиты и труднорастворимые вещества в виде молекул.

Взаимодействие сильных электролитов с образованием осадка:

При сливании растворов ВаСl2 и Н2SO4 образуется оса­док ВаSO4:

ВаС12 + Н2SO4 = ВаSO4 + 2НС1

Так как ВаС12, Н2SO4 и НС1 являются сильными электролитами, то уравнение реакции можно записать:

Ва2+ + 2Сl- + 2H+ +SO42-=ВаSO4 + 2Н+ + 2Сl-

Из этой записи видно, что ионы С1- и Н+ не принимали участия в реакции. Уравнение реакции после приведения подобных ионов примет следующий вид:

Ва2+ + SO42- = ВаSO4

Последняя форма записи указывает на то, что сущность процес­са состоит в соединении ионов Ва2+ с ионами SO42- с образова­нием труднорастворимого сернокислого бария.

Ионные уравнения реакций,

протекающих с образованием слабодиссоциирующего вещества.

Пример: Многие вещества, нерастворимые в воде, хорошо растворяются в кислотах или щелочах. Так, например, нерастворимые в воде основания растворяются в сильных кислотах. Реакция между гидроокисью меди и соляной кислотой протекает по схеме:

Cu(OH)2 + HCl CuCl2 +H2O

Слабый

электролит

Между молекулами Сu(ОН)2 , находящимися в осад­ке, и ничтожным количеством ионов Сu2+ и ОН-, содер­жащихся в растворе, существует равновесие:

Cu2+ + 2OH- Cu(OH)2

Раствор осадок

При прибавлении кислоты гидроксильные ионы свя­зываются ионами водорода в практически недиссоциирующие молекулы воды. Равновесие смещается вправо и осадок постепенно растворяется.

Взаимодействие между Сu(ОН)2 и соляной кислотой выражается ионным уравнением:

Сu(ОН)2 + 2Н+ = Сu2+ + 2H2O.

На основании разобранных примеров можно рекомен­довать следующий порядок составления ионных уравне­ний.

1. Написать молекулярную схему реакции.

2. Определить, образование какого вещества вызвало протекание данной реакции и написать его формулу в правой части уравнения.

3. Выяснять, какие ионы послужили для образования этого вещества. Если эти ионы находились в растворах исходных веществ, то следует написать их символы сле­ва от знака равенства. В том случае, когда ионы обра­зуются лишь в процессе реакции из осадка или слабодиссоциирующего вещества, — написать формулу веще­ства, послужившего для их образования.

4. В правой части уравнения указать ионы, появив­шиеся в растворе в результате реакции.

5. Подобрать коэффициенты.

**Цель работы:** Изучение взаимодействия электролитов различной силы между собой

**Приборы и материалы:**

растворы:

Na2SO4

BaCl2

CuSO4

NaOH или KOH

HCl или H2SO4

CaCO3(порошок)

фенолфталеин

пробирки

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

В растворах элементов ионы взаимодействуют друг с другом лишь в тех случаях, когда образуются молекулы труднорастворимых веществ (осадки, газы) или слабых электролитов.

Уравнения реакций в таких случаях рекомендуется записывать в молекулярно-ионной форме, которая позволяет лучше понять сущность протекающих процессов. В молекулярно-ионных уравнениях растворимые, сильные электролиты пишутся в виде ионов, а слабые электролиты и труднорастворимые вещества в виде молекул.

**Опыт 1:** Взаимодействие двух сильных электролитов с образованием слабого.

1) На раствор сульфата натрия подействовать раствором хлорида бария.

2) Записать уравнение и сделать вывод о ходе реакции.

**Опыт 2:** Получение слабого электролита и его взаимодействия с сильным электролитом.

1) Получить гидроксид меди (2). Подействовав на раствор сульфата меди раствором щелочи.

2)В полученный гидроксид меди прилить раствор кислоты.

3) Записать уравнения в молекулярной и молекулярно-ионной форме.

4) Сделать вывод на основании уравнений.

**Опыт 3 :** Нейтрализация сильной кислоты щелочью.

1) В пробирку раствор щелочи внести 1 - 3 капли фенолфталеина.

2) Добавить 2-3 мл кислоты

3) Записать наблюдения, уравнения реакции

4) Сделать вывод о ходе реакции.

**Опыт 4 :** Взаимодействие осадка с кислотой.

1) Подействовать на 3-4 капли раствора карбоната кальция раствором кислоты

2) Отметить ход реакции. Записать уравнение

3) Сделать вывод.

**Контрольные задания:**

1) По сокращенным ионным уравнениям восстановить его молекулярный вид

Fe3+ + 3OH- Fe(OH)3

Pb2+ + S2- PbS

2) Подберите 2 варианта молекулярных уравнений к сокращенному ионно-молекулярному уравнению

Ca2+ + CO32- CaCO3

**Лабораторная работа№2.**

**Классы неорганических соединений.**

**Теоритическое введение:**

Неорганические соединения по функциональному признаку подразде­ляют на оксиды, гидроксиды, кислоты неорганические и соли.

О к с и д ы - сложные вещества, состоящие из атомов двух элементов,одним из которых является кислород. Атомы кислорода в оксидах связаны с атомами другого элемента и не связаны между собой.

По химическим свойствам оксиды, в зависимости от характера об­разуемых ими водных соединений - гидроксидов, делятся на основные, кислотные и амфотерные.

Гидроксиды основных оксидов являются основаниями. Например, ок­сиду СаО соответствует гидроксид Сa(OH)2, оксиду Li2O соответст­вует гидроксид LiOH и т.д. Основные оксиды - это оксиды металлов: МgO ,МnО и т.д.

Кислотные оксиды, или ангидриды, при взаимодействии с водой об­разуют кислоты. Например, оксиду SO2, соответствует кислота H2SO3, оксиду Мn2О7 соответствует кислота HMnO4 и т.д. Кислотные окси­ды - это оксиды типичных неметаллов ( P2O5, SO3, CO2 и др.), а также оксиды металлов в высшей степени окисления (Mn2O7, CrO3, V2O5 и др).

Амфотерными являются оксиды элементов, гидроксиды которых прояв­ляют как свойства основания, так и свойства кислоты, в зависимости от химических свойств контрреагента. Например, оксиды Cr2O3, ZnO, Al2O3, проявляют основные и кислотные свойства.

Основные, кислотные и амфотерные оксиды, которые вступая в реакции между собой, могут образовывать соли, объединяют в группу солеобразующих оксидов. Например,

ВaO + CO2 = BaCO3.

Однако, существуют несолеобразующие оксиды, которые не реагируют с водой (NO, CO). Несолеобразующие оксиды имеют только неметаллы.

Название оксидов складывается из слова "оксид" и названия эле­мента в родительном падеже. Если элемент образует несколько оксидов, то после названия элемента указывается его степень окисления римской цифрой в скобках: MnО - оксид марганца (II); Мn2O3 - оксид марганца (VII).

Основания - это соединения элементов, содержащие одну или несколько ОН--групп, которые могут быть замещены на кислотные ос­татки.

Большинство оснований являются злектролитами, они диссоциируют в водных растворах на некоторый катион и гидроксид-ион. Количество гидроксид-ионов в молекуле основания определяется степенью окисления металла:

К+1OH, Mg+2(OH)2, Al+3(OH)3, Sn+4(OH)4

Основания, содержащие в молекуле несколько ОН--групп, диcсоциируют ступенчато, с постепенным отщеплением ОН--ионов. Катионы, образую­щиеся после отщепления от молекулы основания одного или нескольких ОН--ионов, называются основным остатком.

Название основного остатка складывается из названия входящего в его состав металла c добавлением слова "ион". Если основные ос­татки содержат в своем составе один или два ОН-- иона, то к назва­нию металла добавляется приставка "гидроксо" или "дигидроксо". Так, при диссоциации Fe(OH)з образуется три основных остатка:

Fe(OH)3 Fe(OH)2+ + OH- -дигидрокcожелезо (III)-ион;

Fe(OH)2+ OH- + FeOH2+-гидрокcожелезо (III)-ион;

FeOH2+ OH- + Fe3+ - железо (III)-ион.

Оcнования, растворимые в воде, называются щелочами.

Название оснований образуется из слова "гидроксид" и названия металла в родительном падеже. Если металл проявляет переменную степень окисления, то в названии гидроксида указывается соответ­ствующая степень окисления металла (римской цифрой вскобках):

Fе(OH)2 - гидроксид железа (II}; Fe(OH)3 - гидроксид железа (III).

Кислотами называют соединения, способные отдавать в химических реакциях протон - катион водорода Н+ или гидрид-ион.

Неорганические кислоты подразделяются на кислородосодержащие (оксокислоты) HnXOm и бескислородные HnYm, где XOmn-, и Ymn-  - кислотные остатки, Х и Y - кислотообразующие элементы.

Большинство кислот - электролиты, диссоциирующие в водных раст­ворах с образованием катионов водорода и анионов кислотного остат­ка.

Число гидрид-ионов, способных отщепляться от молекулы кислоты при диссоциации, определяет основность кислоты. Существуют кисло­ты одноосновные (HCl, HNO3,HBr, HCN и др.), двухосновные (H2S, H2CO3, H2SO4 и др.). трехосновные (H3PO4, H3BO3 и др.). Однооснов­ные кислота диссоциируют в одну стадию и имеют по одному кислот­ному остатку:

HCl H+ + Cl- или HNO3  H+ + NO3-.

Двухосновные кислоты диссоциируют в две стадии и имеют два кислотных остатка:

H2SO4 H+ + HSO4-, HSO4- H+ + SO42-.

Если кислотный остаток содержит один гидрид-ион, то к его наз­ванию прибавляется приставка "гидро", если два гидрид-иона - "дигидро" и т.д. Например, кислотные остатки ортоборной кислоты H3BO3: BO33- -ортоборат-ион; HBO32- - гидроортоборат-ион; H2BO3--дигидроортоборат-ион.

Названия важнейших кислот и кислотных остатков приведены в табл.1.

Таблица 1.

Наиболее часто употребляемые кислоты и их кислотные остатки

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Кислота | | Кислотный остаток | |
| Название | Формула | Формула | Название |
| Азотистая | HNO2 | NO-2 | Нитрит-ион |
| Азотная | HNO3 | NO-3 | Нитрат-ион |
| Ортоборная | H3BO3 | BO3-3 | Ортоборат-ион |
| Метакремниевая | H2SiO3 | SiO2-3 | Метасиликат-ион |
| Марганцовая | HmnO4 | MnO-4 | Перманганат-ион |
| Ортомышьяковая | H3 AsO4 | AsO43- | Ортоарсенат-ион |
| Серная | H2SO4 | SO42- | Сульфат-ион |
|  |  | HSO4- | Гидросульфат-ион |
| Сернистая | H2SO3 | SO32- | Сульфит-ион |
|  |  | HSO3- | Гидросульфит-ион |
| Угольная | H2CO3 | CO32- | Карбонат-ион |
|  |  | HCO3- | Гидрокарбонат-ион |
| Ортофосфорная | H3PO4 | PO43- | Ортофосфат-ион |
|  |  | HPO42- | Гидроортофосфат-ион |
|  |  | HPO4- | Дигидрофосфат-ион |
| Хлорная | HCl O4 | ClO4- | Перхлорат-ион |
| Хлористая | HClO2 | ClO2- | Хлорит-ион |
| Хромовая | H2CrO4 | CrO42- | Хромат-ион |
| Хлороводородная (соляная) | HCl | Cl- | Хлорид-ион |
| Бромводородная | HBr | Br | Бромид-ион |
| Иодоводородная | HJ | J- | Иодид-ион |
| Сероводородная | H2S | S2- | Сульфид-ион |
|  |  | HS- | Гидросульфид-ион |
| Уксусная | CH3COOH | CH3COO- | Ацетат-ион |

Соли – продукты замещения атомов H+ кислоты на металл или групп OH- основания на кислотный остаток.

Многие соли хорошо растворимы в воде, являются электролитами, полностью или частично диссоциируют на ионы: катионы основных остатков и анионы кислотных остатков.

Различают средние (нормальные), кислые и основные соли. При пол­ном замещении H+и ОН-групп образуются средние соли, поэтому их мо­лекулы не содержат атомов водорода или ОH-групп, например: K2S, Fe2(SO4)3, AlCl3. Кислые соли - это соли кислотный остаток, которых содержит один или несколько атомов водорода, например: KHS, Fe(HSO4)3, NaHCO3.  Основные соли - это соли, в которых кислотный остаток содер­жит одну или несколько ОН--групп, например: AlOH(NO3)2, Cr(OH)2Cl.

Название солей образуется от названий кислотного остатка (в име­нительном падеже) и основного остатка (в родительном падеже), вхо­дящих в состав соли. Например, Fe2(SO4)3 - сульфат железа (III); CuOHCl --хлорид гидроксомеди (II); Fe(HSO4)3 -гидроксосульфат железа (III).

Образование и свойства оксидов:

Оксиды металлов и неметаллов получают несколькими способами:

- окислением элементов кислородом, например:

2Cu +O2 = 2CuO,

S + O2 = SO2;

- разложением кислот, оснований:

H2CO3 = H2O + CO2,

Cu(OH)2 = H2O + CuO;

- термическим разложением некоторых солей:

CaCO3 = CaO + CO2,

NiNO3 = NiO + NO2;

- взаимодействием элементов c оксидами:

10Al + 3Nb2O5 = 5Al2O3 + Nb,

W + 2WO3 = 3WO2

Основные оксиды - твердые кристаллические вещества. Их наиболее характерное свойство - взаимодействие с кислотами, в результате ко­торого образуется соль и вода:

CuO + 2HCl = CuCl2 + H2O

С водой непосредственно соединяются только оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов, например:

Na2O + H2O = 2NaOH.

Оксиды остальных металлов c водой не реагируют.

Кислотные оксиды могут быть жидкими (Mn2O7), твердыми(SiO2, WO3)или газообразными(SO3, CO2) Самое характерное химическое свойство их - взаимодействие с основаниями (щелочами), при которых образуется соль и вода:

CO2 + 2NaOH = Na2CO3 + H2O

Большинство кислотных оксидов непосредственно соединяется с во­дой, образуя кислоты:

SO3 + H2O = H2SO4

Амфотерные оксиды - твердые, кристаллические, часто тугоплавкие вещества, c водой непосредственно не взаимодействуют. Они взаимодействуют с кислотами и со щелочами, образуя соль и воду, например:

ZnO+ 2HCl = ZnCl2 + H2O

ZnOn + 2KOH = K2ZnO2 +H2O

Основные и кислотные оксиды могут взаимодействовать, образуя соли:

CaO+ CO2 = CaCO3, ZnO + K2O = K2ZnO2

Образование и свойства оснований и кислот:

Основания щелочных и щелочно-земельных металлов получают путем непосредственного взаимодействия металлов или их оксидов с водой:

2Na + 2H2O = 2NaOH + H2

Na2O + H2O = 2NaOH

Основания других металлов получают путем взаимодействия раствора соответствующих солей с растворами щелочей. Например:

FeCl3 + 3KOH = Fe(OH)3 + 3KCl

Кислоты получают соединением соответствующего ангидрида с водой либо взаимодействием солей c кислотами:

SO3 + H2O = H2SO4,

Na2SiO3 + H2SO4 = Na2SO4 + H2SiO3

Наиболее характерным свойством кислот и оснований является их взаимодействие - реакция нейтрализации, в результате которой образуется сольи вода:

NaOH +HNO3 = NaNO3 + H2O

Образование и свойства солей:

Средние соли можно получить, при полном замещении атомов водорода г молекулах кислот атомами металлов или при полном замещении гидроксильных групп в основаниях на кислотные остатки:

2Al + 6HCl = 2AlCl3 + 3H2,

2Fe(OH)3 + 3H2SO4 = Fe2(SO4)3 + 6 H2O

Кислые соли получают при взаимодействии избытка многоосновной кислоты о основанием:

Fe(OH)3 + 3H2SO4 = Fe(HSO4)3 + 3 H2O-

или при взаимодействии средней соли о соответствующей многоосновной кислотой:

K2S + H2S = 2KHS

Чтобы кислые соли перевести в средние, к ним надо добавить соот­ветствующее основание, т.е. связать избыточные ионы H+:

KHS + KOH = K2S+ H2O

Основные соли получают при взаимодействии избытка основания с кислотой:

Cu(OH)2 + HCl = CuOHCl + H2O-

или при осторожном добавлении раствора щелочи к растворам средних солей, образованных многовалентными катионами:

Al(NO3)3 + NaOH = AlOH(NO3)2 + NaNO3

Основные соли можно перевести в средние путем добавления к ним со­ответствующих кислот, т.е. связать избыточные ионы ОН- :

CuOHCl + HCl = CuCl2 + H2O

**Цель работы:** Изучение свойств классов неорганических соединений.

**Реактивы и материалы:**

Порошок Cu (медь)

H2O

HCl, H2SO4

NaOH (Раствор) и 25% раствор

CaCO3 (мел- порошок)

Лакмус или универсальный индикатор

Фенолфталеин

ZnO (Порошок)

MgO (Порошок)

Ba(OH)2 (раствор)

BaCl2

Спиртовка

Спички

Трубка с газоотводом

Штатив

Пробирки

Держатель пробирки

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

**Опыт1 :** Свойства основных оксидов.

1) Положить в тигель немного порошкамеди. Нагреть в пламени спиртовки до изменения цвета.

2) Перенести содержимое тигеля в 3 пробирки

3) Испытать осадок на растворимость:

а) в воде

б) в растворе НСl

в) в растворе NаОН

4) Написать уравнение возможных реакций

5) Сделать вывод на основе наблюдений

6) Назвать полученные вещества

**Опыт2 :** Свойства кислотных оксидов

1) В пробирку насыпать мелкоистолченный мел.

2) Прилить 2 мл раствора НCl и быстро закрыть пробирку пробкой с газоотводом. Нагреть.

3) Конец трубки опустить в пробирку с дистиллированной водой, в которую добавлены 1 -2 капли лакмуса.

4) Повторить опыт, взяв вместо воды растворNаОН, к которому добавлены 1-2 капли фенолфталеина

5) 3аписать уравнение

6) Сделать вывод

7) Указать название полученных веществ

**Опыт З:** Свойства амфотерных оксидов.

1) В три пробирки насыпать немного ZnО.

2) Добавить в первую 8-10 мл воды, во вторую 8-10 мл раствора НСl или Н2SO4, третью 8-10 мл 25-% раствора щелочи

3) 3аписать уравнение

4) Сделать вывод

5) Назвать полученные соединения.

**Опыт 4:** Изучение характеристик взаимодействий кислот с оксидами, основаниями и

солями.

1) Втри пробирки поместить: МgO, 2-3 мл раствора Ва(ОН)2, 2-Змл ВаСl2.

2) В каждую прилить 2-3 мл Н2SO4

3) 3аписать уравнение

4) Сделать вывод

**Лабораторная работа № 3**

**Гидролиз солей.**

**Домашняя подготовка: Хомченко** § 5,8 стр 94-96

**Теоретическое введение:**

Водные растворы большинства солей имеют кислую или щелочную ре­акцию, хотя при их диссоциации водородные и гидроксильные ионы не образуются. Например, водный раствор хлористого железа FeCl2 имеет кислую реакцию, а раствор соды Na2CO3 - щелочную. Процессы, проис­ходящие при растворении веществ в воде, объясняются диссоциацией ионов воды по уравнению: H2O H+ + OH-,

При растворении многих солей в воде их ионы, образовавшиеся при диссоциации, вступают во взаимодействие с ионами воды, т.е. проис­ходит реакция обмена - связывание ионов H+ или ОН- с ионами соли.

Процесс взаимодействия ионов растворенной соли с ионами воды, сопровождающийся изменением концентрации водородных и гидроксильных ионов воды, называется гидролизом соли. Гидролиз может происходить только в тех случаях, когда ионы соли с ионами воды образуют слабодиссоциирующие продукты (молекулы или ионы). Он является обратимым процессом.

Так как сильные кислоты и сильные основания полностью диссоциированы в растворе, очевидно, соединяться с ионами H+ и ОН- воды могут только анионы слабых кислот и катионы, образующие слабее основания.

Отсюда следует, что гидролизу подвергаются только соли, образо­ванные:

1) слабой кислотой и сильным основанием (KCN, Na2CO3).

2) сильной кислотой и слабым основанием (ZnCl2, FeCl2)

3) слабой кислотой и слабым основанием (NH4CN, CH3COONH4)

Ионные уравнения гидролиза составляются по тем же правилам, что и ионные уравнения реакций обмена. Вода как слабый электролит в ионное уравнение вводится в молекулярном виде: H2O или HOH . Напри­мер, гидролиз соли КСN обусловливается образованием недиссоциирую-щих молекул очень слабой синильной кислоты НCN . В молекулярной форме эта реакция описывается уравнением

KCN +HOH = HCN + KOH.

В ионное уравнение должны быть вписаны лишь цианид-ион CN- и моле­кула водыH2O , которые взаимодействуют в результате гидролиза:

CN- +HOH =HCN + OH-

Из этого ионного уравнения видно, что при реакции образуется избы­ток ионов ОН-, водный раствор КCN обнаруживает щелочную реакцию.

Гидролиз солей, как и процесс диссоциации, протекает ступенчато, если в состав соли входит многозарядный ион.

При гидролизе солей, содержащих в своем составе катион сильного основания и анион слабой двух- или многоосновной кислоты (например, Na3BO3, Na2CO3, K3PO4), как правило, образуются не свободные кисло­ты, а их кислые соли (точнее, аниона кислых солей). Аналогичным об­разом в результате гидролиза солей, образованных многовалентными ка-

тионами слабых оснований и сильными кислотами (например, СиCl2), обычно образуются не свободные основания, а основные соли (или ка­тионы основных солей).

Рассмотрим гидролиз ряда солей. При растворении Na2CO3 в воде карбо­нат-ионы CO32- связываются с водородными ионами воды, образуя почти недиссоциирующие гидрокарбонат-ионы (HCO3)-. Образование именно их, а не молекул H2CO3, объясняется тем, что они диссоциируют гораздо труднее, чем молекулы кислоты. В молекулярной форме реакция описы­вается уравнением

Na2CO3 + H2O NaHCO3 + NaOH

Ионное уравнение реакции:

CO32- + HOH HCO3- + OH-

Вследствие избытка ОH--ионов раствор имеет щелочную реакцию, а на­личие (HCO3)--иона обусловливает образование кислой соли NaHCO3. Гид­ролиз хлорида цинка ZnCL2, образованного сильной кислотой и слабым основанием, сопровождается образованием очень слабодиссоциирующих ионов (ZnOH)+. В молекулярной форме реакция описывается уравнением:

ZnCL2 + H2O ZnOHCl + HCl

Ионное уравнение реакции:

Zn2+ +HOH (ZnOH)+ + H+

В результате этой реакции в растворе оказывается избыток водородных ионов. Раствор имеет кислую реакцию. Образуется основная соль.

При гидролизе (NH4CN с ионами Н+ и ОН- воды связываются как анионы, так к катионы соли. Продуктами гидролиза являются соответствующие слабая кислота и слабое основание. В молекулярной форме реак­ция описывается уравнением

NH4CN + H2O NH4OH + HCN

В ионной форме:

NH4+ + CN- NH4OH + HCN

**Цель работы** : Изучение реакций растворов различных солей.

**Реактивы и материалы:**

пробирки

универсальный индикатор 5 бум.

шкала индикатора

растворы:

CuSO4

KNO3

Al2(SO4)3или (NH4)2SO4

BaCI2

Na2SO3

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

**Задание**: Изучение реакций растворов различных солей.

1) В пять пробирок прилить растворы: сульфата меди (2), нитрата калия, хлорида алюминия, хлорида бария и сульфита натрия.

2) Установить характер среды растворов при помощи универсального индикатора. Записать значение р данных растворов согласно прилагающейся цветовой шкалы.

3) Результаты оформить в виде таблицы:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Соль | Каким основанием образуется соль | Какой кислотой образована соль | Среда раствора | Реакция гидролиза  вывод |
|  |  |  |  |  |

Контрольные задание: дайте полный ответ на вопросы:

1. Что такое гидролиз?
2. От чего зависит реакция среды солей?
3. Назовите сильные катионы и анионы.
4. Случаи гидролиза солей? Примеры?
5. Какой ион участвует в реакции гидролиза? Какой определяет среду?
6. Как влияет на степень гидролиза сила кислот и оснований?

**Лабораторная работа №4**

**Генетическая связь между классами неорганических веществ**

**Теоретическое введение:**

Генетическая связь – это связь между веществами, которые относятся к разным классам.

Основные признаки генетических рядов:

1. Все вещества одного ряда должны быть образованы одним химическим элементом.

2. Вещества, образованные одним и тем же элементом, должны принадлежать к различным классам химических веществ.

3. Вещества, образующие генетический ряд элемента, должны быть связаны между собой взаимопревращениями.

Таким образом,**генетическим**называют ряд веществ, которые представляют разные классы неорганических соединений, являются соединениями одного и того же химического элемента, связаны взаимопревращениями и отражают общность происхождения этих веществ.

Для металлов выделяют три ряда генетически связанных веществ, для неметаллов - один ряд.

1. Генетический ряд металлов, гидроксиды которых являются основаниями (щелочами):

                      металл → основный оксид → основание (щелочь) → соль.

Например, генетический ряд кальция:

                      Ca → CaO → Ca(OH)2 → CaCl2

Решение

2Ca + O2 = 2CaO

CaO+ H2O= Ca(OH)2

Ca(OH)2 + 2HCl= CaCl2 + 2H2O

2. Генетический ряд металлов, которые образуют амфотерные гидроксиды:

                                                                                                                                                                                                                                     соль

  ↑

   металл → амфотерный оксид → (соль) → амфотерный гидроксид

                                                                                                          ↓

                                                                                                     cоль

Например:                                                           ZnCl2                                                                             ↑  
                       Zn → ZnO → ZnSO4 → Zn(OH)2                                                            *(H2ZnO2)*  ↓  
                                                                               Na2ZnO2

Решение:

2Zn + O2 = 2ZnO

ZnO+ H2SO4=ZnSO4 + 2H2O

ZnSO4+NaOH=Zn(OH)2+ Na2SO4

Zn(OH)2+2HCl= ZnCl2 + 2H2O

H2ZnO2+ 2NaOH=Na2ZnO2+2H2O

Оксид цинка с водой не взаимодействует, поэтому из него сначала получают соль, а затем гидроксид цинка. Так же поступают, если металлу соответствует нерастворимое основание.

3. Генетический ряд неметаллов (неметаллы образуют только кислотные оксиды):

                      неметалл → кислотный оксид → кислота → соль

Например, генетический ряд фосфора:

                      P → P2O5 → H3PO4 → K3PO4

Решение:

4P+5O2 = 2P2O5

P2O5+ 3H2O=2H3PO4

H3PO4+3KOH=K3PO4+ 3H2O

Переход от одного вещества к другому осуществляется с помощью химических реакций.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

**Цель работы**: сформировать умения выполнять ряд химических реакций, соответствующих заданной цепи превращений химических веществ.

**Реактивы и материалы**: набор лабораторной посуды, ложка для сжигания веществ, Fe, Mg, CuO, HCl, Na2CO3, Al, MgCO3, NaOH, H2SO4, HNO3, Zn, Ca(OH)2.

**Последовательность выполнения работы**

Работа выполняется по вариантам малыми группами. В начале практического занятия повторите правила техники безопасности, обратите внимание на правила работы с кислотами и щелочами.

**1.** Назовите вещества, которые образуют данную цепь превращений.

**2.** Зная свойства классов веществ, предложите такие вещества, с помощью которых можно осуществить данные превращения. Предложенное вами вещество должно реагировать с участником цепи с получением продукта, указанным в данной цепи правее.

**3.** Осуществите данные превращения, обратите внимание на признаки каждой химической реакции.

**4.** Оформите отчет о проделанной работе. Составьте молекулярные уравнения реакций, указав их признаки. Сформулируйте вывод.

**Задание I группе**:

1.Fe→FeCl2→Fe(OH)2→FeSO4

2. HCl→ZnCl2→Zn(OH)2→ZnCl2

**Задание II группе:**

1.Mg→MgO→Mg(NO3)2

↓

MgCl2

2.Na2CO3→CO2→CaCO3→Ca(HCO3 )2

**Задание III группе:**

1.CuO→CuSO4→Cu(OH)2→CuCl2

2.MgCO3→MgCl2→Mg(OH)2→MgSO

**Лабораторнаяработа №5.**

**Химическое равновесие и способы его смещения.**

**Домашняя подготовка:** Хомченко § 1.9 стр 29-30

**Теоретическое введение:**

Вещества, образующиеся в результате реакции, в свою очередь мо­гут вновь реагировать между собой с образованием исходных веществ. Эта обратимость химических процессов выражается уравнением

nA + mB pC + qD

Реакцию, идущую согласно уравнению слева направо, называют пря­мой, справа налево - обратной.

С течением времени скорость прямой реакции уменьшается, а обратной - увеличивается. В неко­торый момент они становятся равными. Состояние системы, при котором скорости прямой и обратной реакций равны, называют химическим равно­весием.

Изменение условий - концентрации реагирующих веществ, температу­ры, давления - при которых система находится в состоянии химическо­го равновесия, приводит к нарушению равновесия. При этом скорости прямой и обратной реакций изменяются различным образом.

Через некоторый промежуток времени снова наступает равенство скоростей прямой и обратной реакций и устанавливается новое состо­яние равновесия. Переход системы из одного состояния равновесия в другое называется смещением химического равновесия.

Смещение химического равновесия подчиняется принципу Ле-Шателье: *если изменить одно из условий, при которых система находится в сос­тоянии химического равновесия (концентрацию, температуру, давле­ние), то в системе усиливаются процессы, ослабляющие произведен­ное изменение.*

Например, если в равновесной системе *А+В С+D* увеличить концентрацию вещества *A*, то увели­чится скорость прямой реакции, и снова уменьшится концентра­ция этого вещества *А.* В результате этого увеличатся концен­трации веществ *С и D.* Такое изменение в состоянии равновесия называют смещением равновесия вправо.

Увеличение концентрации С или *D* наоборот вызовет сдвиг равновесия влево.

В реакции, известной под названием синтеза аммиака,

N2 + 3H2 2NH3

увеличение давления, в соответствии с принци­пом Ле-Шателье, вызовет смещение равновесия вправо, так как прямая реакция приводит к уменьшению числа молекул газооб­разных веществ и, следовательно, при неизменном объеме сосуда к уменьшению давления. Повышение температуры вызывает в системе процесс, поглощающий теплоту, т. е. смещает равновесие в сторону эндотермической реакции, а охлаждение системы смещает равновесие в сторону экзотермической реакции.

**Цель работы:** Изучение смещения химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ и температуры.

**Приборы и материалы:**

0,01н FeCl3

0.03н KCNS

2н FeCl3

2н KSCN, KCl (кр.)

Раствор крахмала

Йодная вода

Спиртовка (сухое горючее)

Спички

Держатель пробирки

Пробирки

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

**Опыт 1:** Изучение смещения химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ.

1) Налить в пробирку раствор хлорида0,01н железа(III) и добавить туда же раствор роданида 0,03н калия.

2) Разлить полученный раствор в 4 пробирки.

3)В первую добавить раствора FeCl3 ,2 н., во вторую – КSСN, в третью насыпать немного хлорида калия.

4) Сравнить изменения окраски с контрольной пробиркой.

5) Записать уравнения реакции, отметить в какую сторону смещается равновесие, исходя из принципа Ле-Шателье.

**Опыт 2:**Изучение смещения равновесия при изменении температуры.

1) Налить в 2 пробирки по 2-3 мл раствора крахмала и добавить по 2-3 капли йодной воды.

2) Нагреть одну из пробирок.

3) Объяснить наблюдаемое.

4) Равновесие реакции условно изобразить следующим уравнением:

крахмал+иод окрашенное соединение

5) Сделать вывод о термическом характере реакции.

**Контрольные вопросы.**

Указать направление смещения равновесия для реакций:

Н2(г) +I2 (г) 2 HI(г) + Q

а) при изменении температуры, если давление постоянно.

б) при изменении давления, если температура постоянна.

в) при изменении концентрации реагирующих веществ, если постоянны температура и давление.

**Лабораторная работа № 6**

**Окислительно-восстановительные реакции. (ОВР)**

**Домашняя подготовка:** Хомченко гл.4 стр 59-67

**Теоретическое введение:**

Степень окисления, отражая неравномерность распределения электро­нов между атомами в молекулах, показывает знак и величину заряда ато­ма в молекуле при условии, что молекула состоит только из ионов.

Степень окисления может иметь положительные, отрицательные и нуле­вые значения, например:

H+12S+6O4-2 ,Cu0, K+14P+52O7-2, O20, Sn+4Cl4-1, Cl20.

Положительная степень окисления определяется числом электронов, отданных атомом:

Al0 – 3e- = Al3+ или Na0 - e-  = Na+ и т. д.

Отрицательная степень окисления равна числу электронов, присоединён­ных данным атомом:

I20 + 2e- = 2I- или As0 + 3e- = As3-ит. д.

Наименьшее значение степени окисления, которое встречается в сое­динениях рассматриваемого элемента, принято называть низшей степенью окисления, например:

Cl-1, S-2 , N-3 , C-4.

Высшая степень окисления, как правило, равна номеру группы периодической системы:

Hg+2, B+3, Ti+4, As+5, Cr+6, Cl+7, Os+8.

Все остальные встречающиеся степени окисления атома данного элемента называются промежуточными, например:

Cl+1, C1+3, S+4, N+3, C+2, Mn+6.

Под потерей и присоединением электронов следует понимать смещение плотности электронного облака от данного атома элемента в меньшей электроотрицательностью к атому более электроотрицательного элемента.

Если электронное облако расположено симметрично относительно дан­ного атома, то говорят о нулевой степени окисления. Нулевую степень окисления имеют атомы простых веществ :

H02, O02, Ar0 , S0, Ag0, He0, C0идр.

Алгебраическая сумма степеней окисления в молекуле равна нулю:

а) Na+12SхO 4-2 2(+I) + х + 4(-2) = 0, х = +6;

б) K+12Cr2хO7-2 2(+1) + 2х + 7(-2) = 0, х = +6.

Алгебраическая сумма степеней окисления атомов в сложном вещест­ве равна заряду иона:

а) (SхO-23)2- х+ 3(-2) = -2 , х = +4;

б) (NхH-14)+ х+ 4(+I) = +I , х = -3.

Не следует путать понятия степень окисления и валентность. Ва­лентность определяется числом связей данного атома с другими. Вален­тность не имеет знака и не может быть равна нулю (табл. I.)

Таблица I

Соотношение валентности и степени окисления

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Вещество | Структура молекулы | Степень окисления | Валентность  элемента |
| Cl2 | Cl – Cl | O | Cl (I) |
| N2 | N N | O | N (III) |
| CO2 | O = C = O | +4 (для C) | C (IV) |
| CH4 | H  H – C – H  H | -4 (для С) | C(IV) |
| C2H5OH | H H  H – C – C – O – H  H H | -2 (для С) | C (IV) |

Окислительно-восстановительными называются реакции, сопровождаю­щиеся переходом электронов от одних атомов (ионов) к другим. Перемещение электронов ведёт к изменению степениокисления атомов элементов:

*1e*

H20 + I20= 2H+1I-1.

При этом одновременно идут два противоположных процесса - окис­ление и восстановление.

Окислением называют процесс отдачи электронов атомам, молекулой или ионом:

K0 – e- = K+, 2SO42- - 2e- = S2O82-,

2Cl- - 2e- = Cl20, Fe2+ -1e- = Fe3+.

Восстановлением называют процесс присоединения частицей (атомом, молекулой, ионом) электронов:

S 0 + 2e- = S2- , Cr3+ + 3e- = Cr0,

2H2O + O2 + 4e- = 2(OH)-, 2H+ +2e- = H2.

Окисление сопровождается увеличением, а восстановление - уменьше­нием степени окисления атомов.

Окислителем называется вещество, в состав которого входит атом, присоединяющий электроны. Окислитель, принимая электроны, восстанавли­вается, а его степень окисления соответственно уменьшается.

Окислителями могут быть:

- простые вещества элементов, атомы которых имеют на внешней оболоч­ке не менее 4 электронов (O2, F2, Cl2, N 2, C , S ,);

- одноатомные ионы с дефицитом электронов (например, Н+, Hg2+, Pb4+);

- многоатомные ионы (например, MnO4- , Cr2O72- , NO3- , SO42-), содержание элемент высшей или значительной степени окисления.

Соединения, содержащие атомы элементов высшей степени окисления, могут быть только окислителями:

KMn+7O4 , K2Cr2+6O7 , K2Cr+6O4 , HN+5O3 , H2S+6O4 (конц.) , Pb+4O2.

Восстановителем называется вещество, в состав которого входит атом, теряющий электроны. Восстановитель, отдавая электроны, окисля­ется, его окислительное число при этом соответственно повышается.

Восстановителями могут быть:

- нейтральные атомы (например, металла);

- отрицательно заряжённые ионы неметаллов ( S2- , I- , Br-);

- положительно заряженные одноатомные ионы низкой степени окисления элемента (Fe2+, Sn2+, Ti3+);

* сложные ионы (NO2- , SO32- , S2O32- , CrO2- , SnO22- , AsO33-*)* с электроположительным элементом в промежуточной степени окисления

( N+3 , As+3, S+4 , Cr+3 , Sn+2)

Вещества, содержащие элемент в низшей степени окисления, могут быть только восстановителями: металлы, H2S-2 , KI-1 , HCl-1.

Известны соединения, которые в зависимости от условий могут про­являть как окислительные, так и восстановительные свойства. Такие соединения содержат атомы элементов в промежуточной степени окисления:

NaN+3O2 , Na2S+4O3 , Mn+4O2

Составление уравнений

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций целесообразно придерживаться следующего порядка:

1. Составить схему реакции;
2. Определить, какие элементы изменяют свою валентность в результате реакции;
3. Составить электронные уравнения для процесса окисления и процесса восстановления и найти коэффициенты для окислителя и восстановителя, а также для продуктов их превращения, учитывая, что количество электронов, теряемых восстановителем, должно равняться количеству электронов, присоединяемых окислителем;
4. Найти коэффициенты для остальных веществ, участвующих в данной реакции.

Пример:

Реакция окисления серебра азотной кислотой протекает по схеме:

Ag0 + HN+5O3 AgNO3 + N+2O +H2O.

Ag0 – 1e- Ag+ 3 окисление

N+5 + 3e -N+2 1 восстановление

Суммируем электронные уравнения:

3Ag0 + N+5 3Ag0 + N+2

Внесем коэффициенты в схему процесса учитывая, что азотная кислота расходуется не только на окисление серебра, но и на образование соли AgNO3:

3Ag0 + HNO3 + 3HNO3 3AgNO3 + NO + H2O

на окисление на образование соли

или

3Ag + 4HNO3 3AgNO3 + NO + 2H2O.

Число молекул образовавшейся воды определяется по количеству ионов водорода в левой части уравнения.

**Цель работы:** Проведение окислительно-восстановительных процессов, составление уравнений реакций и электронно-ионных уравнений процессов окисления-восстановления.

**Приборы и материалы:**

Растворы:

KMnO4

H2SO4, HCl

Na2SO3 (свежеприготовленный)

KI

H2O2 (если есть)

Крахмал (свежеприготовленный)

KNO2 иKNO3

Пробирки

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

**Опыт 1 :** Изучение окислительных свойств соединений элементов с высшей степенью окисления.

1) Налить в пробирку 2-3 мл КМnO4.

2) Подкислить 2-3 каплями раствора Н2SO4.

3) Добавить 2-3 мл раствора сульфита Nа.

4) Составить полное уравнение ОВР.

5) Указать окислитель и восстановитель.

**Опыт 2 :**Изучения восстановительных свойств элементов с низшей степенью окисления.

1) Налить в пробирку 2-3 мл раствора KI .

2) Подкислить 1 мл раствора НСl.

3)Прибавить 1-2 капли перекиси водорода.

4) Разбавить содержимое пробирки водой и прилить 1-2 капли раствора крахмала.

5) Составить полное уравнение ОВР, электронно-ионные уравнения для процессов окисления и восстановления.

6) Указать окислитель и восстановитель.

**Опыт 3:** Изучение окислительно-восстановительных свойств элемента с промежуточной степенью окисления.

1)В две пробирки внести по 2-3 капли растворов:

в первую - иодида калия во

вторую - перманганата калия.

2)В обе пробирки добавить по 1-2мл раствора серной кислоты и 2-3 мл раствора нитрита калия.

3) Отметить наблюдения и дать им объяснения.

4) Составить уравнения.

5) Указать, где нитрат окислитель, а где восстановитель.

**Контрольные вопросы:**

Какая из этих реакций является ОВ:

CaC2 + H2O Ca(OH)2 + C2H2

C2H2 + O2 CO2 + H2O.

**Лабораторная работа № 7.**

**Общие свойства металлов.**

**Домашняя подготовка:** Хомченко § 10.1. – 10.3. стр. 195-201, стр. 188-190.

**Теоретическое введение:**

Металлы при обыкновенной температуре — вещества твердые (за исключением ртути), с характерным метал­лическим блеском, хорошей тепло- и электропроводно­стью.

Наружный электронный слой атомов большинства металлов содержит 1—2 электрона.

Наиболее характерным химическим свойством метал­лов является способность их атомов легко отдавать свои валентные электроны, превращаясь в положительно за­ряженные ионы. Свободные металлы являются восста­новителями.

С увеличением порядкового номера металлов одной и той же главной подгруппы увеличиваются радиусы ато­мов, что ведет к усилению металлических свойств, т. е. к возрастанию восстановительной активности. У металлов одного и того же периода с увеличением порядкового но­мера наблюдается ослабление металлических свойств.

Большинство металлов непосредственно реагирует с кислородом, образуя окислы. Характер окисла зависит от проявляемой металлом валентности. Например, закись марганца Мn2+О имеет основной характер, двуокись Mn4+O2 — амфотерна, а окисел семивалентного марганца

Mn2 7+O7является ангидридом марганцовой кислоты.

Почти все металлы реагируют с кислотами, образуя соли. Характер взаимодействия металла с кислотой за­висит как от активности металла, так и от свойств и концентрации кислоты.

Некоторые металлы, например цинк, алюминий и др., реагируют с щелочами, в результате чего образуются соли соответствующих очень слабых кислот и выделяется водород.

*Действие кислот на металлы.* Почти все металлы оки­сляются кислотами и превращаются в соли. Этот окислительно-восстановительный процесс зависит как от актив­ности металла, так и от свойств и концентрации кислоты.

При действии кислоты на металл роль окислителя играет либо ион водорода, либо металлоид, входящий в состав кислотного остатка кислородсодержащей кис­лоты.

Соляная и разбавленная серная кислоты окисляют только те металлы, которые стоят в ряду напряжений до водорода, так как роль окислителя в этом случае играют ионы водорода, восстанавливающиеся до атомов.

Концентрированная серная кислота окисляет при на­гревании почти все металлы (не окисляются золото, платина и некоторые редкие металлы). В этом случае окислителем является шестивалентная сера, которая, в зависимости от металла, может восстанавливаться до четырехвалентной (малоактивными металлами), до сво­бодной серы и даже до S2- (активными металлами).

Азотная кислота как концентрированная, так и раз­бавленная окисляет почти все металлы, причем водород не выделяется даже в случае разбавленной кислоты (в отличие от серной кислоты), так как окислителем явля­ется пятивалентный азот.

Концентрированная азотная кислота восстанавливает­ся металлами до NO2. Разбавленная кислота восстанав­ливается малоактивными металлами (например, Сu, Рb) до NО, а более активными металлами (например, Fе, Zn, Мg) —до N2O. Продуктом восстановления очень раз­бавленной кислоты является аммиак NНз, образующий с избытком кислоты аммонийную соль NН4NОз.

Алюминий, железо и хром при действии на них концентрированной азотной кислотой становятся «пассив­ными». Покрываясь тонкой пленкой окисла, они пере­стают после этого подвергаться действию не только кон­центрированных, но и разбавленных кислот.

*Действие щелочей на металлы.* Некоторые металлы (цинк, алюминий, олово, свинец, хром) подвергаются действию раствора щелочи, в результате чего образуют­ся соли очень слабых кислот (цинковой, алюминиевой и др.) с выделением свободного водорода. Следует от­метить, что образование водорода является результатом взаимодействия атомов металла с ионами водорода во­ды, а не водорода, входящего в состав щелочи, например:

*2e*

Zn + 2H2O = ↓Zn(OH)2 +↑H2

В отсутствии щелочи образующаяся гидроокись цин­ка Zn(ОН)2 как труднорастворимое соединение покры­вает поверхность металла, и процесс прекращается. По этой причине указанные выше металлы не растворяются в воде.

Роль щелочи заключается в растворении гидроокиси, защищающей металл при соприкосновении с водой:

H2ZnO2 + 2NaOH = Na2ZnO2 + 2H2O

**Цель работы:** Исследование химических свойств, характерных для всех металлов таблицы Менделеева.

**Реактивы и материалы:**

Металлы Na, Al (порошок) и проволока, Fe (порошок), Pb, Zn, Cu, Mg.

H2SO4 илиHCl

NaOH

Спиртовка

Спички

Держатель

Вода

ZnCl2, PbNO3, CuSO4 – растворы

Пробирки

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

**Опыт 1**: Получение оксидов металлов.

1) Нагреть медь в пламени спиртовки.

2)Nа и другие щелочные металлы хранят под слоем керосина или масла, так как они т быстро окисляются кислородом воздуха.

3) Привести уравнения реакций.

4)Сделать вывод.

**Опыт 2:** Взаимодействие металлов с водой.

1) Опустить кусочек Nа в пробирку с водой .

2) Выделяющийся газ поджечь.

3) Сделать вывод и записать уравнение.

4) Алюминиевую проволоку нагреть в растворе щелочи.

5) Учесть, что реакция протекает по схеме:

а) Al2O3 + NaOH + H2O Na[Al(OH)4]

б) Аl + H2O Al(OH)3 + H2

в) Al(OH)3 + NaOH Na[Al(OH)4]

6) Сделать вывод.

**Опыт 3:** Получение сульфида железа и изучение его свойств.

1) Нагреть смесь S и Fе.

2) Отметить изменение цвета.

3) Остудить и добавить раствор серной кислоты , при необходимости подогреть

4) Записать уравнения реакции.

5) Сделать вывод.

**Опыт 4:** Взаимодействие металлов стоящих в ряду напряжений перед водородом и после него с кислотой.

1) В 6 пробирок с раствором серной или соляной кислот опустить по кусочку:

Zn ,Рb ,Сu ,Fе ,Мg, и Аl.

2) Записать уравнения реакций и наблюдения.

3) Сделать выбор.

**Опыт 5:** Взаимодействие солей некоторых металлов с чистыми металлами.

1. Проделать следующие реакции:

ZnCl2 + Cu

Pb(NO3)2 + Al

CuSO4 + Fe

4) Сделать выводы.

*Дополнительный вариант:*

**Действие соляной и разбавленной серной кислот на металлы**.

**Опыт 1.** В четыре пробирки налить по 2—3*мл* 10%-ного раствора соляной кислоты. В одну пробирку бросить кусочек железа, в другую — кусочек цинка, в третью — кусочек алюминия и в четвертую — кусочек меди.

Какие металлы реагируют с кислотой?

**Опыт 2.** Повторить предыдущий опыт, заменив со­ляную кислоту 2 н. раствором серной кислоты. Что на­блюдается?

**Форма записи**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Формула кислоты | Концентра­ция кислоты | Взятый металл | Ионное уравнение реакции | Формула  об­разовавшей­ся соли |
|  |  |  |  |  |

**Лабораторная работа № 8.**

**Химические свойства щелочно-земельных металлов.**

**Домашняя подготовка:** Хомченко глава 12 стр. 240-245.

**Теоретическое введение:**

В главную подгруппу второй входят два элемента малых периодов – бериллий и магний и элементы четных рядов больших периодов: кальций, стронций, барий и радий: кальций, стронций и барий называются щелочноземельными металлами.

Все элементы главной подгруппы второй группы со­держат в наружном слое атома по два электрона, значи­тельно удаленные от ядра. Все элементы этой подгруппы двухвалентны.

Первые два члена рассматриваемой подгруппы (Ве и Мg) отличаются во многих отношениях от остальных четырех. Так, окись и гидроокись бериллия имеют амфотерный характер. Гидроокись магния Мg(ОН)2, ввиду сравнительно плохой растворимости в воде, практически получается, как и все нерастворимые основания, дейст­вием щелочи на раствор соли:

MgSO4 + 2NaOH = Mg(OH)2  + Na2SO4

Щелочноземельные металлы по своей химической ак­тивности лишь немного уступают щелочным металлам.

Они довольно быстро окисляются на воздухе, вытес­няют водород из воды при обыкновенной температуре. Их окислы могут непосредственно соединяться с водой, давая более или менее хорошо растворимые в воде осно­вания — щелочи.

Многие соли щелочноземельных металлов, например карбонаты, сульфаты, фосфаты, в отличие от солей ще­лочных металлов, труднорастворимы в воде.

Соли щелочноземельных металлов, внесенные в пламя газовой горелки, окрашивают его в характерные цвета.

**Цель работы:** Сравнить активность металлов Mg и Ca и их соединений.

**Реактивы и материалы:**

Металлы Mg и Ca

Вода

Фенолфталеин

HCl или H2SO4

CaO

MgO

CaCO3 и MgCO3 (растворы или порошок)

CuSO4

Жесткая вода

Раствор мыла

Ca(OH)2 – гашеная известь (CaO + H2O)

Пробирки

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

**Опыт 1 :** Взаимодействие Мg и Са с водой.

1) Поместить в 2 пробирки стружку Мg и кусочек Са.

2) Прилить воду.

3) Испытать растворы фенолфталеином.

4) 3аписать наблюдения уравнения реакций и сделать вывод .

**Опыт 2 :** Получение солей щелочно-земельных металлов.

1) Подействуйте на стружку Мg и кусочек Са раствором кислоты.

2) Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.

**Опыт 3 :**Окислы и гидраты окисей.

1)В две пробирки с оксидом Са и оксидом Мg добавить воды.

2) Испытать растворы фенолфталеином.

3) Сделать выводы о среде полученных растворов.

4) 3аписать уравнения.

**Опыт 4 :** Соли щелочно-земельных металлов.

1) На карбонат Са и карбонат Мg подействовать соляной кислотой.

2) 3аписать уравнения реакций.

3) Сделать вывод.

**Опыт 5:** К раствору гашеной извести прилить медный купорос.

1) 3аписать уравнение реакции.

2) Сделать вывод.

**Опыт 6 :** Устранение жесткости воды.

1) В жесткую воду (содержит сульфит Са2+ и Мg2+ ) добавить мыла.

2) Для сравнения добавить раствор мыла в пробирку с обычной водой.

3) 3аписать уравнение реакции.

4) Сделать вывод.

**Сформулировать общий вывод по данной работе.**

***Дополнительный опыт:***

Горение магния.

**Опыт 7.** Взять щипцами кусочек магниевой ленты и зажечь ее в пламени газовой горелки. Написать уравнение реакции.

**Лабораторная работа № 9.**

**Определение анионов солей в растворах.**

**Теоретическое введение:**

Общепринятой классификации анионов на аналитические группы не существует. Деление анионов на группы основано на различном их отношении к растворам солей бария, кальция, магния, серебра, свинца и других, к кислотам, окислителям, восстановителям. С этими реактивами анионы, как и катионы образуют осадки, газообразные вещества или дают характерное окрашивание.

Здесь приведена классификация анионов, основанная на различной растворимости солей бария и серебра соответствующих кислот. В зависимости от этого все анионы разделены на три аналитические группы

Классификация анионов на аналитические группы.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Аналитическая группа | Групповой реактив | Анионы |
| Первая  Вторая  Третья | AgNO3 в присутствии разбавленной HNO3  BaCl 2 в нейтральной или слабощелочной среде  Не имеет группового реактива | Cl-, Br-, I-, S-2идр.  SO4-2, SO3-2, S2O3-2, CO3-2,SiO3-2,  PO4-3, BO3-3идр.  NO3-, NO2-, CH3COO-идр. |

***Обнаружение сульфат-иона SO4-2:***

BaCl2 с ионами SO4-2  образует белый кристаллический осадок, нерастворимый в кислотах (не растворяется в HNO3).

***Обнаружение карбонат-иона CO3-2:***

Важнейшей реакцией на анион CO3-2 является реакция разложения карбонатов с помощью разбавленных минеральных кислот. При этом с шипением выделяются пузырьки диоксида углерода, который вызывает помутнение насыщенных растворов Ca(OH)2 или Ba(OH)2.

CO3-2 + 2Н+→ CO2↑ + H2O

CO2 + Ca+2 + 2OH-→↓CaCO3 + H2O

При избытке CO2 помутнение может исчезнуть за счет образования растворимого в воде гидрокарбоната кальция

CaCO3 + CO2 + H2O → Ca+2 + 2HCO3-

***Обнаружение фосфат-иона PO4-3:***

При взаимодействии с BaCl2 образует малорастворимую в воде соль, но растворимую в кислотах

***Обнаружение*** хлорид***-иона Cl-:***

При взаимодействии хлорид-иона с раствором нитрата серебра выпадает белый творожистый осадок, растворимый в разбавленной серной кислоте.

**Цель работы:** определить при помощи качественных реакций какие анионы входят в состав солей.

**Материалы и оборудование:**

Четыре пронумерованные пробирки с растворами солей

Растворы BaCl 2, HNO3, Н2SO4 , Ca(OH)2или Ba(OH)2, AgNO3

**Ход работы:**

1. Из каждой пробирки отлить небольшое количество реактива в чистую пробирку (для каждого реактива – свою).

2. Последовательно добавить к растворам, находящимся в пронумерованных пробирках раствор хлорида бария.

3. Исследовать получившиеся осадки на растворимость в азотной кислоте.

4. Сделать вывод о содержимом пробирок.

5. Оставшиеся нераспознанными растворы испытать нитратом серебра.

6. Отметить наблюдаемые изменения.

7. Написать уравнения проведенных реакций.

8. Сделать вывод.

**Лабораторная работа №10**

**Экспериментальное решение задач по теме «Неметаллы»**

**Теоретическое введение: см. Л.Р №9**

Цель работы:

Сформировать умения экспериментально доказывать состав неорганических веществ. Определять вещества по качественным реакциям на ионы.

Задание: Осуществить опыты в соответствии с инструкцией. Составить отчет о проведенной работе.

**Опыт №1 Доказательство состава веществ**

Реактивы: Растворы сульфата меди CuSO4, гидроксида натрия NaOH, хлорида бария BaCl2.

Выполнение опыта: Докажите опытным путем, что в состав

сульфата меди входит ион меди Cu2+ и сульфат ион

Задание: Напишите уравнения в молекулярном и ионном виде.

**Опыт №2 Определение веществ**

Реактивы: Растворы карбонат натрия Na2CO3 ,сульфат натрия Na2SO4, раствор соляной кислоты, хлорид бария, вещества в пробирках под номерами 1, 2, 3.

Выполнение опыта: Вам выдано три пробирки, определите в какой из пробирок, находится сульфат натрия, карбонат натрия, соляная кислота.

Задание: Напишите уравнения в молекулярном и ионном виде.

**Опыт №3 Превращение веществ**

Реактивы: хлорид кальция, карбонат натрия, азотная кислота, стеклянная трубочка.

Выполнение опыта: Осуществите схему превращений .

CaCl2 CaCO3 Ca (HCO3)2 CaCO3Ca (NO3)2

**Задание: Напишите уравнения реакций в молекулярном виде.**

*Контрольные вопросы*

1.Для чего нужно знать качественные реакции на ионы?

2.Качественные реакции на катионы, анионы, наиболее часто используемые в работе.

**Лабораторная работа №11**

**«Распознавание пластмасс и химических волокон»**

**Цель работы: распознать по свойствам данные образцы пластмасс и волокон.**

**I. Распознавание пластмасс**

В пакетах под номерами даны следующие образцы пластмасс: полиэтилена, поливинилхлорида, полистирола, фенолформальдегидной пластмассы, полиметилметакрилата. Опытным путём определите каждую пластмассу.

**Оборудование и реактивы:** спиртовка, тигельные щипцы, стеклянная палочка, пластина из жести, пробирки, лакмусовые бумажки (красные и синие).

**Первый этап работы.**

Распознавание пластмасс следует начать с внешнего осмотра (цвет, твёрдость, эластичность и т. д.) Обратите внимание на то, что образцы из полиэтилена жирны на ощупь, полупрозрачны, эластичны, механически прочны, могут иметь различную окраску. Образцы из поливинилхлорида эластичны, механически прочны, могут иметь различную окраску. Полистирольные образцы прозрачны, хрупки, различной окраски. Образцы из орг. стекла прозрачны, жестки, различной окраски, механически прочны. Фенолформальдегидные пластмассы тёмных тонов (от коричневого цвета до чёрного), жестки, прочны. Изделия из целлулоида эластичны, различной окраски, имеют характерный рисунок (под мрамор, малахит). Занесите свои наблюдения в отчёт о проделанной работе.

**Второй этап работы.**

Определяете отношение пластмасс к нагреванию и характеру горения.

*Опыт 1.* Жестяную пластину с образцом полимера подержите с помощью тигельных щипцов над пламенем спиртовки. Нагревание образца ведите несколько секунд. Затем стеклянной палочкой попытайтесь изменить его форму. После остужения можно снова нагреть этот образец и снова изменить его форму. Данные эксперимента сравните с данными таблицы 1 (Приложение1 «Распознавание пластмасс».

*Опыт 2.* Кусочек образца пластмассы внесите тигельными щипцами в пламя спиртовки. Когда образец загорится, выньте его из пламени и подержите над жестяной пластиной. Продолжает ли он гореть вне пламени? Каким пламенем горит? Погасите пламя, если обильно выделяется копоть. Свои наблюдения сверьте с данными таблицы 1(Приложение1)«Распознавание пластмасс».

Отчёт о проделанной работе

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| № образца | Внешний вид пласмассы | Отношение к нагреванию | Характер горения | Название пластмассы | Структурное звено пластмассы |
|  |  |  |  |  |  |

**II.Распознавание волокон**

В пакетах под номерами находятся волокна: хлопчатобумажное, шерстяное, ацетатное, капроновое, лавсан.

Анализ волокна или образца ткани начинают с испытания путём сжигания. Пучок волокна тигельными щипцами внесите в пламя. Как только он загорится, уберите его из пламени и тщательно рассмотрите. Если волокно перестанет гореть, его снова зажигают. При этом необходимо проследить:

а) с какой скоростью происходит горение,

б) запах продуктов разложения,

в) характер остатка после горения.

Сверьте свои наблюдения с таблицей 2.(Приложение2) «Распознавание волокон» и заполните отчёт о проделанной работе.

Отчёт о проделанной работе

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| № образца волокна | Характер горения. | Название волокна | Структурное звено волокна |
|  |  |  |  |
|  |  |  |  |
|  |  |  |  |

**Лабораторная работа №12**

**«Экспериментальные задачи по распознаванию органических веществ»**

***Цель работы:*** научиться распознавать органические вещества с помощью характерных (качественных) реакций, продолжить закрепление навыков по составлению уравнений реакций на свойства и получение веществ.

***Оборудование и реактивы*:** пробирки (8 шт.), пипетки (2 шт.), штатив для пробирок, NaOH, CuSO4, спиртовка, пробиркодержатель, спички, глюкоза, белок, уксусная кислота, сахароза.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

*Ход работы*

В 4 пронумерованных пробирках находятся вещества глюкоза, белок, уксусная кислота, сахароза.

С помощью реактивов NaOH и CuSO4 определите, какое вещество находится в каждой пробирке. Напишите уравнения

протекающих реакций, назовите продукты реакций.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Реагент, действие | Наблюдаемый эффект | | | | Уравнения реакций, выводы. |
| 1 | 2 | 3 | 4 |
| NaOH+ CuSO4 |  |  |  |  | Уксусная кислота + Cu(OH)2 =  Глюкоза + Cu(OH)2 = |
| нагревание |  |  |  |  |  |

***Вывод:*** с помощью химических превращений мы решили экспериментальную задачу на распознавание веществ:

1 пробирка ­–

2 пробирка –

3 пробирка –

4 пробирка -

**Литература:**

1.Хомченко И.Г. Общая химия: : учеб. для студ. проф. учеб. заведений –М., 2014

2.Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. проф. учеб. заведений /О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов.-М.,2014

4.Габриелян О.С. Практикум по общей, неорганической и органической химии: учеб. Пособие для студ. сред. проф. учеб. заведений / Габриелян О.С., Остроумов И.Г. Дорофеева Н.М.-2014

5.Габриелян О.С. Химия. 10 класс. Базовый уровень: учеб. для общеобразоват. учреждений.- М.,2013

6.Габриелян О.С. Химия. 11 класс. Базовый уровень: учеб. для общеобразоват. учреждений.- М.,2014

7.Ерохин Ю.М. Химия. - М., 2013

**Интернет-ресурсы:**

1.http://ru.wikipedia.org/wiki

2.http://interneturok.ru/ru/school/химия/10-11-klass

3.http://school-collection.edu.ru/ - Единая коллекция цифровых образовательных ресурсов

4.http://www.alhimik.ru/ - Алхимик. Электронный журнал для преподавателей, школьников и студентов.

5.http://www.chemistry.narod.ru/ - Мир химии

6.http://hemi.wallst.ru/ - Химия. Образовательный сайт для школьников и студентов.

7.http://www.college.ru/chemistry/ - Открытый Колледж: Химия. http://www.chemistry.ssu.samara.ru/ - Органическая химия - учебник для средней школы.

8.http://www.informika.ru/text/database/chemy/Rus/chemy.html - Электронные учебники по общей химии, неорганической химии, органической.

**Приложение №1 таблица1 «Распознавание пластмасс».**

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Пластмасса | Формула | Внешние признаки | Отношение к нагреванию, горению | Реакции на продукты разложения | + Ацетон | + Бензол | + Дихлорэтан |
| Полиэтилен | (-CH2-CH2-)n | Сходен с парафином. Относительно мягкий и эластичный материал. Тонкие плёнки прозрачные. Цвет различный | При нагревании размягчается - можно вытянуть нити. Горит синим пламенем, плавится и образует капли | Не обесцвечивает растворы KMnO4 и Br2 | Не растворяется | Не растворяется | Не растворяется |
| Поливинилхлорид | (-CH2-CH-)n  |  Cl | Относительно мягкий материал. При пониженной температуре становится твёрдым и хрупким. Цвет различный | При нагревании размягчается. Горит небольшим пламенем, образуя чёрный хрупкий шарик. Вне пламени гаснет. При горении чувствуется резкий запах | Выделяющийся хлороводород окрашивает лакмусовую бумажку в красный цвет, с раствором AgNO3 образует осадок белого цвета | Не растворяется | Не растворяется | Набухает, становится  рыхлым |
| Полистирол | (-CH2-CH-)n  |  C6H5 | Твёрдый, хрупкий, почти прозрачный или непрозрачный материал. Может быть разного цвета | При нагревании размягчается,  Легко вытягивается в нити | Обесцвечивает растворы KMO4 и Br2 | Набухает | Растворяется | Растворяется |
| Фенолформальдегидные (фенопласты) | С - ОН  / \ \  - С С-СН2-  | | |  НС СН  \/ /  СН n | Твёрдые, хрупкие материалы тёмного цвета с блестящей поверхностью | При сильном нагревании разлагаются. Горят, распространяя резкий запах фенола, вне пламени постепенно гаснут | **-** | Не растворяются | Не растворяются | Не растворяются |

**Приложение №2 таблица2 «Распознавание волокон».**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Волокно | Формула | Сжигание | Реакции на продукты разложения | + HNO3 | + H2SO4 | + NaOH | + Ацетон | + Фенол |
| Хлопок | (С6Н10О5)n | Горит быстро с запахом жжёной бумаги. Остаётся чёрный пепел | Окрашивает  лакмусовую  бумажку в красный цвет | Растворяется, образуя бесцветный раствор | Растворяется | Набухает, но не растворяется | Не растворяется | Не растворяется |
| Шерсть | - | Горит медленно с запахом жжёных волос, образуя шарик чёрного цвета, который растирается в порошок | Окрашивает лакмусовую бумажку в синий цвет | Набухает и окрашивается в жёлтый цвет | Разрушается | Растворяется | Не растворяется | Не растворяется |
| Вискозное | (C6H10O5)n | Горит быстро с запахом жжёной бумаги. Остаются следы золы | Окрашивает лакмусовую бумажку в красный цвет | Растворяется, образуя бесцветный раствор | Растворяется, образуя красно-коричневый раствор | Сильно набухает и растворяется | Не растворяется | Не растворяется |
| Ацетатное | [ (C6H7O2)-  (OCOCH3)3]n | Горит быстро, образуя шарик тёмно-бурого цвета. Вне пламени не горит | Окрашивает лакмусовую бумажку в красный цвет | Растворяется, образуя бесцветный раствор | Растворяется | Образуется желтоватый раствор | Растворяется | Не растворяется |
| Нитрон | (-CH2-CH-)n  |  C= N | Горит, образуя тёмный не блестящий рыхлый шарик | Окрашивает лакмусовую бумажку в синий цвет | Не растворяется | Растворяется | Не растворяется  (при кипячении краснеет) | Не растворяется | Не растворяется |
| Хлорин | (-CH2-CHCI-  -CHCI-CHCI-)n | Горит небольшим коптящим пламенем, образуя чёрный хрупкий шарик. Вне пламени не горит. При горении распространяет острый запах | Окрашивает лакмусовую бумажку в красный цвет, даёт осадок с AgNO3 | Не растворяется | Не растворяется | Не растворяется | Растворяется | Не растворяется |
| Лавсан | O O  [-C-C6H5-C-O-  -CH2-CH2-O-]n | Горит коптящим пламенем и образует твёрдый блестящий шарик тёмного цвета | На стенках пробирки образуется жёлтое кольцо | Не растворяется | Растворяется | Не растворяется | Не растворяется | Растворяется |
| Капрон | HO O  (-N-(CH2)5-C-)n | Плавится, образуя твёрдый блестящий шарик тёмного цвета. Чувствуется неприятный запах | Окрашивает лакмусовую бумажку в синий цвет | Растворяется,  образуя бесцветный раствор | Растворяется,  образуя бесцветный раствор | Не растворяется | Не растворяется | Растворяется |