МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ**

**«ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

**(ДГТУ)**

КАФЕДРА «Химия»

**ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**

**Практикум**

по выполнению лабораторной работы № 1

по дисциплине

«Химия»

Ростов-на-Дону

2024 г

Составители: к.х.н., доцент Таутиева М.А., к.х.н., доцент Новикова А.А.

Практикум по выполнению лабораторной работы по дисциплине «Химия». ДГТУ, г. Ростов-на-Дону, 2024 г.

В практикуме кратко изложены теоретические вопросы, необходимые для успешного выполнения лабораторной работы, рабочее задание и контрольные вопросы для самопроверки.

Предназначено для обучающихся по направлению подготовки (код, название):

090302 Информационные системы и технологии

150301 Машиностроение

230302 Наземные транспортно–технологические комплексы

Ответственный за выпуск:

Зав. кафедрой (руководитель структурного подразделения, ответственного за реализацию ОПОП) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

 Ф.И.О.

ã Издательский центр ДГТУ, 2024 г.

**Введение**

Роль химии в научно-техническом прогрессе велика. Множество простых и сложных веществ применяют в разных областях строительной, производственной и сельскохозяйственной сфер. Среди них достаточное количество неорганических соединений. К важнейшим классам неорганических соединений относят оксиды, основания, кислоты, соли.

**Теоретическая часть**

1. *Оксиды*

Оксид – сложное вещество, включающее в себя два элемента, один из которых кислород в степени окисления -2. Общая формула оксидов ЭхОу , где х – число атомов элемента; у – число атомов кислорода.

* 1. *Состав оксидов*

Состав оксида определяется положительной степенью окисления элемента, образующего оксид.

Название оксида складывается из слова “оксид” и названия элемента. Если элемент проявляет переменную валентность, то рядом с названием оксида ставится валентность в скобках:

Na2O – оксид натрия;

CaO – оксид кальция;

 SO2 – оксид серы (IV);

SO3 – оксид серы (VI);

Mn2O7 – оксид марганца (VII).

* 1. *Получение оксидов*

Получение оксидов:

a) окислением элементов кислородом

4Al + 3O2 = 2Al2O3;

S + O2 = SO2;

б) при разложении сложных веществ

Ca(OH)2 $→$ CaO + H2O;

H2SO3 → SO2 + H2O;

в) при окислении сложных веществ

2H2S + 3O2 = 2SO2 + 2H2O.

* 1. *Классификация оксидов*

По химическим свойствам оксиды подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие или безразличные (СО, NO, N2O, SiO).

Продукты взаимодействия оксидов с водой называются гидроксидами, которые могут быть основаниями (NaOH, Cu(OH)2 ), кислотами (H2SO4 , H3PO4), амфотерными гидроксидами (Zn(OH)2 = H2ZnO2 ).

Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные.

Основными называют оксиды, которым соответствует основание: CaO → Ca(OH)2 , кислотными – которым соответствует кислота: CO2 → H2CO3 . Амфотерным оксидам соответствуют как кислоты, так и основания: Zn(OH)2 ← ZnO → H2ZnO2 .

Основные оксиды образуют металлы, кислотные – неметаллы и некоторые металлы побочных подгрупп, амфотерные – амфотерные металлы.

* 1. *Химические свойства оксидов*

Основные оксиды реагируют:

1. с водой с образованием оснований:

Na2О + H2O = 2NaОH;

CaO + H2O = Ca(OH)2;

2) с соединениями кислотного характера (кислотными оксидами, кислотами) с образованием солей и воды:

CaO + СО2 = СаСО3;

CaO + 2HCl = CaCl2 + H2O;

 3) с соединениями амфотерного характера:

Li2O + Al2O3 = 2Li AlO2;

3NaOH + Al(OН)3 = Na3AlO3 + 3Н2О;

Кислотные оксиды реагируют:

1) с водой с образованием кислот:

SO3 + H2O = H2SO4;

2) с соединениями основного характера (основными оксидами и основаниями) с образованием солей и воды:

SO2 + Na2O = Na2 SO3;

CO2 + 2NaОH = Na2CO3 + H2O;

1. с соединениями амфотерного характера

СО2 + ZnO = ZnCO3;

СО2 + Zn(OH)2 = ZnСО3 + H2O;

Амфотерные оксиды проявляют свойства как основных, так и кислотных оксидов. Им отвечают амфотерные гидроксиды:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| кислая среда |  | щелочная среда |
| Ве(ОН)2 | ВеО | Н2ВеО2 |
| Zn(OH)2 | ZnO | Н2ZnО2 |
| Аl(OН)3   | Al2O3 | H3AlО3 НАlO2 |
| Cr(OН)3  | Сr2O3 | HCrO2 |
| Pb(OH)2  | PbO | Н2PbО2  |
| Sn(OH)2  | SnO | Н2SnО2 |

Амфотерные оксиды взаимодействуют с соеднинениями кислого и основного характера:

|  |  |
| --- | --- |
| ZnO + SiO2 = ZnSiO3;ZnO + H2SiO3 = ZnSiO3 + H2O; | Al2O3 + 3Na2O = 2Na3AlO3;Al2O3 + 2NaOH = 2NaAlO2 + H2O. |

Металлы с переменной валентностью могут образовывать оксиды всех трех типов. Например:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| CrO | основной | Cr(OH)2; |
| Cr2O3 | амфотерный | Cr(OH)3; HCrO2 |
| Cr2O7 | кислотный | H2Cr2O7; |
| MnO | основной; | Mn(OH)2 |
| MnO2 | амфотерный; | Mn(OH)4, H2MnO3 |
| Mn2O7 | кислотный | HMnO4 |
|  |  |  |
|  |  |  |

1. *Основания*

 Основания – сложные вещества, в состав которых входят атомы металла и одна или несколько гидроксидных групп (ОН‾). Общая формула оснований – Ме(ОН)у , где у – число гидроксидных групп, равное валентности металла.

* 1. *Номенклатура*

Название основания складывается из слова «гидроксид» + название металла.

Если металл имеет переменную валентность, то ее указывают в конце в скобках. Например: CuOH – гидроксид меди (I), Cu(OH)2 – гидроксид меди (II), NaОH – гидроксид натрия.

Основания (гидроксиды) являются электролитами. Электролитами называются вещества, которые в расплавах или растворах полярных жидкостей распадаются на ионы: положительно заряженные катионы и отрицательно заряженные анионы. Распад вещества на ионы называется электролитической диссоциацией.

Bсe электролиты можно разделить на две группы: сильные и слабые. Сильные электролиты в водных растворах диссоциированы практически нацело. Слабые электролиты диссоциируют только частично и в растворах устанавливается динамическое равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами: NН4ОН NH4+ + ОН- .

*2.2. Классификация*

а) по числу гидроксидных групп в молекуле. Количество гидроксидных групп в молекуле основания зависит от валентности металла и определяет кислотность основания.

Основания делятся на:

- однокислотные, молекулы которых содержат одну гидроксидную группу: NaOH, KOH, LiOH и др.;

- двухкислотные, молекулы которых содержат две гидроксидные группы: Ca(OH)2 , Fe(OH)2 и др.;

- трехкислотные, молекулы которых содержат три гидроксидные группы: Ni(OH)3 , Bi(OH)3 и др.

Двух- и трехкислотные основания называются многокислотными.

б) по силе основания делятся на:

- сильные (щелочи): LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH)2 , Sr(OH)2 , Ba(OH)2;

- слабые: Cu(OH)2 , Fe(OH)2 , Fe(OH)3 и др.

Сильные основания растворимы в воде, а слабые – нерастворимы.

Диссоциация оснований

Сильные основания диссоциируют практически полностью:

Са(ОН)2 = Са2+ + 2ОН-.

Слабые основания диссоциируют ступенчато. При последовательном отщеплении гидроксид-иона от многокислотных оснований образуются основные остатки гидроксокатионы, например:

Fe(OH)3 ⇆ OH- + Fe(OH)2+ дигидроксокатионы железа;

Fe(OH)2+ ⇆ OH- + FeOH2+ гидроксокатионы железа;

Fe(OH)2+ ⇆ OH- + Fe3+ катионы железа.

Число основных остатков равно кислотности основания.

*2.3. Химические свойства оснований*

1. Водные растворы щелочей изменяют окраску индикаторов: лакмус – синий, фенолфталеин – малиновый, метилоранж – желтый.
2. Основания реагируют:

а) с кислотами (реакция нейтрализации)

Cu(OH)2 + H2SO4 = CuSO4 + 2H2O;

б) с кислотными оксидами

KOH + CO2 = KHCO3;

2KOH + CO2 = K2CO3 + H2O;

в) нерастворимые в воде гидроксиды при нагревании разлагаются

Fe(OH)3 $→$ Fe2O3 + 3H2O;

г) с солями, если образуется малорастворимый продукт

Ba(OH)2 + Na2SO4 = BaSO4↓ + 2NaОH;

2NaОH + CuCl2 = Cu(OH)2↓ + 2NaCl;

д) с амфотерными оксидами и гидроксидами

2KOH + ZnO $→$ K2 ZnO2 + 2H2O;

Al(OH)3 + NaОH = Na[Al(OH)]4.

* 1. *Получение оснований*

Растворимых:

1. активный металл + вода

Li + 2H2O = 2LiOH↑ + H2;

2) оксид + вода

CaO + H2O = Ca(OH)2;

3) электролиз водных растворов солей

NaCl + H2O → 2NaОH + H2↑ + Cl2;

Нерастворимых:

1. соль + щелочь

CuSO4 + 2NaОH = Cu(OH)2↓+ Na2SO4.

1. *Кислоты*

Кислоты – сложные вещества, содержащие один или несколько атомов водорода и кислотные остатки. Общая формула кислот - НхAn , ион Н+ называется гидроион.

*3.1. Классификация кислот*

Классификация:

а) по основности

Основность кислоты – это число атомов водорода, которые в молекуле кислоты могут замещаться атомами металла.

По основности кислоты делятся на:

- одноосновные, молекулы которых содержат один атом водорода: НСl, HNO3 , HCN и др.;

- двухосновные, молекулы которых содержат два атома водорода: Н2S, H2SO4 , H2CO3 и др.;

- трехосновные, молекулы которых содержат три атома водорода: H3PO4 , H3PO3 , H3AsO4 и др.

Кислоты, молекулы которых содержат два и более атома водорода называются многоосновными.

б) по содержанию атомов кислорода в молекуле кислоты делятся на:

- бескислородные, молекулы которых не содержат атомов кислорода: HCl, HBr , HCN , H2S и др.;

- кислородсодержащие, молекулы которых содержат атомы кислорода: HNO3 , H2SO4 , H3PO4 и др.;

в) по силе.

Сильные кислоты диссоциируют в водных растворах практически полностью. К сильным кислотам относятся: H2SO4 , HNO3 , HClO4 , HCl , HBr , HJ, к слабым – большинство органических кислот, а также Н3РО4 , Н2СО3 , H2SO3 , H2S , HCN и др.

*3.2. Номенклатура*

Название бескислородных кислот складывается из названия элемента с добавлением – водородная.

Формулы и названия бескислородных кислот и их солей:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| НF | – фтороводородная кислота  | – фториды; |
| HCl | – хлороводородная (соляная) кислота | – хлориды; |
| HBr | – бромоводородная кислота | – бромиды; |
| HJ | – йодоводородная кислота | – йодиды; |
| H2S | – сероводородная кислота | – сульфиды; |
| HCN | – циановодородная (синильная) кислота | – цианиды. |

 Название кислородсодержащих кислот включает в себя название элемента в кислотном остатке с учетом его степени окисления (высшая степень окисления – окончание - ная, низкая степень окисления – окончание - истая).

 Формулы и названия кислородсодержащих кислот и их солей

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Н2СО3 | – угольная кислота | – карбонаты; |
| Н2SiO3 | – кремниевая кислота | – силикаты; |
| HNO3 | – азотная кислота | – нитраты; |
| HNO2 | – азотистая кислота | – нитриты; |
| H3PO4 | – фосфорная кислота | – фосфаты; |
| H3PO3 | – фосфористая кислота | – фосфиты; |
| H2SO4 | – серная кислота | – сульфаты; |
| H2SO3 | – сернистая кислота | – сульфиты; |
| H2CrO4 | – хромовая кислота | – хроматы; |
| H2Cr2O7 | – дихромовая кислота | – дихроматы; |
| HClO | – хлорноватистая кислота | – гипохлориты; |
| HClO2 | – хлористая кислота | – хлориты; |
| HClO3 | – хлорноватая кислота | – хлораты; |
| HClO4 | – хлорная кислота | – перхлораты; |
| H2MnO4 | – марганцовистая кислота  | – манганаты; |
| HMnO4 | – марганцовая кислота | – перманганаты; |
| СН3СООН  | – уксусная кислота  | – ацетаты. |

*3.3. Химические свойства кислот*

Кислоты одинаково изменяют цвет индикаторов: лакмус – красный,

фенолфталеин – бесцветный, метилоранж – красный

Кислоты взаимодействуют:

а) с основаниями (реакция нейтрализации):

HCl + NaОH = NaCl + H2O;

б) с основными оксидами

CuO + H2SO4 = CuSO4 + H2O;

в) с амфотерными оксидами и гидроксидами

H2SO4 + ZnO = ZnSO4 + H2O;

3НСl + Cr(OH)3 = CrCl3 + H2O;

г) с металлами

Ni + H2SO4 = NiSO4 + H2↑;

д) с солями, если образуется малорастворимое, малодиссоциирующее, летучее вещество

HCl + Na2CO3 = NaCl + H2O + CO2 ↑;

H2SO4 + BaCl2 =BaSO4 ↓ + 2HCl;

е) при нагtревании кислородсодержащие кислоты разлагаются

 H2SiO3  $→$ SiO2 + H2O.

*3.4. Получение кислот*

1) кислородсодержащих – взаимодействие соответствующего оксида и воды:

N2O5 + H2O = 2HNO3;

2) бескислородных – взаимодействие простых веществ:

H2 + Cl2 = 2HCl;

3) реакцией обмена между солью и менее летучей кислотой:

2NaCl + H2SO4 = 2HCl ↑ + Na2SO4.

1. *Соли*

Соли – это сложные вещества, молекулы которых состоят из катионов металлов и анионов кислотных остатков. Общая формула солей – МехAny.

*4.1. Классификация*

Соли делятся на три типа: нормальные (средние), кислые, основные.

Средние соли являются продуктами полного замещения водорода кислоты металлом или гидроксида основания кислотным остатком.

H2SO4 + Zn = ZnSO4 + H2↑;

 Сульфат цинка

Ca(OH)2 + 2HCl = CaCl2 + 2H2O.

 Хлорид кальция

Кислые соли – это продукты неполного замещения атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла.

H2SO3 + KOH = KHSO3 + H2O;

избыток гидросульфит калия

КНSO3 – кислая соль, которая диссоциирует на катион металла и кислотный остаток.

КНSO3 = К+ + НSO3-.

Основные соли – это продукты неполного замещения гидроксидных групп в молекулах многокислотных оснований кислотными остатками.

Fe(OH)3 + HCl = Fe(OH)2Cl + H2O

избыток дигироксохлорид железа

Fe(OH)3 + 2HCl = Fe(OH)Cl2 + 2H2O

избыток гидроксохлорид железа

Fe(OH)2Cl - основная соль, которая диссоцирует на сложный катион и кислотный остаток.

Fe(OH)2Cl = Fe(OH)2 + + Cl-.

*4.2. Номенклатура*

Названия средних солей бескислородных кислот складываются из названия кислотного остатка и металла:

NaCl - хлорид натрия;

LiF - фторид лития.

Названия кислородсодержащих кислот учитывают степень окисления элемента в кислотном остатке: высшая степень окисления – окончание - ат; низкая степень окисления – окончание -ит.

Например:

Na2SO4 – сульфат натрия;

Na2SO3 – сульфит натрия.

В названии кислых солей присутствует слово гидро- + анион + металл:

KHCO3 – гидрокарбонат калия;

Ca(H2PO4)2 – дигидрофосфат кальция;

NaH2PO4 – дигидрофосфат натрия.

В названии основных солей присутствует слово гидроксо- + анион + металл:

MgOHCl – гидроксохлорид магния;

Al(OH)2Cl – дигидроксохлорид алюминия.

*4.3. Химические свойства солей*

Соли взаимодействуют:

а) с металлами

СuSO4 + Fe = FeSO4 + Cu;

б) со щелочами

FeCl3 + KOH = Fe(OH)3↓ + 3KCl;

K2CO3 + Ba(OH)2 = BaCO3↓ + 2KOH;

в) с кислотами

BaCl2 + H2SO4 = BaSO4↓+ 2HCl;

Na2S + H2S = 2NaHS;

г) между собой с образованием новых солей, если одна из солей выпадает в осадок

AgNO3 + KCl = AgCl↓ + KNO3;

д) разлагаются при нагревании

MgCO3 $→$ MgO + CO2↑;

е) основные соли взаимодействуют с кислотами с образованием средних солей и воды

CuOHCl + HCl = CuCl2 + H2O;

ж) кислые соли взаимодействуют со щелочами с образованием средних солей и воды

NaHSO3 + NaOH = Na2SO3 + H2O.

*4.4. Получение солей*

Соли получают реакциями взаимодействия:

1) кислот с основаниями (реакции нейтрализации)

HCl + NaОH = NaCl + H2O;

2) металлов с неметаллами

Mg + Cl2 = MgCl2;

3) металлов с кислотами

Ni + H2SO4  = Ni SO4 + H2;

4) основных оксидов с кислотами

CuO + H2SO4 = CuSO4 + H2O;

5) оснований с кислотными оксидами

2NaОH + CO2  = Na2CO3 + H2O;

6) основных оксидов с кислотными оксидами

Na2O + SO2 = Na2SO3;

7) щелочей с солями

NaОH + CuSO4 = Cu(OH)2 + Na2SO4;

8) кислот с солями

HCl + Na2CO3 = NaCl + H2O + CO2↑;

9) солей между собой с образованием осадка

NaCl + AgNO3 = AgCl↓ + NaNO3.

Существует определенная связь между классами неорганических соединений. Эту связь называют генетической («генезис» – происхождение). Ниже приведена схема генетической связи классов неорганических соединений:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| металл→ | основной оксид→ | основание→ | →соль. |
| неметалл→ | кислотный оксид→ | кислота→ |

**Инструкция по технике безопасности при выполнении лабораторной работы**

При работе в химической лаборатории необходимо придерживаться следующих правил:

1. Предварительно прочитать соответствующие разделы учебника, записи лекций и познакомится с содержанием лабораторной работы.

2. Внимательно следить за ходом опыта и замечать все изменения.

3. Если нет указания о дозировки реактивов для данного опыта, то брать их надо в возможном меньшем количестве (экономия материалов и времени, затрачиваемого на операцию).

4. Излишек реактива не высыпать и не выливать обратно в сосуд, из которого он был взят.

5. Не уносить приборы, аппараты, реактивы общего пользования на свое рабочее место. Не путать пробки от капельных пипеток и реактивных склянок.

6. Все опыты с ядовитыми и неприятно пахнущими веществами проводить в вытяжном шкафу.

7. С первых дней приучить себя работать аккуратно, внимательно, без торопливости.

8. Содержать своё рабочее место в чистоте: грязь нередко бывает причиной искажения результатов. Приборы и посуду мыть тотчас после окончания опыта, не откладывая до окончания всей работы. Если пролита вода или реактивы, быстро вытереть стол, но будьте осторожны, чтобы не повредить руки и одежду. Разбитое стекло, куски бумаги, испорченные сухие реактивы и т. д. не оставлять на столах, а выбросить в специальный бак, ни в коем случае не в водопроводную раковину.

9. Не загромождать стол ненужными в данный момент предметами, приборами, книгами. Личные вещи убирайте в ящик лабораторного стола.

10. Соблюдайте в лаборатории тишину.

11. По окончании работы вылить и сдать лаборанту приборы и посуду, привести в порядок рабочее место.

12. Обязательно вести запись проведённых лабораторных работ. Пока выполненный опыт не записан, не переходить к следующему.

Цель работы

Изучить классы неорганических соединений, способы их получения и химические свойства.

**Рабочее задание**

1. Изучить теоретический материал по теме «Классы неорганических соединений»
2. Ознакомиться с методикой проведения лабораторных опытов
3. Ознакомиться с правилами техники безопасности в химической лаборатории
4. Выполнить экспериментальную часть лабораторной работы
5. Написать и предоставить преподавателю отчет по лабораторной работе
6. Ответить на вопросы преподавателя при защите лабораторной работы.

**Общие положения**

1. *Подготовка к выполнению лабораторной работы*

Домашняя подготовка студента к выполнению лабораторной работы включает следующие этапы:

¾ Студент должен по учебникам (учебному пособию) проработать соответствующий теоретический материал, имеющий непосредственное отношение к теме лабораторной работы. Это нужно для осмысленного выполнения опытов. Краткие теоретические основы работы есть в «Лабораторном практикуме».

¾ Студент должен ознакомиться с методикой выполнения эксперимента по «Лабораторному практикуму». Студент знакомится с целью работы, необходимым оборудованием и материалами для работы, а также с ходом выполнения лабораторных работ.

¾ Студент описывает методику выполнения работы в своем лабораторном журнале (в тетради для лабораторных работ).

1. *Выполнение лабораторной работы на занятии*

Студент должен ознакомиться с лабораторной работой на рабочем месте (техникой безопасности, оборудованием, материалами и т.п.).

Только после получения у преподавателя допуска к выполнению лабораторной работы студент может приступать к работе.

В соответствии с «Лабораторным практикумом» выполнить всю практическую работу.

По полученным данным студенты производят расчеты (если необходимо), записывают наблюдения, строят графики и делают выводы. В конце занятия студенты получают у преподавателя письменное подтверждение, что работа выполнена верно. Для этого преподаватель расписывается в лабораторной тетради: пишет «выполнено», ставит дату и подпись. В случае получения неправильных результатов, работу надо переделать, т.е. выполнить повторно.

1. *Оформление лабораторной работы*

В большинстве случаев это домашний этап работы. В лабораторном журнале студент оформляет работу: заполняет отчеты по проведенным экспериментам. В отчетах должна быть представлена следующая информация: тема работы; цель работы; материалы и оборудование; результаты выполнения работы: наблюдения; ответы на контрольные вопросы; при необходимости начерчены графики функций; по целям работы должны быть сформулированы выводы.

Если время позволяет, то оформить работу можно на занятии (после выполнения лабораторной работы и подтверждения преподавателем правильности полученных результатов). Если студент по какой-либо причине не успевает это сделать на занятии, то оформляет работу дома.

1. *Защита лабораторной работы*

Под защитой лабораторной работы подразумевается:

¾ Представление преподавателю своего лабораторного журнала (тетради) с полностью оформленной работой и проверка её преподавателем.

¾ Ответы на контрольные вопросы по теории и методике эксперимента, которые приводятся в «Лабораторном практикуме».

¾ Сдать работу преподавателю (т.е. защитить её на оценку) можно на этом же занятии. Но если оформление работы громоздкое или большая часть времени ушла на выполнение работы, то чаще всего защита выполненной лабораторной работы проводится на следующем занятии.

Преподаватель в конце занятия выдает каждому студенту индивидуальных задачи, решение которых студент представляет преподавателю на следующем занятии. Правильное решение задач оценивается определенной суммой баллов и засчитывается преподавателем как защита выполненной лабораторной работы.

Студенты, не защитившие лабораторные работы в срок и не набравшие необходимой суммы баллов, защищают все выполненные лабораторные работы на занятии, выделенном как защита блока лабораторных работ. Студенты, уже защитившие часть лабораторных работ, защищают последнюю из выполненных работ. Защита выполненных лабораторных работ допускается не более двух раз и оценивается при этом минимальным количеством баллов. Лабораторный практикум считается выполненным, если студент отработал и защитил все лабораторные работы, набрав при этом минимально необходимую сумму баллов.

Для оценки результатов лабораторной работы используются следующие критерии:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Критерий | Показатель | Вес |
| 1. Выполнение лабораторной работы | - освоение типовой методики проведения лабораторной работы, с использованием необходимого оборудования, включая подготовку образцов | 0,15 |
| 2. Подготовка отчета по лабораторной работе | - краткое теоретическое описание физических основ используемого метода, включающее, описание компоновки и принципа работы оборудования,схемы работы оборудования и этапы проведения обработки образцов,- достоверность полученных данных,- правильность статистической обработки массива экспериментальных данных- наглядность представления полученных результатов (табличное, графическое, аналитическое)- логичность, обоснованность сделанных в работе выводов | 0,35 |
| 3. Защита лабораторной работы  | - правильность и полнота ответов, их обоснованность- анализ недостатков и достоинств использованного метода исследования | 0,35 |
| 4. Соблюдение требований по оформлению отчета | - правильное оформление текста отчета, грамотность и культура изложения- правильность оформления графического материала с указанием единиц измерения величин | 0,15 |

**Материально-техническое обеспечение работы**

Химическая лаборатория: лабораторные столы, лабораторные стулья, вытяжной шкаф, меловая доска;

Лабораторная посуда: штатив с пробирками 10 шт;

Химические реактивы: металлы - Zn, Cu; оксиды - CaO, ZnO; щелочи – 2 н NaOH; конц NaOH; кислоты – 2 н HCl, 2 н H2SO4, конц H2SO4; соли - ZSO4, Cr2(SO4)3, FeCI3, Pb(NO3)2 , FeCI2, BaCI2, CuSO4, NaCI, AI2(NO3)3, индикаторы – фенолфталеин; дистиллированная вода.

**Порядок выполнения работы**

*Опыт 1. Взаимодействие основных оксидов с водой.*

В пробирку насыпьте немного оксида кальция CaO и добавьте 1 мл воды. Содержимое пробирки хорошо перемешайте и прибавьте 2-3 капли раствора фенолфталеина. Как изменится цвет индикатора и почему?

*Опыт 2. Взаимодействие основных оксидов с кислотами.*

В пробирку насыпьте немного оксида кальция (около 0,1 г) и добавьте 1 мл раствора соляной кислоты HCl. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

*Опыт 3. Взаимодействие амфотерных оксидов со щелочами и кислотами*.

В две пробирки насыпьте небольшое количество (около 0,1 г) оксида цинка ZnO. В первую прилейте 2-3 мл раствора соляной кислоты, во вторую 2-3 мл раствора гидроксида натрия. Что происходит? Проверьте растворимость оксида цинка в воде. Составьте уравнения всех процессов.

*Опыт 4. Взаимодействие оснований с кислотами (реакция нейтрализации).*

В пробирку налейте 1-2 мл раствора гидроксида натрия NaOH, добавьте 1-2 капли раствора фенолфталеина и медленно, по каплям, прибавьте 1-2 мл соляной кислоты HCl до изменения окраски индикатора. Что происходит? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

*Опыт 5. Исследование амфотерности гидроксидов цинка и хрома (III).*

Возьмите 2 пробирки. Налейте в первую пробирку 1 мл раствора сульфата цинка ZnSO4, во вторую - 1мл раствора сульфата хрома(III) Cr2(SO4)3. В каждую пробирку прибавьте по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадков. Какого цвета осадки? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Перемешайте осадки легким встряхиванием и каждый осадок разделите на 2 пробирки. К одной части осадков добавьте раствор соляной кислоты, а к другой - раствор гидроксида натрия (в избытке). Что наблюдаете? Напишите уравнения всех реакций в молекулярной и ионной формах.

*Опыт 6. Получение нерастворимых оснований.*

Налейте в пробирку 1 мл раствора хлорида железа (III) FeCI3. Добавьте 1 мл раствора гидроксида натрия. Что образуется? Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

*Опыт 7. Взаимодействие кислот с солями.*

К 1-2 мл раствора нитрата свинца (II) Pb(NO3)2 прилейте 1-2 мл раствора соляной кислоты. Что происходит? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 8. Взаимодействия кислот с металлами

Налейте в две пробирки по 1-2 мл разбавленной серной кислоты. В первую пробирку добавьте гранулу металлического цинка, а во вторую - кусочек металлической меди. Что наблюдаете? Составьте уравнения реакций.

*Опыт 9. Получение солей из амфотерных гидроксидов.*

Даны растворы солей: FeCI2, BaCI2, CuSO4, ZnSO4, NaCI, AI(NO3)3. Какие из этих солей могут служить исходными веществами для получения амфотерных гидроксидов? Отберите подходящие для этой цели растворы солей, налейте в пробирки по 5 мл и добавьте в каждую малыми порциями раствор щелочи до выпадения осадка. Выпавшие осадки разделите в разные пробирки на две части. В первую часть добавьте избыток щелочи, во вторую - немного раствора соляной или серной кислоты до растворения осадка. Объясните происходящие процессы. Составьте уравнения реакций.

**Контрольные вопросы**

1. Написать формулы ангидридов указанных кислот: H2SO4; H3BO3; H4P2O7; HClO; HMnO4.
2. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: Zn→ K2ZnO2; NH3 →HNO3; S →H2SO3; Cu →CuS.
3. Какие из указанных газов вступают в химическое взаимодействие с раствором щелочи: HCl, H2S, NO2, N2, Cl2, CH4, SO2, NH3? Написать уравнения соответствующих реакций.
4. Как доказать амфотерный характер ZnO, Al2O3, Sn(OH)2, Cr(OH)3?
5. Напишите все возможные соли при взаимодействии гидроксида калия и фосфорной кислоты. Каковы условия получения средних и кислых солей?
6. Какие кислоты могут быть получены непосредственным взаимодействием с водой оксидов: P2O5, CO2, N2O5, NO2, SO2?
7. С какими из перечисленных веществ будет реагировать соляная кислота: N2O5, Zn(OH)2, CaO, AgNO3, H3PO4, H2SO4? Составить уравнения реакций.
8. Составить уравнения реакций получения хлорида магния: а) действием кислоты на металл; б) действием кислоты на основание; в) действием соли на соль.
9. Какие вещества могут быть получены при взаимодействии кислоты с солью? Кислоты с основанием? Соли с солью? Привести примеры реакций.
10. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно получить в лаборатории следующие вещества: а) хлороводород; б) сульфид свинца; в) сульфат бария; г) ортофосфат серебра; д) гидроксид железа (III); е) нитрат меди (II).

**Перечень использованных информационных ресурсов**

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов. Издательство: М.: Интеграл-Пресс, 2003. - 728 с.

2 Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для вузов. Издательство: Москва "Интеграл-Пресс", 2005. - 240 с.

**Приложения**

|  |
| --- |
| Приложение А. **Важнейшие названия кислот и их солей** |
| Кислота | Название |
| кислоты | соли |
| *HAlO2* | метаалюминиевая | метаалюминат |
| *HAsO3* | метамышьяковая | метаарсенат |
| *H3AsO4* | ортомышьяковая | ортоарсенат |
| *HAsO2* | метамышьяковистая | метаарсенит |
| *H3AsO3* | Ортомышьяковистая | ортоарсенит |
| *HAuCl4* | тетрахлорауратоводород | тетрахлораурат |
| *HBO2* | метаборная | метаборат |
| *H3BO3* | ортоборная | ортоборат |
| *H2B4O7* | четырехборная | тетраборат |
| *HBF4* | тетрафторборная | тетрафторборат |
| *HBr* | бромоводород | бромид |
| *HOBr* | бромноватистая | гипобромит |
| *HBrO3* | бромноватая | бромат |
| *HBrO4* | пербромная | пербромат |
| *HBrO2* | бромистая | бромит |
| *HCOOH* | муравьиная | формиат |
| *CH3COOH* | уксусная | ацетат |
| *HCN* | циановодород (синильная) | цианид |
| *H2CO3* | угольная | карбонат |
| *H2C2O4* | щавелевая | оксалат |
| *HCl* | хлороводород (соляная) | хлорид |
| *HOCl* | хлорноватистая | гипохлорит |
| *HClO2* | хлористая | хлорит |
| *HClO3* | хлорноватая | хлорат |
| *HClO4* | хлорная | перхлорат |
| *HCrO2* | метахромистая | метахромит |
| *H2CrO4* | хромовая | хромат |
| *H2Cr2O7* | двухромовая | дихромат |
| *HJ* | йодоводород | йодид |
| *HOJ* | йодноватистая | гипойодит |
| *HJO2* | йодистая | йодит |
| *HJO3* | йодноватая | йодат |
| *HJO4* | йодная | перйодат |
| *HMnO4* | марганцовая | перманганат |
| *H2MnO4* | марганцовистая | манганат |
| *H2MoO4* | молибденовая | молибдат |
| *HN3* | азидоводород (азотистоводородная) | азид |
| *HNO2* | азотистая | нитрит |
| *HNO3* | азотная | нитрат |
| *HPO3* | метафосфорная | метафосфат |
| *H3PO4* | ортофосфорная | ортофосфат |
| *H4P2O7* | двуфосфорная (пирофосфорная) | дифосфат (пирофосфат) |
| *H3PO3* | фосфористая (фосфоновая) | фосфит |
| *H3PO2* | фосфорноватистая (фосфиновая) | гипофосфит |
| *H2P2O6* | гипофосфорная (дифосфорная) | гипофосфат |
| *H2PtCl4* | тетрахлорплатиновая | тетрахлорплатинат |
| *H2PtCl6* | гексахлорплатиновая | гексахлорплатинат |
| *H2S* | сероводород | сульфид |
| *HSCN* | родановодород | роданид |
| *H2SO3* | сернистая | сульфит |
| *H2SO4* | серная | сульфат |
| *H2S2O3* | тиосерная (серноватистая) | тиосульфат |
| *H2S2O7* | двусерная (пиросерная) | дисульфат (пиросульфат) |
| *H2S2O8* | пероксодвусерная (надсерная) | пероксодисульфат (персульфат) |
| *H2Se* | селеноводород | селенид |
| *H2SeO3* | селенистая | селенит |
| *H2SeO4* | селеновая | селенат |
| *H2SiO3* | кремниевая | силикат |
| *H2SiF6* | гексафторкремниевая | гексафторсиликат |
| *HVO3* | ванадиевая | ванадат |
| *H2WO4* | вольфрамовая | вольфрамат |
| *HF* | фтороводород (плавиковая) | фторид |

Приложение Б

**Таблица растворимости солей, кислот и оснований**

 Условные обозначения таблицы растворимости: **Р** - вещество хорошо растворимо в воде;
**М** - вещество малорастворимо в воде;
**Н** - вещество практически нерастворимо в воде, но легко растворяется в слабых или разбавленных кислотах;
**РК** - вещество нерастворимо в воде и растворяется только в сильных неорганических кислотах;
**НК** - вещество нерастворимо ни в воде, ни в кислотах;
**Г** - вещество полностью гидролизуется при растворении и не существует в контакте с водой;
**«¾»**  - вещество не существует.

Приложение В

**Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева**

