

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ**

**ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ**

**«ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

**(ДГТУ)**

г. Ростов-на-Дону

**ХИМИЯ**

Методические указания к лабораторным работам

для студентов заочной формы обучения

Ростов-на-Дону

2022

**Лабораторные работы**

**Лабораторная работа № 1**

**Свойства основных классов неорганических соединений**

*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) FeCl3. 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: FeCl2, BaCl2, CuSO4, ZnSO4, NaCl, Al(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.

**Лабораторная работа № 2**

***Определение молярной массы эквивалента металла***

Для экспериментального определения молярной массы эквивалента металла используют прибор, состоящий из бюретки, соединенной с воронкой резиновой трубкой. Через систему пробок и трубок к бюретке присоединяют пробирку. Система укрепляется на штативе и заливается подкрашенной водой. Следует помнить, что водород - очень летучий газ. Поэтому необходимо проверить герметичность установки, для чего при закрытых пробках и присоединенной пробирке надо опустить кольцо с воронкой. Если прибор герметичен, то уровень воды в бюретке, немного понизившись, останется постоянным. Если уровни жидкости в бюретке и воронке, как в сообщающихся сосудах, выравниваются, то герметичность нарушена, и следует обратиться к преподавателю. В пробирку налейте 3-4 мл раствора серной кислоты (разбавление 1:4). Полоской фильтровальной бумаги снимите со стенок пробирки капли кислоты. Удерживая пробирку наклонно (следить, чтобы не выливалась кислота), поместите на сухую стенку пробирки кусочек металла, взвешенный с точностью до 0,0001 г. (Необходимо следить, чтобы металл не соприкасался с кислотой). Присоедините пробирку к прибору, удерживая ее в наклонном положении. Отметьте уровень воды в бюретке V1 с точностью до 0,1 мл. Придерживая пробирку, стряхните металл в раствор кислоты.

Выделяющийся водород будет собираться в бюретке. При этом вода из бюретки будет собираться в воронке. По окончании реакции дайте системе остыть и опустите кольцо с воронкой до нового уровня жидкости. Отметьте новый уровень жидкости V2. Разность уровней жидкости в бюретке после опыта и до опыта равна объему выделившегося водорода.

VH2 = V2 - V1.

Отметьте условия проведения опыта: давление (р) и температуру (Т).

По табл. 2.1 определите давление насыщенного водяного пара (h) при температуре проведения опыта. Экспериментальные данные внесите в табл. 2.2.

Таблица 1

Давление насыщенного пара /h/, мм. рт. ст.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| T°С | h, мм рт.ст. | T°С | h, мм рт.ст. |
| 16 | 13,63 | 21 | 18,65 |
| 17 | 14,43 | 22 | 19,83 |
| 18 | 15,48 | 23 | 21,07 |
| 19 | 16,48 | 24 | 22,38 |
| 20 | 17,54 | 25 | 23,76 |

Таблица 2

Экспериментальные наблюдения.

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Масса  Метал-ла  m, г | р,  мм рт.ст. | t, °C | Влажность h, мм рт.ст. | Уровень жидкости до опыта V1, мл | Уровень жидкости после опыта  V,  мл | Объем выделившегося водорода VH2, мл |
|  |  |  |  |  |  |  |

Для определения молярной массы эквивалента металла следует привести полученный объем водорода VH2 к нормальным условиям VH2°, используя уравнение объединенного газового закона:

p° VH2°/T° = (p – h) VH2/Т.

Отсюда находят

VH2° = (p – h) VH2 T°/ p°T

И наконец, используя закон эквивалентов, получают:

ЭМ = m ⋅11200 / VH2°.

Вычислите атомную массу металла, если валентность его равна 2.

Определите по таблице Д.И.Менделеева металл.

Вычислите теоретическое значение молярной массы эквивалента металла.

ω,% = ⎮Эт - Ээ⎮/ Эт,

где Эт – рассчитанная эквивалента металла;

Ээ - экспериментальная молярная масса эквивалента металла.

**Лабораторная работа № 3**

**Химическая кинетика и равновесие**

*Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.*

Эту зависимость изучают на примере реакции:

Na2S2O3 + H2SO4 = H2S2O3 + Na2SO4;

H2S2O3 = SO2↑ + S↓ + H2O,

которая идёт с образованием нерастворимой в воде мелкодисперсной серы

(коллоидный раствор), вызывающей опалесценцию раствора (светорассеяние). По времени появления опалесценции можно судить о скорости химической реакции.

В 4 стаканчика налейте разбавленный раствор Na2S2O3 : в первый – 5 мл, во второй – 10 мл, в третий – 15 мл и в четвёртый – 20 мл; затем добавьте в 1-й стаканчик 15 мл дистиллированной воды, во 2-й – 10 мл, в 3-й – 5 мл воды. В четыре пробирки отмерьте цилиндром по 5 мл разбавленной серной кислоты.

В четыре стаканчика с растворами тиосульфата вылейте из четырёх пробирок раствор серной кислоты. После сливания заметьте время появления опалесценции и внесите в табл. 5.1.

Таблица 4

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| № стакана | Объем  Na2S2O3, мл | Объем  H2O, мл | Объем  H2SO4, мл | Время появления опалесценции  в сек |
| 1 | 5 | 15 | 5 |  |
| 2 | 10 | 10 | 5 |  |
| 3 | 15 | 5 | 5 |  |
| 4 | 20 | 0 | 5 |  |

Начертите график зависимости скорости данной реакции от концентрации тиосульфата натрия. На оси абсцисс нанесите в определённом масштабе концентрации тиосульфата в мл, на оси ординат – величины, обратные времени появления опалесценции, где t – время в сек.

Запишите вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ для данного опыта. Как согласуются ваши наблюдения с законом действующих масс?

*Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры.*

Для опыта возьмите те же растворы, что и в опыте 1 (Na2S2O3 и H2SO4). Налейте в две пробирки по 5 мл тиосульфата, в другие две пробирки - по 5 мл серной кислоты и разделите их на две пары: по пробирке с H2SO4 и Na2S2O3 в каждой паре. Отметьте температуру раствора тиосульфата, опустив в него термометр, затем извлеките термометр и слейте растворы первой пары пробирок. Отметьте, через сколько секунд появится опалесценция. Вторую пару пробирок поместите в химический стакан с водой и нагрейте на 10° выше температуры первой пары пробирок. За температурой следите по термометру, опущенному в раствор тиосульфата натрия. Слейте содержимое пробирок и отметьте время протекания реакции (от начала реакции до появления опалесценции). Вычислите температурный коэффициент данной реакции, исходя из формулы Вант-Гоффа:

Vt2 = Vt1 · γ t2- t1/10

где γ – температурный коэффициент.

*Опыт 3. Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие.*

В пробирке смешайте по 5 мл разбавленных растворов хлорного железа и роданида калия. Появляющийся красный цвет раствора

обусловлен образованием роданида железа. Напишите уравнение реакции. По изменению интенсивности окраски можно судить об изменении концентрации роданида железа – Fe(CNS)3, т.е. о смещении равновесия в ту или другую сторону.

Для этого разделите полученный раствор на 4 пробирки. В одну пробирку добавьте несколько капель концентрированного хлорного железа FeCl3, во 2-ю – концентрированного роданида калия KCNS, в 3-ю – кристаллического хлорида калия KCl, а 4-ю – оставьте для сравнения.

Растворы во всех пробирках размешайте энергичным встряхиванием. Отметьте изменение интенсивности окраски в каждом случае (сравните с раствором в контрольной пробирке).

В каком направлении смещается равновесие в случае добавления: а) хлорида железа, б) роданида калия, в) хлорида калия?

Подтвердите свои наблюдения, исходя из общего выражения константы равновесия данной реакции.

**Лабораторная работа № 4**

**Свойства растворов электролитов**

Опыт 1. *Сравнение степени диссоциации растворов кислот и оснований:*

а) В три пробирки налейте по 2-3 мл 0,1 N раствора серной, уксусной и борной кислот. В каждую из них добавьте по 2-3 капли раствора метилоранжа. Какую окраску приобрел раствор в каждой из пробирок?

В каждую пробирку бросьте по небольшому кусочку магния.

Что при этом наблюдается? Какой газ выделяется? Изменяется ли окраска индикатора к концу реакции? Почему? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах. От концентрации каких ионов в растворе зависит скорость реакции между кислотой и магнием?

б) В две пробирки налейте 1-2 мл хлорида кальция. В одну пробирку добавьте немного 0,2 N раствора гидроксида натрия, а в другую - 0,2 N раствора гидроксида аммония.

Что при этом наблюдается? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

Опыт 2.*Реакции на ион хлора.*

Налейте в пробирку 1-2 мл разбавленной соляной кислоты и добавьте в неё 2-3 капли раствора нитрата серебра.

Что при этом наблюдается? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Проведите в отдельных пробирках реакции между растворами хлорида натрия, хлорида кальция и раствором нитрата серебра.

Какой ион является аналитическим на ион хлора?

Опыт 3. *Реакции на ион SO42-*

Налейте в пробирку 1-2 мл разбавленной серной кислоты и добавьте в неё 2-3 капли хлорида бария.

Что наблюдается? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Между какими ионами идет реакция?

Проведите в отдельных пробирках реакции между растворами сульфата натрия, сульфата магния и раствором хлорида бария.

Какой ион является аналитическим на ион SO42-?

Опыт 4. Смещение ионного равновесия слабого электролита.

Налейте в одну пробирку 3 мл 0,1 N раствора уксусной кислоты, а в другую - 3 мл чистой воды. Прибавьте в обе пробирки по 2-3 капли метилоранжа. Какую окраску имеет индикатор в каждой пробирке? Почему? Оставьте пробирку с водой для сравнения.

В пробирку с раствором уксусной кислоты насыпьте немного сухого ацетата натрия. Слегка взболтайте содержимое пробирки.

Как изменится окраска раствора? Почему?

Опыт 5. Гидролиз солей.

В 4 отдельные пробирки налейте по 2-3 мл разбавленных растворов следующих солей: в первую - раствор карбоната натрия, во вторую - сульфата алюминия, в третью - карбоната аммония, в четвертую хлорида натрия. В каждую пробирку опустите поочередно розовую и синюю лакмусовые или универсальную индикаторную бумажки. Как изменится окраска индикаторной бумажки в каждой из пробирок? Почему? Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций гидролиза солей. В какой пробирке гидролиз не происходит? Почему? Определите рН растворов

**Лабораторная работа № 5**

**Окислительно-восстановительные реакции**

Опыт 1.

К 2 - 3 см3 раствора иодида калия KI прилейте несколько капель раствора серной кислоты H2SO4 и добавьте 2 - 3 см3 нитрита калия KNO2. Наблюдайте и опишите изменения в пробирке. Определите изменение степени окисления иода и азота. Какие свойства проявляют эти элементы в данной реакции? Составьте уравнение реакции.

Опыт 2.

К 2 - 3 см3 раствора перманганата калия KMnO4 прилейте несколько капель раствора серной кислоты H2SO4 и добавьте 2 - 3 см3 нитрита калия KNO2. Наблюдайте и опишите изменения в пробирке. Определите изменение степени окисления азота и марганца. Какие свойства проявляют эти элементы в данной реакции? Сравните роль азота в первом и во втором опытах. Составьте уравнение реакции.

Опыт 3.

К 2 - 3 см3 раствора перманганата калия KMnO4 прилейте несколько капель раствора серной кислоты H2SO4 и добавьте 2 - 3 см3 сульфита натрия Na2SO3. Наблюдайте и опишите изменения в пробирке. Определите изменение степени окисления серы и марганца. Какие свойства проявляют эти элементы в данной реакции? Сравните роль марганца во втором и третьем опытах. Составьте уравнение реакции.

Опыт 4.

К 2 - 3 см3 раствора перманганата калия KMnO4 добавьте 2 - 3 см3 сульфита натрия Na2SO3. Наблюдайте и опишите изменения в пробирке Определите изменение степени окисления серы и марганца. Какие свойства проявляют эти элементы в данной реакции? Составьте уравнение реакции.

Опыт 5.

К 2 - 3 см3 раствора перманганата калия KMnO4 прилейте немного раствора щелочи NaOH или KOH и добавьте 2 - 3 см3 сульфита натрия Na2SO3. Наблюдайте и опишите изменения в пробирке. Определите изменение степени окисления серы и марганца. Какие свойства проявляют эти элементы в данной реакции? Сделайте вывод о глубине протекания процесса восстановления марганца в кислой, нейтральной и щелочной средах. Составьте уравнение реакции.

Опыт 6.

К 2 - 3 см3 раствора бихромата калия K2Cr2O7 прилейте несколько капель раствора серной кислоты H2SO4 и добавьте немного кристаллического сульфата железа (II) FeSO4. Наблюдайте и опишите изменения в пробирке. Определите изменение степени окисления хрома и железа. Какие свойства проявляют эти элементы в данной реакции? Составьте уравнение реакции.

**Лабораторная работа № 6**

**Свойства металлов**

Опыт 1. *Действие* *кислот на металлы.*

1.1. В 1 н. растворы соляной, серной, уксусной кислот поместите по кусочку магния, цинка, железа, меди. Какие продукты получаются? Напишите уравнения реакций.

Опыт 2. *Сравнительная активность металлов.*

2.1. В пробирки с 2-3 мл водного раствора медного купороса поместите по кусочку железа, цинка, магния. Оставьте на 10 мин. Опишите наблюдения. Напишите реакции.

2.2. Используя кусочки меди, железа, цинка, магния, растворы их солей и разбавленную серную кислоту, по методике 2.1. составьте вытеснительный ряд для предложенных металлов. Определите место водорода в этом ряду.

Опыт 3. *Гальванические элементы.*

3.1. В 10%-ный раствор серной кислоты поочередно поместите пластинку меди и пластинку цинка. Опишите наблюдения. Напишите уравнения протекающих реакции.

Соберите схему, состоящую из двух электродов медь-цинк, поместите электроды в раствор серной кислоты. Объясните наблюдения. Напишите реакции, протекающие на электродах.

Замкните цепь через лампочку /1В/. Опишите наблюдения в момент замыкания цепи и через 1 мин.

Определите разность потенциалов с помощью вольтметра.

Замкните цепь через насыщенный раствор сульфата натрия /на часовом стекле/, добавив несколько капель спиртового раствора фенолфталеина. Опишите наблюдения.

3.2. Составьте концентрационный гальванический элемент. В стакан, содержащий 1 М раствор сульфата меди, поместите медный электрод. В другой стакан, содержащий 0.0001 М раствор сульфата меди, также поместите медный электрод. Растворы соедините электрохимическим ключом (U -образная трубка, заполненная коллоидным раствором агар-агар, содержащим сульфат магния или натрия). С помощью милливольтметра определите разность потенциалов между электродами.