Прудникова Елена Эдуардовна

НОУ СПО "Новоуренгойский техникум газовой промышленности" ОАО "ГАЗПРОМ"

Преподаватель

**СБОРНИК МЕТОДИЧЕСКИХ УКАЗАНИЙ**

**ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ**

**ДЛЯ СТУДЕНТОВ ТЕХНИЧЕСКОГО ПРОФИЛЯ**

**ОЧНОЙ ФОРМЫ ОБУЧЕНИЯ**

**по учебной дисциплине**

**ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

**по специальности**

**18.02.09 – Переработка нефти и газа**

**(базовый уровень)**

Сборник методических указаний разработан на основе Федерального государственного образовательного стандарта среднего профессионального образования программы подготовки специалистов среднего звена по специальности 18.02.09 «Переработка нефти и газа» и рабочей программы учебной дисциплины «Общая и неорганическая химия»

**Содержание**

|  |
| --- |
|  |
| Введение………...…………………………..………………..………….. |
| I. Правила поведения и техника безопасности при проведении лабораторных работ………………………………................................. |
| II. Первая помощь при несчастных случаях………………………. |
| III. Порядок выполнения лабораторных работ……………………. |
| IV. Защита лабораторной работы………………………………….. |
| V. Требования к оформлению отчетов………………….……….... |
| V.Критерии оценки лабораторной работы………………………... |
| VI. Лабораторные работы………………………………………...... |
| 1. Зависимость скорости химической реакции от условий. Условия смещения химического равновесия………………….……………..... |
| 2. Приготовление растворов. Определение концентрации растворов………………………………………………………….………..….... |
| 3. Электролитическая диссоциация. Реакции ионного обмена……… |
| 4. Гидролиз солей. Влияние температуры на степень диссоциации. Полный гидролиз………………………………………………….....…. |
| 5. Свойства соединений серы………………………………………….. |
| 6. Свойства соединений азота...……………………………………..…. |
| 7. Свойства углерода и его соединений……………………….…....... |
| 8. Свойства соединений металлов I и II групп………………………... |
| 9. Свойства соединений металлов III и IV групп…………………….. |
| 10. Свойства соединений железа….……………………….……….…. |
| Список использованных источников………………………………….. |
| Приложения……………………………………………………………... |
| Приложение А…………………………………………………………... |
| Приложения Б…………………………….……………………………... |

**УВАЖАЕМЫЙ СТУДЕНТ!**

Методические указания по дисциплине «Общая и неорганическая химия» для выполнения лабораторныхработ созданы Вам в помощь для работы на занятиях, подготовки к лабораторным работам, правильного составления отчетов.

Приступая к выполнению лабораторной работы, Вы должны внимательно прочитать цель и задачи занятия, ознакомиться с требованиями к уровню Вашей подготовки в соответствии с федеральными государственными стандартами третьего поколения (ФГОС-3), выполнить задания для закрепления теоретического материала.

Все задания к лабораторной работе Вы должны выполнять в соответствии с инструкцией, анализировать полученные в ходе занятия результаты.

Отчет о лабораторной работе Вы должны сдать преподавателю.

Наличие положительной оценки по лабораторным работам необходимо для получения допуска к экзамену по дисциплине, поэтому в случае отсутствия на уроке по любой причине или получения неудовлетворительной оценки за лабораторную работу Вы должны найти время для ее выполнения или пересдачи.

**Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:**

В результате освоения дисциплины Вы должны **уметь**:

* давать характеристику химических элементов в соответствии с их положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева;
* использовать лабораторную посуду и оборудование;
* находить молекулярную формулу вещества;
* применять на практике правила безопасной работы в химической лаборатории;
* применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности;
* проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений;
* составлять уравнения реакций, проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции;
* составлять электронно-ионный баланс окислительно-восстановительных процессов.

В результате освоения дисциплины Вы должны **знать**:

* гидролиз солей, электролиз расплавов и растворов (солей и щелочей);
* диссоциацию электролитов в водных растворах, сильные и слабые электролиты;
* классификацию химических реакций и закономерности их проведения;
* обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие, смещение химического равновесия под действием различных факторов;
* общую характеристику химических элементов в связи с их положением в периодической системе;
* окислительно-восстановительные реакции, реакции ионного обмена;
* основные понятия и законы химии;
* основы электрохимии;
* периодический закон и периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева, закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам;
* тепловой эффект химических реакций, термохимические уравнения;
* типы и свойства химических связей (ковалентной, ионной, металлической, водородной);
* формы существования химических элементов, современные представления о строении атомов;
* характерные химические свойства неорганических веществ различных классов.

В результате освоения дисциплины у Вас должны формироваться общие компетенции (ОК):

Таблица 1 – Показатели оценки сформированности общих ОК

|  |  |
| --- | --- |
| Название ОК | Результат, который Вы должны получить после изучения содержания дисциплины |
| ОК 2. | Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы  выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество. |
| ОК 3. | Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них  ответственность. |
| ОК 4. | Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для  эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и  личностного развития. |
| ОК 5. | Использовать информационно-коммуникационные технологии в  профессиональной деятельности. |
| ОК 6. | Работать в коллективе и команде, эффективно общаться с коллегами, руководством,  потребителями. |
| ОК 7. | Брать на себя ответственность за работу членов команды (подчиненных),  результат выполнения заданий. |
| ОК 8. | Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития,  заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации. |
| ОК 9. | Ориентироваться в условиях частой смены технологий в профессиональной  деятельности. |

В таблице приведены профессиональные компетенции, к освоению которых готовит содержание дисциплины *Общая и неорганическая химия.*

Таблица 2 – Показатели оценки сформированности профессиональных ПК

|  |  |
| --- | --- |
| Название ПК | Результат, который Вы должны получить после изучения содержания  дисциплины |
| ПК 1.1. | Контролировать эффективность работы оборудования. |
| ПК 1.2. | Обеспечивать безопасную эксплуатацию оборудования и коммуникаций при  ведении технологического процесса. |
| ПК 1.3. | Подготавливать оборудование к проведению ремонтных работ различного характера. |
| ПК 2.1. | Контролировать и регулировать технологический режим с использованием  средств автоматизации и результатов анализов. |
| ПК 2.2. | Контролировать качество сырья, получаемых продуктов. |
| ПК 2.3. | Контролировать расход сырья, продукции, реагентов, катализаторов,  топливно-энергетических ресурсов. |
| ПК 3.1. | Анализировать причины отказа, повреждения технических устройств и  принимать меры по их устранению. |
| ПК 3.2. | Анализировать причины отклонения от режима технологического процесса  и принимать меры по их устранению. |
| ПК 3.3. | Разрабатывать меры по предупреждению инцидентов на технологическом блоке. |
| ПК 4.1. | Организовывать работу коллектива и поддерживать профессиональные отношения со смежными подразделениями. |
| ПК 4.2. | Обеспечивать выполнение производственного задания по объему производства  и качеству продукта. |
| ПК 4.3. | Обеспечивать соблюдение правил охраны труда, промышленной, пожарной  и экологической безопасности. |

**Внимание!** Если в процессе подготовки к лабораторным работам у Вас возникают вопросы, разрешить которые самостоятельно не удается, необходимо обратиться к преподавателю для получения разъяснений или указаний в дни проведения дополнительных занятий.

Время проведения дополнительных занятий можно узнать у преподавателя или посмотреть на двери его кабинета.

1. **Правила поведения и техника безопасности**

**при проведении лабораторных работ**

1. Соблюдение требований настоящей инструкции обязательно для студентов, работающих в кабинете химии.
2. Допуск посторонних лиц в кабинет в момент проведения эксперимента разрешается только с разрешения преподавателя химии.
3. Во время работы в кабинете студенты обязаны быть в халатах и пользоваться средствами индивидуальной защиты (по указанию преподавателя), поддерживать порядок на рабочем месте.
4. Прежде чем приступить к выполнению работы, необходимо изучить по пособию порядок ее проведения. Следует соблюдать все указания преподавателя по безопасному обращению с реактивами и растворами, методам нагревания, наполнению сосудов и т.д.
5. Подготовленный к работе прибор необходимо показать преподавателю или лаборанту.
6. Запрещается проводить самостоятельно любые опыты, не предусмотренные данной работой.
7. Проводить опыт в чистой посуде.
8. Внимательно прочесть надпись на этикетке, прежде чем взять вещество.
9. Все опыты, сопровождающиеся выделением ядовитых летучих и неприятно пахнущих веществ (например, выпаривание, кипячение растворов кислот, а также растворов, содержащих галогены, аммиак, сероводород, и т.п.) проводить только в вытяжном шкафу.
10. Выполняя опыты с взрывчатыми, легковоспламеняющимися веществами или кислотами и щелочами, помимо соблюдения других мер предосторожности, работать стоя. Поджигать выделяющиеся газы и пары можно только после предварительной проверки их на чистоту, так как смесь горючего газа с воздухом взрывается.
11. Наливая или нагревая реактивы, не наклоняться над сосудом, так как возможно разбрызгивание и даже выброс жидкости. Нагревая пробирки, колбы, стаканы, не держать их отверстием к себе или в сторону находящихся рядом товарищей.
12. Нюхать выделяющиеся газы издали, помахивая рукой от сосуда к себе.
13. Реактивы не пробовать на вкус, так как большинство из них ядовиты.
14. При работе с газоотводной трубкой убирать горелку из-под пробирки с реакционной смесью можно лишь тогда, когда конец газоотводной трубки, опущенный в жидкость, удален из нее. Если убрать горелку преждевременно, то жидкость засосет в реакционную пробирку и может произойти ее разбрызгивание.
15. Держать дальше от огня легковоспламеняющиеся вещества: эфир, бензин, спирт, бензол и др. Если воспламенится бензин, спирт или эфир, надо немедленно накрыть пламя асбестом или засыпать песком.
16. Осторожно пользоваться газовыми горелками или спиртовками, при появлении запаха немедленно закрыть газовые краны и прекратить все работы с огнем. Прежде чем открыть кран газовой горелки, зажечь спичку или лучинку. Спиртовку нельзя зажигать, наклоняя ее к другой горящей спиртовке; гасить спиртовку, накрывая ее сверху колпачком.
17. Запрещается прием пищи и напитков в кабинете химии.
18. Запрещается загромождать проходы портфелями, сумками.
19. При получении травм (порезы, ожоги), а также при плохом самочувствии учащиеся должны немедленно сообщить об этом преподавателю или лаборанту.
20. Запрещается выносить из кабинета и вносить в него любые вещества без разрешения преподавателя.
21. Обо всех разливах жидкостей, а также рассыпанных твердых реактивах нужно сообщить преподавателю или лаборанту. Самостоятельно убирать любые вещества запрещается.
22. Запрещается выливать в канализацию растворы и органические жидкости, они должны сливаться в специальные сосуды на рабочих местах.
23. Обо всех неполадках в работе оборудования, водопровода, водопровода, электросети и т.д. необходимо ставить в известность преподавателю или лаборанта. Устранять неисправности учащимся самостоятельно запрещается.
24. Запрещается оставлять без присмотра нагревательные приборы.
25. Уборка рабочих мест по окончании работы производится в соответствии с указаниями преподавателя.
26. По окончании практических и лабораторных работ учащиеся обязаны вымыть руки с мылом.
27. При возникновении в кабинете во время занятий аварийных ситуаций (пожар, появление сильных посторонних запахов) не допускать паники и подчиняться только указаниям преподавателя.
28. В случае ожога, отравления, других травм оказать первую помощь.
29. **Первая помощь при несчастных случаях**

**1. Первая помощь при ушибах и ранениях глаз**

* + - 1. В первую очередь необходимо остановить кровотечение (жгут, пережатие сосуда, давящая повязка). Если рана загрязнена, грязь удаляется только вокруг, но ни в коем случае не из глубинных слоев раны. Кожу вокруг раны обеззараживают йодной настойкой или раствором бриллиантовой зелени и обращаются в медпункт.
    1. Если после наложения жгута кровотечение продолжается, на рану накладывают стерильный тампон, смоченный 3% – ным раствором пероксида водорода, затем стерильную салфетку и туго бинтуют. Если повязка намокает от проступившей крови, новую накладывают поверх старой.
    2. Первая помощь при ушибах – покой. На область ушиба накладывают давящую повязку и холод (например, лед в полиэтиленовом мешочке). Ушибленному органу придают возвышенное положение.
  1. При небольшом ранении стеклом убрать осколки раны, проденфицировать спиртом или йодом, забинтовать.
  2. При ушибах головы пострадавшему обеспечивают полный покой и вызывают «скорую помощь».

Инородные тела, попавшие в глаз, разрешается удалить влажным тампоном. Затем промывают глаз водой из фонтанчика не менее 7-10 мин. для подачи воды можно также пользоваться чайником или лабораторной промывалкой.

При попадании в глаза едких жидкостей его промывают водой, как указано выше, затем раствором уксусной кислоты или гидрокарбоната натрия, в зависимости от характера попавшего вещества.

После заключительного ополаскивания глаза чистой водой под веки необходимо ввести 2 – 3 капли 30% – ного раствора альбуцида и направить пострадавшего в медпункт.

1. **Помощь при отравлениях**
   1. **Отравление кислотами:** выпить 4-5 стаканов теплой воды и вызвать рвоту, после этого сделать два промывания желудка чистой теплой водой. Общий объем жидкости - не менее 6 л. При попадании внутрь концентрированных кислот и при потере сознания запрещается вызывать искусственную рвоту, применять карбонаты и гидрокарбонаты как противоядие (вместо оксида магния). В случае необходимости вызвать врача.
   2. **Отравление щелочами:** выпить 4-5 стаканов теплой воды и вызвать рвоту, затем выпить столько же водного раствора уксусной кислоты с массовой долей вещества 2%. После этого сделать два промывания чистой теплой водой.
   3. **Отравление фенолом:** выпить 4-5 стаканов теплой воды и вызвать рвоту, затем выпить столько же розового раствора перманганата калия и снова вызвать рвоту. Третье промывание сделать водным раствором этанола с массовой долей вещества 5% (объем не менее 1 л).
   4. **Отравление парами брома:** дать нюхать с ватки нашатырный спирт (водный раствор аммиака с массовой долей вещества 10%), затем промыть слизистые оболочки носа и горла водным раствором гидрокарбоната натрия с массовой долей вещества 2%.
   5. **Отравление газами:** чистый воздух и покой, в тяжелых случаях - кислород.
2. **Первая помощь при ожогах**

**Ожоги:** при любом ожоге запрещается пользоваться жирами для обработки обожженного участка. Запрещается также применять красящие вещества (растворы перманганата калия, бриллиантовой зелени, йодной настойки)

При термическом ожоге легкой степени охладить любым способом для уменьшения отека и снятия боли;

Ожог первой степени обрабатывают этиловым спиртом и накладывают сухую стерильную повязку.

При термическом ожоге тяжелой степени накрыть сухой стерильной тканью, для обезболивания применить сухой холод, дать обезболивающее и отправить в больницу;

Затем при ожоге кислотой обмыть 2%-ным раствором питьевой соды, при ожоге щелочью обмыть 1%-ным раствором уксусной кислоты, в обеих случаях наложить повязку, смоченную этиловым спиртом.

При ожогах негашеной известью запрещается пользоваться водой для удаления вещества: снимать известь с кожи следует пинцетом или тампоном, смоченным минеральным или растительным маслом. После удаления с кожи вещества пораженный участок обмывают 2%–ным раствором уксусной кислоты или гидрокарбоната натрия такой же концентрации, затем ополаскивают водой и накладывают повязку с риванолем или фурацилином.

Йод и жидкий бром удаляют с кожи этиловым спиртом и накладывают примочку из 5%-ного раствора гидрокарбоната натрия. В случае ожога бромом немедленно обратиться в медпункт.

**Во всех случаях оказания первой медицинской помощи**

**следует обратиться в медицинское учреждение.**

1. **Порядок выполнения лабораторных работ**
2. Студент должен прийти на лабораторное занятие подготовленным по данной теме.
3. Студент должен знать правила по технике безопасности при работе в химической лаборатории и при работе с реактивами в данной работе.
4. После проведения работы студент представляет письменный отчет.
5. Отчет о проделанной работе следует выполнять в общей тетради для лабораторных работ в клетку. Содержание отчета указано в описании лабораторной работы.
6. Студент должен перед выполнением работы ознакомится с описанием приборов, перечнем посуды и реактивов и порядком выполнения работы.
7. Выполнить опыт.
8. Привести в порядок рабочее место, сдать его дежурному.
9. Составить отчет о работе.

**По результатам защиты лабораторных работ студент допускается**

**к экзамену.**

1. **Защита лабораторной работы**
2. Представление преподавателю лабораторной тетради с полностью оформленной работой и проверка ее преподавателем.
3. Собеседование с преподавателем по теории и методике эксперимента, а также ответы на контрольные вопросы в конце каждой лабораторной работы. Если среди контрольных заданий есть уравнения и задачи, то они должны быть выполнены в письменной форме в тетради.
4. Сдать работу преподавателю (т.е. защитить ее на оценку) можно на том же занятии, на котором она выполнялась. Если оформление работы требует дополнительного времени, то защита выполненной лабораторной работы проводится на консультации.
5. При подготовке лабораторной работы к защите следует повторить соответствующие разделы по конспекту лекций и учебнику.

**По результатам защиты лабораторной работы выставляется зачет.**

1. **Требования к оформлению отчетов**
2. Указываются номер и название работы.
3. Указывается цель работы.
4. Записываются приборы и реактивы.
5. Номер и название опыта.
6. Краткое описание хода работы с указанием условий проведения опыта.
7. Записываются наблюдения и уравнения реакций.
8. Делаются выводы.

**Желаем Вам успехов!!!**

1. **Критерии оценки лабораторной работы**

Таблица 3 – Критерий оценок лабораторных работ

|  |  |
| --- | --- |
| **Оценка** | **Критерии** |
| «Отлично» | 1. Правильно выполнена работа в полном объеме с соблюдением необходимой последовательности проведения опытов.  2. Все опыты проведены в условиях и режимах, обеспечивающих получение результатов и выводов с наибольшей точностью.  3. Научно грамотно, логично описаны наблюдения и сформированы выводы из опыта. В представленном отчете правильно и аккуратно выполнены все записи, таблицы, рисунки, графики, уравнения реакций, вычисления и сделаны выводы.  4. Проявляются организационно-трудовые умения. Эксперимент осуществляется по плану с учетом техники безопасности и правил работы с материалами и оборудованием. |
| «Хорошо» | 1. Опыт проводился в условиях, не обеспечивающих достаточной точности измерений.  2. Было допущено два-три недоточета или более одной грубой ошибки и одного недочета.  3. Эксперимент проведен не полностью или в описании наблюдений из опыта или составлении уравнений реакций допущены неточности, выводы сделаны неполные. |
| «Удовлетворительно» | 1. Работа выполняется правильно не менее, чем на половину, однако объем выполненной части таков, что позволяет получить правильные результаты и выводы по основным, принципиально важным задачам работы.  2. Работа по началу опыта проведена с помощью преподавателя; или в ходе проведения опыта и измерений, составлении уравнений реакций допущены ошибки в описании наблюдений, формулировании выводов.  3. Допускает грубую ошибку в ходе эксперимента (в объяснении, в оформлении работы, в соблюдении правил техники безопасности при работе с материалами и оборудованием), которая исправляется по требованию преподавателя. |
| «Неудовлетворительно» | 1. Выполнил работу не полностью и объем выполненной работы не позволяет сделать правильных выводов.  2. Опыты, измерения, вычисления, наблюдения, составление уравнений реакций производились неправильно.  3. В ходе работы и в отчете обнаружились в совокупности все недостатки, отмеченные в требованиях к оценке «3»  4. Допускает две и более грубые ошибки в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении, работы, в соблюдении правил техники безопасности при работе с веществами и оборудованием, которые не может исправить даже по требованию преподавателя. |

РАЗДЕЛ «ОБЩАЯ ХИМИЯ»

Тема «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

Лабораторная работа № 1

**«Зависимость скорости химических реакций от условий.**

**Смещение химического равновесия»**

**Цель:** изучить факторы, влияющие на скорость химических реакций и смещение химического равновесия.

**Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:**

Студент должен

**уметь**: использовать лабораторную посуду и оборудование; применять на практике правила безопасной работы в химической лаборатории;

**знать:** обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие, смещение химического равновесия под действием различных факторов.

**Краткое теоретическое обоснование**

Раздел химии, в котором изучаются скорости и ме­ханизмы химических реакций, называется **химической кинетикой.**

**Скоростью химической реакции ʋ**определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени:

ʋ = моль/л·с (1)

ΔС – молярная концентрация какого – либо вещества;

Δt – время, за которое прошла реакция.

Скорость любой химической реакции зависит от следующих факторов:

1) природа реагирующих веществ ;

2) концентрация реагирующих веществ;

3) температура;

4) присутствие катализаторов.

Скорость гетерогенных реакции зависит также от:

а) величины поверхности раздела фаз (с увеличением поверхности раздела фаз скорость гетерогенных реакции увеличивается );

б) скорости подвода реагирующих веществ к поверхности раздела фаз и скорости отвода от нее продуктов реакции.

**Скорость химической реакции пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ.**

При увеличении температуры скорость большинства химических реакций повышается. Зависимость скорости реакции от температуры подчиняется правилу Вант-Гоффа: при повышении температуры на 100С скорость большинства химических реакций увеличивается в 2-4 раза.

Это правило математически выражается следующей формулой:

где – температурный коэффициент, который показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 100; – скорость реакции при температуре ; – скорость реакции при температуре .

По правилу Вант – Гоффа можно рассчитывать, как изменяется скорость реакций при изменении температуры.

Одним из важнейших факторов, которые влияют на скорость реакции, является присутствие катализатора.

Катализатором называется вещество, которое изменяет скорость реакции, но не расходуется в результате реакции.

Явление изменения скорости реакции в присутствии катализаторов называется катализом. Реакции, которые протекают с участие катализаторов, называется каталитическими реакциями.

Обратимыми называются реакции, которые одновременно протекают в прямом и обратном направлениях.

Состояние обратимой реакции, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называется химическим равновесием.

Химическое равновесие является подвижным. При изменении внешних условий скорости прямой и обратной реакций могут стать неодинаковыми, что обусловливает смещение равновесия.

Если в результате внешнего воздействия скорость прямой реакции становится больше скорости обратной реакции, то говорят о смещении равновесия вправо(в сторону прямой реакции). Если скорость обратной реакции становится больше скорости прямой реакции, то говорят о смещении равновесия влево (в сторону обратной реакции). Результатом смещения равновесия является переход системы в новое равновесное состояние с другим соотношением концентраций реагирующих веществ.

Направление смещения равновесия определяется принципом, который был сформулирован французским ученым Ле-Шателье: *если на равновесную систему оказывается внешнее воздействие, то равновесие смещается в сторону той реакции (прямой или обратной), которая противодействует этому воздействию.*

Порядок выполнения работы

Обратить внимание! ПТБ п. 6,7,8,13

|  |  |
| --- | --- |
| **Приборы и реактивы:** | штатив с пробирками, спиртовка, пробиркодержатель, асбестированная сетка, спички, секундомер, кусочек магния, гранула цинка, раствор тиосульфата натрия, раствор серной кислоты, соляной кислоты, раствор хлорида железа (III), раствор роданида аммония, раствор хлорида аммония, вода. |

**Опыт № 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции в гомогенной системе. Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой**

Реакция тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:

Na2S2O3 + H2SO4 = Na2 SO4 + S + SO2 + H2O

Приготовить три раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого в три сухие пробирки внести: в первую – 5 капель тиосульфата натрия и 10 капель воды, во вторую 10 капель тиосульфата натрия и 5 капель воды, в третью 15 капель того же раствора тиосульфата натрия. Первую и вторую пробирку осторожно встряхнуть. Таким образом, концентрация Na2S2O3 будет: в пробирке № 1 – 1С, в пробирке № 2 – 2С, в пробирке № 3 – 3С.

Включить секундомер. В пробирку № 1 добавить 1 каплю серной кислоты. По секундомеру измерить время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценсцесии (помутнения). Также добавить по одной капле серной кислоты в пробирку № 2 и № 3, отмечая время до появления опалесценсии.

Данные опыта занести в таблицу 4:

Таблица 4 – Результаты опыта

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| № пробирки  С, t | №1 | №2 | №3 |
| Концентрация, С | 1С | 2С | 3С |
| Время, t |  |  |  |

Начертить график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ (Рисунок 1).

С

0 t

Рисунок 1 - График зависимости скорости реакции от концентрации

реагирующих веществ

Сделать вывод.

**Опыт № 2.** **Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ**

В две пробирки налить по 1 мл раствора серной кислоты. Добавить в первую – гранулу цинка, во вторую – кусочек магния. Сравнить скорость реакции в обеих пробирках, написать соответствующие уравнение реакций в молекулярном и ионном виде. Сделать вывод.

**Опыт № 3. Зависимость скорости реакции от температуры**

В две пробирки налить по 2 мл раствора соляной кислоты. Раствор в одной пробирке нагреть на пламени спиртовке. В обе пробирки одновременно бросить по одной грануле цинка. Сравнить скорость реакции в обеих пробирках, написать уравнение в молекулярном и ионном виде. Сделать вывод.

**Опыт № 4. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ**

К 10 мл дистиллированной воды в химическом стаканчике добавить по 1-2 капли раствора хлорида железа (III) и роданида аммония. Записать наблюдения и уравнение реакции.

Полученный раствор разлить в 4 пробирки по 2 мл. В первую добавить несколько капель концентрированного раствора хлорида железа (III), во вторую концентрированного раствора роданида аммония, в третью – концентрированного раствора хлорида аммония, четвертую оставить для сравнения. Как изменяется интенсивность окраски раствора в первых трех пробирках?

Сделать вывод, пользуясь выражением константы равновесия и принципом Ле-Шателье.

Выполнить задания для закрепления теоретического материала:

Решить задачу:

Определить, во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 10 до 400 С, если температурный коэффициент реакции равен 3.

Тема «Растворы»

Лабораторная работа № 2

**«Приготовление растворов. Определение концентрации растворов»**

**Цель:** научиться готовить растворы заданной концентрации, определять концентрацию растворов.

**Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:**

Студент должен

**уметь**: использовать лабораторную посуду и оборудование; применять на практике правила безопасной работы в химической лаборатории;

**знать:** основные понятия и законы химии.

**Краткое теоретическое обоснование**

**Растворы** - гомогенные (однородные) системы переменного состава, которые содержат два или не­сколько компонентов.

**Растворы**

**жидкие газообразные твердые**

**(смеси газов) (сплавы металлов)**

**Растворение** — сложный физико-химический про­цесс. Разрушение структуры растворяемого вещества и распределение его частиц между молекулами раствори­теля — это физический процесс. Одновременно происхо­дит взаимодействие молекул растворителя с частицами растворенного вещества, т. е. химический процесс. В ре­зультате этого взаимодействия образуются сольваты.

**Сольваты** — продукты переменного состава, ко­торые образуются при химическом взаимодействии частиц растворенного вещества «молекулами раство­рителя. Если растворителем является вода, то образующиеся сольваты называются **гидратами.**

Процесс образования сольватов называется сольватацией. Процесс образования называ­ется **гидратацией**.

Кристаллические вещества, содержащие молекулы воды, называются **кристаллогидратами.**

**Растворимость веществ.**

Известно, что одни вещества хорошо растворяются, другие — плохо. При растворений веществ образуются насыщенные и ненасыщенные растворы.

**Насыщенный раствор** — это раствор, который со­держит максимальное количество растворяемого вещес­тва при данной температуре.

**Ненасыщенный раствор** — это раствор, который содержит меньше растворяемого вещества, чем насы­щенный при данной температуре.

Для качественной характеристики растворов ис­пользуют понятия «разбавленный раствор» (содержит мало растворенного вещества) и «концентрированный раствор» (содержит много растворенного вещества).

**Массовой долей растворенного вещества** называет­ся отношение массы растворенного вещества к массе раствора:

где – массовая доля растворенного вещества, выраженная в долях единицы; – масса растворенного вещества, г; – масса раствора, г.

Массовую долю можно выражать также в процен­тах:

Массовую долю растворенного вещества, выраженную в процентах, часто называют процентной концентрацией раствора.

**Молярная концентрация** показывает число молей растворенного вещества в одном литре раствора.

Молярную концентрацию можно рассчитать по фор­муле:

где – молярная концентрация, моль/л; – количество растворенного вещества, моль; – объем раствора, л.

Порядок выполнения работы

**Обратить внимание! ПТБ п. 28**

|  |  |
| --- | --- |
| **Приборы и реактивы:** | набор ареометров, колбы конические мерные, весы, мерный цилиндр, хлорид натрия, стеклянная палочка, вода. |

**Опыт № 1****Приготовление раствора с заданной массовой долей**

1. Получить задание и рассчитать, сколько потребуется соли и воды для приготовления раствора заданной концентрации.

2. Взвесить на лабораторных весах нужное количество соли и пересыпать в коническую колбу на 250 мл. Отмерить цилиндром необходимое количество воды и постепенно влить в колбу, осторожно круговыми движениями перемешивая раствор.

3. Приготовленный раствор из колбы перелить в цилиндр и измерить ареометром его плотность, сравнив ее с таблицей № 5. Проверить правильность проведения результатов анализа.

4. Рассчитать молярную концентрацию приготовленного раствора.

**Пример № 1**

Сколько граммов хлорида натрия необходимо для приготовления 200 г раствора с массовой долей соли 5%? Определить молярность раствора.

**Решение**

1. Находим массу соли, необходимую для приготовления 200 г раствора с массовой долей NaCl 5%:

Порядок выполнения работы

m р-ра 100%

m в-ва ωв-ва %

200 гр-ра  100%

m г р-ра  5%

Задание № 1 Задание № 2

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| В-I | 40 мл | 6% из 5% и 8% |
| В-II | 40 мл | 5% из 8% и 3% |
| В-III | 40 мл | 4% из 3% и 6% |
| В-IV | 40 мл | 8% из 6% и 10% |
| В-V | 40 мл | 7% из 10% и 5% |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| В-I | 100 г | 5% |
| В-II | 100 г | 8% |
| В-III | 100 г | 3% |
| В-IV | 100 г | 6% |
| В-V | 100 г | 10% |

1. Вычисляем массу воды, необходимую для приготовления 200 г раствора с массовой долей соли 5% :

200-10=190 г H2O

3. Рассчитываем V (Н2О) по формуле: V = m / ρ == 190 мл

4. Измеряем ареометром плотность полученного раствора (см. таб. № 1), ρ = 1,036 и рассчитываем молярную концентрацию.

А) V р-ра= m р-ра/ ρр-ра = =193 мл

Б) МNaCl = 23 + 35,5 = 58,5 г/моль

В) n (NaCl) = m/М == 0,17моль

Г) 0,17моль в 193 мл

Хмоль в 1000 мл

Д) Х=0,88 М

Вывод: для приготовления 200 г раствора с массовой долей NaCl 5% необходимо 10 г соли и 190 г воды. Плотность полученного раствора 1,036, молярность 0,88 М.

**Опыт № 2 Приготовление раствора соли заданной концентрации из двух растворов**

Получить задание, найти в таб. № 1 плотность приготовляемого (ρ) и исходных растворов (ρ1 и ρ2), выписать их концентрацию (С1 и С2).

1. Вычислить массу исходного раствора по схеме:

mр-ра=V р-ра / ρр-ра (6)

и массу исходного вещества: mв-ва= mр-ра С/ 100%

2. Пусть Х - m р-ра1 , тогда (m р- Х) - m р-ра2

3. - m в-ва1;

(m р-Х) С2 - m в-ва2

4. m в-ва1 + m в-ва2 = m в находим Х.

5. РассчитатьVрастворов: V1 = m р-ра1 / ρ1

V2 = m р-ра2 / ρ2

6. Отмерить мерным цилиндром рассчитанный объем концентрированного раствора V1, перенести в колбу, затем объем менее концентрированного раствора V2 перенести в ту же колбу, закрыть пробкой, тщательно перемешать, несколько раз перевернув колбу вверх дном. Часть полученного раствора перенести в мерный цилиндр, измерить ареометром его плотность, по таб. № 1 определив концентрацию.

Установить имеющиеся расхождения между концентрацией практически полученного раствора и заданной концентрацией ∆С = ?

1. Рассчитать молярную концентрацию полученного раствора по формуле:

СМ = (7)

**Пример № 2**

Приготовить 20 мл 4%-ный (С) раствора NaCl, имея в своем распоряжении 2%-ный (С1) и 9%-ный (С2) растворы.

Находим в таб.№ 1 плотности растворов:

В 4%-ном растворе ρ= 1,029 г/см3

В 2%-ном растворе ρ1 = 1,014 г/см3

В 9%-ном растворе ρ2 = 1,065 г/см3

1. Вычисляем m р-ра3

m р **=** V ∙ρ =20мл ∙ 1,029г/см = 20,58 г

m в = = = 0,82 г

2. Пусть m р-ра1 – Х г, тогда m р-ра2 – (20,58 - Х) г

m в-ва1 = = 0,02 Х

m в-ва2 = = 0,09(20,58 - Х) =1,85 – 0,09Х

3. 0,02 Х + 1,85 – 0,09 Х = 0,82

1.03 = 0,07 Х

Х = 14,7

4. 14,7 г - m р-ра1

(20,58 – 14,7) = 5,88 - m р-ра2

5. V1= m1/ ρ1 = =14,50 мл ; V2 = m2/ ρ2 = = 5,50 мл

1. ΔС = Сmax – Cmin = 4% - 3,98% = 0,02%
2. СМ = = = 0,70 М

Вывод: для приготовления 4%-ного раствора NaCl из 2%-ного и 9%-ного растворов необходимо взять исходные растворы в соотношении 14,5 : 5,5 мл. Получили раствор ρ = 1,026 г/см3 , С = 3,98 % , СМ = 0,70 М.

Таблица 5 – Плотность раствора

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Массовая  доля, % | Плотность  раствора, г/см3 | Массовая  доля, % | Плотность  раствора, г/см3 |
| 1 | 1,007 | 11 | 1,081 |
| 2 | 1,014 | 12 | 1,089 |
| 3 | 1,022 | 13 | 1,096 |
| 4 | 1,029 | 14 | 1,104 |
| 5 | 1,036 | 16 | 1,119 |
| 6 | 1,044 | 18 | 1,135 |
| 7 | 1,051 | 19 | 1,143 |
| 8 | 1,058 | 20 | 1,151 |
| 9 | 1,065 | 21 | 1,159 |

Выполнить задания для закрепления теоретического материала:

Решить задачу:

I вариант

Определить массовую долю (в%) хлорида калия в растворе, полученном при растворении соли массой 16 г в воде объемом 450 мл.

II вариант

Сколько граммов гидроксида калия содержится в растворе массой 240 г с массовой долей NaOH 25%?

Тема «Электролитическая диссоциация Гидролиз»

Лабораторная работа № 3

**«Электролитическая диссоциация веществ. Обменные реакции в растворах электролитов»**

**Цель**: выявить условия протекания реакций ионного обмена до конца и вскрыть причины этого.

**Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:**

Студент должен

**уметь**: использовать лабораторную посуду и оборудование; применять на практике правила безопасной работы в химической лаборатории;

**знать:** диссоциацию электролитов в водных растворах, сильные и слабые электролиты; реакции ионного обмена.

**Краткое теоретическое обоснование**

**Электролитической диссоциацией** называют распад электролита на сольватированные (гидратированные) ионы под действием молекул растворителя.

**Ионные реакции.**

Реакции между ионами называются ионными реакциями, а уравнения этих реакции – ионными уравнениями.

В растворах электролитов реакции протекают между ионами, поэтому сущность протекающих процессов наиболее полно выражается при записи их уравнений в ионно-молекулярном виде. В таких уравнениях слабые электролиты, малорастворимые соединения и газы записываются в молекулярной форме, а сильные электролиты – в виде ионов. Например,

CuSO4 + 2KOH= Cu(OH)2 + K2SO4

В ионной форме это уравнение будет иметь следующий вид:

Cu2+ + SO2-4 + 2K+ + 2OH- = Cu(OH)2 + 2K+ + SO2-4

Сокращенное ионное уравнение в окончательном виде:

Cu2+ + 2OH- = Cu(OH)2

Остальные ионы в реакции участия не принимают.

В тех случаях, когда малорастворимые вещества или слабые электролиты имеются как среди исходных веществ, так и среди продуктов реакции, равновесие смещается в сторону образования наименее растворимых или наименее диссоциирующих веществ. Например:

↓Mg(OH)2 + 2HCl = MgCl2 + 2H2O

↓Mg(OH)2 + 2H+ = Mg2+ + 2H2O

**Порядок выполнения работы**

**Обратить внимание! ПТБ п. 6,7,8,9,12,13.**

|  |  |
| --- | --- |
| **Приборы и реактивы:** | 2 М уксусная кислота, 2 М соляной кислоты, кусо- чек мела (карбонат кальция), гранулы цинка, растворы хлорида железа(III), хлорида бария, сульфата меди, нитрата алюминия, карбоната натрия, хлорида аммония, сульфида натрия, серной кислоты, гидрокида натрия. |

**Опыт № 1 Сравнение силы различных кислот**

**а) *Взаимодействие соляной и уксусной кислот с карбонатом кальция***

В одну пробирку внести 1 мл 2 М раствора уксусной кислоты, в другую столько же 2 М раствора хлороводородной кислоты. Выбрать два одинаковых по величине кусочка карбоната кальция и бросить по одному в каждую пробирку.

В какой пробирке процесс идет более энергично? Какой газ выделяется? Написать молекулярные и ионные уравнения реакций. От концентрации каких ионов зависит скорость выделения газа? В растворе какой кислоты концентрация этих ионов больше? Сделать вывод об относительной силе исследованных кислот.

**б*) Взаимодействие соляной и уксусной кислот с цинком***

В одну пробирку налить до 1/3 ее объема 2 М раствор соляной кислоты, в другую – столько же 2 М раствора уксусной кислоты. Бросить в каждую по кусочку цинка.

Какой газ выделяется, в какой из пробирок более энергично? Написать молекулярные и ионные уравнения реакций. Объяснить наблюдаемое различие в скорости реакций. Сделать вывод об активности кислот.

**Опыт № 2 Обменные реакции в растворах электролитов, идущие до конца**

Для опыта даны следующие реактивы: FeCl3, BaCl2,CuSO4, Al(NO3)3, Na2CO3, NH4Cl,Na2S, H2SO4,NaOH.

Пользуясь имеющимися реактивами (брать по 0,5 мл) проделать реакции, идущие с выпадением осадка, газообразного вещества и воды по кратким ионным уравнениям:

1. Ba 2+ + SO4 2- = Ba SO4 ↓2. 2Н +  + СО32- = СО2 + Н2О

3. Fe 3+ + 3ОН -  = Fe(ОН)3 ↓ 6. 2Н +  + S2- = Н 2 S ↑

4. Cu 2+ + 2ОН - = Cu(ОН)2 ↓7. NH4 +  + ОН - = NH 3+ Н 2О

5. Al3+ + 3ОН - = Al(ОН)3 ↓ 8. 2Н +  + ОН- = Н2О

Написать молекулярные, полные ионные уравнения реакций, отметив названия исходных веществ и продуктов, цвет осадка и запах газа.

Сделать вывод, в каких случаях реакции ионного обмена идут до конца.

**Опыт № 3** **Получение амфотерных гидроксидов и их взаимодействие с кислотами и щелочами**

Пользуясь имеющимися реактивами (брать по 0,5 мл) получить гидроксид алюминия(III) и гидроксид железа(III) и доказать их амфотерность химическими свойствами. Записать наблюдение. Написать молекулярные, полные и краткие ионные уравнения реакций, дать названия веществ. Сделать вывод об амфотерности гидроксидов.

Выполнить задания для закрепления теоретического материала:

Закончить уравнения реакций в молекулярном виде, составить полные и сокращенные ионные уравнения:

|  |  |
| --- | --- |
| I вариант  а) Al(OH)3 + H2SO4  б) AlCl3 + AgNO3  в) FeCl2 + AgNO3 | II вариант  а) Fe(OH)3 + H2SO4  б) MgCO3 + HCl  в) Cu(OH)2 + HNO3 |

Лабораторная работа № 4

**«Гидролиз солей»**

**Цель:** исследовать типы гидролиза солей, определить реакцию среды индикатором.

**Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:**

Студент должен

**уметь**: использовать лабораторную посуду и оборудование; применять на практике правила безопасной работы в химической лаборатории;

**знать:** гидролиз солей.

**Краткое теоретическое обоснование**

**Гидролиз солей**

Растворение солей в нейтральной воде часто сопровождается изменением величины pH из-за образования кислотных или щелочных растворов. Значение рH = 7 в нейтральной воде меняется на pH > 7 или pH < 7. Это явление обусловлено процессом гидролиза.

Гидролиз соли − это обменное взаимодействие ионов соли с молекулами воды, в результате которого образуется слабый электролит и смещается равновесие электролитической диссоциации воды. Среди обменных реакций с участием электролитов, протекающих в направлении образования слабых электролитов, различают четыре случая взаимодействия соли и воды.

1. Гидролиз практически не происходит, если соли образованы катионами сильного основания и анионами сильной кислотой, например: KCl, NaNO3, CaSO4. Очевидно, что в этом случае единственным слабым электролитом является вода и взаимодействие типа

KCl + H2O → KOH + HCl

не нарушает равновесия Н2О → Н+ + ОН- , то есть в таких растворах рН = 7 и равновесие практически полностью смещено влево.

2. Если соли образованы катионами сильного основания и анионами слабой кислоты (KCN, Na3PO4, CH3COOK и др.), то имеет место гидролиз по аниону. Пример, гидролиз соли К2СО3.

I ступень: К2СО3 + Н2О → КНСО3 + КОН.

Уравнения гидролиза обычно записывают, указывая сильные электролиты в ионном виде, а слабые – в молекулярном. Данное уравнение может быть записано так:

2К+ + СО32– + Н2О →2К+ + НСО3 2– + ОН

или в сокращенном виде:

СО3 2– + Н2О → НСО3– + ОН−.

Как правило, самопроизвольно гидролиз идет в этом случае в основном по I ступени.

II ступень: КНСО3 + Н2О → Н2СО3 + КОН

или сокращенное ионно-молекулярное уравнение:

НСО3– + Н2О → Н2СО3 + ОН–.

Видно, что гидролиз по аниону приводит к появлению избытка ионов ОН–, то есть раствор становится щелочным (рН > 7). Для усиления гидролиза по II ступени следует принять меры к сдвигу равновесия.

3. В случае, когда соль образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты (CuSO4, ZnCl2, NH4NO3 и т.п.), происходит гидролиз по катиону. Пример, гидролиз соли ZnCl2.

I ступень: ZnCl2 + H2O →Zn(OH)Cl + HCl

или сокращенное ионно-молекулярное уравнение:

Zn2+ + H2O →Zn(OH)+ + H+.

II ступень: Zn(OH)Cl +H2O → Zn(OH)2↓ + HCl

или сокращенное ионно-молекулярное уравнение:

Zn(OH)+ +H2O → Zn(OH)2 + H+.

Избыток ионов водорода в этом случае обусловливает кислотную среду раствора (рН < 7).

4. Если соли образованы катионами слабого основания и анионами слабой кислоты, то происходит гидролиз и по катиону, и по аниону. Примером может служить гидролиз соли СН3СООNH4:

CH3COONH4 + Н2О →NH4OH + CH3COOH.

При этом протекают параллельно два процесса:

NH4+ + H2O → NH4OH + H+;

CH3СОО− + Н2О →CH3COOH + ОН−.

Растворы солей этого типа могут иметь слабокислотную или слабощелочную реакцию в зависимости от соотношения констант диссоциации, образующихся при гидролизе кислоты и основания. Если слабые кислота и основание близки по силе, то гидролиз соли идет практически до конца.

Порядок выполнения работы

Обратить внимание! ПТБ п. 6,7,8.

|  |  |
| --- | --- |
| Приборы и реактивы: | штатив с пробирками, лакмус фиолетовый, спиртовка, спички, пробиркодержатель, асбестированная сетка, растворы едкого натра, сульфата меди (II), сульфата натрия, карбоната натрия, хлорида железа (III), хлорида аммония, хлорида бария, сульфида калия, нитрата алюминия. |

**Опыт № 1** **Испытание растворов солей индикатором**

Налить в пробирку по 1 мл растворов имеющихся солей: сульфата меди (II), сульфата натрия, карбоната натрия, хлорида железа (III), хлорида аммония, хлорида бария, сульфида калия. Испытать реакцию среды индикатором, опустив в каждую пробирку по кусочку лакмусовой бумажки, отметив ее цвет. Заполнить таблицу 6, написать уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной формах, объяснить по катиону или по аниону протекает гидролиз, основываясь на окраске лакмуса.

Таблица 6 – Гидролиз солей

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Формула и название вещества** | Реакция среды | | | **Какими электролитами образована соль** |
| Кислая рН < 7 | Нейтральная рН = 7 | Щелочная рН > 7 |
| 1. CuSO4 – сульфат меди | + | – | – | Cu(OH)2 – слабое  основание  H2SO4 – cильная кислота |

Сделать вывод.

**Опыт № 2**  **Получение карбоната алюминия и его гидролиз**

К 0,5 мл нитрата алюминия прилить такое же количество раствора карбоната натрия. Наблюдается образование белого аморфного осадка и выделение пузырьков газа СО2.

Написать уравнения реакций:

1. Взаимодействие нитрата алюминия с карбонатом натрия;
2. Взаимодействия карбоната алюминия с водой (гидролиз).

Объяснить наблюдаемые явления. Сделать вывод.

**Опыт № 3** **Щелочной гидролиз раствора сульфата меди**

К 0,5 мл раствора сульфата меди прибавить 1 мл раствора гидроксида натрия. Образуется аморфный осадок. Нагреть пробирку до почернения осадка.

В другой пробирке к 0,5 мл раствора сульфата меди прибавить 3-4 капли раствора гидроксида натрия до образования светло-голубого осадка. Нагреть пробирку. Изменение окраски осадка не происходит.

Написать в молекулярной и ионной формах уравнения реакций:

а) взаимодействия сульфата меди и гидроксида натрия (избыток) с получением гидроксида меди (II);

б) разложение гидроксида меди (II) до оксида меди (II) при нагревании;

в) взаимодействие сульфата меди и гидроксида натрия (недостаток) с получением основного сульфата меди (II), который не разлагается при нагревании.

Дать объяснение наблюдаемым явлениям (изменение окраски осадка при нагревании в первой пробирке и не изменение во второй). Сделать вывод.

Выполнить задания для закрепления теоретического материала:

Составить уравнения реакций гидролиза следующих солей:

|  |  |
| --- | --- |
| I вариант  а) MnSO4  б) K2SO3. | II вариант  а) BaСl2;  б) Сr(NO)3;. |

РАЗДЕЛ «НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Тема «Подгруппа кислорода»

Лабораторная работа № 5

**«Свойства соединений серы»**

**Цель:**  исследовать дегидратирующие свойства серной кислоты, действие концентрированной и разбавленной серной кислоты на металлы, восстановительные свойства тиосульфата натрия.

**Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:**

Студент должен

**уметь**: составлять электронно-ионный баланс окислительно-восстановительных процессов; использовать лабораторную посуду и оборудование;

**знать:** характерные химические свойства неорганических веществ различных классов;окислительно-восстановительные реакции.

**Краткое теоретическое обоснование**

Сера является элементам VI группы главной подгруппы периодической системы. С кислородом сера образует два ряда соединений типа ЭО2 с окислительным числом +4 и ЭО3 с окислительным числом +6.

Кроме H2S, H2SO3, H2SO4, сера образует несколько кислот, из которых неустойчивая тиосерная Н2S2О3 и сильные окислители – двусерную H2S2O7 и пероксодвухсерную (надсерную) H2S2O6.

Характерные степени окисления серы –2 (H2S и сульфиды, тиосульфат натрия Na2S2O3·5H2O в этом соединении один атом серы имеет степень окисления –2, а другой +6); +4 (SO2, соли H2SO3 – сульфиты, особенно Nа2SО3); +6 (серная кислота H2SO4 и сульфаты, двусерная кислота H2S2O7, пероксодвусерная H2S2O6, пероксодисульфаты Na2S2O6 и (NН4)2S2O8).

Сернистый газ SO2 проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства. Хорошо растворяется в воде, при этом образуется прочная сернистая кислота – Н2SО3.

Сернистый ангидрид SO3 характеризуется сильными окислительными свойствами.

Безводная серная кислота — тяжелая маслянистая бесцветная жидкость. Разбавленная серная кислота проявляет все характерные свойства сильных кислот. Концентрированная серная кислота является сильным окислителем, особенно при нагревании. При взаимодействии концентрированной серной кислоты с металлами, находящимися после водорода в ряду напряжения образуются сульфаты металлов, выделяется продукт восстановления серной кислоты – SO2. Концентрированная серная кислота очень активно взаимодействует с неметаллами.

Порядок выполнения работы

**Обратить внимание! ПТБ п. 5-13**

|  |  |
| --- | --- |
| **Приборы и реактивы**: | штатив с пробирками, тигель фарфоровый, тигельные щипцы, пипетка, асбестированная сетка, спиртовка, пробиркодержатель, спички, стеклянная палочка, фильтровальная бумага, медь (проволока и стружка), цинк (гранулы), железо (стружки), лакмусовая бумажка, растворы иодной воды, серной кислоты (разбавленная и концентрированная.), тиосульфат натрия, хлорид бария, вода. |

**Опыт № 1** **Дегидратирующие свойства серной кислоты**

На листочке фильтровальной бумаги с помощью стеклянной палочки сделать любую надпись 2 М раствором серной кислоты. Бумагу просушить, держа высоко над пламенем горелки. Отметить и объяснить почернение бумаги. Какое свойство проявляет концентрированная серная кислота в этом опыте?

**Опыт № 2 Взаимодействие серной кислоты с металлами**

***а) Взаимодействие разбавленной серной кислоты с металлами***

В три пробирки внести по 5-6 капель 2 М раствора серной кислоты и по 2-3 кусочка металлов: в первую – цинка, во вторую – железа, в третью – меди. Если реакция идет медленно, слегка подогреть пробирки небольшим пламенем горелки. С каким металлом реакция не идет, почему? Написать уравнения протекающих реакций, обозначить степень окисления элементов, расставить коэффициенты, пользуясь методом электронного баланса.

***б) Взаимодействие концентрированной серной кислоты с медью***

В тигелек поместить 1-2 кусочка медной стружки и прилить 5-10 капель концентрированной серной кислоты (плотностью 1,84 г/см3). Тигель нагреть на асбестированной сетке небольшим пламенем горелки. Влажную синюю лакмусовую бумажку поднести к выделяющемуся газу. Отметить изменение лакмусовой бумажки. По запаху (осторожно!) определить, какой газ выделяется. Содержимое тигля выпарить, охладить и растворить, прибавив в тигель 8-10 капель дистиллированной воды. Перенести пипеткой некоторое количество раствора в чистую пробирку. Отметить окраску раствора. Для какого иона характерна эта окраска? Записать наблюдения, написать уравнения реакции, расставить коэффициенты, пользуясь методом электронного баланса.

Сделать вывод.

**Опыт № 3 Качественная реакция на сульфат-ион**

Налить в пробирку 1 мл раствора хлорида бария и добавьте сульфата натрия. Записать наблюдение. Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде. Сделать вывод.

**Опыт № 4** **Тиосульфат натрия и его свойства**

***а) Неустойчивость тиосульфата в кислой среде***

Внести в пробирку 5-6 капель раствора тиосульфата натрия Na2S2O3 и 3-4 капли 2М серной кислоты. Отметить выпадение серы. По запаху определить, какой газ выделяется. Написать уравнение реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой. Указать окислитель и восстановитель.

***б) Восстановительные свойства тиосульфата натрия***

В пробирку внести 0,5 мл йодной воды и добавить несколько капель тиосульфата натрия до обесцвечивания раствора. Написать уравнение реакции, учитывая, что йод окисляет тиосульфат до тетратионата.

Сделать вывод.

Выполнить задания для закрепления теоретического материала:

1. Написать окислительно-восстановительные реакции взаимодействия серы с водородом, металлом, кислородом, концентрированной серной кислотой, с концентрированным раствором щелочи при нагревании.
2. Написать следующие уравнения реакций в молекулярной и ионной формах:   
   а) Na2SO3 + HCl →

б) Na2SO3 +CaCl2 →

Тема «Подгруппа азота»

**Лабораторная работа № 6**

**«Свойства соединений азота»**

**Цель:** изучить получение и свойства аммиака, исследовать свойства азотной кислоты.

**Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:**

Студент должен

**уметь**: составлять электронно-ионный баланс окислительно-восстановительных процессов; использовать лабораторную посуду и оборудование;

**знать:** характерные химические свойства неорганических веществ различных классов;окислительно-восстановительные реакции.

**Краткое теоретическое обоснование**

Азот является элементом V группы главной подгруппы периодической системы.

Характерные степени окисления азота: –3 (аммиак NН3 и соли аммония, амид натрия NaNH2); –2 (гидразин N2Н4); +1 (оксид азота (I) N2O); +2 (оксид азота (II) NO,) +3 (соли азотистой кислоты HNO2, особенно NaNO2); +4 (оксид азота (IV) NO2 диоксид); +5 (азотная кислота НNО3 и ее соли, особенно NаNО3, KNO3, NН4NО3).

С кислородом азот образует ряд оксидов: N2O, NО, N2О3, NO2, N2O4, N2О5. Все оксиды азота химически активны. Из них оксид азота (II) обладает ярко выраженными восстановительными свойствами. Все же остальные оксиды азота проявляют преимущественно свойства окислителей.

Высшие оксиды азота, начиная с N2О3, являются кислотными и, соединяясь с водой, образуют кислоты – HNO2, HNO3.

Азотная кислота является одним из сильнейших окислителей.

Порядок выполнения работы

**Обратить внимание! ПТБ п. 5-13**

|  |  |
| --- | --- |
| **Приборы и реактивы:** | железный штатив с зажимом и кольцом, штатив с пробирками, спиртовка, асбестированная сетка, спички, пробиркодержатель, фарфоровая ступка с пестиком, стакан, прибор для получения аммиака, лакмусовая бумага, кристаллический хлорид аммония, кристаллический гидроксид кальция, фенолфталеин, растворы гидроксида натрия, хлорида аммония, водный раствор аммиака, стружка железа, кусочек цинка, кусочек олова, азотная кислота (конц. и разб.). |

**Опыт № 1** **Получение аммиака и опыты с ним**

В фарфоровой ступке хорошо перемешать приблизительно равные объемы (по 0,5г) кристаллического хлорида аммония и порошка гидроксида кальция (слегка влажного). Обратить внимание на появление резкого специфического запаха, т.к. начинает выделяться аммиак.

Полученную смесь перенести при помощи шпателя из ступки в пробирку, закрыть ее пробкой с газоотводной трубкой и закрепить горизонтально в зажиме штатива так, чтобы газоотводная трубка была расположена вертикально (концом вверх). На конец газоотводной трубки надеть донышком вверх сухую пробирку, в которую будет собираться аммиак, и закрыть ее отверстие комочком ваты. Осторожно нагреть пробирку со смесью до появления резкого запаха, когда сухая пробирка заполнится газом. Снять с газоотводной трубки пробирку, вынуть вату, закрыть отверстие указательным пальцем и, не переворачивая, опустить горлышком вниз в стакан с водой. Под водой открыть отверстие и пронаблюдать за подъемом уровня жидкости в пробирке, т.к. газообразный аммиак очень хорошо растворяется в воде.

Снова закрыть пальцем отверстие, вынуть пробирку из воды, перевернуть, осторожно понюхать раствор и поставить в штатив. Опустить в пробирку кусочек лакмусовой бумажки. Какую среду имеет раствор?

Написать уравнения реакций, протекающих в первой пробирке:

а) взаимодействие хлорида аммония с гашеной известью;

б) разложение гидроксида аммония при нагревании;

во второй пробирке:

в) растворение аммиака в воде;

г) диссоциация гидроксида аммония с созданием щелочной среды.

Дать названия веществам. Сделать вывод.

**Опыт № 2** **Щелочные свойства гидроксида аммония**

Водный раствор аммиака налить в две пробирки:

а) Испытать раствор одной из пробирок, перенеся каплю его стеклянной палочкой на красную лакмусовую бумагу. Прилить в пробирку 1 каплю фенолфталеина. На присутствие какого иона в растворе указывает изменение окраски лакмуса и фенолфталеина? К какому классу веществ надо отнести раствор аммиака в воде?

б) Прокипятить несколько капель водного раствора аммиака в другой пробирке и испытать реакцию жидкости на красную лакмусовую бумажку. Цвет ее не изменится. Объяснить происходящее явление.

Написать схему электролитической диссоциации гидроксида аммония.

Сделать вывод.

**Опыт № 3** **Распознавание солей аммония нагреванием их со щелочами**

В пробирку налить 5-6 капель хлорида аммония, прибавить столько же раствора гидроксида натрия и нагрейте до кипения. В выделяющиеся пары внести красную лакмусовую бумажку, смоченную водой. Отметить изменение цвета лакмусовой бумажки и запах раствора. Записать наблюдения.

Написать в молекулярной и ионной формах уравнение реакции взаимодействия соли аммония с гидроксидом натрия.

Сделать вывод.

**Опыт № 4 Свойства азотной кислоты**

***а) Взаимодействие металлов с концентрированной азотной кислотой***

В одну пробирку положить кусочек цинка, в другую – кусочек олова и затем прилить концентрированной азотной кислоты. Какой газ выделяется? Написать уравнения реакций, имея в виду, что во второй пробирке образуется H2SnO3, определить окислитель и восстановитель.

***Б)*** ***Взаимодействие металлов с разбавленной азотной кислотой***

Положить в пробирку немного железных опилок или стружек и прибавить умеренно разбавленной азотной кислоты. Какой газ выделяется? Написать уравнения реакции, определить окислитель и восстановитель.

***В)*** ***Взаимодействие металлов с сильно разбавленной азотной кислотой***

В одну пробирку положить кусочек цинка, во вторую – кусочек олова и прилить в обе пробирки сильно разбавленную азотную кислоту. В течение нескольких минут жидкость взболтать, затем слить раствор с непрореагировавшего металла и доказать наличие в растворе иона аммония. Написать уравнения реакций, определить окислитель и восстановитель.

Сделать вывод.

Выполнить задания для закрепления теоретического материала:

Дописать уравнения реакций, протекающих между концентрированной серной кислотой и следующими металлами, уровнять методом электронного баланса:

а) Н2SО4 + Fe →

б) Н2SО4 + Mg →

в) Н2SО4+ Ag →

Тема «Подгруппа углерода»

**Лабораторная работа № 7**

**«Свойства углерода и его соединений»**

**Цель:** исследовать свойства соединений углерода и кремния, адсорбционные свойства углерода.

**Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:**

Студент должен

**уметь**: использовать лабораторную посуду и оборудование; применять на практике правила безопасной работы в химической лаборатории;

**знать:** характерные химические свойства неорганических веществ различных классов;окислительно-восстановительные реакции; реакции ионного обмена.

**Краткое теоретическое обоснование**

Углерод и кремний – элементы IV группы главной подгруппы периодической системы. Углерод и кремний образуют соединения, в которых им свойственны степени окисления как +4, так и –4. В обычных условиях углерод и кремний весьма инертны, но при высоких температурах они становятся химически активными по отношению ко многим металлам и неметаллам.

Сродство к электрону у этих элементов небольшое. Соединения, в которых их окислительное число +2 и +4: СО, SiO, CO2, SiO2. Более устойчивы из них CO2 и SiO2. Оксиды СО и SiO относятся к несолеобразующим, CO2 и SiO2 обладают кислотными свойствами. Им соответствуют кислоты угольная Н2СО3 и кремниевая Н2SiО2, причем кислотные свойства кремниевой кислоты выражены слабее, чем угольной. В природе больше распространены сложные силикаты, которые можно рассматривать как соли поликремниевых кислот. К природным силикатам относятся: H4Al2Si2O9 (каолин); H4Mg3Si2O9 (асбест) и др. Силикаты можно получить при сплавлении SiO2 с основными оксидами или солями летучих кислот.

Порядок выполнения работы

**Обратить внимание! ПТБ п. 5,6,7,8,13.**

|  |  |
| --- | --- |
| **Приборы и реактивы:** | штатив с пробирками, штатив с зажимом, пробка с газоотводной трубкой, лучина, горелка, асбестированная сетка, спички, стеклянная палочка, синий лакмус, фенолфталеин, кусочек мрамора, порошок карбоната натрия, карбоната кальция, угольный порошок, силикат натрия (конц. и разб.), соляная кислота (конц. и разб.), известковая вода. |

**Опыт № 1** **Получение диоксида углерода и качественная реакция на него**

В пробирку поместить кусочек мрамора и добавить в нее 2 мл соляной кислоты. Конец газоотводной трубки опустить в пробирку, наполненную известковой водой, собрать выделяющийся газ.

Написать уравнения реакций:

а) взаимодействия мрамора с соляной кислотой в молекулярной и ионной формах.

б) взаимодействия диоксида углерода с известковой водой.

Сделать вывод.

**Опыт № 2** **Получение угольной кислоты и ее разложение при нагревании**

Пропустить СО2 в пробирку с водой, подкрашенной раствором синего лакмуса. На присутствие какого иона указывает изменение окраски лакмуса? Прокипятить раствор. Объяснить происходящее изменение окраски лакмуса.

Написать уравнения:

а) реакции между Н2О и СО2;

б) ступенчатой электролитической диссоциации угольной кислоты, образовавшейся в растворе.

Сделать вывод.

**Опыт № 3** **Качественная реакция на карбонат-ион**

В две пробирки насыпать (чтобы слегка покрылось дно пробирки) карбонат натрия и карбонат кальция. В обе пробирки прилить по 3-4 капли раствора соляной кислоты. В каждую пробирку внести зажженную лучину. Какой газ выделяется при действии соляной кислоты на карбонаты? Записать наблюдения.

Написать в молекулярной и ионной форме уравнения реакций, протекающих при действии соляной кислоты на карбонат натрия и кальция.

Сделать вывод.

**Опыт № 4** **Адсорбционная способность активированного угля**

В пробирку с 2 мл воды, подкрашенной индикатором, добавить угольный порошок, предварительно растерев его в ступке. Закрыть пробирку пробкой и энергично взболтать. Через 20-30 мин отметьте интенсивность окраски. Объясните происходящее явление. Что является адсорбентом? Адсорбатом? Что такое активированный уголь? Чем обусловлена адсорбционная способность активированного угля? Дать определение адсорбции. Сделать вывод.

**Опыт № 5 Получение кремневой кислоты**

***а) Получение гидрогеля кремневой кислоты***

К 5 мл концентрированного раствора силиката натрия прибавить 2–2,5 мл разбавленной соляной кислоты и хорошо перемешать жидкость стеклянной палочкой. Вследствие выделения кремневой кислоты все содержимое пробирки превращается в студень. Написать уравнение реакции.

***б) Получение гидрозоля кремневой кислоты***

К 3–5 мл раствора силиката натрия прибавить немного концентрированной соляной кислоты. Получается коллоидный раствор кремневой кислоты. Нагреть

его до кипения. Что наблюдаете? Объяснить.

Сделать вывод.

**Опыт № 6 Гидролиз солей кремневой кислоты**

Испытать индикатором раствор силиката натрия. Написать уравнение реакции гидролиза в молекулярной и ионной формах. Сделать вывод.

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

Осуществить следующие превращения:

электролиз

CO2 Ca(HCO3)2 CaCO3 CaCl2 Ca(OH)2 CaCO3

Тема «Металлы I и II групп периодической системы»

**Лабораторная работа № 8**

«**Свойства соединений металлов I и II групп периодической системы»**

**Цель:** исследовать свойства натрия и магния и их соединений.

**Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:**

Студент должен

**уметь**: составлять электронно-ионный баланс окислительно-восстановительных процессов; использовать лабораторную посуду и оборудование.

**знать:** характерные химические свойства неорганических веществ различных классов;окислительно-восстановительные реакции.

**Краткое теоретическое обоснование**

В группу щелочных металлов входит следующий ряд элементов: литий Li, натрий Na, калий К, рубидий Rb, цезий Cs, франций Fr. Они находятся в главной подгруппе I группы периодической системы. Все эти металлы сходны в том отношении, что на их внешнем электронном слое имеется один электрон.

В окислительно-восстановительных реакциях щелочные металлы ведут себя как сильные восстановители, и эта способность возрастает от металла к металлу с увеличением заряда ядра атома. Среди металлов щелочные металлы проявляют наиболее высокую химическую активность. В ряду напряжений все щелочные металлы располагаются в начале ряда. Электрон внешнего электронного уровня является единственным валентным электроном, поэтому щелочные металлы в любых соединениях одновалентны. Степень окисления щелочных металлов обычно +1. Щелочные металлы легко окисляются на воздухе, в воде и кислотах. Чтобы предотвратить окисление, их хранят в закрытых (вакуумированных) сосудах или под слоем эфира, керосина и т.п.

Окисление щелочных металлов в атмосфере кислорода протекает очень энергично, причем образуется при этом пероксид металла типа R2O2. Оксиды могут быть получены только при соблюдении особых условий. Оксиды щелочных металлов R2O обладают ярко выраженными основными свойствами, активно реагируют с водой, кислотами и кислотными оксидами. При взаимодействии щелочных металлов или их оксидов с водой образуются гидроксиды щелочных металлов – щелочи ROH, это сильные основания, основные свойства которых возрастают с увеличением атомного номера элемента.

Главную подгруппу II группы периодической системы элементов составляют бериллий Be, магний Mg, кальций Ca, стронций Sr, барий Ba и радий Ra. Атомы этих элементов имеют на внешнем электронном уровне два s-электрона. В химических реакциях атомы элементов подгруппы легко отдают оба электрона внешнего энергетического уровня и образуют соединения, в которых степень окисления элемента равна +2.

Все элементы этой подгруппы относятся к металлам. Кальций, стронций, барий и радий называются щелочноземельными металлам. Бериллий, магний и особенно щелочноземельные элементы – химически активные металлы. Они являются сильными восстановителями. Из металлов этой подгруппы несколько менее активен бериллий, что обусловлено образованием на поверхности этого металла защитной оксидной пленки.

Порядок выполнения работы

**Обратить внимание! ПТБ п. 6-9,13.**

|  |  |
| --- | --- |
| **Приборы и реактивы:** | штатив с пробирками, асбестированная сетка, спиртовка, спички, пинцет, фарфоровая чашечка, фенолфталеин, натрий металлический, стружки магния, растворы едкого натра, хлороводородной кислоты, азотной кислоты, хлорида бериллия, аммиака, хлорид кальция, хлорид бария, сульфат натрия, хлорид магния, вода. |

**Опыт № 1**  **Взаимодействие металлов с водой**

***а) Взаимодействие натрия с водой***

Налить воды в чашечку и поместить в него пинцетом маленький кусочек металлического натрия. Отметить характерное движение кусочка по поверхности воды. Какой газ выделяется? Доказать образование щелочи в растворе, добавив в него несколько капель фенолфталеина.

Объяснить наблюдаемые явления, написать уравнение реакции взаимодействия натрия с водой, указать окислитель и восстановитель.

***б) Взаимодействие магния с водой***

Поместить стружки магния в пробирку с 1 мл воды, отметить отсутствие реакции при комнатной температуре. Нагреть пробирку. Почему жидкость мутная? Добавить каплю фенолфталеина, отметить появление окраски. Объяснить наблюдаемые явления, написать уравнение реакции взаимодействия магния с водой при нагревании, указать окислитель и восстановитель.

Сделать вывод о свойствах магния в сравнении с натрием.

**Опыт № 2** **Взаимодействие магния с кислотами**

В две сухие пробирки опустить небольшое количество стружки магния. В одну добавить несколько капель разбавленной хлороводородной кислоты, в другую – разбавленной азотной кислоты. Что происходит с магнием. Первую пробирку плотно закрыть пробкой и поджечь собранный газ, поднеся к отверстию горящую спичку. Осторожно понюхать газ, выделяющийся во второй пробирке. Написать три уравнения реакции получения водорода, аммиака и закиси азота (I); методом электронного баланса расставить коэффициенты.

**Опыт № 3 Получение гидроксида магния**

Налить в две пробирки по 1 мл раствора хлорида магния. Затем в одну пробирку добавить раствор гидроксида натрия, в другую – раствор аммиака. Отметить цвет и характер образующихся осадков. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Сделать вывод.

**Опыт № 4** **Свойства солей щелочноземельных металлов**

В две пробирки внести по 0,5 мл растворов солей хлорида кальция и бария, в каждую добавить по 1 мл раствора сульфата натрия. Что наблюдается? Отметить различную скорость образования осадков сульфата бария и сульфата кальция. Испытать действие хлороводородной кислоты на полученные сульфаты.

Написать уравнения реакций образования сульфатов в молекулярной и краткой ионной форме, сделать вывод о растворимости полученных солей в растворе хлороводородной кислоты.

**Опыт № 5 Гидроксид бериллия и его свойства**

Поместить в пробирку 5–6 капель раствора сульфата бериллия и добавить (по каплям) раствор щелочи до образования осадка гидроксида бериллия. Осадок разделить на две части; на одну часть осадка подействовать соляной кислотой, на другую – избытком щелочи. Написать уравнения реакций:

а) получения Be(OH)2;

б) взаимодействие Be(OH)2 с кислотой;

в) взаимодействие Be(OH)2 с щелочью с образованием комплексного иона [Be(OH)4]2- –тетрагидроксобериллата.

Сделать вывод о свойствах гидроксида бериллия.

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

Na → NaH → NaOH → NaCl → HCl → AgCl

Тема «Металлы III и IV групп периодической системы»

**Лабораторная работа № 9**

**«Свойства металлов III и IV групп периодической системы»**

**Цель:** исследовать свойства алюминия, олова и их соединений.

**Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:**

Студент должен

**уметь**: составлять электронно-ионный баланс окислительно-восстановительных процессов; использовать лабораторную посуду и оборудование.

**знать:** характерные химические свойства неорганических веществ различных классов;окислительно-восстановительные реакции.

**Краткое теоретическое обоснование**

Алюминий входит в главную подгруппу III группы периодической системы Д.И. Менделеева и проявляет степень окисления +3. Из-за устойчивой оксидной пленки алюминий не растворяется в воде, несмотря на высокое значение электродного потенциала. Оксидная пленка растворяется в кислотах (с трудом) и в щелочах. Алюминий, лишенный защитной пленки, взаимодействует с водой.

Оксид алюминия амфотерен. Гидроксид алюминия Al(OH)3 - типичное амфотерное соединение: свежеприготовленный легко растворяется в кислотах и в щелочах.

Главную подгруппу IV группы периодической системы элементов составляют углерод, кремний, германий, олово и свинец. Элементы этой подгруппы образуют оксиды с общей формулой RO и водородные соединения с формулой RH4. От углерода к свинцу свойства оксидов изменяются от кислотных до амфотерных. PbO и SnO являются основными оксидами. От углерода к свинцу уменьшается прочность водородных соединений. В подгруппе с ростом порядкового номера уменьшается энергия ионизации и увеличивается а томный радиус, т.е. неметаллические свойства ослабевают, а металлические усиливаются. Олово и свинец - металлы IV группы главной подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева. Свинец при взаимодействии с HCl покрывается слоем PbCl2, препятствующим дальнейшему взаимодействию Pb с кислотой.

Аналогично происходит взаимодействие свинца с разбавленной серной кислотой, но при концентрации кислоты выше 80% на поверхности металла образуется растворимая кислая соль Pb(HSO4)2. Олово и свинец растворяются в щелочах с выделением водорода и образованием комплексных солей.

Порядок выполнения работы

**Обратить внимание! ПТБ п. 6-13**

|  |  |
| --- | --- |
| **Приборы и реактивы:** | штатив с пробирками, спиртовка, спички, асбестированная сетка, металлический алюминий (стружка), олово, разбавленные и концентрированные растворы кислот: хлороводородной, серной, азотной, растворы едкого натра, сульфида натрия, нитрата алюминия, хлорида алюминия, вода. |

**Опыт № 1 Растворение алюминия в водном растворе щелочи**

Внести в пробирку алюминиевые стружки, и добавить 0,5 мл воды. Нагреть пробирку. Наблюдается ли выделение водорода? Добавить в пробирку 1 мл раствора едкого натра. Отметить интенсивное выделение водорода.

Дать объяснение наблюдаемым явлениям. Написать уравнения соответствующих реакций. Назвать образующиеся вещества.

Сделать вывод.

**Опыт № 2 Взаимодействие алюминия с кислотами**

В две пробирки положить немного стружек алюминия и прилить в одну пробирку раствор соляной кислоты, в другую – раствор серной кислоты. Сравнить активность взаимодействия алюминия с кислотами на холоде. Прогреть пробирки с разбавленными кислотами. Какой газ выделяется? Написать окислительно-восстановительные уравнения реакций. Сделать вывод.

**Опыт № 3 Получение гидроксида алюминия и исследование его свойств**

1) К раствору соли алюминия в пробирке прилить по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка. Записать наблюдение. Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

2) Разделить осадок на две пробирки и исследовать его отношение к раствору соляной кислоты и раствору гидроксида натрия. Записать наблюдение.

Написать уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде. Сделать вывод.

**Опыт № 4** **Гидролиз сульфида алюминия**

Получить сульфид алюминия при взаимодействии сульфида натрия и нитрата алюминия. В пробирку с полученным сульфидом алюминия добавить 1 мл воды. Наблюдать выделение газа, определив его по запаху. Написать уравнение реакции получения сульфида алюминия в молекулярной и ионной форме и уравнение реакции полного гидролиза сульфида алюминия. Почему гидролиз протекает практически необратимо? Сделать вывод.

**Опыт № 5**  **Взаимодействие олова с кислотами**

***а)*** ***Взаимодействие олова с разбавленными кислотами***

В две пробирки положить по маленькому кусочку металлического олова и добавить по 0,5 мл раствора кислот: хлороводородной и азотной. Отметить медленное взаимодействие на холоду. Нагреть пробирки на маленьком пламени. Осторожно! Наблюдать выделение газа.

Написать уравнение реакции учитывая, что олово окисляется в хлороводородной до двухвалентного состояния, образуя соответствующую соль, а с разбавленной азотной кислотой выделяется преимущественно оксид азота двухвалентного. Написать соответствующие уравнения реакций, составить схемы электронного баланса.

***б) Действие на олово концентрированных кислот***

Растворы разбавленных кислот осторожно слить с олова, промыть его водой и в каждую добавить по 0,5 мл концентрированных кислот: хлороводородной и

азотной. Идут ли реакции на холоду? Нагреть пробирки на маленьком пламени. Осторожно! Отметить течение реакции при нагревании.

Написать уравнения соответствующих реакций, составить схемы электронного баланса, назвать окислители и восстановители. Учесть, с что концентрированной соляной кислотой олово окисляется до Sn+2, с концентрированной азотной кислотой образуется белый осадок β-оловянной кислоты сложного состава *х* SnО2• *у* Н2О, которой условно приписывают формулу Н2SnО3 – метаоловянная кислота, а азот восстанавливается до N+4.

Сделать вывод.

Выполните задания для закрепления теоретического материала:

Составьте окислительно-восстановительные реакции взаимодействия свинца с разбавленными серной, хлороводородной и азотной кислотами.

Тема «Металлы VIII группы периодической системы»

**Лабораторная работа № 10**

**«Свойства соединений железа»**

**Цель:** исследовать окислительно-восстановительные свойства железа и его соединений; качественные реакции на ионы Fe+2 и Fe+3.

**Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:**

Студент должен

**уметь**: проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений; использовать лабораторную посуду и оборудование;

**знать:** характерные химические свойства неорганических веществ различных классов.

**Краткое теоретическое обоснование**

Железо входит в побочную подгруппу восьмой группы ПС и проявляет степень окисления +2 и +3.

При обыкновенной температуре железо очень медленно окисляется кислородом воздуха. Кобальт и никель более устойчивы, так как покрыты защитными оксидными пленками. В ряду стандартных электродных потенциалов эти металлы стоят левее водорода.

С разбавленными соляной и серной кислотами железо взаимодействует с выделением водорода и образованием солей железа (II).

Концентрированные азотная и серная кислоты на холоде пассивируют железо, а при нагревании окисляют его с образованием солей железа (III):

Fe + 6HNO3 (конц.) = Fe(NO3)3 + 3NO2 + 3H2O

Металлы семейства железа образуют оксиды и гидроксиды состава:

MeO Me(OH)2 усиление

Me2O3 Me(OH)3 основных свойств

Оксиды и гидроксиды Fe2+ проявляют свойства средних оснований и легко взаимодействует с кислотами с образованием соли металла (II).

Гидроксид железа (II) очень быстро окисляется кислородом воздуха до Fe(OH)3. При действии кислоты на Fe(OH)3 образуется соль Fe3+ и вода, т.е. происходит реакция обмена, в которой гидроксид железа (III) проявляет основные свойства.

Амфотерный характер гидроксида железа (III) чрезвычайно слабо выражен в водных растворах, но при сплавлении с сильными основаниями он образует соли – ферриты.

В растворах соли катионов металлов (Меn+) семейства железа подвергаются гидролизу с образованием кислой среды.

Порядок выполнения работы

**Обратить внимание! ПТБ п. 6-8.**

|  |  |
| --- | --- |
| **Приборы и реактивы**: | штатив с пробирками, спиртовка, асбестированная сетка, спички, пробиркодержатель, стеклянная палочка, лакмус, кристаллический сульфат железа и хлорид железа, стружка железа, растворы: гидроксида натрия, сульфита натрия, хлорида железа, сульфата железа, роданида калия, раствор красной кровяной соли К3[Fe(CN)6], раствор желтой кровяной соли К4[Fe(CN)6], соляная кислота, азотная кислота (конц. и разб.), вода. |

**Опыт № 1 Взаимодействие железа с кислотами.**  
 а) Поместить в пробирку немного железных опилок и залить их 1-2 мл разбавленной хлороводородной кислотой. Записать наблюдение. Какой ион железа получается при растворении железа в хлороводородной кислоте?

Написать уравнение реакции растворения железа в хлороводородной кислоте. Составить схему электронного баланса.

б) ***Опыт проводить под тягой!*** Поместить в пробирку немного железных опилок и залить их 1-2 мл разбавленной азотной кислотой. Если реакция идет медленно, немного нагреть пробирку над газовой горелкой. Какой газ выделяется? Обратить внимание на цвет газа, выделяющегося при взаимодействии железа с разб. азотной кислотой: NO2 – бурый газ, NO, N2O, N2 и NH3 – бесцветные газы , NH3 имеет специфический запах. Какой ион железа получается при растворении железа в разбавленной азотной кислоте? Написать уравнение реакции растворения железа в разбавленной азотной кислоте. Составить схему электронного баланса.  
в) ***Опыт проводить под тягой!*** Поместить в пробирку немного железных опилок и залить их 1-2 мл концентрированной азотной кислотой. Если реакция не идет, немного нагреть пробирку над газовой горелкой. Какой газ выделяется? Обратить внимание на цвет газа, выделяющегося при взаимодействии железа с разб. азотной кислотой: NO2 – бурый газ, NO, N2O, N2 и NH3 – бесцветные газы , NH3 имеет специфический запах. Какой ион железа получается при растворении железа в концентрированной азотной кислоте при нагревании. Написать уравнение реакции растворения железа в разбавленной азотной кислоте. Составить схему электронного баланса.  
Сделать вывод.

**Опыт № 2 Восстановительные свойства гидроксида железа (II).**  
 В пробирку налить 1-2 мл соли железа (II) и столько же раствора гидроксида натрия. Отметить цвет образующегося осадка. В течение 1-2 минут наблюдать за изменением цвета осадка, периодически помешивая его стеклянной палочкой для лучшего соприкосновения с воздухом. Написать уравнения реакций образования гидроксида железа (II) и окисление его под действием кислорода в гидроксид железа (III).

Сделать вывод.  
  
 **Опыт № 3 Окислительные свойства железа (II).**  
 К подкисленному хлороводородной кислотой раствору хлорида железа (III) прилить свежеприготовленный раствор сульфита натрия. Наблюдать изменение цвета раствора при нагревании. Написать уравнение реакции. Составить схему электронного баланса.

Сделать вывод.

**Опыт № 4** **Качественные реакции на ионы железа.**

***а) Действие на соли железа(II) роданидом калия.***

Налить в пробирку 1 мл раствора сульфата железа (II), в другую 1 мл раствора хлорида железа (III), в обе добавить по 1 мл раствора роданида калия. Написать молекулярные и краткие ионные уравнения реакций получения малорастворимых солей: кроваво-красного роданида железа (III) и бледно розового роданида железа (II).

***б) Действие на соли железа(II) гексацианоферратом калия (III).***

В пробирку с 1 мл раствора сульфата железа(II) добавить 1 каплю раствора красной кровяной соли К3[Fe(CN)6]. Отметить ярко-синий цвет образующегося осадка турнбулевой сини. Написать молекулярное и краткое ионное уравнение, указать название веществ.

***в) Действие на соли железа(III) гексацианоферратом калия(II).***

В пробирку с 1 мл раствора хлорида железа (III) добавить 1 каплю раствора желтой кровяной соли К4[Fe(CN)6]. Отметить темно синий цвет образующегося осадка берлинской лазури, написать уравнение реакции молекулярной и краткой ионной форме, дать название веществам.

Сделать вывод.

**Опыт № 5 Гидролиз солей железа (II) и (III)**  
 В 2 пробирки налить по 1-2 мл дистиллированной воды и по 1-2 капли лакмуса. В одну пробирку поместить несколько крупинок сульфата железа (II) , в другую – столько же хлорида железа (III). Как изменится цвет раствора лакмуса? Какую реакцию имеют растворы этих солей? Написать уравнения реакций гидролиза этих солей в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Сделать вывод.

Выполнить задания для закрепления теоретического материала:

Методом электронного баланса составить уравнения реакций, протекающих по следующим схемам:

а) FeCl3 + H2S FeCl2 + S + HCl;

б) FeSO4 + K2Cr2O7 + H2SO4 Fe2(SO4)3 + Cr2(SO4)3 + K2SO4 + H2O

**Основные источники:**

1 Хомченко И.Г. Общая химия: учебник. 2-е изд., испр. и доп. М.: РИА «Новая волна», 2010.

2 Габриелян О.С, Остроумов И.Г. Химия для профессий и специальностей технического профиля: учебник. М.: Издательский центр «Академия», 2010.

**Дополнительные источники:**

1 Хомченко И.Г. Общая химия. Сборник задач и упражнений: Учеб. пособие. М.: ООО «Издательство Новая волна», 2006.

2 Габриелян О.С. Химия: практикум: учеб. пособие. М.: Издательский центр «Академия», 2012.

3 Ерохин Ю.М., Фролов В.И. Сборник задач и упражнений по химии (с дидактическим материалом): учеб. пособие для студентов сред. проф. Заведений. М., 2006.

4 Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для сред. проф. учеб. заведений. 8-е изд., стер. М., 2007.

5 Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: Учеб.для студентов вузов, обучающихся по направлению и спец «Химия». – М.: Высш.шк., 1997.

6 Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков В.А. Краткий курс химии.  М., 2000.

7 Титова И.М. Химия и искусство: организатор-практикум для учащихся 10–11 кл. общеобразоват. учреждений.  М., 2007.

8 Титова И.М. Химия и искусство.  М., 2007.

9 Пичугина Г.В. Химия и повседневная жизнь человека. М., 2004.

10 Журналы «Химия в школе»

**ПРИЛОЖЕНИЯ**

Приложение А

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева



Приложение Б

Растворимость кислот, солей и оснований в воде

