

Министерство образования и науки Республики Казахстан
Костанайский государственный университет имени А.Байтурсынова
Кафедра биологии и химии

Ж.Б. Исмаилова

Неорганическая и аналитическая химия

Методическое указание

Костанай, 2019

ББК 24.1

И 87

Рецензенты:

Ергалиева Айжан Халиуллаевна, кандидат химических наук, доцент кафедры биологии и химии КГУ

Махмутова Жулдызай Сагындыковна, магистр химии, старший преподаватель кафедры биологии и химии КГУ

Автор:

Исмаилова Ж.Б., старший преподаватель кафедры биологии и химии

Исмаилова Ж.Б. Неорганическая и аналитическая химия. Методические указания для лабораторных работы студентов 1 курса факультета ветеринарии и технологии животноводства.- Костанай: КГУ имени А.Байтурсынова, 2019.- 88 с.

Методическое указание содержат теоретические, практические и контрольные задания для лабораторных работ студентов 1 курса факультета ветеринарии и технологии животноводства

ББК 24.1

Утверждено Методическим советом Аграрно-биологического факультета, протокол от _____ 201_ г. № _____

© Исмаилова Ж.Б., 2019

Содержание

Введение.....	4
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	
1. Способы получения в лаборатории оксидов и кислот. Способы получения в лаборатории оснований и солей.....	5
2. Растворы.....	12
3. Гидролиз солей.....	25
4. Окислительно-восстановительные реакции.....	32
АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	
5. Правила техники безопасности. Лабораторное оборудование.....	39
6. Лабораторные работы.....	48
Список использованных источников.....	85
Приложения.....	86

Введение

Неорганическая и аналитическая химия – фундаментальная наука о свойствах и превращениях веществ, из которых состоит материальный мир. При изучении данной дисциплины обучающиеся познакомятся с теориями и законами химии, строением и свойствами различных классов веществ, научатся распознавать вещества в процессе качественного и количественного анализа, изучат свойства коллоидных систем.

Изучение неорганической и аналитической химии включает в себя практическую и самостоятельную работы студентов с учебной литературой, развитию знаний и умений студента только тогда, когда они выполняются не механически, а после необходимой теоретической подготовки.

Таким образом, отвечая на вопросы каждого раздела, студент сможет успешно подготовиться к экзаменационной сессии.

Студенты выполняют задания индивидуально по варианту, предложенному преподавателем.

Рекомендуемая литература

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 2004. - 744 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 2003. – 704 с.
3. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадьгина Л. И. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии. – М.: ВШ, 1988. – 303 с.
4. Васильева З. Г., Грановская А. А., Таперова А. А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. – Л.: Химия, 1986. – 287 с.

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

1 Способы получения в лаборатории оксидов и кислот. Способы получения в лаборатории оснований и солей.

Цель: ознакомиться с правилами техники безопасности, реактивами и оборудованием кабинета, а также с некоторыми способами получения неорганических веществ, объяснить происходящие явления.

1.Оксиды

Оксидами называются сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород.

I II III IV V VI VII VIII

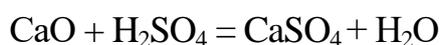
Например: Na_2O , CaO , Al_2O_3 , CO_2 , SO_3 , N_2O_5 , Mn_2O_7 .

Почти все элементы образуют оксиды. Названия - Na_2O -оксид натрия(I), Al_2O_3 -оксид алюминия (III), P_2O_5 -оксид фосфора (V) или P_4O_{10} -декаоксид тетрафосфора, Al_2O_3 -триоксид диалюминия, Cu_2O -оксид меди (I) или оксид димеди.

Оксиды делятся на три группы: основные, кислотные и амфотерные.

По химическим свойствам основные оксиды отличаются от кислотных:

Основной оксид + кислота = соль + вода



Например: $\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

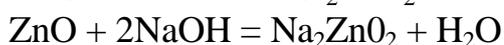
оксид + кислота = соль + вода

Амфотерный

оксид + основание = соль + вода

Амфотерные оксиды обладают двойственными свойствами, т.е. проявляют основные и кислотные свойства.

Например: $\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$



Основным оксидам соответствуют основания, а кислотным – кислоты, амфотерным - кислоты и основания.

Например: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$



(оксиды взаимодействуют с водой, если они растворимы).

Задание 1.

Используя данные таблицы 1

1. Составить формулы всех возможных оксидов.
2. Напишите уравнения реакций получения оксидов. Классификация оксидов.
3. Определить, какие оксиды взаимодействуют с NaOH . Ответ подтвердите уравнениями реакций.

4. Определить какие оксиды взаимодействуют с H_2SO_4 . Ответ подтвердите уравнениями реакций.

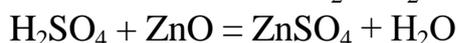
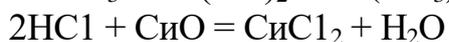
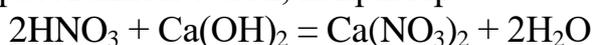
5. Какие оксиды взаимодействуют между собой.

2. Гидроксиды - соединения оксидов с водой.

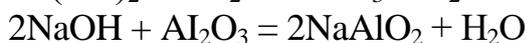
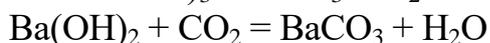
Название основных гидроксидов образуются из слова «гидроксид» и названия элементов в родительном падеже, после которого, в случае необходимости, римскими цифрами в скобках указывается степень окисленности элемента. Например: NaOH -гидроксид натрия, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ -гидроксид железа (III). HBr -бромоводородная. Названия кислородосодержащих кислот зависят от степени окисления кислотообразующего элемента. Название кислот производится от названия элемента, образующего кислоту. Например: HNO_3 - азотная, HNO_2 - азотистая,

Максимальная степень окисления элемента соответствует суффиксам ...н (ая) или ...ов (ая). Например: HNO_3 - азотная, HClO_4 - хлорная. По мере понижения степени окисления суффиксы изменяются в следующей последовательности ...оват (ая), ...ист (ая), ...оватистая, HClO - хлорноватистая кислота. Если элемент образует кислоты только в двух степенях окисления, то для названия кислоты, соответствующей низшей степени окисления элемента, используется суффикс ...ист (ая), например: HNO_2 - азотистая кислота. Названия кислот и их солей приведены в таблице №4 (приложение).

Характерными свойствами кислот является их способность взаимодействовать с основаниями, основными и амфотерными оксидами с образованием солей, например:



Характерным свойством оснований является их способность взаимодействовать с кислотами, кислотными и амфотерными оксидами с образованием солей, например:



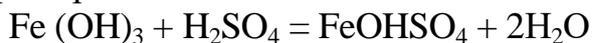
Амфотерные гидроксиды взаимодействуют и с кислотами, и с основаниями, например:



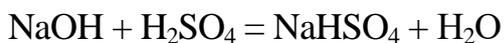
3. Соли - продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла или продукты полного или частичного замещения гидроксогрупп в молекуле основного гидроксида кислотными остатками.

При полном замещении атомов водорода в молекуле кислоты образуются средние (нормальные) соли, при неполном - кислые (гидросоли).

При частичном замещении гидроксогрупп в молекуле основного гидроксида кислотными остатками образуются основные соли (гидроксосоли), например:



Основная соль



Кислая соль

Названия солей составляют из названия аниона кислоты в именительном падеже и названия катиона в родительном падеже (хлорид натрия, сульфат меди). Названия кислых солей образуются так же, как и средних, но при этом добавляют приставку "гидро", указывающую на наличие незамещенных атомов водорода, число которых обозначают греческими числительными (ди-, три и т.д.) Например: $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ -гидрокарбонат бария, NaH_2AsO_4 - дигидроортоарсенат натрия, LiHS -гидросульфид лития. Названия основных солей тоже образуются подобно средним солей, но при этом добавляют приставку "гидроксо", указывающую на наличие незамещенных гидроксогрупп. Так. FeOHCl - гидроксохлорид железа. (II), $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$ - сульфат гидроксоникеля (II), $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – нитрат дигидрооксоалюминия (III).

Задание 2

1. Назовите элемент кислотообразователь.
2. Его степень окисления.
3. Основание и кислоту, образующую соль.
4. Название солей.

Составить уравнения реакций получения данных солей из соответствующих кислот и оснований. (Таблица № 3).

Например: NaCN -цианид натрия.

- 1) элемент кислотообразователь - углерод, (HCN) - цианистая кислота;
- 2) степень окисления C (+4);
- 3) NaCN - образована из основания - гидроксида натрия NaOH и цианистоводородной кислоты – HCN ;
- 4) $\text{NaOH} + \text{HCN} = \text{NaCN} + \text{H}_2\text{O}$.

Цианид натрия образуется при взаимодействии NaOH и HCN .

7.Какие кислоты образуются при взаимодействии с водой оксидов: SO_3 , CO_2 , P_2O_5 , N_2O_5 ?

8.Какие из указанных гидроксидов могут образовывать основные соли

а) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ б) NaOH в) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ г) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ д) CsOH ?

Лабораторная работа № 1-2

Тема: Правила техники безопасности, химическое оборудование и посуда.

Ход работы:

1. Ознакомление с ПТБ при работе с реактивами и оборудованием химической лаборатории.
2. Экспериментальная часть.

Правила техники безопасности, химическое оборудование и посуда.

Все химические вещества в той или иной степени ядовиты, а многие из них – огнеопасны и взрывоопасны. Поэтому, работая в лаборатории химии, необходимо строго соблюдать перечисленные ниже основные правила техники безопасности.

1. Работать одному в лаборатории запрещается. Приступать к работе можно только в присутствии преподавателя или лаборанта.
2. Во время работы в лаборатории соблюдайте тишину, чистоту и порядок на своём рабочем месте в лаборатории. Нельзя отвлекаться от работы и отвлекать своих товарищей.
3. Нельзя работать в лаборатории без халата. Он должен быть сшит только из хлопчатобумажной ткани. Запрещается держать на лабораторном столе портфель, сумку и другие посторонние предметы. Для них должно быть отведено специальное место.
4. В лаборатории запрещается пить воду, принимать и хранить пищу, курить.
5. При работе следует надевать очки: а) при определении температуры плавления в приборе с концентрированной серной кислотой; б) при возможном разбрызгивании и разбрасывании едких веществ (перемешивание кислот и щелочей, дробление твёрдой щелочи, хлорида цинка, сплавление в открытой чашке и т.д.); в) в случае перегонки жидкостей при пониженном давлении и при работе с вакуум – приборами; г) при работе с ампулами и запаянными трубками, изготовлении стеклянных капилляров; д) при работе со щелочными металлами и плавиковой кислотой.
6. Работать с ядовитыми, раздражающими органы дыхания и сильно пахнущими веществами необходимо только в вытяжном шкафу в резиновых перчатках, а иногда – и в противогазе. Нельзя брать химические вещества незащищёнными руками. Сыпучие реактивы отбирайте только сухим шпателем или специальной ложкой.
7. Приступая к выполнению работы, ознакомьтесь со свойствами применяемых в синтезе веществ (огнеопасность, токсичность и т.д.).
8. Прежде чем взять необходимое количество вещества, внимательно прочитайте надпись на этикетке лабораторной посуды, в которой содержится это вещество.
9. Нельзя наглухо закрывать приборы для проведения реакций, нагревания растворов и перегонки жидкостей, так как это может привести к взрыву.
10. Нельзя держать при нагревании пробирку или колбу отверстием к себе или в сторону стоящего рядом человека.
11. Запрещается нагревать летучие и легко воспламеняющиеся жидкости и вещества (эфир, петролейный эфир, бензин, спирт, ацетон, сероуглерод и др.) на открытом пламени. Для этого пользуйтесь водяной баней или электрической плиткой с закрытой спиралью. При перегонке таких веществ обязательно применяйте холодильники с водяным охлаждением.

Нельзя перегонять жидкости досуха – это может привести к взрыву или пожару.

12. Не наклоняйтесь близко к прибору, в котором идёт реакция, нагревание или перемешивание химических веществ.
13. Запрещается выливать в раковины остатки кислот и щелочей, огнеопасных и ядовитых, плохо смывающихся и сильно пахнущих жидкостей. Для этого в вытяжном шкафу или около раковины должна стоять специальная ёмкость, хорошо закрывающаяся и небьющаяся (например, пластмассовая).
14. Не разрешается бросать в раковину бумагу, вату, стекло от разбитой химической посуды.
15. Запрещается пробовать химические вещества на вкус, всасывать ртом любые жидкие вещества в пипетки. При исследовании запаха жидкости следует осторожно направлять к себе её пары лёгким движением руки.
16. Категорически запрещается держать ртуть в открытой посуде. Все приборы, содержащие ртуть, должны быть помещены на безщелевые подносы с достаточно высокими боковыми стенками. В случае поломки прибора, содержащего ртуть, необходимо поставить об этом в известность преподавателя или лаборанта. Выливать ртуть в раковины запрещается. Разлитую ртуть собирают с помощью амальгамированной медной пластинки в специальные толстостенные банки, закрытые пробкой. Остатки ртути, попавшие в щели пола, стола и т.д., следует обработать 20% - ным водным раствором хлорида железа (III) или порошком серы.
17. Металлический натрий следует хранить под слоем керосина, толуола или ксилола, не содержащих следов воды. Нельзя работать с металлическим натрием поблизости от водопроводного крана. Приступая к работе, надо насухо вытереть стол и высушить посуду, в которой будет проводиться реакция с металлическим натрием. После окончания работы нельзя сразу мыть эту посуду водой – следует сначала уничтожить остатки натрия, растворяя их в спирте. Крупные остатки натрия или его обрезки следует поместить в отдельную банку с керосином (толуолом или ксилолом).
18. Концентрированные кислоты, щелочи, ядовитые и сильно пахнущие вещества обязательно хранить в хорошо вентилируемом вытяжном шкафу.
19. Концентрированную соляную и азотную кислоты переливать только в вытяжном шкафу. При разбавлении кислоты необходимо осторожно, небольшими порциями, при постоянном перемешивании прибавлять кислоту к воде, а не наоборот! Глаза при этом должны быть защищены очками.
20. При попадании кислот на кожу нужно быстро промыть обожжённое место струёй воды, а затем – 2-3% - ным раствором соды. При ожоге едкими щелочами надо также хорошо промыть обожжённое место водой, а затем – 2-3% - ным раствором уксусной кислоты. При случайном попадании кислоты или щелочи в глаза тотчас промыть их большим

количеством воды, а затем обработать тампоном, смоченным в растворе соды или борной кислоты, и вновь промыть водой.

21. Категорически запрещается хранить бром в хрупкой посуде. Для этого применяют толстостенные склянки с притёртыми пробками. Все работы с бромом следует проводить только в хорошо вентилируемом вытяжном шкафу, в резиновых перчатках и защитных очках. При попадании брома на кожу необходимо немедленно протереть обожжённое место спиртом, а затем смазать глицерином.
22. Приступая к работе в лаборатории, надо ознакомиться с имеющимися средствами противопожарной безопасности (ящик с песком, асбестовые или войлочные одеяла, огнетушители и т.д.), аптечкой с набором необходимых средств оказания первой помощи, а также с их местонахождением.
23. Легковоспламеняющиеся и взрывоопасные жидкости должны храниться в металлических шкафах в количестве, не превышающем ежедневной потребности.
24. Запрещается перегонять эфир или диоксан без предварительной проверки на содержание в них пероксидов. Это может привести к взрыву!
25. Нельзя без специального разрешения преподавателя или лаборанта переносить приборы или реактивы из одной лаборатории в другую.
26. К работе с сжатыми газами (баллонами) допускаются лица, прошедшие специальный инструктаж по технике безопасности.
27. Если около горячей горелки чувствуется запах газа, перекройте газ, поступающий к горелке. Затем проверьте исправность резинового шланга и самой горелки. При обнаружении запаха газа в лаборатории необходимо выключить газовую магистраль и тщательно проветрить лабораторию. Категорически запрещается пользоваться спичками, а также включать электрический свет.
28. В случае воспламенения одежды необходимо немедленно набросить на пострадавшего халат, пиджак и т.д. Ни в коем случае не давать ему бежать, так как это усиливает пламя. При возникновении пожара нужно сразу отключить вентиляцию и электроэнергию и принять меры к ликвидации загорания. При необходимости вызвать пожарную команду. При воспламенении эфира, бензола, бензина нельзя применять для тушения воду. В этих случаях пламя тушат песком или асбестовым одеялом.
29. Следует бережно и аккуратно обращаться с посудой, приборами и предметами оборудования. Старайтесь разумно экономить реактивы, воду, газ и электроэнергию.
30. Уходя из лаборатории, проверьте, выключены ли вода, газ и электроэнергия на рабочем месте.

Получение оксидов

Опыт 1.

Медную проволоку внести в пламя горелки. Как изменился цвет проволоки? С каким газом, входящим в состав воздуха происходит взаимодействие меди.

Записать уравнение реакции, назвать вещества.

Опыт 2.

Взять металлической ложечкой немного серы (фосфора) и внести в пламя горелки. Осторожно определить запах выделяющегося газа. Записать уравнение реакции, назвать вещества.

Опыт 3.

В пробирку налить 5-6 капель раствора нитрата серебра, затем добавить такое же количество капель гидроксида натрия. Какое вещество выпадает в осадок? Раствор с осадка по возможности слить. Осадок в пробирке осторожно нагреть до почернения. Записать уравнения реакций, назвать вещества.

Опыт 4.

В фарфоровый тигель положить 5-6 кристалликов нитрата железа (3). Прокалить содержимое на плитке. При этом происходит разложение соли с выделением кислорода, оксида азота(4) и образование оксида железа (3). Записать уравнение реакции.

Получение гидроксидов

Опыт 1.

Подобрать из имеющихся в лаборатории реактивов растворы четырех солей, которые при взаимодействии со щелочью образуют нерастворимые основания. Понять основания, отметить их окраску и написать уравнения реакций. Какие из полученных оснований обладают амфотерными свойствами?

Опыт 2.

Получить двумя способами гидроксид кальция, испытать индикатором реакцию среды, записать свои наблюдения и уравнения.

Опыт 3.

Налить в фарфоровую чашку 10-15 капель воды, добавить 1 каплю раствора фенолфталеина. Затем внести небольшой кусочек металлического натрия. Что происходит? Написать уравнение реакции и назвать вещества.

Получение кислот

Опыт 1.

Взять немного оксида фосфора (5) и смешать его с небольшим количеством воды. Полученный раствор испытать индикатором, написать уравнение реакции.

Опыт 2.

В пробирку с газоотводной трубкой насыпать кристаллического хлорида натрия, добавить 1-15 капель конц. серной кислоты. Конец трубки опустить в пробирку с дистиллированной водой, добавив 2 капли метил-оранжа. Записать уравнение реакции, назвать вещества.

Получение солей

Опыт 1.

Налить в пробирку 5-6 капель раствора нитрата серебра, добавить столько же хлорида калия. Записать уравнение реакции, назвать вещества.

Опыт 2.

В пробирку налить 5-6 капель хлорида бария, добавить столько же капель раствора серной кислоты. Записать уравнение реакции, назвать вещества.

Опыт 3.

В пробирку налить 5-6 капель раствора гидроксида натрия, затем добавить 2 капли фенолфталеина и такое же количество капель серной кислоты. Записать уравнения реакций, назвать вещества.

Опыт 4.

В пробирку с газоотводной трубкой положить 2-3 кусочка мела, добавить 10-15 капель конц. соляной кислоты. Конец газоотводной трубки опустить в пробирку с 1-2 мл баритовой воды. Записать уравнение реакций.

Контрольные вопросы:

1. Какие вещества называют оксидами, основаниями, кислотами, солями?
 2. Какова классификация неорганических веществ?
 3. Способы получения неорганических веществ в лаборатории?
 4. Химические свойства неорганических веществ?
2. Назовите следующие соединения: H_2S , NO_2 , H_2SiO_3 , $Cu(OH)_2$, $MgCl_2$, ZnO ,

2 Растворы

Растворы - гомогенные системы переменного состава, состоящие из двух или более компонентов. Раствор состоит из растворителя и растворенного вещества.

Состав любого раствора может быть выражен как качественно, так и количественно. Раствор с относительно низким содержанием растворенного вещества называют **разбавленным**, а раствор с относительно высоким содержанием растворенного вещества - **концентрированным**. Для более точной количественной оценки растворов используют другие понятия. Концентрация - это количество растворенного вещества, содержащегося в определенном количестве раствора или растворителя.

Наиболее часто употребляемые в химии способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярность, моляльность, нормальность, титр.

Массовая доля - (процентная концентрация) отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора, выраженная в процентах.

$$W = m_{\text{в-ва}} \cdot 100\% / m_{\text{р-ра}}$$

Например: 20% раствор - означает, что 20г вещества содержится в 100г раствора.

Молярность - отношение количества растворенного вещества к объему раствора $C_m = m / 1000 / M \cdot V(\text{л})$ $C_m = 0,5M$, это значит, что в 1л раствора содержится 0,5 моль растворенного вещества.

Нормальность - отношение числа эквивалентов растворенного вещества к объему раствора.

$C = m / 1000 / M_{\text{Э}} * V$; $C = 0,75 \text{ н}$, это значит в 1 л раствора содержится 0,75 моль-экв

Титр - это количество растворенного вещества в 1 мл раствора

$$T = C_{\text{н}} * \text{Э} / 1000$$

Молярность - отношение количества растворенного вещества к массе растворителя.

$$C_{\text{м}} = 1,5 \text{ моль/кг (H}_2\text{O)}$$

Пример 1. Какой объем 96%-ной серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/мл}$) и какую массу воды надо взять для приготовления 200 мл 15%-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,10 \text{ г/мл}$)

Решение: найдем массу 200 мл 15% раствора H_2SO_4

$$m_{\text{р-ра}} = V * \rho = 200 * 1,10 = 220 \text{ г}$$

Находим массу растворенного вещества в 220 г раствора 15%-ной концентрации

$$100 \text{ г} \text{-----} 15 \text{ г}$$

$$220 \text{ г} \text{-----} x \text{ г}$$

$$x = 220 * 15 / 100 = 33 \text{ г}$$

Находим объем 96% - раствора H_2SO_4 содержащего 33 г H_2SO_4

$$100 \text{ г р-ра} \text{---} 96 \text{ г}$$

$$x \text{ г} \text{---} 33 \text{ г}$$

$$x * 100 * 33 / 96 = 34,4 \text{ г}$$

$$V = m_{\text{р-ра}} / \rho = 34,4 / 1,84 = 18,7 \text{ (мл)}$$

Итак, для приготовления 200 мл 15% раствора H_2SO_4 , требуется 18,7 мл 96% раствора H_2SO_4 .

$$M(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{в-ва}} = 220 - 33 = 187 \text{ г H}_2\text{O}$$

Пример 2: Рассчитать молярность 32% раствора азотной кислоты, плотность которого равна 1,198 г/мл.

$$C_{\text{М}} = m * 1000 / M * V: \text{принимаем } V = 1 \text{ л или } 1000 \text{ мл}$$

$$m_{\text{р-ра}} = 1000 * 1,198 = 1198 \text{ г. } m_{\text{в-ва}} = m_{\text{р-ра}} * W / 100 = 384,36 \text{ г.}$$

Это составляет $\nu = m / M = 384,36 / 63$

$$M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль } C_{\text{М}} = 6,1 \text{ моль/л}$$

Контрольная работа

по теме: «Растворы. Способы выражения концентрации».

Вариант 1

1. Сколько граммов растворенного вещества и воды содержится в 400 г раствора H_2SO_4 , $\omega = 20\%$

2. Плотность 40%-ного (по массе) раствора HNO_3 равна 1,25 г/мл. Рассчитать молярность этого раствора.

3. Имеется раствор, в 1 л которого содержится 18,9 г HNO_3 . Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента этого раствора.

4. К раствору 3,5М NH_4Cl объемом 80 мл и плотностью 1,05 г/мл прилили воду объемом 40 мл ($\rho = 1 \text{ г/мл}$). Определить массовую долю соли в полученном растворе.

5. Сколько мл 0,35н раствора H_2SO_4 требуется для взаимодействия с 200 мл 0,7н

раствора BaCl_2 . Определить титр серной кислоты.

Вариант 2

1. Сколько граммов KOH содержится в 300 мл 27%-ного раствора KOH , $\rho=1,25$ г/мл.
2. В 450 мл 0,5М раствора содержится 23,85г растворенного вещества. Вычислите молярную массу вещества.
3. Сколько фосфата натрия нужно взять, чтобы приготовить 20 мл 0,5н раствора.
4. Вычислить молярную концентрацию 20%-ного раствора FeSO_4 , плотность которого 1,21 г/мл.
5. Какой объем воды надо прибавить к 400 мл 20%-ного (по массе) раствора H_2SO_4 ($\rho=1,14$ г/мл) чтобы получить 15%-ный раствор?

Вариант 3

1. Сколько граммов растворенного вещества и воды содержится в 250 мл 8% растворе K_2CO_3 ($\rho=1,08$ г/мл)?
2. В каком объеме 1н раствора содержится 114г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?
3. В 1кг воды растворено 666 г KOH , плотность которого раствора равна 1,395г/мл. Вычислить молярную концентрацию этого раствора.
4. Какой объем 0,05н раствора можно получить из 100 мл 1н раствора.
5. Какой объем 2М раствора Na_2CO_3 надо взять для приготовления 500 мл 0,25н раствора.

Вариант 4

1. Сколько граммов растворенного вещества и воды содержится в 120г 6% раствора NH_3 .
2. Сколько граммов вещества растворено в 2 л 0,3 н CaCl_2 ?
3. Вычислить молярную концентрацию эквивалента 5%-ного раствора фосфорной кислоты, плотность которого 1,527г/мл.
4. Сколько мл 0,5М раствора H_2SO_4 можно приготовить из 15мл 2,5М раствора.
5. В каком объеме 1М раствора содержится 114г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Вариант 5

1. Сколько граммов растворенного вещества и воды содержится в 750 г раствора HCl ? $\omega=25\%$.
2. Сколько мл 90%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho=1,814$ г/мл). потребуется для приготовления 5л 2н раствора H_2SO_4 ?
3. Вычислить нормальность H_2SO_4 , титр которого равен 0,02446г/мл.
4. Сколько граммов соды содержится в 500 мл 0,25М раствора Na_2CO_3 ?
5. Определить массовую долю вещества в растворе, полученном смешиванием 300 г 25% и 400г 40%-ного (по массе) растворов этого вещества.

Вариант 6

1. Сколько граммов KOH содержится в 700 мл 35%-ного раствора ($\rho=1,3$ г/мл).
2. К 500мл 32%-ного (по массе) раствора HNO_3 прибавили 1л воды. Чему равна массовая доля HNO_3 в полученном растворе.
3. Рассчитайте молярную концентрацию 10%-ного раствора серной кислоты, плотность которого 1,07г/мл.

4. В 1,5 л 0,125 н раствора содержится 13,31 г растворенного вещества. Чему равен эквивалент вещества.

5. Сколько мл 3 М раствора требуется для приготовления 1 л 0,3 М раствора.

Вариант 7

1. Сколько граммов растворенного вещества и воды содержится в 2,5 кг раствора с массовой долей KOH $\omega=25\%$?

2. Вычислить нормальность NaOH, титр которого равен 0,004020 г/мл.

3. Определить молярную концентрацию раствора K_2SO_4 , в 3 литрах которого содержится 58,8 г K_2SO_4 .

4. Какой объем 30%-ного раствора NaOH необходимо взять для приготовления 300 мл 0,2 н раствора.

5. Какую массу 20%-ного раствора KOH надо добавить к 1 кг 50%-ного раствора, чтобы получить 25%-ный раствор.

Вариант 8

1. Сколько граммов HCl содержится в 250 мл 7,15%-ного раствора ($\rho=1,035$ г/мл).

2. Сколько воды нужно прибавить к 100 кг 92%-ной H_2SO_4 , чтобы получить 28,5%-ный раствор.

3. Молярная концентрация эквивалента раствора HCl $C_{э} = 0,09$ н. Рассчитать титр раствора HCl.

4. На нейтрализацию 200 мл раствора щелочи израсходовано 300 мл 0,3 н раствора кислоты. Определить молярную концентрацию эквивалента раствора щелочи.

5. Какова молярность 25%-ного раствора сульфата цинка ($\rho=1,3$ г/мл).

Вариант 9

1. Сколько граммов NaOH содержится в 200 мл 8%-ного раствора NaOH ($\rho=1,09$ г/мл).

2. Сколько граммов 30%-ного (по массе) раствора NaCl нужно добавить к 300 г H_2O , чтобы получить 10%-ный раствор соли.

3. Рассчитать нормальную концентрацию 10% раствора серной кислоты ($\rho=1,07$ г/мл).

4. Сколько граммов вещества растворено в 2 л 0,02 м HNO_3 ?

5. На нейтрализацию 10 мл 0,1 н раствора KOH израсходовали 12 мл раствора H_2SO_4 неизвестной концентрации. Определить нормальность раствора серной кислоты и количество H_2SO_4 раствора.

Вариант 10

1. Сколько граммов $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ надо растворить в 800 г воды, чтобы получить 10%-ный (по массе) раствор Na_2SO_4 .

2. До какого объема надо разбавить 500 мл 20%-ного (по массе) раствора NaCl ($\rho=1,152$), чтобы получить 4,5%-ный раствор ($\rho=1,029$ г/мл)

3. Сколько граммов K_2CO_3 потребуется для приготовления 500 мл 0,1 М

раствора.

4. Сколько граммов хлорида бария потребуется для приготовления 800 мл 0,5н раствора.

5. Какой объем 2М раствора Na_2CO_3 надо взять для приготовления 1л 0,25н раствора.

Вариант 11

1. В какой массе воды нужно растворить 25г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ чтобы получить, 8% - ный (по массе) раствор CuSO_4 .

2. Какой объем 5М КОН потребуется для приготовления 0,6М раствора КОН объемом 250 мл.

3. Сколько граммов KCl потребуется для приготовления раствора этой соли объемом 300мл с концентрацией 0,15 М KCl.

4. Рассчитать нормальность концентрированной соляной кислоты (плотность 1,18

г/мл) содержащей 36,5% (по массе) HCl.

5. Какой объем воды надо прибавить к 100 мл 20%-ного (по массе) раствора H_2SO_4 ($\rho=1,14$ г/мл), чтобы получить 5%-ный раствор.

Вариант 12

1. Определить массовую долю CuSO_4 в растворе, полученном при растворении 50 г медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ в 450 г воды.

2. Сколько мл концентрированной соляной кислоты ($\rho=1,19$ г/мл) содержащей 38% (по массе) HCl, нужно взять, для приготовления 1л 2н раствора.

3. В каком объеме 0,1 н раствора содержится 8 г CuSO_4 ?

4. В 250 мл содержится 12 г хлорида магния. Вычислить молярную концентрацию

5. До какого объема надо разбить 500 мл 3н раствора, чтобы молярная концентрация эквивалента стала равной 0,5н.

Вариант 13

1. Сколько граммов H_3PO_4 содержится в 200 мл 40%-ного раствора ($\rho=1,26$ г/мл).

2. Найти массу NaNO_3 , необходимую для приготовления 300 мл 0,2М раствора.

3. Сколько граммов Na_2CO_3 содержится в 500 мл 0,25н раствора?

4. Сколько мл 96%-ного (по массе) раствора H_2SO_4 ($\rho=1,84$ г/мл) нужно взять для приготовления 1 л 0,25н раствора

5. Какой объем 2н раствора H_2SO_4 потребуется для приготовления 500 мл 0,5н раствора.

Вариант 14

1. Найти массовую долю HNO_3 в растворе, в 1 л которого содержится 224г HNO_3 ($\rho=1,12$ г/мл)

2. К 100 мл 96%-ной (по массе) K_2SO_4 ($\rho=1,84$ г/мл) прибавили 400 мл воды. Получился раствор плотностью 3,229 г/мл.

Вычислить молярную концентрацию эквивалента и массовую долю H_2SO_4 в растворе.

3. Рассчитать сколько граммов фосфорной кислоты содержится в 500 мл 0,1н раствора фосфорной кислоты.

4.200 мл раствора едкого калия (KOH) содержит 5,6г KOH. Чему равна молярность этого раствора?

5.Какой объем 0,3н раствора щелочи требуется для нейтрализации 250 мл 0,2н раствора кислоты?

Лабораторная работа № 3-4

Тема: Изучить факторы, влияющие на скорость химической реакции

Цель: экспериментально доказать зависимость скорости химических реакций от различных факторов, объяснить происходящие явления

Ход работы:

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ удобно исследовать на примере взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой, идущего по реакции



Выделяющаяся сера вызывает помутнение раствора. Однако помутнение становится заметным только после того, как концентрация серы достигнет определенной величины. Время τ от начала реакции (началом реакции считается момент сливания растворов) до заметного помутнения раствора зависит от скорости реакции V . Это дает возможность судить об относительной скорости реакции: чем больше скорость, тем меньше время.

Приготовьте три раствора различной концентрации. Для этого возьмите три сухие пробирки, внесите в первую 4 капли 1н. раствора тиосульфата натрия и восемь капель воды, во вторую 8 капель 1н. раствора тиосульфата и 4 капли воды, в третью 12 капель 1н. раствора тиосульфата натрия. Первую и вторую пробирку осторожно встряхните.

Добавьте в первую пробирку одну каплю 0,5н. раствора серной кислоты, одновременно включите секундомер. Измерьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции. То же сделайте со второй и третьей пробирками.

Постройте график зависимости скорости V (ось ординат) от концентрации C (ось абсцисс). Согласно закону действия масс зависимость скорости реакции от концентрации должна выражаться прямой линией, проходящей через начало координат. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации.

Результаты опыта занесите в таблицу, составленную по форме табл.5.1.

Таблица 5.1

Количество капель	Концентрация я $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Промежуток времени от начала отсчета до появления мути τ , с	Скорость реакции, $V = 1/\tau$
-------------------	--	---	-----------------------------------

Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ O	H ₂ SO ₄			

Опыт 2. Влияние температуры на скорость реакции

В три пробирки внесите 1н. раствора тиосульфата натрия, в другие три - по 10 капель 0,5н. раствора серной кислоты и опустите в них пипетки. По одной пробирке с тиосульфатом натрия и серной кислотой поставьте в большой стакан, держите при комнатной температуре. Остальные попарно поместите в два других больших стакана, опустите в них термометры, налейте в один стакан воды, нагретой на десять- одиннадцать градусов выше комнатной, в другой - выше на двадцать - двадцать один градус. Следите за тем, чтобы температура растворов не поднималась выше указанной. Нагрев растворы, одновременно слейте их попарно, тотчас включите секундомер, определите время до начала появления мути. Полученные данные занесите в таблицу, составленную по форме табл.5.2.

Таблица 5.2.

№ пробирки	Температура, °С	Промежуток времени от начала отсчета до помутнения t, с	Скорость реакции, V = 1/τ
------------	-----------------	---	---------------------------

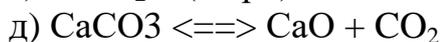
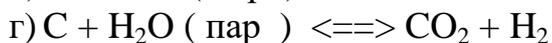
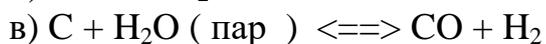
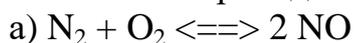
Чему равен температурный коэффициент изучаемой реакции?

Опыт 3. Влияние катализатора на скорость реакции.

В пробирку внесите 5 капель 10% -ного раствора пероксида водорода. Отметьте, что в обычных условиях заметного разложения пероксида водорода не наблюдается. Добавьте в пробирку несколько крупинок диоксида марганца. Наблюдайте энергичное выделение кислорода. Составьте уравнение реакции. В отчете укажите, что называется катализатором, вскройте механизм его действия.

Контрольные вопросы

1. Что называется константой скорости и от каких факторов она зависит?
2. Какие реакции называются обратимыми?
3. Сформулировать закон действующих масс и привести примеры.
4. Какие из приведенных ниже систем являются гомогенными?



5. Во сколько раз нужно повысить концентрацию кислорода в системе, где происходит реакция $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, чтобы скорость образования оксида углерода (IV) увеличилась в 9 раз.

Лабораторная работа № 5-6

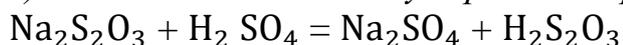
Тема: Изучить химическое равновесие в растворах. Необратимые химические реакции.

Цель: Химическое равновесие. Смещение химического равновесия при изменениях концентраций участвующих в реакции веществ.

Ход работы:

Опыт 1. Зависимость скорости химической реакции от концентраций реагирующих веществ

а) *Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой*



Выполнение работы: В первую пробирку налейте с бюретки 8 мл 1М раствора тиосульфата натрия, во вторую - 4 мл раствора и 4 мл воды, в третью - 2 мл тиосульфата натрия и 6 мл воды. Таким образом, при одинаковом общем объеме растворов концентрации тиосульфата натрия в пробирках относятся как 1:0,5:0,25. Включите секундомер и одновременно в первую из пробирок влейте 2 мл 1М серной кислоты. Отметьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе опалесценции. Аналогично проделайте опыт со второй и третьей пробиркой. Результаты наблюдений запишите в таблицу:

Таблица

№	Объем, мл			Относительная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время течения реакции t,с	Условная скорость реакции $V=1/t$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4			
1	8	-	2			
2	4	4	2			
3	2	6	2			

Постройте график зависимости скорости реакции от концентрации, откладывая по оси абсцисс концентрацию опыта, по оси ординат - условную скорость реакции.

Опыт 2. Влияние температуры на скорость химической реакции

б) *Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой при разных температурах*

Выполнение работы: На 3 пробирках вместимостью по 10 мл сделайте надписи $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, на остальных трех - H_2SO_4 . В пробирки надписью $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ внесите пипеткой по 5 мл раствора тиосульфата натрия. Долейте дистиллированную воду до метки 10 мл. В пробирки с надписью H_2SO_4 другой пипеткой внесите по 5 мл раствора серной кислоты и также долейте дистиллированную воду до метки 10 мл. Одну пробирку с тиосульфатом натрия и одну пробирку с серной кислотой вместе оставьте стоять при комнатной температуре. Остальные пробирки, опустив в них термометры, поставьте в большие стаканы вместимостью 200 - 300 мл попарно и нагрейте: одну пару выше комнатной температуры на 11 - 12°C, другую - 22 - 23°C. Следя за температурой, все время помешивайте растворы палочкой. Слейте растворы попарно в большие пробирки с номерами 1, 2, 3 и тотчас включите секундомер. Позади пробирок установите черный экран.

Таблица

№ стакана	Температура опыта, °C	Время течения реакции t, с	Условная скорость реакции $V=1/t$
1			
2			
3			

Постройте график зависимости скорости реакции от температуры, откладывая по оси абсцисс температуру опыта, по оси ординат - условную скорость реакции.

Опыт 3. Смещение химического равновесия при изменениях концентраций участвующих в реакции веществ

в) Смещение равновесия реакции между хлоридом железа и роданидом калия

Эта реакция является классическим по наглядности примером обратимой реакции, поскольку образующийся в результате реакции раствор роданида железа окрашен в красный цвет, интенсивность которого зависит от концентрации $\text{Fe}(\text{SCN})_3$. Смещение равновесия легко наблюдать по изменению интенсивности окраски раствора. Реакция протекает по уравнению: $\text{FeCl}_3 + 3\text{KSCN} = \text{Fe}(\text{SCN})_3 + 3\text{KCl}$

Выполнение работы: Смешайте в стакане 10 мл 0,002М раствора хлорида железа (III) и 10 мл 0,006н. раствора роданида калия. Разлейте по 4 мл полученной смеси в 4 пробирки. Прилейте в 1 пробирку 2 - 3 капли насыщенного раствора хлорида железа (III), во вторую - 2-3 капли насыщенного раствора роданида калия, в третью всыпьте около 0,5 г хлорида калия. Перемешайте содержимое пробирок стеклянными палочками. Что

происходит в этих трех пробирках? Сравните с четвертой пробиркой. Объясните наблюдаемые явления на основании принципа Ле Шателье.

Контрольные вопросы:

1. Что такое скорость химической реакции?
2. В каких единицах она измеряется?
3. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
4. Как формулируется закон действующих масс? Каково его математическое выражение?
5. Что называется катализатором?
6. Какие реакции называются необратимыми и какие обратимыми?

Лабораторная работа № 7

Тема: Изучить влияние индикаторов на растворы электролитов.

Цель: закрепить полученные теоретические знания на практике; изучить окраску индикаторов под действием растворов кислот и оснований; провести реакции ионного обмена и убедиться на опытах зависимость степени диссоциации от различных факторов.

Ход работы:

Опыт 1 Окраска индикатора под действием раствора кислот и оснований
Водородные и гидроксид- ионы обнаруживаются индикаторами.

Выполнение работы. Возьмите 9 пробирок. В три из них налейте по 8-10 капель дистиллированной воды. В первую внесите 1 каплю раствора лакмуса, во вторую- 1 каплю фенолфталеина, в третью- 1 каплю метилового оранжевого.

Наблюдайте окраску индикаторов в воде. Запишите результаты наблюдений в таблицу.

В другие 3 пробирки налейте по 8-10 капель соляной кислоты. В первую пробирку внесите 1 каплю раствора лакмуса, во вторую- 1 каплю фенолфталеина, в третью- 1 каплю метилового оранжевого. Наблюдайте окраску индикаторов в кислоте. Запишите результат наблюдений в таблицу.

В следующие 3 пробирки налейте по 8-10 капель щелочи. В первую внесите внесите 1 каплю раствора лакмуса, во вторую- 1 каплю фенолфталеина, в третью- 1 каплю метилового оранжевого. Наблюдайте окраску индикаторов в щелочи. Запишите результат наблюдений в таблицу.

Таблица

Заданная процентная концентрация, %	Плотность ρ_1	Рассчитанные массы компонентов		Плотность экспериментальная ρ_2	Экспериментальные концентрации				Относительная ошибка, %
		NaCl	H ₂ O		C%	C, M	N	T	

Опыт 2 Зависимость степени диссоциации от природы электролитов

Об относительной силе электролита можно судить по электрической проводимости его растворов или по его химической активности в реакциях. *Выполнение работы.* В одну пробирку налейте 8-10 капель 0,1н раствора соляной кислоты, в другую 8-10 капель 0,1н раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку опустите по одинаковому кусочку цинка. Обе пробирки поместите в горячую баню.

С какой кислотой реакция идет более энергично? Объясните это явление. Составьте уравнение реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 3 Зависимость степени диссоциации от концентрации растворенного электролита

В две пробирки налейте по 8-10 капель серной кислоты различной концентрации: в первую - концентрированную (пл. 1840 кг/м³), во вторую - разбавленную (2н). В каждую пробирку опустите по одинаковому кусочку цинка. Объясните происходящее явление.

Опыт 4 Ионные реакции

а) в четыре пробирки налейте по 4-5 капель сульфатов натрия, магния, цинка и алюминия. В каждую прибавьте по 2-3 капли раствора хлорида бария. Составьте уравнение реакций и запишите общее уравнение ионной реакции обнаружения сульфат - иона.

б) возьмите четыре пробирки. В три налейте по 4-5 капель растворов хлоридов калия, магния, цинка, в четвертую 2-3 капли раствора хлората калия KClO₃. В каждую пробирку внесите по 1-2 капли нитрата серебра. Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Почему в четвертой пробирке не образуется осадка? Составьте общее ионное уравнение реакции обнаружения хлорид - иона. На какие ионы в водном растворе распадается молекула хлората калия?

Опыт 5 Смещение химического равновесия в растворах электролитов

а) в две пробирки налейте по 4-5 капель раствора уксусной кислоты и по одной капле метилового оранжевого. Добавьте в одну пробирку 2-3 кристалла ацетат натрия. Хорошо перемешайте. Сравните цвет растворов в пробирках.

Почему изменился цвет раствора? Объясните, исходя из закона действующих масс. Что надо ввести в раствор кислоты для смещения равновесия в сторону образования малодиссоциированных молекул?

б) в две пробирки налейте по 4-5 капель раствора гидроксида аммония и по одной капле фенолфталеина. Добавьте в одну пробирку 2-3 кристалла аммония. Хорошо перемешайте содержимое пробирки. Сравните цвет растворов в пробирках.

Объясните наблюдаемое изменение окраски. Что надо ввести в раствор основания для смещения равновесия в сторону образования малодиссоциированных молекул? Какие вещества относятся к слабым электролитам?

в) к 5-6 каплям раствора хлорида магния прилейте 3-4 капли раствора гидроксида аммония. Образовавшийся осадок разделите на две пробирки. В

одну пробирку внесите 2-3 капли соляной кислоты, в другую- раствора хлорида аммония. Что наблюдаете?

Составьте уравнения реакций образования гидроксида магния и растворения его в кислоте и хлориде аммония в молекулярной и ионной формах. Объясните, используя понятие произведения растворимости, растворение осадка гидроксида магния в кислоте и в хлориде аммония.

г) в одну пробирку налейте 4-5 капель насыщенного раствора хлорида бария, в другую- 2-3 капли насыщенного раствора нитрата бария. В обе пробирки, помешивая стеклянной палочкой, внесите по 1-й капле концентрированной соляной кислоты. Объясните причину выпадения кристаллического осадка в первой пробирке и отсутствие осадка во второй пробирке.

Контрольные вопросы:

1 Составьте молекулярные и ионные уравнения образования малорастворимых веществ: BaCrO_4 , Ag_3PO_4 , CaCO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

2 Вычислите константу диссоциации одноосновной слабой кислоты, если степень диссоциации ее в 0,1н. растворе равна 1,32%.

3 Вычислите степень диссоциации муравьиной кислоты (HCOOH) в 0,5 н. растворе, если известно, что концентрация ионов H^+ в нем равняется 0,1 моль/л.

4 Рассчитайте для сероводородной кислоты константу диссоциации первой степени, если степень диссоциации в 0,1 н. растворе равна 0,07%.

5 Рассчитайте концентрацию (активность) ионов водорода в 0,01 М растворах соляной, уксусной кислот.

Лабораторная работа № 8-9

Тема: Приготовление растворов заданной концентрации

Цель: ознакомиться с приготовлением растворов различных концентраций в лаборатории, осуществить расчеты и объяснить происходящие явления

Ход работы:

Опыт 1. Приготовление серной кислоты заданной концентрации.

Приготовить 100 мл 0,1н. серной кислоты из имеющейся в лаборатории более концентрированной кислоты (9%) и воды. Плотность серной кислоты с концентрацией 9%(масс.) $\rho=1,059$ г/мл.

1. Рассчитаем количество серной кислоты, необходимое для приготовления 100 мл 0,1н. H_2SO_4 .

0,1н. H_2SO_4 означает, что в 1000 мл раствора содержится 0,1 эквивалент серной кислоты. Для приготовления 100 мл раствора потребуется соответственно 0,01 эквивалент серной кислоты, что составит 0,49 г H_2SO_4 . ($m_{\text{Э}}=49$ г/моль).

Если к этому количеству кислоты добавить воды до 100 мл, задание будет выполнено.

2. Теперь необходимо рассчитать, в каком количестве 9%-ной серной кислоты содержатся необходимые вам для выполнения поставленной задачи 0,49 г H_2SO_4 .

9%-ная H_2SO_4 : 9 г H_2SO_4 в 100г раствора или в $100/1,059=94,4$ мл раствора:

9г H₂SO₄ содержатся в 94,4 мл раствора
 0,49 г H₂SO₄ содержатся в х мл

Отсюда $x = (0.49 \cdot 100 / 1.059) / 9 = 5.14$ мл 9%-ной серной кислоты.

Таким образом, в 5,14 мл 9% - H₂SO₄ содержатся нужные Вам 0,49 г серной кислоты.

Выполнение задания. Отберите пипеткой с делениями рассчитанное количество 9%-ной, т.е. 5,1 мл серной кислоты, перенесите в мерную колбу на 100 мл и добавьте воды до метки.

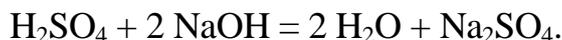
Опыт 2. Проверка концентрации приготовленной кислоты

В первом опыте Вы готовили 0,1н. раствор серной кислоты. Для проверки соответствия концентрации приготовленного раствора значению 0,1н. определим методом *титрования* истинную концентрацию раствора. В основе метода титрования лежит закон эквивалентов: все вещества реагируют друг с другом в строгих весовых соотношениях, пропорциональных их эквивалентам:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\Theta_1}{\Theta_2} = \frac{C_1 V_1}{C_2 V_2}$$

Таким образом, проводя реакцию между двумя растворами, можно рассчитать концентрацию одного из них, если известны объемы растворов, вступившие в реакцию, и концентрация C_н одного из растворов.

В нашем опыте определяем концентрацию приготовленной кислоты по реакции нейтрализации:



Момент эквивалентности определяется с помощью индикатора, вещества, которое изменяет окраску при изменении кислотности среды.

Выполнение. В три конические колбочки по 100 мл отберите пипеткой Мора (мерной с шариком) три пробы по 5 мл приготовленной вами кислоты. В каждой пробе будет при этом содержаться V·C_н эквивалентов H₂SO₄. Добавьте 3-4 капли индикатора метилового-оранжевого (раствор при этом приобретает розовый цвет) и приступайте к титрованию: приливайте по каплям 0,1н. раствор щелочи из бюретки к исследуемому раствору кислоты, постоянно перемешивая, до изменения окраски индикатора (оранжевый цвет - нейтральная среда). Вычислите объем щелочи, пошедшей на нейтрализацию 5 мл кислоты, по разности объемов щелочи в бюретке до и после титрования с точностью до 0,1 мл. Результаты запишите в виде таблицы

Таблица

Номер опыта	Объем кислоты	Объем щелочи	Вычислите средний результат. Объем щелочи
1	5,0		
2	5,0		
3	5,0		

Концентрацию приготовленного раствора щелочи $C_{щ}$. Вычислите, используя формулу

$$C_k \cdot V_k = C_{щ} \cdot V_{щ}, \text{ отсюда } C_k = C_{щ} \cdot V_{щ} / V_k$$

где C_k - определяемая концентрация кислоты, $C_{щ}$ (нормальная в моль-эквивалентах);

$C_{щ}$ - нормальная концентрация щелочи, приготовленной лаборантом;

V_k - объем кислоты, взятой на анализ, мл;

$V_{щ}$ - объем раствора щелочи, пошедшей на титрование кислоты, мл.

Вычислите титр (г/мл) раствора кислоты по формуле

$$T = C_k \cdot m_{Эк} / 1000.$$

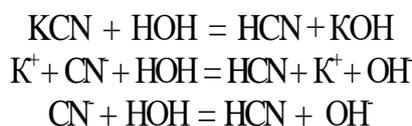
Вычислите абсолютную и относительную ошибки при выполнении задания.

Абсолютная ошибка: $\Delta C = C_{к,теорет.} - C_{к,найденная}$.

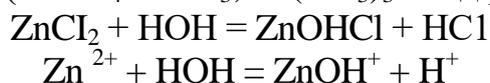
Относительная ошибка x вычисляется в процентах: $x = \frac{\Delta C \cdot 100}{C_{к, теорет}}$

3 Гидролиз солей

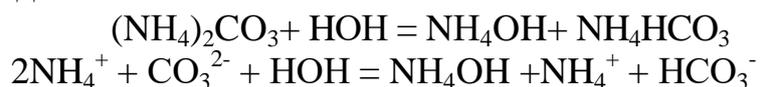
Гидролиз - обменное взаимодействие соли с водой, в результате, которого образуется слабая кислота или слабое основание. Гидролизу подвергаются соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием. (Na_2CO_3 , KCN и т.д.).



Анион кислоты взаимодействует с водой, освобождая гидроксид-ион, который придает щелочную реакцию среды. При гидролизе соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, гидролизу подвергаются катион соли, при котором возрастает концентрация ионов водорода - среда кислая ($CuSO_4$, $AlCl_3$, $Fe(NO_3)_3$ и т.д.).



При гидролизе соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием, гидролизу подвергается катион и анион соли; $(NH_4)_2CO_3$, CH_3COONH_4 и т.д.



В этом случае реакция раствора зависит от относительной силы кислоты и основания, образующих соль. Если $K_{кисл.} = K_{осн.}$, то катион и анион гидролизуются в равной степени - среда нейтральная, если $K_{кисл.} > K_{осн.}$, то катион соли гидролизуются в большей степени, чем анион, так что $[H^+]$ будет больше - среда слабокислая, если $K_{осн.} > K_{кисл.}$, то гидролизу подвергается анион соли - среда слабощелочная.

Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергаются (Na_2SO_4 , KCl , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$). Концентрацию H^+ или OH^- можно определить, если известна константа гидролиза соли и степень гидролиза. Ионное произведение воды $K_{[\text{H}_2\text{O}]} = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$. Константа воды при $t^\circ=25^\circ\text{C}$ равна 10^{-14} отсюда $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$.

Водородный показатель (pH) - это десятичный логарифм концентрации водородных ионов, взятых с обратным знаком $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$. Константа гидролиза соля, образованной слабой кислотой и с сильным основанием, равна отношению концентрации слабой кислоты $[\text{HA}]$ к концентрации аниона $[\text{A}^-]$.

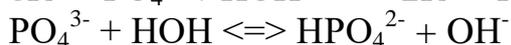
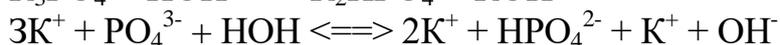
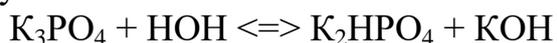
Константа гидролиза соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, равна отношению $\text{Me}(\text{OH})_n$ - концентрации слабого основания к концентрации катиона металла Me^{n+}

Степень гидролиза (h) - называется доля электролита, подвергшаяся гидролизу. Она связана с константой гидролиза $K_r = h \cdot C_m / (1-h)$, если $h \ll 1$, то $K_r = h^2 \cdot C_m$, где C_m - молярная концентрация.

На процесс гидролиза значительное влияние оказывает концентрация и температура. Из последнего следует, что чем меньше концентрация, тем степень гидролиза больше. С повышением температуры концентрация H^+ и OH^- ионов возрастает вследствие чего увеличивается вероятность связывания их с образованием малодиссоциированной кислоты или основания. Поэтому с увеличением температуры степень гидролиза повышается.

Пример: Определить pH 0,1М раствора фосфата калия $K_1(\text{H}_3\text{PO}_4) = 7,5 \cdot 10^{-3}$, $K_2(\text{H}_3\text{PO}_4) = 6,3 \cdot 10^{-8}$, $K_3(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1,3 \cdot 10^{-12}$.

Решение: Записываем уравнение реакции гидролиза фосфата калия по 1 ступени:



Константа гидролиза по этой ступени определяется константой диссоциации фосфорной кислоты $K_3(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1,3 \cdot 10^{-12}$.

Находим степень гидролиза

Концентрация образовавшихся гидроксид-ионов равна $h \cdot C_m$, т.е. $[\text{OH}^-] = 2,8 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1 = 2,8 \cdot 10^{-3}$

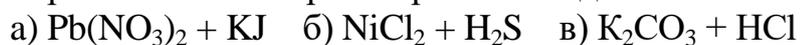
Определим pH , $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$, концентрацию

Контрольная работа

по теме: «Обменные реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей»

Вариант 1

1. Написать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций, приводящих к образованию малорастворимых осадков или газов:



2. Написать уравнение реакции гидролиза сульфата магния в ионно-молекулярной форме и указать реакцию ее водного раствора.

3. При гидролизе каких солей образуются гидроксоли:
а) CuSO_4 , б) CaCO_3 , в) FeCl_3 , г) K_3PO_4 ?

Ответ подтвердите уравнениями реакций.

4. Определить pH 0,02н раствора соды Na_2CO_3 , учитывая только первую ступень гидролиза, $K_{\Gamma}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,7 \cdot 10^{-11}$

5. Водородный показатель одного раствора равен 2, другого - 4. Во сколько раз концентрация ионов водорода больше в первом растворе, чем во втором?

Вариант 2

1. Вычислить константу гидролиза хлорида аммония, определить степень гидролиза этой соли в 0,01 М растворе и pH раствора. $K_{\text{д}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

2. Указать какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу Na_3PO_4 , PbCl_2 , NaClO_4 . Ответ подтвердите уравнениями реакций в ионно-молекулярной форме. Указать реакцию среды водного раствора соли.

3. Написать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций, приводящих к образованию малорастворимых осадков или газов:

а) $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH}$ б) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl}$ в) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2$

4. Растворы каких солей имеют кислую среду: а) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ б) ZnSO_4 в) CaCO_3 .
Ответ подтвердите уравнениями реакций.

5. Водородный показатель водопроводной воды равен 8. Чему равна концентрация гидроксид-ионов?

Вариант 3

1. При гидролизе, каких солей образуются основные соли: а) K_2SO_4 , б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, в) MgCl_2 , г) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

Ответ подтвердите уравнениями реакций.

2. Составьте в молекулярной форме уравнения реакций, которые выражаются следующими ионно-молекулярными уравнениями:

а) $\text{NO}_2^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{HNO}_2$

б) $\text{Cu}^{2+} + \text{OH}^-$

в) $\text{Pb}^{2+} + 2\Gamma \rightleftharpoons \text{PbI}_2$

3. При $\text{pH} < 3$ индикатор метиловый красный окрашен в красный цвет, при $\text{pH} > 6,3$ - в желтый, при промежуточных значениях pH в оранжевый цвет. Какова будет окраска индикатора в 0,1М растворе NH_4Br ? $K_{\text{д}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

4. Растворы каких солей имеют щелочную, среду: а) $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ б) ZnCl_2 в) CaI_2 MnSO_4

Ответ подтвердите уравнениями реакций.

5. К чистой воде прибавили кислоту, вследствие чего концентрация ионов водорода стала равна 10^{-5} г-ион/л. Какова стала концентрация гидроксид-ионов?

Вариант 4

1. Гидролиз, каких солей идет до конца: а) $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$, б) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, в) BaCl_2 г) $\text{Pb}(\text{NO}_2)_2$?

2. Растворы, каких солей имеют значение $\text{pH} < 7$?

а) CrCl_3 б) Na_2SO_3 в) MnSO_4 г) K_2S ?

3. Написать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций взаимодействия между водными растворами следующих веществ: а) NaHCO_3 и HCl . б) FeCl_3 и KOH , в) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ и Na_2S .

4. Вычислите константу гидролиза гипохлорита калия. Какова степень гидролиза соли в 0,1 М растворе и pH раствора? $K_d(\text{НСЮ}) = 5,0 \cdot 10^{-8}$.

5. Концентрация гидроксид-ионов в растворе равна водородный показатель такого раствора.

Вариант 5

1. Гидролиз, каких солей идет до конца.

а) CH_3COONa б) MgS в) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ г) CuCO_3 ?

2. Растворы, каких солей имеют $\text{pH} > 7$?

а) CuSO_4 б) K_2CO_3 , с) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, г) BaS .

Ответ подтвердите уравнениями реакций.

3. При сливании водных растворов $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ и Na_2S образуется осадок гидроксида хрома (III) и выделяется газ. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения происходящих реакций.

4. Вычислить константу гидролиза формиата натрия HCOONa . Какова степень гидролиза соли в 0,1 М растворе и pH раствора? $K_d(\text{НСООН}) = 1,8 \cdot 10^{-4}$.

5. При каком условии степень гидролиза солей усиливается:

а) разбавление б) нагревание

в) охлаждение г) увеличение концентрации

Вариант 6

1. Раствор NaH_2PO_4 имеет слабокислую, а раствор Na_3PO_4 - сильнощелочную реакцию. Объяснить эти факты и мотивировать их соответствующими ионно-молекулярными уравнениями.

2. В растворах, каких солей фенолфталеин приобретает малиновую окраску:

а) AlCl_3 б) Na_2S в) KNO_2 г) CuSO_4

Ответ мотивировать соответствующими ионно-молекулярными уравнениями.

3. Вычислить константу гидролиза сульфита натрия, степень гидролиза соли в 0,01 М растворе и pH раствора, учитывая только первую ступень гидролиза. $K_1(\text{H}_2\text{SO}_3) = 1,6 \cdot 10^{-2}$, $K_2(\text{H}_2\text{SO}_3) = 6,3 \cdot 10^{-3}$

4. Написать, в молекулярно-ионной форме уравнения следующих реакций, идущих в сторону образования малодиссоциированных соединений или газов,

а) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2$ б) $\text{KCN} + \text{H}_2\text{SO}_4$ в) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$ г) $\text{HCOONa} + \text{HCl}$.

5. Найдите концентрацию ионов водорода и гидроксид-ионов, и указать реакцию среды раствора при $\text{pH} = 3$.

Вариант 7

1. При смешивании растворов $\text{Al}(\text{SO}_4)_3$ и Na_2S в осадок выпадает гидроксид алюминия. Объяснить причину, и составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнение происходящих реакций.

2. Какова реакция среды растворов следующих солей: а) KI , б) Na_2SO_4 в) NaH_2PO_4 г) ZnSO_4 ? Дать объяснение. Написать соответствующие ионно-молекулярные уравнения реакций.

3. Концентрация ионов водорода в растворе равна $2,5 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Определить pH раствора.

4. Вычислить константу гидролиза фторида калия, определить степень гидролиза этих солей в 0,01 М растворе и pH раствора. $K_d(\text{HF}) = 6 \cdot 10^{-4}$

5. Написать в ионно-молекулярной форме уравнения реакций взаимодействия между водными растворами следующих веществ: а) KHS и H_2SO_4 б) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ и KOH (избыт.) в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и CO_2 .

Вариант 8

1. Растворы, каких солей гидролизу не подвергается: а) KCN , б) Na_2SO_4 в) PbCl_2 г) LiCl ?

2. Гидролиз, каких солей идет до конца: а) $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$, б) Al_2S_3 , в) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, г) FeCl_3 ?

Ответ мотивировать соответствующими ионно-молекулярными уравнениями.

3. Написать в молекулярно-ионной форме уравнения реакций нейтрализации и указать какая из них протекает обратимо, а какая необратимо.

а) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH}$ в) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{K}_2\text{SO}_4$

б) $\text{HClO} + \text{NaOH}$ г) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCN}$

4. Вычислить константу гидролиза ацетата натрия CH_3COONa . Определить степень гидролиза соли в 0,1 н растворе и рН раствора $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

5. Какова концентрация ионов водорода в растворе, рН которого 2,4?

Вариант 9

1. Указать какие из перечисленных ниже солей подвергается гидролизу: а) ZnBr_2 б) LiCl в) Na_3PO_4 г) NaClO

Для каждой гидролизующейся соли написать уравнение гидролиза в ионно-молекулярной форме и указать реакцию ее водного раствора.

2. При 60°C ионное произведение воды $K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-13}$ считая, что константа диссоциации $K_d(\text{HClO}) = 5,0 \cdot 10^{-8}$ хлорноватистой кислоты не изменяется с температурой, определить рН 0,001 н раствора KClO при 25° и при 60°C .

3. При гидролизе, каких солей образуются основные соли:

а) MgCl_2 б) K_3PO_4 в) $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ г) NaCl ;

4. Составьте в молекулярной форме уравнения реакций, которые выражаются следующими ионно-молекулярными уравнениями:

а) $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2$ б) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3$ в) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- = \text{AlO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$

5. Найдите концентрацию ионов водорода и гидроксид-иона, и указать реакцию среды раствора при рН=10

Вариант 10

1. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций образования малодиссоциированных и летучих соединений:

а) HCN б) H_2S в) NH_4OH г) H_2CO_3

2. Какие из солей подвергаются гидролизу:

а) Li_2CO_3 б) NaCl в) BeSO_4

3. Почему раствор NaHCO_3 имеет слабощелочную, а раствор NaHSO_3 - слабокислую реакцию?

4. Добавление каких из перечисленных ниже реагентов к раствору FeCl_3 усилит гидролиз соли:

а) Na_2CO_3 б) ZrCl_2 в) Na_2CO_3 г) NaOH д) NH_4Cl е) Zn ж) H_2O .

Дайте обоснованный ответ.

5. Вычислить константу гидролиза ортодигидрофосфата натрия. Определить степень гидролиза соли в 2,4М растворе и рН раствора, учитывая, что гидролиз идет по первой ступени. $K_d(\text{H}_3\text{PO}_4)=1,3 \cdot 10^{-12}$

Вариант 11

1. Вычислить константу гидролиза фосфата натрия. Определить степень гидролиза соли в 0,1М растворе и рН раствора, учитывая, что соль гидролизуется по второй ступени. $K_d(\text{H}_3\text{PO}_4)=6,3 \cdot 10^{-8}$

2. Написать в молекулярно-ионной форме уравнения гидролиза солей и указать реакцию их водных растворов:

а) Na_2SO_3 б) Li_2S в) Na_2AsO_4

3. Растворы, каких солей имеют $\text{pH} > 7$

а) $\text{Ba}(\text{CN})_2$ б) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ в) CuSO_4 г) BaCl_2

Ответ мотивировать соответствующими уравнениями реакций.

4. Написать в молекулярно-ионной форме уравнения следующих реакций:

а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI}$ б) $\text{AlBr}_3 + \text{AgNO}_3$ в) $\text{FeCl}_3 + \text{NH}_4\text{OH}$

5. Концентрация гидроксид- ионов в растворе равна 10^{-9} моль/л. Чему равен водородный показатель такого раствора?

Вариант 12

1. В растворах каких солей лакмус окрашивается в синий цвет?

а) $\text{Ba}(\text{CN})_2$ б) K_2S в) SnCl_2 г) MnSO_4

2. Написать в молекулярно-ионной форме уравнения следующих реакций:

а) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH}$ (избыток) б) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{KOH}$ г) $\text{CaSO}_4 + \text{BaCl}_2$

3. Растворы, каких солей подвергаются гидролизу:

а) $\text{Fr}(\text{NO}_3)_2$ б) CuSO_4 в) $\text{Ca}(\text{HS})_2$ г) MnSO_4

4. Вычислить константу гидролиза цианида калия. Определить степень гидролиза соли в 0,05 М растворе и рН раствора. $K_d(\text{HCN}) = 1,9 \cdot 10^{-10}$

5. Вычислить рН раствора и концентрацию гидроксид- иона, если концентрация ионов водорода равна $2 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

Вариант 13

1. Какие из указанных солей не подвергаются гидролизу:

а) PbCl_2 б) K_2CO_3 в) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ г) K_2HPO_4 .

Дайте мотивированный ответ.

2. Написать в молекулярно-ионной форме уравнения следующих реакций:

а) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$ б) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{S}$ в) $\text{AgCrO}_4 + \text{NaCl}$

3. Растворы, каких солей окрашивают лакмус в красный цвет?

а) CrCl_3 б) Na_2CO_3 в) Rb_2SO_3 г) ZnS

4. Определить рН 0,1 М растворе карбоната калия $K_2(\text{H}_2\text{CO}_3)=4,7 \cdot 10^{-11}$, учитывая только первую степень гидролиза соли.

5. Вычислить рН раствора, в котором концентрация гидроксид- иона равна $4,6 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

Вариант 14

1. Растворы каких солей являются гидролитически кислыми:

а) CaS б) MgCl_2 в) K_2SO_4 г) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$?

- Ответ мотивировать соответствующими уравнениями реакций.
2. Написать в молекулярно-ионной форме уравнения следующих реакций:
 а) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH}$ б) $\text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$ в) $\text{HBrO} + \text{Ca}(\text{OH})_2$
3. Гидролиз, каких солей идет до конца: а) KCN б) Cu_2S в) PbCl_2 г) Na_2CO_3 ?
4. Сравнить степень гидролиза и pH среды в 0,1 М и 0,001 М растворах цианида калия: $K_a(\text{HCN}) = 7,9 \cdot 10^{-10}$
5. Вычислить pH раствора, в котором концентрация гидроксид-иона равна $9,3 \cdot 10^{-9}$ моль/л.

Лабораторная работа № 10

Тема: Гидролиз солей

Цель: доказать, что гидролиз обменная реакция между веществом и водой; рассчитать pH водных растворов гидролизующихся солей

Ход работы:

Опыт №1. Определение характера гидролиза при помощи индикаторной бумаги.

Полоски индикаторной бумаги положите на предметные стекла, поместите на них 1-2 кристаллика соли (карбоната калия, хлорида цинка и хлорида калия) и смочите каплей дистиллированной воды. Полученные окраски сравните с цветной шкалой, объясните происходящие явления.

Опыт №2 Влияние температуры на степень гидролиза.

А) В пробирку возьмите 2-3 капли раствора ацетата натрия и 1 каплю фенолфталеина, нагрейте до кипения. Что наблюдаете? Составьте уравнения гидролиза. Почему окраска при нагревании и охлаждении изменилась?

Б) В пробирку добавьте 4-5 капель раствора гидрокарбоната натрия и 1 каплю фенолфталеина. Нагрейте смесь. Что наблюдаете? Составьте уравнения гидролиза. Почему окраска изменилась?

В) Смешайте в пробирке 1-2 капли хлорида железа (3) с 5-6 каплями ацетата натрия, затем добавьте 10-15 капель воды. Нагрейте до кипения. Что наблюдаете? Составьте уравнения реакций.

Опыт №3 Необратимый гидролиз.

Налейте в пробирку 4-5 капель сульфата алюминия и столько же раствора карбоната натрия (не перемешивать). Что происходит на границе растворов? Составьте уравнения реакций.

Опыт №4 Виртуальный.

Рассмотреть схемы гидролиза водных растворов солей и рассчитать значение степени гидролиза, значение pH по первой ступени гидролиза для солей с концентрацией 0,01 моль-л:

А) хлорид аммония, силикат калия Б) хлорид цинка, цианид калия

Контрольные вопросы:

- 1 Что называется ионным произведением воды и чему оно равно при 22°C?
- 2 Что такое pH? Какова математическая зависимость между pH и концентрацией водородных ионов H^+
- 3 Что называется индикатором? Что называется интервалом перехода индикатора?

- 4 Для одного раствора рН5 , для другого рН2. Какой раствор более кислый? Во сколько раз в нем концентрация водородных ионов выше, чем в другом?
- 5 Чему равен рН 0,0001 М соляной кислоты?
- 6 Какова концентрация гидроксид- ионов в растворе с рН 5?

4 Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительные реакции — это химические реакции, которые сопровождаются изменением степени окисления атомов, молекул и ионов, входящих в состав реагирующих веществ, в результате перераспределения электронов.

Степень окисления - это условный заряд атома в молекуле, вычисленный, исходя из предположения, что все химические связи в молекуле являются чисто ионными.

Окисление - это процесс отдачи электронов. В результате окисления элемента степень окисления увеличивается.

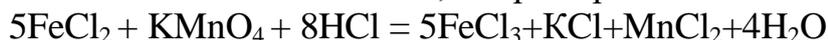
Восстановление - это процесс принятия электронов. В результате восстановления степень окисления элемента уменьшается.

Восстановитель - это вещество, вызывающее восстановление другого вещества, то есть отдающее ему электроны.

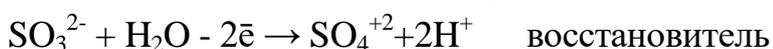
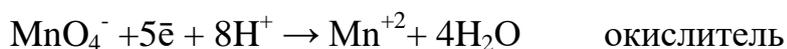
Окислитель - это вещество, вызывающее окисление другого вещества, то есть отнимающее у него электроны.

В результате реакции окислитель, восстанавливается, а восстановитель - окисляется. Важнейшими восстановителями считаются металлы, водород, углерод и другие элементы, атомы которых способны терять электроны и переходить в окисленное состояние.

Восстановителями могут быть положительно заряженные ионы металлов с низшей степенью окисления, например:



Восстановителем могут быть отрицательно заряженные ионы, например: N^{-3} , S^{-2} , Cl^- , Br^- , F^- , а также кислородосодержащие кислоты с низшей степенью окисления и их соли с промежуточной степенью окисления, например: HN^{+3}O_2 , $\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ Важнейшими окислителями являются нейтральные атомы, которые способны присоединять электроны и переходить в отрицательные ионы, например, галогены, O_2 , S и другие. А также окислителями могут быть ионы, содержащие элементы с высшей степенью окисления, например, кислоты с высшей степенью окисления к их соли KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_3 .



Нахождение степени окисления.

Используют следующие правила:

1. Степень окисления атомов в молекуле простых веществ равна нулю. Например: N_2^0 , Na^0 , H_2^0 , Fe^0 , Cl_2^0 , C^0 и т. д.
2. Степень окисления катионов металлов равны: для щелочных металлов +1, для щелочноземельных +2, для алюминия +3.
3. Водород во всех соединениях, кроме гидридов щелочных и щелочноземельных металлов, имеет степень окисления +1.
4. Кислород почти всегда имеет степень окисления (-2) (кроме пероксидов H_2O_2 , фторида кислорода OF_2)
5. Сумма степеней окисления всех атомов входящих в состав молекулы равна нулю.
6. Сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав сложного иона, равна заряду иона.

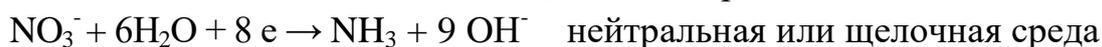
Например: Вычислить степень окисления хрома в молекуле дихромата калия $K_2Cr_2O_7$. Степень окисления калия (+1), степень окисления кислорода (-2), степень окисления хрома - (x). Составляем уравнение: $2 \cdot 1 + 2x + (-2) \cdot 7 = 0$

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

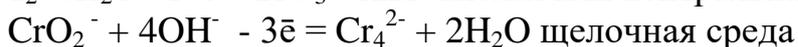
Применяется два метода составления уравнений окислительно-восстановительных реакций - метод электронного баланса и метод полуреакций. При составлении уравнений ОВР рекомендуется придерживаться следующего порядка:

1. Составить схему реакций с указанием исходных и образующихся веществ, отметить элементы, изменяющие в результате реакций степень окисления, найти окислитель и восстановитель.
2. Составить схемы полуреакций окисления и восстановления с указанием исходных к образующихся реально существующих в условиях реакции ионов или молекул.
3. Уравнять число атомов каждого элемента в левой и правой частях полуреакций, при этом следует помнить, что в водных растворах в реакциях могут участвовать молекулы H_2O ионы H^+ или OH^- .
4. Уравнять суммарное число зарядов в обеих частях каждой полуреакции, для этого прибавить к левой и правой частям полуреакции необходимое число электронов.
5. Подобрать множителя (основные коэффициенты) для полуреакций так, чтобы число электронов, отдаваемых при окислении, было равно числу электронов, принимаемых при восстановлении.
6. Сложить уравнения полуреакций с учетом найденных коэффициентов.
7. Расставить коэффициенты в уравнении реакции.

Следует иметь в виду, что в водных растворах связывание избыточного кислорода и присоединение кислорода восстановителем происходит по-разному в кислой, нейтральной и щелочной средах. В кислых растворах избыток кислорода связывается концами водорода с образованием молекул воды, а в нейтральных и щелочных молекулами воды - с образованием гидроксид-ионов, например:



Присоединение кислорода восстановителем осуществляется в кислой и нейтральных средах за счет молекул воды образованием ионов водорода, а в щелочных средах - за счет гидроксид-ионов с образованием молекул воды, например:



Пример: Окисление сульфида мышьяка (III) концентрированной азотной кислотой происходит по схеме:



Закончить уравнение реакции.

Решение:

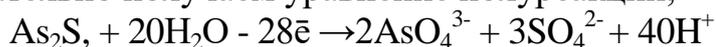
В этой реакции в состав восстановителя входят два окисляющихся элемента: мышьяк и сера, степень окисления мышьяка повышается от +3 до +5; а серы - от -2 до +6. При этом одна молекула As_2S_3 расходуется на образование двух AsO_4^{3-} и трех ионов SO_4^{2-} .



Источником кислорода, в кислой среде служат молекулы воды. Для образования 2AsO_4^{3-} требуется 8 молекул воды, а для образования 3SO_4^{2-} еще двенадцать. Всего двадцать молекул воды примут участие в полуреакции, причем высвобождается сорок катионов H^+ .

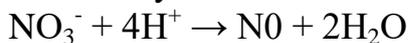


В левой части заряженных частиц нет, а суммарный заряд правой части равен +28, таким образом, при окислении одной молекулы As_2S_3 отдает 28 электронов. Окончательно получаем уравнение полуреакции,

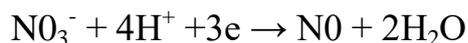


При составлении уравнения полуреакции восстановления азота исходим из схемы $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}$

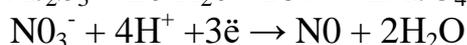
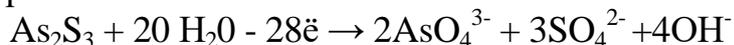
В ходе этого процесса высвобождается два атома кислорода, которые в кислой среде связываются в две молекулы воды с четырьмя ионами H^+



Суммарный заряд в левой части равен +3, а правой заряженных частиц нет. Следовательно, в процессе восстановления принимают участие три электрона



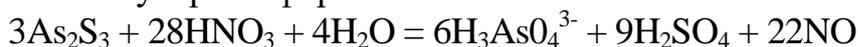
Суммируем уравнения полуреакций, первое из них умножаем на 3, а второе - на 28



После приведения подобных членов в обеих частях уравнения получаем



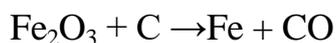
или в молекулярной форме



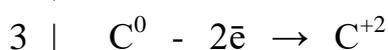
В тех случаях, когда окислительно-восстановительная реакция происходит не в водной среде, рекомендуется составлять уравнения методом электронного баланса.

Пример: Составить реакции восстановления оксида железа (III) углем.

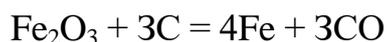
Реакция протекает по схеме:



Решение: Железо восстанавливается, понижая степень окисления от +3 до 0, углерод окисляется, его степень окисления повышается от 0 до +2. Составляем схемы процесса окисления и восстановления.



Отношение чисел электронов, участвующих в восстановлении и окислении равно 3:2, следовательно, в реакции 2 атома железа восстанавливается 3 атомами углерода.



Задание

1. Написать уравнения в ионно-молекулярной форме, указать окислитель и восстановитель. Вычислить эквивалент окислителя и восстановителя.
2. Какие из перечисленных ниже уравнений реакции являются окислительно-восстановительными.
3. Какие из перечисленных ниже процессов представляют собой процесс окисления.
4. Руководствуясь строением атома, решите, могут ли играть роль восстановителя следующие ионы или атомы Mn^{2+} , S^{2-} , O^{2-} , Na^+ .
5. Исходя из периодической системы укажите элементы, обладающие наиболее сильными окислительными свойствами.

Лабораторная работа № 11-12

Тема: Изучить окислительно-восстановительные реакции

Цель: изучить окислительно-восстановительные реакции, окислители, восстановители, влияние среды на характер окислительных свойств перманганат-иона, восстановление дихромата калия ионами щавелевой кислоты.

Ход работы:

Опыт 1 Восстановление ионов меди металлическим железом

В пробирку налейте 5-10 капель раствора сульфата меди и опустите в нее на несколько минут железный гвоздь, поверхность которого очищена

наждачной бумагой. Что происходит? Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионно- электронной формах.

Опыт 2 Окисление ионов Fe^{2+} перманганат- ионами

В пробирку налейте 2-3 капли раствора перманганата калия и 2-3 капли 2н. H_2SO_4 . По каплям добавляйте свежеприготовленный раствор сульфата железа до полного обесцвечивания раствора. Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионно- электронной формах.

Опыт 3 Окислительные свойства перманганат- иона в различных средах

а) в пробирку налейте 1-2 капли раствора перманганата калия, 1-2 капли концентрированного раствора KOH и по каплям свежеприготовленный раствор сульфата натрия Na_2SO_3 до перехода малиновой окраски в зеленую. Составьте уравнение реакций в молекулярной и ионно- электронной формах.

б) в пробирку налейте 1-2 капли раствора перманганата калия, 2-3 капли воды и по каплям свежеприготовленный раствор сульфита натрия до образования темно- коричневого осадка. Составьте уравнение реакций в молекулярной и ионно- электронной формах.

в) в пробирку налейте 1-2 капли перманганата калия, 2-3 капли раствора серной кислоты и по каплям до обесцвечивания раствор сульфита натрия. Составьте уравнение реакций в молекулярной и ионно- электронной формах.

Опыт 4 Восстановление дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ ионами щавелевой кислоты

В пробирку поместите 2-3 капли дихромата калия, прибавьте 2-3 капли 2 н. серной кислоты и 3-5 капель $Na_2C_2O_4$ до изменения оранжевой окраски в синезеленую. Продуктом окисления оксалат- иона C_2O_4 является CO_2 . Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионно- электронной формах.

Контрольные вопросы:

- 1 Какие реакции называются окислительно- восстановительными?
- 2 Какое вещество называется окислителем и какое вещество восстановителем? Что с ними происходит в окислительно- восстановительных реакциях?
- 3 В чем основное отличие реакций ионного обмена от окислительно- восстановительных?
- 4 Какие существуют типы окислительно- восстановительных реакций?
- 5 Могут ли реакции окисления и восстановления протекать отдельно?

Лабораторная работа № 13-14

Тема: Получения комплексных соединений

Цель: изучить строение, устойчивость и получение комплексных соединений, а также влияние концентрации раствора на комплексообразование, разрушение комплексных соединений.

Ход работы

Опыт 1. Сравнение устойчивости солей железа

а) К 2 каплям раствора $FeCl_3$ прибавьте 1 - 2 капли KSCN. Наблюдайте появление кроваво - красного окрашивания вследствие образования роданида железа(III) $Fe(SCN)_3$. Составьте уравнение реакции. Эта реакция характерна для иона железа(III) Fe^{3+} и применяется для его обнаружения.

б) Прделайте аналогичный опыт, взяв вместо хлорида железа $FeCl_3$ гексациано(III) феррат калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Убедитесь в том, что раствор этой соли не обнаружил ионов железа(III) Fe^{3+} .

Опыт 2. Получение комплексных катионов и анионов

а) *Образование аммиаката серебра.* К 2 - 3 каплям раствора нитрата серебра $AgNO_3$ прибавьте 2 - 3 капли раствора соляной кислоты HCl . Что наблюдаете? Возьмите часть полученного осадка и прибавьте 8 - 10 капель раствора аммиака. Что происходит? К полученному раствору прибавьте по каплям раствор азотной кислоты HNO_3 до кислой реакции. Что образуется? Составьте уравнения реакции образования осадка и его перехода в раствор.

б) *Образование аммиаката меди.* К 2 - 3 каплям раствора сульфата меди $CuSO_4$ прибавляйте по каплям раствор аммиака до образования голубого осадка. Возьмите часть взмученного осадка и прибавьте к нему избыток аммиака NH_4OH . Что происходит? Составьте уравнения реакций. Укажите заряд комплексообразователя и его координационное число.

в) *Образование гексафторо -(III) феррат - иона.* К 2 - 3 каплям раствора хлорида железа(III) $FeCl_3$ добавьте 3 - 4 капли раствора фторида натрия NaF . Наблюдайте исчезновение желтой окраски раствора вследствие образования комплексных ионов. Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

Опыт 3. Влияние концентрации раствора на комплексообразование

К 3 - 4 каплям раствора хлорида кобальта $CoCl_2$ в пробирку прилейте насыщенный раствор роданида калия $KSCN$. Что наблюдаете? Составьте уравнение реакции. Половину объема раствора отлейте в другую пробирку и разбавьте дистиллированной водой. Наблюдайте изменение окраски раствора.

Контрольные вопросы:

1. Какие соединения называются комплексными?
2. Основные положения координационной теории Вернера.
3. Что такое комплексообразователь, лиганды, координационное число, внутренняя и внешняя сфера комплекса?
4. Номенклатура комплексных соединений.
5. Как происходит диссоциация комплексных электролитов?
6. Что такое константы устойчивости комплексных соединений?

Лабораторная работа № 15

Тема: Изучить влияние различных растворов на коррозию металлов

Цель: в экспериментальных условиях на примере перманганата калия и коррозии металлов рассмотреть особенности окислительно-восстановительных процессов, объяснить происходящие явления

Ход работы:

Опыт 1. Коррозия как результат различного доступа кислорода

Хорошо очистите стальную пластину наждаком, промойте ее и вытрите фильтровальной бумагой. На поверхность пластинки нанесите большую каплю специально приготовленного реактива. Реактив состоит из 3% - го раствора

хлорида натрия, 10-15 капель гексацианоферрата(III) калия и 3-5 капель фенолфталеина.

Наблюдайте появление по окружности капли розового цвета, а в центре - синего. Чем оно вызвано? Составьте схему действия гальванопары, возникшей в результате аэрации (см.рис. 11.2).

Опыт 2. Защита металлов от коррозии. Протекторная защита.

В два стаканчика добавьте по 10 мл разбавленной H_2SO_4 и по 2 капли гексацианоферрата(III) калия. В один опустите не соединенные между собой пластинки луженого железа и цинковую пластинку, в другую - такие же пластинки, но соединенные между собой проволокой. В каком стаканчике происходит коррозия железа? Чем объясняется отсутствие коррозии железа в другом стаканчике.

Контрольные вопросы

1. Укажите окислитель в реакции: $C + H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + SO_2 + H_2O$
2. Какие свойства проявляет сера со степенью окисления -2 ?
3. Какая реакция не является ОВР?
А) $2HCl + 2Na = 2NaCl + H_2$
В) $H_2SO_4 + Ca(OH)_2 = CaSO_4 + 2H_2O$
С) $HNO_3 + S = NO + H_2SO_4$
D) $S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO$
E) $CuS + HNO_3 = CuSO_4 + NO_2 + H_2O$
4. Рассчитайте массу эквивалента окислителя в реакции:
 $CuS + HNO_3 = CuSO_4 + NO_2 + H_2O$
5. Напишите уравнение реакции, протекающей на аноде гальванического элемента, схема которого представлена: $(-) Mg | Mg^{2+} || Zn^{2+} | Zn (+)$
6. Какие металлы будут растворяться при работе $(-)Mg | Mg^{2+} || Cu^{2+} | Cu (+)$ и $(+)Ag | Ag^+ || Pb^{2+} | Pb(-)$ гальванических элементов?
6. В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи гальванического элемента $(-)Cu | Cu^{2+} || Ag^+ | Ag(+)$?
7. Определить ЭДС железо-медного гальванического элемента при стандартных условиях ($C_{Fe^{2+}} = C_{Cu^{2+}} = 1$ моль-ион/ л). Стандартные электродные потенциалы железа $= -0,44$ В, меди $= +0,34$ В.
8. В какой последовательности выделяются на катоде металлы при электролизе раствора, содержащего ионы Ni^{2+} , Cu^{2+} , Fe^{3+} ?
9. Какой потенциал называется стандартным электродным?
10. Какая формула применяется для расчета электродного потенциала?
11. От чего зависит ЭДС гальванического элемента?
12. Какой процесс называется коррозией металла?
13. Что такое ингибиторы коррозии металлов?
14. Какие способы защиты металлов от электрохимической коррозии Вам известны?

АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Лабораторная работа № 1

Тема: Правила техники безопасности. Лабораторное оборудование.

Химическая посуда, химические реактивы. ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ В ЛАБОРАТОРИИ АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Все химические вещества в той или иной степени ядовиты, а многие из них – огнеопасны и взрывоопасны. Поэтому, работая в лаборатории химии, необходимо строго соблюдать перечисленные ниже основные правила техники безопасности.

31. Работать одному в лаборатории запрещается. Приступать к работе можно только в присутствии преподавателя или лаборанта.
32. Во время работы в лаборатории соблюдайте тишину, чистоту и порядок на своём рабочем месте в лаборатории. Нельзя отвлекаться от работы и отвлекать своих товарищей.
33. Нельзя работать в лаборатории без халата. Он должен быть сшит только из хлопчатобумажной ткани. Запрещается держать на лабораторном столе портфель, сумку и другие посторонние предметы. Для них должно быть отведено специальное место.
34. В лаборатории запрещается пить воду, принимать и хранить пищу, курить.
35. При работе следует надевать очки: а) при определении температуры плавления в приборе с концентрированной серной кислотой; б) при возможном разбрызгивании и разбрасывании едких веществ (перемешивание кислот и щелочей, дробление твёрдой щелочи, хлорида цинка, сплавление в открытой чашке и т.д.); в) в случае перегонки жидкостей при пониженном давлении и при работе с вакуум – приборами; г) при работе с ампулами и запаянными трубками, изготовлении стеклянных капилляров; д) при работе со щелочными металлами и плавиковой кислотой.
36. Работать с ядовитыми, раздражающими органы дыхания и сильно пахнущими веществами необходимо только в вытяжном шкафу в резиновых перчатках, а иногда – и в противогазе. Нельзя брать химические вещества незащищёнными руками. Сыпучие реактивы отбирайте только сухим шпателем или специальной ложкой.
37. Приступая к выполнению работы, ознакомьтесь со свойствами применяемых в синтезе веществ (огнеопасность, токсичность и т.д.).
38. Прежде чем взять необходимое количество вещества, внимательно прочитайте надпись на этикетке лабораторной посуды, в которой содержится это вещество.
39. Нельзя наглухо закрывать приборы для проведения реакций, нагревания растворов и перегонки жидкостей, так как это может привести к взрыву.
40. Нельзя держать при нагревании пробирку или колбу отверстием к себе или в сторону стоящего рядом человека.

41. Запрещается нагревать летучие и легковоспламеняющиеся жидкости и вещества (эфир, петролейный эфир, бензин, спирт, ацетон, сероуглерод и др.) на открытом пламени. Для этого пользуйтесь водяной баней или электрической плиткой с закрытой спиралью. При перегонке таких веществ обязательно применяйте холодильники с водяным охлаждением. Нельзя перегонять жидкости досуха – это может привести к взрыву или пожару.
42. Не наклоняйтесь близко к прибору, в котором идёт реакция, нагревание или перемешивание химических веществ.
43. Запрещается выливать в раковины остатки кислот и щелочей, огнеопасных и ядовитых, плохо смываемых и сильно пахнущих жидкостей. Для этого в вытяжном шкафу или около раковины должна стоять специальная ёмкость, хорошо закрываемая и небьющаяся (например, пластмассовая).
44. Не разрешается бросать в раковину бумагу, вату, стекло от разбитой химической посуды.
45. Запрещается пробовать химические вещества на вкус, всасывать ртом любые жидкие вещества в пипетки. При исследовании запаха жидкости следует осторожно направлять к себе её пары лёгким движением руки.
46. Категорически запрещается держать ртуть в открытой посуде. Все приборы, содержащие ртуть, должны быть помещены на безцелевые подносы с достаточно высокими боковыми стенками. В случае поломки прибора, содержащего ртуть, необходимо поставить об этом в известность преподавателя или лаборанта. Выливать ртуть в раковины запрещается. Разлитую ртуть собирают с помощью амальгамированной медной пластинки в специальные толстостенные банки, закрытые пробкой. Остатки ртути, попавшие в щели пола, стола и т.д., следует обработать 20% - ным водным раствором хлорида железа (III) или порошком серы.
47. Металлический натрий следует хранить под слоем керосина, толуола или ксилола, не содержащих следов воды. Нельзя работать с металлическим натрием поблизости от водопроводного крана. Приступая к работе, надо насухо вытереть стол и высушить посуду, в которой будет проводиться реакция с металлическим натрием. После окончания работы нельзя сразу мыть эту посуду водой – следует сначала уничтожить остатки натрия, растворяя их в спирте. Крупные остатки натрия или его обрезки следует поместить в отдельную банку с керосином (толуолом или ксилолом).
48. Концентрированные кислоты, щелочи, ядовитые и сильно пахнущие вещества обязательно хранить в хорошо вентилируемом вытяжном шкафу.
49. Концентрированную соляную и азотную кислоты переливать только в вытяжном шкафу. При разбавлении кислоты необходимо осторожно, небольшими порциями, при постоянном перемешивании прибавлять кислоту к воде, а не наоборот! Глаза при этом должны быть защищены очками.

50. При попадании кислот на кожу нужно быстро промыть обожжённое место струёй воды, а затем – 2-3% - ным раствором соды. При ожоге едкими щелочами надо также хорошо промыть обожжённое место водой, а затем – 2-3% - ным раствором уксусной кислоты. При случайном попадании кислоты или щелочи в глаза тотчас промыть их большим количеством воды, а затем обработать тампоном, смоченным в растворе соды или борной кислоты, и вновь промыть водой.
51. Категорически запрещается хранить бром в хрупкой посуде. Для этого применяют толстостенные склянки с притёртыми пробками. Все работы с бромом следует проводить только в хорошо вентилируемом вытяжном шкафу, в резиновых перчатках и защитных очках. При попадании брома на кожу необходимо немедленно протереть обожжённое место спиртом, а затем смазать глицерином.
52. Приступая к работе в лаборатории, надо ознакомиться с имеющимися средствами противопожарной безопасности (ящик с песком, асбестовые или войлочные одеяла, огнетушители и т.д.), аптечкой с набором необходимых средств оказания первой помощи, а также с их местонахождением.
53. Легковоспламеняющиеся и взрывоопасные жидкости должны храниться в металлических шкафах в количестве, не превышающем ежедневной потребности.
54. Запрещается перегонять эфир или диоксан без предварительной проверки на содержание в них пероксидов. Это может привести к взрыву!
55. Нельзя без специального разрешения преподавателя или лаборанта переносить приборы или реактивы из одной лаборатории в другую.
56. К работе с сжатыми газами (баллонами) допускаются лица, прошедшие специальный инструктаж по технике безопасности.
57. Если около горячей горелки чувствуется запах газа, перекройте газ, поступающий к горелке. Затем проверьте исправность резинового шланга и самой горелки. При обнаружении запаха газа в лаборатории необходимо выключить газовую магистраль и тщательно проветрить лабораторию. Категорически запрещается пользоваться спичками, а также включать электрический свет.
58. В случае воспламенения одежды необходимо немедленно набросить на пострадавшего халат, пиджак и т.д. Ни в коем случае не давать ему бежать, так как это усиливает пламя. При возникновении пожара нужно сразу отключить вентиляцию и электроэнергию и принять меры к ликвидации загорания. При необходимости вызвать пожарную команду. При воспламенении эфира, бензола, бензина нельзя применять для тушения воду. В этих случаях пламя тушат песком или асбестовым одеялом.
59. Следует бережно и аккуратно обращаться с посудой, приборами и предметами оборудования. Старайтесь разумно экономить реактивы, воду, газ и электроэнергию.

60. Уходя из лаборатории, проверьте, выключены ли вода, газ и электроэнергия на рабочем месте.

2 ПОСУДА И ПРИБОРЫ, ИСПОЛЬЗУЕМЫЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

В химических лабораториях обычно используют стеклянную посуду. Она изготавливается из специального стекла и очень удобна в применении – прозрачна, хорошо моется и сушится, легко термически обрабатывается. Единственный недостаток – хрупкость.

Стаканы обычно изготавливаются из термостойкого стекла и бывают различной вместимостью (от 50 до 1000 мл). Служат для вспомогательных работ.

Колбы – основная лабораторная посуда при проведении органического синтеза. Колбы бывают круглодонные (а), плоскодонные (б), двухгорлые (в), , трехгорлая (г), конические (д), грушевидные (е) и другие. (рис.1)

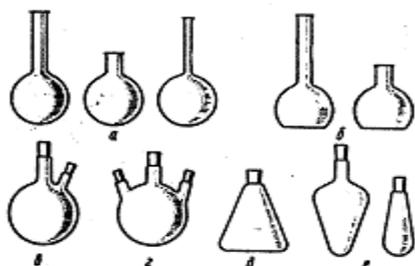


Рис.1 Колбы: а – круглодонные; б – плоскодонные; в – двухгорлая; г – трехгорлая; д - коническая; е – грушевидная.

Плоскодонные и конические колбы используются в качестве приёмников при перегонке жидкости, для кристаллизации, приготовления растворов. Не применяют для нагревания жидких веществ до высоких температур и при вакуум – перегонке, так как может быть взрыв.

Для перегонки, в том числе под вакуумом, используют круглодонные колбы, которые могут быть широкогорлыми и узкогорлыми, длинногорлыми и короткогорлыми. Колбы могут быть двух-, трёхгорлыми и т.д., их используют для специальных синтезов.

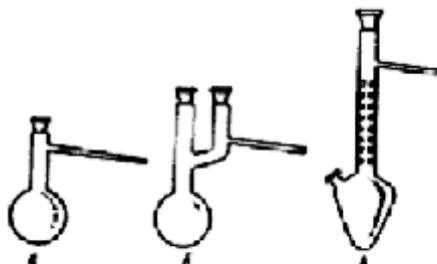


Рис. 2 Колбы для перегонки: а-колба Вюрца; б – колба Кляйзена; в – колба Фаворского (с дефлегматором).

Круглодонные колбы, снабжённые отводной трубкой, называют **колбами Вюрца** (рис.2). Они предназначены для перегонки жидкости под атмосферным давлением. Колбы с боковым вертикальным отверстием, имеющим отводную трубку, называются **колбами Кляйзена**, которые применяются при перегонке при пониженном давлении. При перегонке используется круглодонная колба с дефлегматором и отводной трубкой – **колба Фаворского**.

Холодильники служат для охлаждения и конденсации паров, образующихся при кипении органических жидкостей.

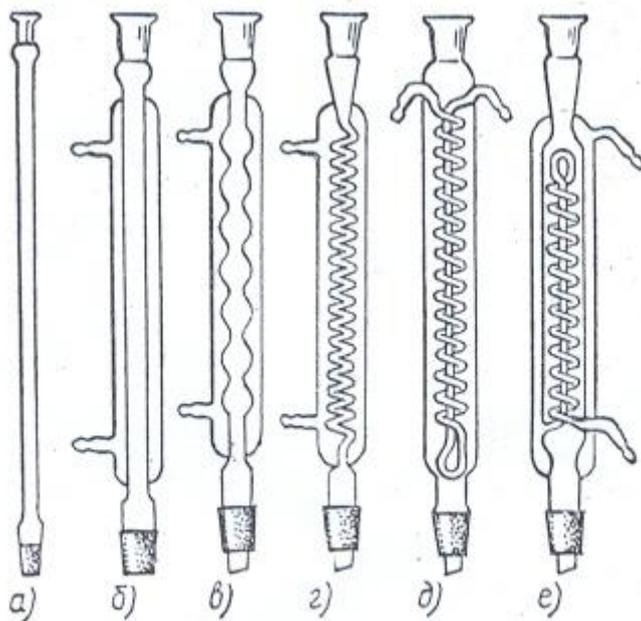


Рис. 3 Холодильники: а – воздушный; б – Либиха; в- обратный шариковый; г – обратный с охлаждаемой спиралью (змеевиковый); д- обратный с охлаждающей спиралью(Димрота); е – обратный с двойным охлаждением (рубашкой и охлаждающей спиралью).

Самый простой холодильник – воздушный, представляет собой длинную стеклянную трубку, и используют его при перегонке высококипящих жидкостей.

При перегонке низкокипящих жидкостей используют холодильник Либиха – стеклянная трубка, впаянная в другую, более широкую. Во внешней части имеется два отростка, на которые надевают резиновые трубки. Одна из них присоединяется к водопроводному крану, а другую отводят в раковину. Чаще его называют прямой холодильник. Охлаждающим агентом является вода и в холодильник она подаётся через нижний отросток. Для лучшей конденсации паров кипящей жидкости холодильник должен быть полностью заполнен водой.

Холодильник Либиха может быть нисходящим и обратным. Если используется как обратный, то его крепят в штативе вертикально; если же он

нисходящий, то его крепят с небольшим наклоном. Холодильник соединяется с приёмником при помощи *аллонжа*, позволяющего направлять стекающую жидкость.

В лабораторной практике используют другие холодильники, например

шариковые и змеевиковые.

Капельные воронки предназначены для медленного прибавления компонента к реакционной смеси до или во время проведения органического синтеза.

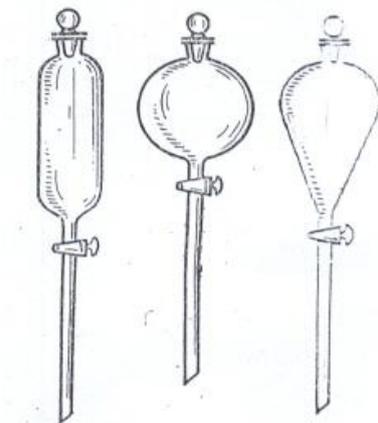


Рис. 4 Капельные воронки

Воронки бывают с цилиндрическими, шарообразными или грушевидными ёмкостями с пробкой в верхней части и часто с длинными трубками с краном.(рис. 4). Чтобы стеклянный кран не пропускал жидкость, шлиф слегка смазывают вазелином.

Делительные воронки применяют для разделения несмешивающихся жидкостей и для экстракции. Эти воронки в отличие от капельных имеют более толстые стеклянные стенки и меньшую длину трубки.(рис. 4).

Дефлегматоры бывают разной конструкции, применяют для более тщательной фракционной перегонки (рис. 5). В верхнее отверстие дефлегматора вставляют термометр, а с помощью отводной трубки в верхней части дефлегматор соединяют с холодильником.

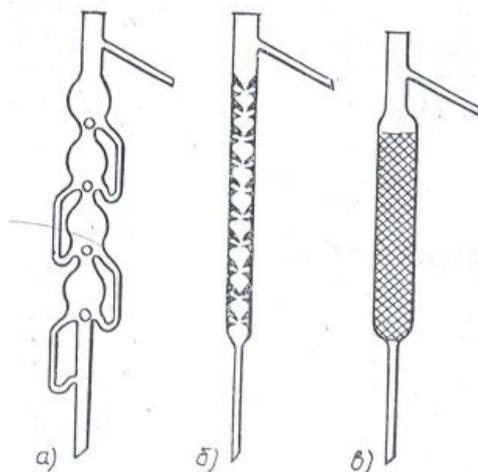


Рис. 5. Дефлегматоры: а – шариковый, б – елочный, в – с насадкой.

Хлоркальциевые трубки предназначены для защиты реакционной смеси или одного из реагирующих веществ от влаги воздуха.

В качестве поглотителя влаги используют прокалённый хлорид кальция.

Промывные склянки применяются для сушки, очистки или улавливания некоторых газов.

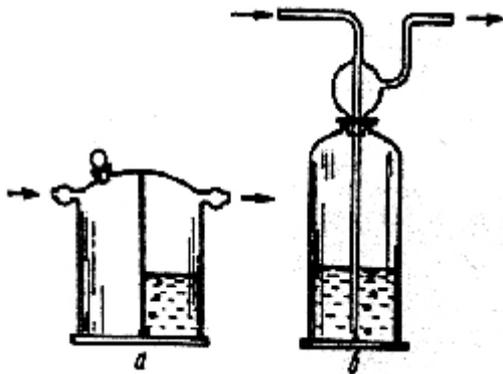


Рис.6 Промывные склянки: а - Тищенко, б - Дрекслея.

Наиболее часто используют склянки Тищенко и Дрекслея. (рис. 6). Обычно они содержат серную кислоту, концентрированный раствор щелочи.

Пробки служат как для закупоривания, так и для соединения отдельных частей прибора. Они бывают резиновыми, корковыми, пластмассовыми или стеклянными. Для соблюдения особой герметичности используют резиновые пробки. Однако резиновые, корковые и пластмассовые пробки нестойки к действию высокой температуры и некоторых химических реагентов. Отверстия в пробках делают специальными металлическими свёрлами, диаметр их несколько меньше необходимого отверстия. Сверлить начинают с узкого конца пробки.

Термометры. В лабораторной практике чаще используют ртутные термометры, при этом их конструкции могут быть различными. Наиболее распространены обычные ртутные термометры (химические) и технические (с прямой и изогнутой трубками). Обычные химические термометры позволяют измерять температуру от -30 до 360°C . Наиболее распространены термометры со шкалой в 100, 150, 200, 250, 300 и 360°C . Для более точных измерений, например, для определения температуры плавления, кипения веществ, применяют образцовые термометры, имеющие цену деления $0,1^{\circ}\text{C}$.

При работе с термометрами необходимо соблюдать правила. После каждого измерения температуры остывший термометр протирают спиртом. Термометр хранят в специальных футлярах или в специально отведённом месте ящика лабораторного стола. Если же термометр разбился, необходимо сразу же собрать ртуть в тёмную склянку, тщательно закрыть и уничтожить её следы.

Газовые горелки используют в химических лабораториях для нагревания и прокаливания. Они бывают двух типов: Бунзена и Теклю (рис. 7).

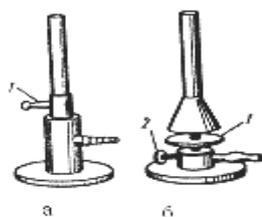


Рис. 7. Газовые горелки: а – горелка Бунзена, б – горелка Теклю,

1 – регулятор подачи воздуха, 2 – винт, регулирующий подачу газа.

Газ подводится через нижний боковой отвод горелки. Приток воздуха регулируют специальной регулировочной гильзой (горелки Бунзена) или нижним кольцом (горелка Теклю).

Газовые горелки в зависимости от доступа воздуха дают светящее («холодное») пламя (до 500°C), так и несветящее («горячее») пламя – с температурой до 150°C. При работе с ними необходимо соблюдать правила ТБ.

Чаще при проведении реакций, требующих небольшое нагревание, используют спиртовые горелки.

Плиты бывают электрические с открытой и закрытой спиралью. Наиболее удобны и безопасны электрические плиты с закрытой спиралью. Нельзя пользоваться неисправными электрическими плитами, имеющими оголенный шнур.

Бани для нагревания обеспечивают равномерное и безопасное нагревание, предохраняют реакцию смесь от перегрева. Бани бывают водяные, песчаные, воздушные и масляные. Теплопроводящей средой в них служат, соответственно, вода, песок, воздух и масла. Выбор этих бань определяется свойствами нагреваемого вещества или реакционной смеси, температурой, необходимой для нагревания. Так водяные бани применяются при нагревании веществ до 100°C (желательно заполнять дистиллированной водой); для нагрева до более высокой температуры используют другие виды бань: до 150°C – масляная, до 250°C – электрическая воздушная, не выше 400°C – песчаная.

Следует помнить, что водяные бани нельзя применять при работе с металлическим натрием или калием.

Эксикаторы – ёмкости из толстостенного стекла – предназначены для высушивания твёрдых веществ. Различают обычные и вакуум – эксикаторы (рис. 8)

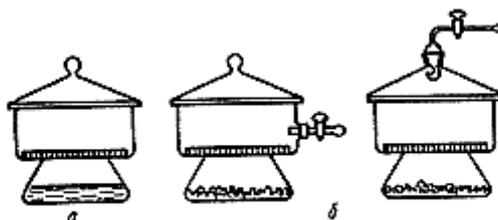


Рис. 8. Эксикаторы: а – обычный; б – вакуум – эксикаторы.

В последних имеется тубус, в который на резиновой пробке или на шлифе вставляют трубку с краном. Эту трубку соединяют через манометр и предохранительную склянку соединяют с водоструйным насосом и создают в эксикаторе вакуум. Вещество, которое подвергается сушке, на часовом стекле или в чашке Петри помещают на фарфоровую подставку. В качестве осушающего агента применяют безводные хлорид кальция, сульфат магния, сульфат натрия, натронную известь, гидроксид натрия, оксид фосфора (V) и др. Концентрированную серную кислоту также используют для поглощения влаги, остатков спирта, эфира, ацетона, анилина и пиридина, но в обычных эксикаторах.

Форштосы – специальные насадки для колб. Они бывают различных видов – со шлифами и без шлифов. Их используют в качестве насадок для одnogорлых колб, если одновременно проводится несколько операций (например, для нагревания с обратным холодильником при перемешивании с одновременным добавлением вещества в реакционную смесь и т.д.).

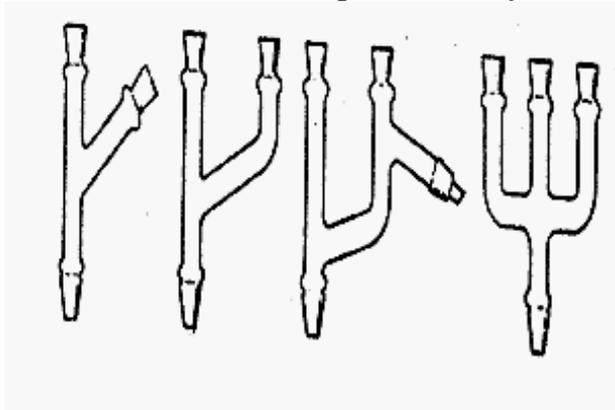


Рис. 9 Форштосы

Резиновые трубки (шланги) служат для соединения отдельных частей в приборах и для подвода и отвода воды и газа. Но резиновые трубки легко подвергаются разрушению при действии высокой температуры и некоторых газов (хлор, кислород, хлороводород, аммиак и др.). В настоящее время применяют трубки из полиэтилена, они устойчивы к действию большинства органических веществ и агрессивных сред. Используют резиновые трубки при комнатной температуре.

Приборы на шлифах. В лабораторной практике широко используется химическая стеклянная посуда со стандартными шлифами, с помощью которых быстро соединяют друг с другом определённые части химических приборов, добиваясь при этом высокой герметичности. Чаще используют конусообразные шлифы, с соответствующим верхним диаметром (в миллиметрах, например 10; 10,5; 14,5; 29). Каждый шлиф состоит из двух частей: муфты и керна. Перед сборкой kern смазывают слегка вазелином, вставляют в муфту и лёгким нажатием поворачивают, добиваясь прозрачности шлифа.

Применение посуды со стандартными шлифами позволяет быстро и легко собрать самую сложную установку (прибор).

При этом необходимо знать общие правила сборки приборов:

1. Отдельные части установки необходимо соединять друг с другом осторожно, подбирая пробки, трубки и другие детали до закрепления прибора на штативе. Если прибор собирают на шлифах, то их предварительно нужно смазать.
2. Посуду подбирают такого размера, чтобы реагирующие вещества занимали не более половины объёма. Если реакционная смесь будет нагреваться, то применяют круглодонную колбу соответствующего размера.
3. Собрав отдельные части прибора, их закрепляют в лапках штатива.
4. Установку всегда собирают, начиная с её верха или основного блока. Например, при сборке установки для простой перегонки вначале укрепляют колбу Вюрца на штативе, затем присоединяют нисходящий холодильник, потом аллонж и подводят под него приёмник.
5. При соединении отдельных частей прибора необходимо выполнять условия герметичности.
6. Дефлегматоры, мешалки, капельные воронки, термометры, обратные холодильники крепить к штативу строго вертикально, а нисходящие (прямые) холодильники – наклонно, для того чтобы жидкость стекала в приёмник. Если установка работает под атмосферным давлением, она должна свободно сообщаться с атмосферой во избежание повышения давления в системе.
7. Приступая к работе, следует ещё раз внимательно осмотреть прибор и убедиться в правильности его сборки.

Лабораторная работа № 2

Тема: Свойства буферных растворов. Определение буферной емкости

Цели: приготовление и изучение свойств буферных растворов, научить определять рН растворов с помощью универсального индикатора, прибором Михаэлиса, рН-метром. Закрепить знания и умения по титриметрическому методу анализа в определении точки эквивалентности инструментальным методом.

Реактивы и оборудования: рН-метр, прибор Михаэлиса, индикаторные бумаги, бюретка, пипетки, стаканы, палетки, растворы CH_3COOH , CH_3COONa , NaOH . Раствор универсального индикатора со шкалой.

Опыт 1. Приготовление буферной смеси

а) Смешав растворы CH_3COOH и CH_3COONa в заданном преподавателем соотношении, рассчитать величину рН полученной буферной смеси по уравнению

$$a_{H^+} = K_D \frac{N_K V_K}{N_C V_C^{\alpha_C}}$$

Результаты вычисления сравнить с определением рН колориметрически (индикаторной бумагой) и на рН-метре ЛПУ-01.

б) Приготовить буферную смесь из раствора уксусной кислоты и навески сухой соли CH_3COONa . Величина рН и объем буферной смеси указываются преподавателем.

Навеску соли, необходимую для приготовления буферной смеси, рассчитать по формуле

$$m = \frac{ЭК_D N_K V_{буф.смеси}}{100\alpha_{H^+}}$$

где m - число граммов соли,

$Э$ - кг-экв соли,

K_D - константа диссоциации кислоты,

N_K - нормальность кислоты,

$V_{буф. смеси}$ - объем буферной смеси, мл,

α_{H^+} - активность ионов водорода, найденная из заданного значения рН.

Опыт 2. Изучение свойств буферных растворов

Приготовленную в опыте 1 «а» буферную смесь налить в 3 фарфоровые палетки (или чашки). В три другие палетки налить дистиллированную воду. Во все шесть палеток добавить по 1-2 капли универсального индикатора. Разделить палетки на пары (буферная смесь и вода) и в первую пару добавить по 2-3 капли 0,1 нн HCl , во вторую пару — 0,1 нн $NaOH$, в третью пару — воду. Сравнить цвет растворов во всех шести случаях и сделать соответствующий вывод.

Опыт 3. Определение буферной емкости

10 мл приготовленной в опыте 1 «б» ацетатной смеси наливают в стаканчик и из бюретки добавляют к ней титрованный раствор основания до тех пор, пока рН раствора изменится на единицу. После добавления каждой порции основания проводят определение рН с помощью рН-метра ЛПУ-01.

Расчет емкости буферной смеси проводят по уравнению:

$$B = \frac{V_K N_K}{V_{буф. смеси}} \quad \text{или} \quad B = \frac{V_{осн} N_{осн}}{V_{буф. смеси}}$$

Определение буферной емкости можно проводить и следующим методом: 10 мл приготовленной ацетатной буферной смеси наливают в стакан и титруют раствором гидроксида натрия (в присутствии двух капель универсального индикатора) до тех пор, пока цвет раствора станет одинаковым с цветом раствора-«свидетеля».

Раствор-«свидетель» готовят следующим образом: рассчитывают, в каком отношении следует смешать 0,1 нн растворы кислоты и соли, чтобы рН полученного раствора был на единицу больше, чем рН того буферного

раствора, емкость которого определяют. 10 мл этого раствора с двумя добавленными каплями универсального индикатора и будет «свидетелем».

Контрольные вопросы

- 1 Что такое буферные растворы? Назвать вещества, из которых можно приготовить буферные смеси.
- 2 Почему не изменяется рН буферных растворов при добавлении малого количества сильной кислоты или щелочи и при разбавлении водой?
- 3 В чем сущность ионного произведения воды? Понятие о рН.
- 4 Теория индикаторов. Что такое зона перехода индикатора и показатель титрования индикатора?
- 5 Колориметрическое определение рН растворов.
- 6 Как рассчитать рН буферных растворов?
- 7 Что такое буферная емкость?

Лабораторная работа № 3,4,5

Тема: Качественный анализ ионов

Цель: Познакомить с методами качественного анализа катионов и анионов. Привить умения и навыки выполнения аналитических реакций и составления схем анализа смеси катионов и анионов.

План

- 1 Выполнение реакций в пробирке.
- 2 Выполнение микрокристаллических реакций.
- 3 Выполнение капельных реакций.

Теоретические основы

Большинство реакций обнаружения ионов проводят в водных растворах, иногда в водно-органических средах или системах двух несмешивающихся растворителей. Для обнаружения ионов используют различные методы и приемы: микрокристаллоскопический анализ, капельный анализ, физические методы. При этом необходимо обратить внимание на условия проведения аналитических реакций: среда раствора, состава и концентрация раствора, температура. Несоблюдение условий может привести к неправильному результату.

Выполнение реакций в пробирке: 2-3 капли исследуемого раствора вносят в пробирку капиллярной пипеткой так, чтобы кончик пипетки не коснулся пробирки. Создав условия проведения реакции, прибавляют 2-3 капли раствора реагента. Наблюдают внешний эффект реакции.

Выполнение микрокристаллических реакций. Каплю исследуемого раствора помещают на чистое и сухое предметное стекло, рядом помещают каплю реагента и соединяют их стеклянной палочкой. Наблюдают под микроскопом форму кристаллов.

Выполнение капельных реакций: на фильтровальную бумагу помещают с помощью капилляра каплю раствора реагента так, чтобы образовалось круглое

пятно. В центр полученного пятна наносят каплю исследуемого раствора. Наблюдают появление характерной окраски. Для проведения систематического и дробного анализа катионов и анионов необходимо предварительно изучить и выполнить общие и индивидуальные (характерные) качественные реакции, которые приведены в таблицах 1-6

Кислотно-основная классификация катионов

Группы	Катион	Групповой реагент	Состав и свойства осадков
I	Na^+ , K^+ , NH_4^+	-	Осадок не образуется
II	Ag^+ , Pb^{2+} , Hg^{2+}	HCl	MeCl , MeCl_2 ; хлориды не растворимы в разбавленных кислотах
III	Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+}	H_2SO_4	MeSO_4 ; сульфаты не растворимы в кислотах и щелочах
IV	Al^{3+} , Cr^{3+} , Cr (VI), Zn^{2+} , As (III, V), Sn (II, VI)	NaOH	$\text{Me}(\text{OH})_n$; гидроксиды растворимы в избытке NaOH
V	Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} , Mg^{2+} , Bi^{3+} , Sb (III, V)	NaOH	$\text{Me}(\text{OH})_n$; гидроксиды не растворимы в избытке NaOH
VI	Cu^{2+} , Hg^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Cd^{2+}	NH_4OH	$\text{Me}(\text{OH})_2$; гидроксиды растворимы в избытке NH_4OH (аммиака)

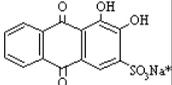
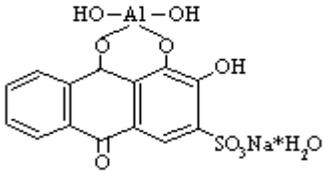
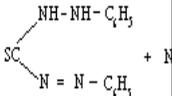
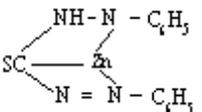
Качественные реакции катионов I группы (NH_4^+ , Na^+ , K^+)
(группового реагента нет)

Катион	Реагент	Химическая реакция	Условия выполнения	Внешние признаки наблюдения	Примечание
NH_4^+ NH_4Cl	NaOH или KOH	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{KCl}$ $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	В пробирке, t^0 1к + 1к	Запах NH_3 Покраснение фенолфт. бумаги	Специфическая реакция на NH_4^+
	$\text{K}_2[\text{HgI}]_4 + \text{KOH}$ реактив Несслера	$\text{NH}_4\text{Cl} + 2\text{K}_2[\text{HgI}]_4 + 4\text{KOH} \rightarrow$ $[\text{Hg}_2\text{ONH}_2]\text{I}\downarrow + \text{KCl} + 7\text{KI} + 3\text{H}_2\text{O}$	В пробирке 1к + 1к	Красно-бурый осадок	Чувствительная реакция
Na^+ - NaCl	$\text{Zn}(\text{UO}_2)(\text{CH}_3\text{COO})_4$ цинкуранилацетат	$\text{Na}^+ + 3\text{Zn}(\text{UO}_2)(\text{CH}_3\text{COO})_4 \rightarrow$ $\text{NaZn}(\text{UO}_2)_3(\text{CH}_3\text{COO})_4 + 2\text{Zn}^{2+} + 3\text{CH}_3\text{COO}^-$	На предметном стекле: 1к + 1к, подсохнет, смотреть кристаллы под микроскопом	Кристаллы правильной формы: октаэдры, тетраэдры	Специфическая реакция, чувствительная
Пламя	Летучие соли натрия окрашивают пламя в ярко-желтый цвет	Стек. палочка с плат. или нихром. пров. + 1 к или сухая соль NaCl , вносят в пламя спир. горелки	Пламя желтого цвета	Очень чувствительная реакция. Открываемый минимум 0,0001мкг	
K^+ - KCl	$\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ гексанитрокобальтат (III) натрия	$2\text{KCl} + \text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] \rightarrow$ $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]\downarrow + \text{NaCl}$	В пробирке 1к + 1-2 к	Желтый осадок	Осадок раст-ся в минер. кислотах: $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]\downarrow + \text{HCl} \rightarrow \text{CoCl}_3 + 6\text{HNO}_2 + \text{NaCl} + 2\text{KCl}$

Качественные реакции катионов III группы (Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+})(групповой реагент H_2SO_4)

Катион	Реагент	Химическая реакция	Условия выполнения	Внешние признаки наблюдения	Примечание
Ca^{2+} CaCl_2	H_2SO_4 2н	$\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$	На предм.стекле 1к + 1к	Образ. крист. гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Микрокристаллоскопическая реакция. осадок нераст. в кис. и щел.
	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	$\text{CaCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$	В проб. 1-2 к + 1 к	Белый осадок	Осадок растворим в HNO_3 , NH_4OH , CH_3COOH
	$(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$	$\text{CaCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$	В проб. 1-2 к + 1 к	Белый осадок	Осадок растворим в минер. кислотах
Ba^{2+} BaCl_2	H_2SO_4 2н	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$	В проб. 1-2 к + 1 к	Белый осадок	Осадок не растворим в минер. кислотах и щелоч.
	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	$\text{BaCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$	В проб. 1-2 к + 1 к	Белый осадок	Осадок легко растворим в мин.кислотах и CH_3COOH
	$(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$	$\text{BaCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{BaC}_2\text{O}_4\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$	В проб. 1-2 к + 1 к	Белый осадок	Осадок растворим в HNO_3 , NH_4OH , CH_3COOH
	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{BaCrO}_4\downarrow + 2\text{KCl} + 2\text{HCl}$	В проб. 1-2 к + 1 к	Желтый осадок	Осадок растворим в минеральных кислотах
	K_2CrO_4	$\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{BaCrO}_4\downarrow + 2\text{KCl}$	В проб. 1к + 1к.	Желтый осадок	Осадок растворим в минеральных кислотах
Sr^{2+} SrCl_2	H_2SO_4 2н	$\text{SrCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SrSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$	В пробирке 1 – 2к + 1к	Белый осадок	Осадок не раств. В мин.кисл. и щелочах
	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	$\text{SrCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{SrCO}_3\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$	В пробирке 1 – 2к + 1к	Белый осадок	
	$(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$	$\text{SrCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{SrC}_2\text{O}_4\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$	В пробирке 1 – 2к + 1к	Белый осадок	
	K_2CrO_4	$\text{SrCl}_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{SrCrO}_4\downarrow + 2\text{KCl}$	В пробирке 1 – 2к + 1к	Желтый осадок	Sr^{2+} SrCl_2

Качественные реакции катионов IV группы (Al^{3+} , Cr^{3+} , $Cr(VI)$, Zn^{2+})
(групповой реагент NaOH)

Катион	Реагент	Химические реакции	Условия выполнения	Внешние признаки наблюдения	Примечание
$\frac{Al^{3+}}{AlCl_3}$	NaOH 2н	$AlCl_3 + 3NaOH \rightarrow Al(OH)_3 + 3NaCl$	В пробирке 3к + 1к	Белый осадок.	Осадок раств. к кисл. и щелочам (амф.св-ва).
	NH_4OH	$AlCl_3 + 3NH_4OH \rightarrow Al(OH)_3 + 3NH_4Cl$	В пробирке 5к + 1к	Белый осадок.	Осадок раств. к кисл. и щелочам (амф.св-ва).
Ализарин S $C_{14}H_7O_7S$ NaH_2O		Комплексное соединение 	На фильтр. бумаге 1к+1к, пятно обрабатывается парами NH_3	Розовое кольцо на фиолетовом фоне	Чувствительная, специфическая реакция.
Дитизон (Д)		$Zn^{2+} + Д \rightarrow$  внутрикомплексное соединение	В пробирке 1-2 к + 1-2 к + 1-2 к к NaOH	Малиновое окрашивание	Чувствительная, специфическая реакция

Качественные реакции катионов V группы (Fe^{3+} , Fe^{2+} , Mn^{2+})(групповой реагент NaOH)

Катион	Реагент	Химические реакции	Условия выполнения	Внешние признаки наблюдения	Примечание
Fe^{3+} FeCl_3	NaOH	$\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$	В пробирке 1к+1к.	Осадок красно-бурого цвета.	Осадок не растворяется в избытке щелочи.
	NH_4OH	$\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4\text{Cl}$	В пробирке 1к+1к.	Осадок красно-бурого цвета.	Осадок не растворяется в избытке щелочи.
	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$4\text{FeCl}_3 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3\downarrow + 12\text{KCl}$	В пробирке 1к+1к	Осадок темно-синего цвета «берлинская лазурь»	Чувствительная специфическая реакция. Осадок растворим в кислотах.
	KCNS	$\text{FeCl}_3 + 3\text{KCNS} \rightarrow \text{Fe}(\text{CNS})_3 + 3\text{KCl}$	В пробирке 1к+1к	Раствор окрашивается в кроваво-крас. цв.	Чувствительная специфическая реакция.
Fe^{2+} FeSO_4	NaOH	$\text{FeSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$	В пробирке 1к+1к	Осадок имеет цвет от белого до грязно-зеленого и кр.-бурого цв.	Осадок растворяется в кислотах, но не растворяется в щелочах.
	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$\text{Fe}^{2+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ $4\text{Fe}^{3+} + 3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightarrow \text{Fe}_4[(\text{CN})_6]_3\downarrow$	В пробирке 1к+1к	Осадок синего цвета «турнбулевая синь»	Осадок не растворяется в кислотах.

Mn^{2+} $MnSO_4$ $Mn(NO_3)_2$	NaOH	$MnSO_4 + 2NaOH \rightarrow Mn(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$	В пробирке 1к+1к	Осад. бел.цвета, на возд.буреет	Осадок раст. в кислотах, но не растворяется в щелочах
	$NaBiO_3 + HNO_3$	$2Mn(NO_3)_2 + 5NaBiO_3 + 16HNO_3 \rightarrow 2HMnO_4 + 5NaNO_3 + 5Bi(NO_3)_3 + 7H_2O$	В проб. 1-2к + 3-4к (6н) HNO_3 + порошок $NaBiO_3$	Раств.окрашивается в малин цв.	Чувств.специф.реакция ОВР: $Mn^{2+} \rightarrow Mn(VII)$
	$NaOH + H_2O_2$	$Mn(NO_3)_2 + NaOH + H_2O_2 \rightarrow MnO(OH)_2\downarrow + H_2O$	В проб. 1-2к + 1-2к + 1-2к	Осадок темно-бурого цвета	Осадок не растворяется в разбав. H_2SO_4

Написать уравнение соответствующих реакций в молекулярной и полной ионной формах.

Таблица 6 - Действие некоторых реагентов на анионы

Анион	Реагент	Химическое уравнение реакции	Условия выполнения	Внешние признаки наблюдения	Примечание
SO_4^{2-} Na_2SO_4	$BaCl_2$ (нейтральный или слабо-щелочной раствор.)	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4$	В пробирке: 1 капля $BaCl_2$ + 1 капля сульфата	$BaSO_4$ (белый осадок)	Осадок не растворим в кислотах и щелочах.
CO_3^{2-} Na_2CO_3	$BaCl_2$ (нейтральный или слабо-щелочной раствор.)	$Ba^{2+} + CO_3^{2-} = BaCO_3$	В пробирке: 1 капля $BaCl_2$ + 1 капля карбоната	$BaCO_3$ (белый осадок)	Осадок растворяется в минеральных кислотах и в CH_3COOH , с выделением CO_2
Na_2SiO_3	HCl	$2H^+ + SiO_3^{2-} = H_2SiO_3\downarrow$	В пробирке: 1 капля Na_2SiO_3 + 2 капли HCl	H_2SiO_3 (студенистый)	Осадок не растворим в кислотах и щелочах.

				осадок)	
SiO_3^{2-}	BaCl_2 (нейтральный или слабо-щелочной раствор.)	$\text{Ba}^{2+} + \text{SiO}_3^{2-} = \text{BaSiO}_3$	В пробирке: 1 капля BaCl_2 + 1 капля силиката	BaSiO_3 (белый осадок)	Осадок растворим в минеральных кислотах
PO_4^{3-}	BaCl_2 (нейтральный или слабо-щелочной раст.)	$\text{Ba}^{2+} + \text{PO}_4^{3-} = \text{BaHPO}_4$	В пробирке: 1 капля BaCl_2 + 1 капля фосфата	BaHPO_4 (белый осадок)	Осадок растворим в минеральных кислотах
PO_4^{3-}	Молибденовая жидкость $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ в HNO_3 (t°)				Чувствительная реакция
Cl^-	AgNO_3 (в присутствии, разб. HNO_3)			AgCl (белый осадок)	Осадок растворим в NH_4OH
I^-	AgNO_3 (в присутствии, разбавленной HNO_3)			AgI (желтый осадок)	Осадок не растворим. в NH_4OH
NO_3^- Na NO_3	Fe SO_4 (кристал.)		На предметном стекле: 1 капля Na NO_3 + 1 капля H_2SO_4 + Fe SO_4 (кристал.) перемешать	Fe(NO)SO_4 бурое кольцо	
	Дифениламин (в концентрированной H_2SO_4)		На предметном стекле: 1 капля Na NO_3 + 1 капля H_2SO_4 + 1 капля дифениламина	Синее окрашивание	

Лабораторная работа № 6

Тема: Дробный и систематический анализ ионов

Целью этих задач - является составление оптимальной схемы анализа смеси нескольких катионов при условии отсутствия в данной смеси других катионов.

Составленная студентами схема должна включать:

- разделение смеси первоначально – на группы и доли на отдельные катионы;
- растворение образующих осадков;
- обнаружение каждого катиона и аниона.

План

- 1 Разделение катионов
- 2 Растворение осадков
- 3 Обнаружение катионов
- 4 Систематический ход анализа анионов**

Теоретические основы

1 Разделение катионов. Разделение смеси на группы удобнее проводить с помощью групповых реагентов. Однако студент может предложить любые химические реакции, проявив при этом знания различных типов реакций (осаждения, комплексообразования, окислительно-восстановительных реакций), а так же свойств химических соединений: поведения при нагревании, растворимости в воде, кислотах щелочах. Избыток выбранного осадителя не должен мешать последующему обнаружению катионов, оставшихся в исследуемом растворе. Аналогичные требования в исследуемом растворе. Аналогичные требования в исследуемом растворе. Аналогичные требования предъявляются к реагентам и реакциям, используемые для разделения катионов внутри группы.

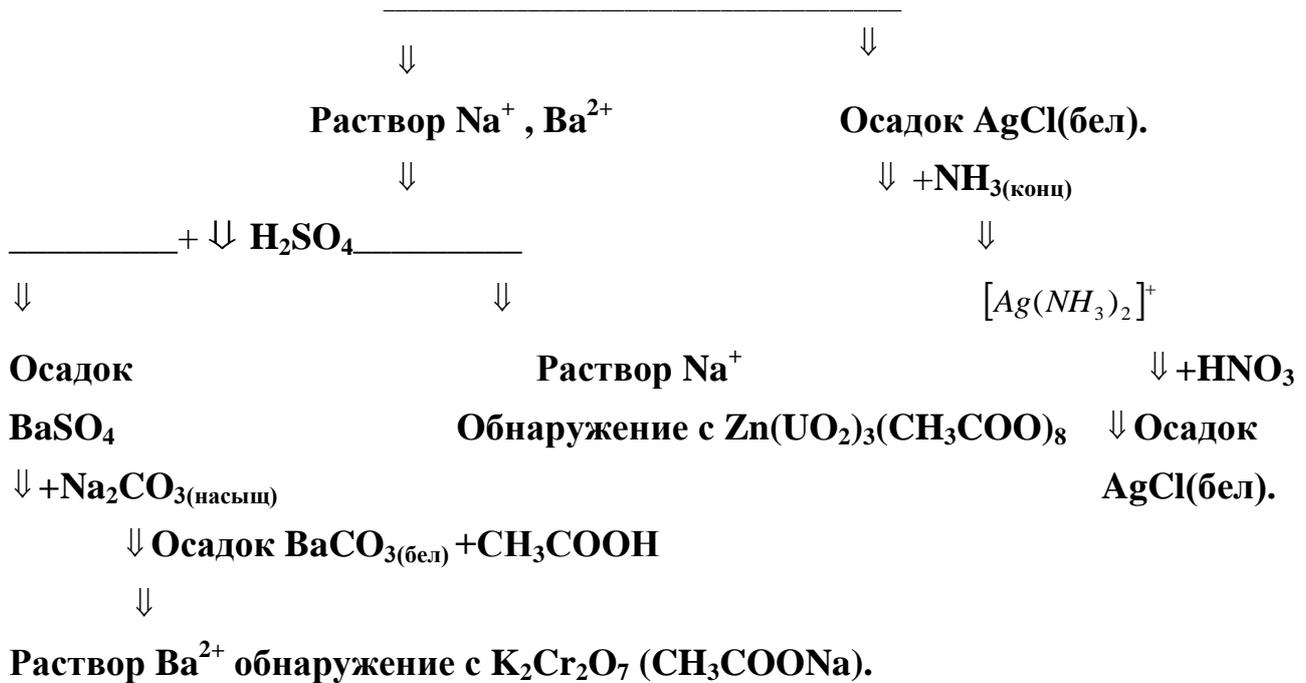
2 Растворение осадков. Если при проведении разделения катионов, какой – либо ион оказался в осадке, то прежде чем провести его обнаружение, необходимо его растворить в подходящем растворителе. Для правильного выбора растворителя необходимо учитывать, что если избыток не должен мешать последующему обнаружения данного катиона.

3 Обнаружение катионов. Для обнаружения катионов используются характерные реакции, т.е. реакции с четко выраженным и характерным для данного иона аналитическим эффектом.

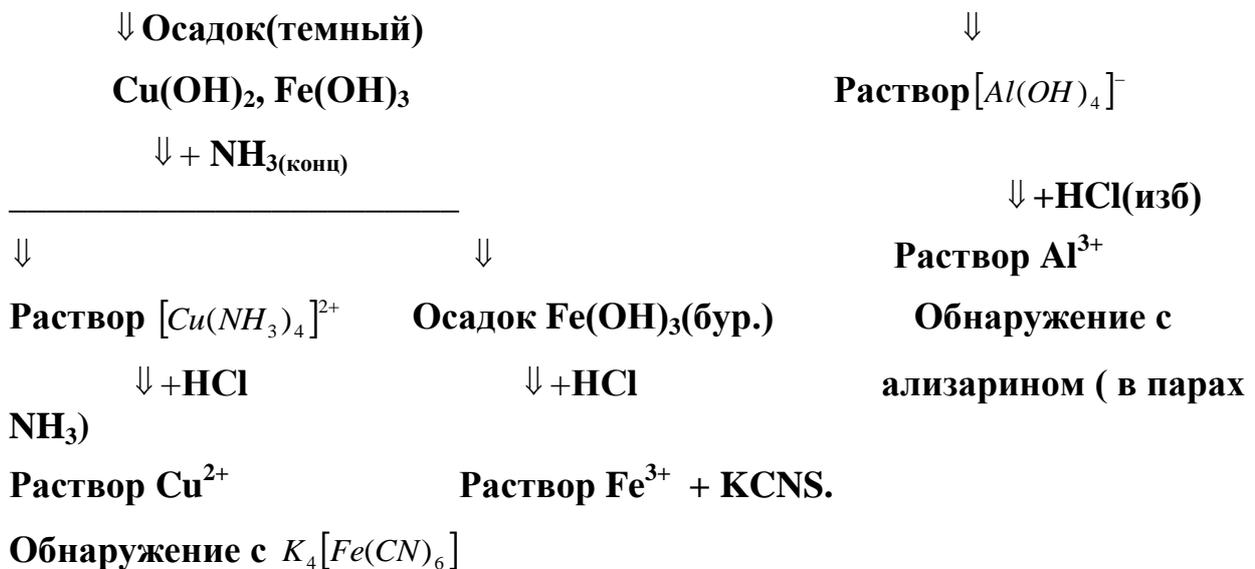
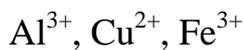
Если при разделения какой – либо катион перешел в раствор в виде комплексного иона, то перед его обнаружением комплекс следует разрушить.

Примеры задач по анализу смесей катионов

Пример1. Составить схему анализа смесей катионов: Na^+ , Ag^+ , Ba^{2+}



Пример 2. . Составить схему анализа смесей катионов: $\text{Al}^{3+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Fe}^{3+}$



Систематический ход анализа анионов

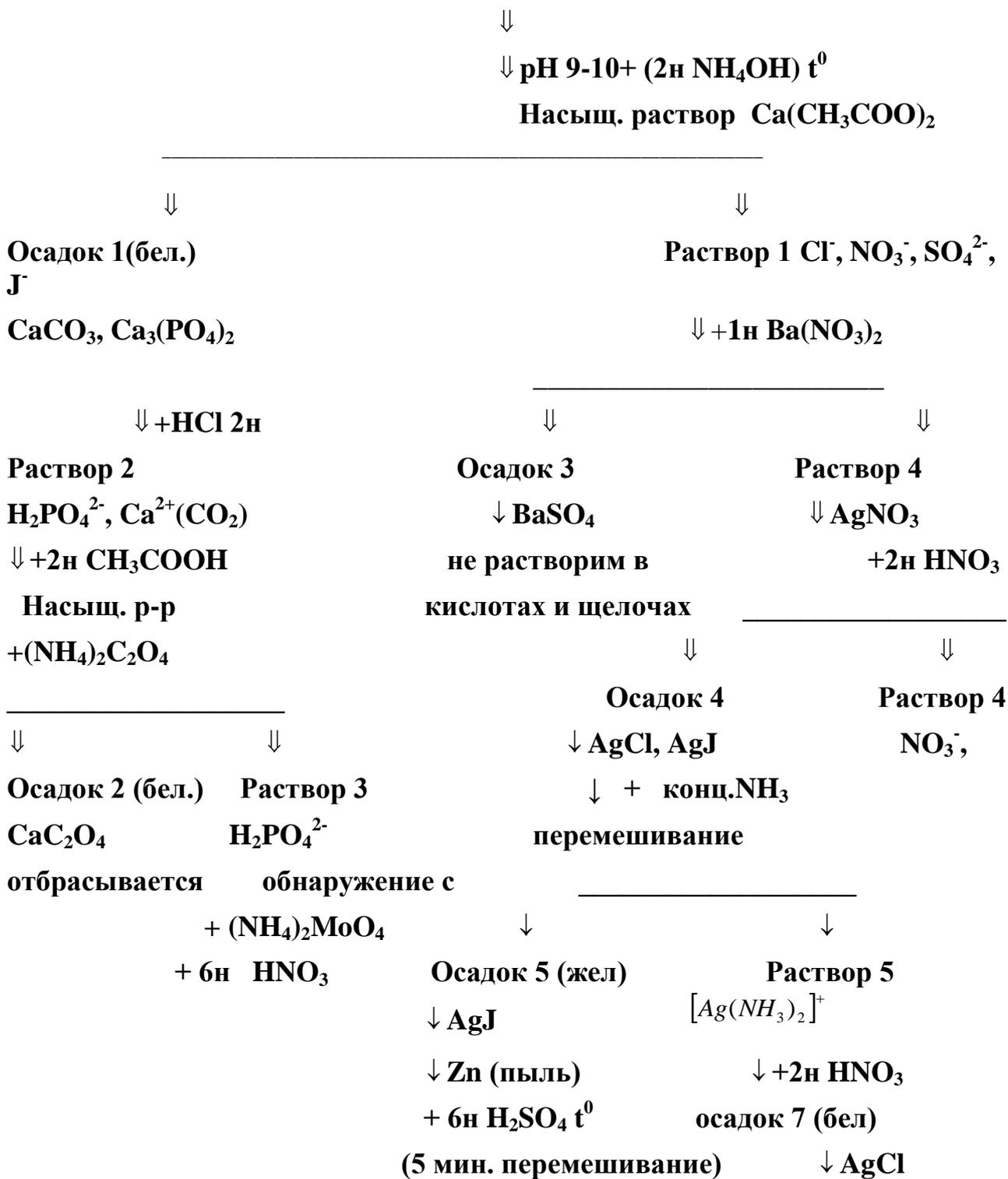
Анионы в большинстве случаев не мешают обнаружению друг друга. Поэтому их обнаружение ведут чаще всего дробным методом, т. е. в отдельных порциях анализируемого раствора. К систематическому ходу анализа прибегают лишь в наиболее сложных случаях, например при наличии в

растворе анионов-восстановителей или окислителей. При анализе смеси анионов групповые реагенты используют лишь для предварительного обнаружения той или иной группы.

Классификация анионов основана на различной растворимости солей бария и серебра соответствующих кислот (таблица 2).

Пример. Составить схему систематического хода анализа анионов: Cl^- , NO_3^- , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , J^- , PO_4^{3-} (содовая вытяжка)

Cl^- , NO_3^- , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , J^- , PO_4^{3-}





Контрольные вопросы

1. Составить схемы анализа ионов: ИДЗ №1
2. Написать уравнения качественных реакций обнаружения и отделения ионов.

Гравиметрический метод анализа

Гравиметрический метод широко используют при количественных определениях. С его помощью определяют содержание микроэлементов в удобрениях, почвах, кормах. Гравиметрическим методом определяют, кроме того, кристаллизационную воду в солях, гигроскопическую воду в почве, удобрениях, растительном материале. В гравиметрии используют следующие методы: а) метод осаждения, б) метод выделения, в) метод отгонки.

Лабораторная работа № 7

Тема: Определение содержания сухого вещества в растительном материале

По количеству сухого вещества в плодах и овощах судят об их ценности, так как содержание сухого вещества обычно коррелирует с количеством соединений, полезных в пищевом отношении.

Подготовка к анализу

Плоды или овощи быстро измельчают ножом из нержавеющей стали на деревянной или пластмассовой доске до частиц размером около 3 мм (сушеные плоды или овощи — до 1—2 мм).

Если анализируют семечковые плоды или корнеплоды, то их измельчают в ступке или на терке из нержавеющей стали, а ягоды — в фарфоровой или гомогенизаторе (полученную массу перед высушиванием перемешивают с двойным количеством чистого кварцевого песка).

Ход определения

Берут два чистых и предварительно высушенных стеклянных бюкса, взвешивают на аналитических весах с точностью до 1 мг и записывают их массу в лабораторный журнал (масса m_1)

Затем в каждый бюкс кладут приблизительно по 2—3 г измельченных плодов или овощей, закрывают крышкой и взвешивают на аналитических весах с точностью до 1 мг (масса m_2).

Открытые бюксы с сырой навеской ставят в сушильный шкаф высушивают первые 20—30 мин при 100—105°С (для прекращения ферментативных процессов), затем 1—2 ч при 80—90°С и снова при 105°С.

Вынимают бюксы из сушильного шкафа, дают им немного остыть закрывают крышками, помещают в эксикатор на 20—30 мин и после полного

охлаждения взвешивают на аналитических весах. Высушивание и взвешивание повторяют несколько раз до достижения постоянной массы с высушиваемым веществом в третьем знаке после запятой, т.е. пока два последних взвешивания будут отличаться не более чем на 2 мг. Записывают массу каждого бюкса с высушенным материалом (масса m_3).

Если имеется возможность, то высушивать растительный материал лучше в вакуум-сушильном шкафу при 70°C и 550—600 мм рт.ст.

Массовую долю (%) сухого вещества в растительном материале вычисляют по формуле

$$\omega \text{ (сухого вещества), \%} = \frac{m_3 - m_1}{m_2 - m_1} \cdot 100$$

Вычисление выполняют для каждого бюкса отдельно, а затем находят среднее арифметическое из двух определений. Расхождение между этими параллельными определениями не должно превышать 0,5%. Точность определения методом высушивания $\pm 1\%$.

Массовую долю воды в растительном материале вычисляют как разность между 100% и содержанием сухого вещества.

Контрольные вопросы и задачи

1 Каким требованиям должны удовлетворять осадки в гравиметрическом анализе?

2 Перечислите условия осаждения кристаллических и аморфных вещества.

3 Что такое форма осаждения и гравиметрическая форма?

4 Чем следует осаждавать ионы Ca^{2+} - раствором $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ или $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. Почему ион Ba^{2+} осаждают серной кислотой, а не раствором Na_2SO_4 ?

5 Что такое соосаждение? Каковы его причины?

6 Какими свойствами осадков руководствуются при выборе промывной жидкости?

7 Что значит: прокалывать тигель до постоянной массы?

8 Какую навеску сульфата железа $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ следует взять для определения в нем железа в виде Fe_2O_3 (считая норму осадка равной $\sim 0,2$ г)?

Ответ: 0,7 г.

9 Какой объем 1 н. раствора BaCl_2 потребуется для осаждения иона SO_4^{2-} если растворено 2 г медного купороса с массовой долей примесей 5%? Учтите избыток осадите ля.

Ответ. 23 мл.

10 Какой объем 0,1 н. HCl потребуется для осаждения серебра из навески AgNO_3 массой 0,6 г?

Ответ: ~ 53 мл (с полуторным избытком).

11 Какой объем 0,5 н. раствора $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ потребуется для осаждения иона Ca^{2+} из раствора, полученного при растворении CaCO_3 массой 0,7 г?

Ответ: ~ 42 мл (с полуторным избытком).

12 Вычислите массовую долю (%) гигроскопической воды в хлориде натрия по следующим данным: масса бюкса 0,1282 г; масса бюкса с навеской 6,7698 г; масса бюкса с навеской после высушивания 6,7506 г.

Ответ: 3,01%.

13 Из навески соединения бария получен осадок BaSO_4 массой 0,5864 г. Какой массе: а) Ba ; б) BaO ; в) $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ соответствует масса полученного осадка?

Ответ: а) 0,3451 г; б) 0,3853 г; в) 0,6137 г.

14 Что такое фактор пересчета? Вычислите факторы пересчета в следующих примерах:

Вещество..... Ca , Cl , S , Cr , Fe_2O_3 , MgSO_4 , K

Гравиметри-

ческая форма .. CaO , AgCl , BaSO_4 , Cr_2O_3 , FePO_4 , $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

Титриметрический метод анализа

Этот метод основан на точном измерении объема раствора реактива, затраченного на реакцию с определяемым компонентом. По типу используемых химических реакций методы титриметрического анализа разделяют на три группы: 1) методы, основанные на реакциях соединения ионов; 2) методы, основанные на реакциях окисления-восстановления; 3) методы, основанные на реакциях комплексообразования. К первой группе относят методы кислотно-основного и осадительного титрования, ко второй – различные методы окислительно-восстановительного титрования и к третьей – методы комплексонометрического титрования.

Лабораторная работа № 8

Тема: Определение содержания кристаллизационной воды в кристаллогидратах

Цели: Научиться работать с аналитическими весами и изучить правила обращения с аналитическими весами. Закрепить умения и навыки работы с теххимическими весами, сушильным шкафом, посудой (бюксы, тигли). Знать теоретические расчеты в гравиметрическом анализе. Вычисление массовой доли определяемого вещества, фактор пересчета.

Лабораторное оборудование и реактивы: теххимические и аналитические весы, разновесы, щипцы, бюксы, тигли, сушильный шкаф, термометр, эксикатор. Кристаллогидраты: $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, растительные материалы, удобрения, зерно.

Содержание кристаллизационной воды определяют высушиванием кристаллогидрата до постоянной массы. Температура, при которой происходит удаление кристаллизационной воды, зависит от прочности связи ее с основным веществом. Так, щавелевую кислоту $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ сушат при температуре -112°C ; хлорид бария $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — при $120-125^\circ\text{C}$; медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — при $140-150^\circ\text{C}$; алюмокалиевые квасцы $\text{KA1}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ -около 230°C ; соду $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ -около 270°C , а глауберову соль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — даже при температуре выше 300°C .

Вещество, предназначенное для определения кристаллизационной воды, должно быть воздушно-сухим. Иначе вместе с кристаллизационной будет определена и гигроскопическая, т.е. адсорбционная, вода. Иногда

гигроскопическая и кристаллизационная вода удаляются из вещества при одной и той же температуре; тогда для их отдельного определения применяют специальные методы.

Рассмотрим методику определения кристаллизационной воды на примере хлорида бария $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Ход определения

Взятие навески. Возьмите чистый бюкс, занумеруйте его (простым карандашом на шлифованной части) и поместите в сушильный шкаф с температурой $120\text{--}125^\circ\text{C}$. При этом не закрывайте бюкс крышкой, а положите ее сверху на ребро; если бюкс закрыть, то внутри него останется влага. Через $45\text{--}60$ мин поместите бюкс (не закрывая его) с помощью тигельных щипцов в эксикатор и отнесите в весовую комнату. Спустя $15\text{--}20$ мин, когда бюкс остынет до температуры аналитических весов, взвесьте его и запишите результат в лабораторный журнал.

Повторите высушивание бюкса еще $1\text{--}2$ раза по 30 мин, чтобы довести его до постоянной массы. Высушивание закончите, когда результаты двух последних взвешиваний будут отличаться между собой и более чем на $0,0002$ г.

В подготовленный таким образом бюкс поместите $1\text{--}3$ г свежеперекристаллизованного воздушно-сухого хлорида бария $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, быстро закройте его крышкой и прежде всего взвесьте на аналитических весах.

Высушивание

Откройте бюкс с навеской кристаллогидрата и положите его крышку на ребро, поместите бюкс в сушильный шкаф.

Первое высушивание соли выполняйте $1,5\text{--}2$ ч, строго следя, чтобы температура все время держалась в пределах $120\text{--}125^\circ\text{C}$. При более высокой температуре возможно частичное разложение и улетучивание соли, а при более низкой не вся кристаллизационная вода будет удалена.

Затем перенесите бюкс и крышку в эксикатор, оставьте на $15\text{--}20$ мин около весов, закройте бюкс и взвесьте.

Повторите высушивание еще $1\text{--}2$ раза (по 30 мин), т.е. довел бюкс с его содержимым до постоянной массы. Если и потребуется прервать работу до следующего занятия, то оставьте бюкс открытым в эксикаторе, высушивание будет продолжаться вследствие поглощения паров воды из воздуха водо-отнимающим средством.

Вычисления

Рассмотрим на конкретном примере порядок записей в журнале и ход вычислений.

Форма записи

Взвешивания до высушивания кристаллогидрата (г)

Масса бюкса после 1-го взвешивания.....	-20,5230
> > > 2-го >.....	20,5228
Постоянная масса бюкса.....	0,5228
Масса бюкса с $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	23,1150

Масса хлорида бария..... 2,5922

Взвешивания при высушивании кристаллогидрата (г)

Масса бюкса с солью после 1-го высушивания..... 22,7280

» > » > 2-го >" 22,7276

> > > > 3-го »..... 22,7274

Постоянная масса бюкса с BaCl_2 22,7274

По этим данным вычисляют массу кристаллизационной воды в навеске:
 $23,1150 - 22,7274 = 0,3876$ г H_2O . Содержание ее выражают в массовых долях (%):
 $w(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O})/m(\text{образца})$, и $w(\text{H}_2\text{O}) = 0,3876 \text{ г} / 2,5922 \text{ г} = 0,1494$ (14,943%).

Вычислите абсолютную и относительную ошибки определения

Описанная методика пригодна и для определения кристаллизационной воды в других кристаллогидратах, но высушивание должно производиться при иных температурах. Аналогично определяют влажность минеральных удобрений и почвы.

Контрольные вопросы и задачи

1 Каким требованиям должны удовлетворять осадки в гравиметрическом анализе?

2 Перечислите условия осаждения кристаллических и аморфных вещества.

3 Что такое форма осаждения и гравиметрическая форма?

4 Чем следует осаждать ионы Ca^{2+} - раствором $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ или $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. Почему ион Ba^{2+} осаждают серной кислотой, а не раствором Na_2SO_4 ?

5 Что такое соосаждение? Каковы его причины?

6 Какими свойствами осадков руководствуются при выборе промывной жидкости?

7 Что значит: прокалить тигель до постоянной массы?

8 Какую навеску сульфата железа $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ следует взять для определения в нем железа в виде Fe_2O_3 (считая норму осадка равной $\sim 0,2$ г)?

Ответ: 0,7 г.

9 Какой объем 1 н. раствора BaCl_2 потребуется для осаждения иона SO_4^{2-} если растворено 2 г медного купороса с массовой долей примесей 5%? Учтите избыток осадите ля.

Ответ. 23 мл.

10 Какой объем 0,1 н. HCl потребуется для осаждения серебра из навески AgNO_3 массой 0,6 г?

Ответ: ~ 53 мл (с полуторным избытком).

11 Какой объем 0,5 н. раствора $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ потребуется для осаждения иона Ca^{2+} из раствора, полученного при растворении CaCO_3 массой 0,7 г?

Ответ: ~ 42 мл (с полуторным избытком).

12 Вычислите массовую долю (%) гигроскопической воды в хлориде натрия по следующим данным: масса бюкса 0,1282 г; масса бюкса с навеской 6,7698 г; масса бюкса с навеской после высушивания 6,7506 г.

Ответ: 3,01%.

13 Из навески соединения бария получен осадок BaSO_4 массой 0,5864 г. Какой

массе: а) Ва; б) ВаО; в) ВаСl₂·2Н₂О соответствует масса полученного осадка?
Ответ: а) 0,3451 г; б) 0,3853 г; в) 0,6137 г.

14 Что такое фактор пересчета? Вычислите факторы пересчета в следующих примерах:

Вещество..... Ca, Cl, S, Cr, Fe₂O₃, MgSO₄, K
Гравиметри-
ческая форма .. CaO, AgCl, BaSO₄, Cr₂O₃, FePO₄, Mg₂P₂O₇, K₂Na[Co(NO₂)₆].

Лабораторная работа № 9

Тема: Определения карбонатной жесткости воды

Цели: Закрепить умения и навыки по приготовлению растворов заданной концентрации, вычислять массы растворенного вещества по известной концентрации и титру. Научиться работать измерительной посудой (бюреткой, пипеткой, мерной колбой). Научиться определять эквивалентную точку титрования визуальным методом с применением кислотно-основного индикатора. Развить умения анализировать титриметрическим методом и проводить расчеты жесткости воды.

План

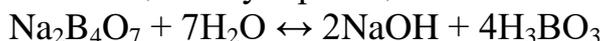
- 1 Приготовление стандартного раствора тетрабората натрия
- 2 Приготовление 250 мл приблизительно 0,1 н. раствора хлороводородной кислоты.
- 3 Стандартизация раствора хлороводородной кислоты по тетраборату натрия.
- 4 Определение карбонатной жесткости воды

Лабораторное оборудование и реактивы: бюретки, пипетки (10мл, 5 мл, 20мл), мерные колбы (100мл, 250 мл), метилоранж, фенолфталеин, конические колбы (100 мл, 150 мл), дистиллированная вода, кристаллогидраты: Na₂B₄O₇·10H₂O, H₂C₂O₄·2H₂O, KMnO₄, H₂SO₄ 2Н, HCl 0,1Н, NaOH 0,1 Н.

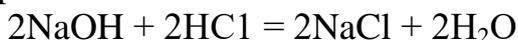
Эта лабораторная работа складывается из нескольких операций. Сначала из навески готовят стандартный раствор тетрабората (или карбоната) натрия. Затем получают приблизительно 01н. раствор хлороводородной кислоты. Наконец, стандартизируют кислоту по тетраборату (или карбонату) натрия.

Приготовление стандартного раствора тетрабората натрия

Исходным веществом, наиболее удобным для установки титра хлороводородной кислоты, считают тетраборат Na₂B₄O₇·10H₂O. Водный раствор его вследствие протолиза имеет щелочную реакцию:



поэтому его можно титровать кислотами:



В ходе титрования равновесие протолиза тетрабората натрия смещается вправо и все новые количества щелочи поступают в раствор до тех пор, пока соль полностью не прореагирует.

Из суммарного уравнения



видно что в результате реакции накапливается слабая ортоборная кислота. Следовательно, рН раствора в точке эквивалентности будет несколько меньше 7 и для титрования следует взять метиловый оранжевый (или метиловый красный).

Поскольку один моль тетрабората натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ в этой реакции взаимодействует с двумя молями ионов водорода, молярная масса эквивалента его равна $381,4:2 = 190,7$ г/моль. Для приготовления 100 мл 0,1 н. раствора требуется $190,7 \cdot 0,1 \cdot 0,1 = 1,907$ г тетрабората натрия. Но отвесить точно вычисленную массу трудно. Поэтому в маленькой пробирке или на часовом стекле возьмите навеску свежеперекристаллизованного (не выветрившегося) тетрабората около 2 г, с точностью до 0,0002 г, перенесите при помощи воронки в мерную колбу вместимостью 100 мл и, обмывая воронку, прилейте немного горячей воды, так как в холодной он растворяется плохо. Добившись полного растворения, охладите колбу водой под краном и доведите объем раствора дистиллированной водой до метки. Не забудьте при этом убрать воронку, и прибавление воды заканчивайте с помощью пипетки осторожно, по каплям, держа глаз на уровне метки. Если все-таки воды будет прилито больше, чем следует, то отливать ее нельзя, нужно повторить весь процесс приготовления раствора. Приготовив раствор, тщательно перемешайте его, закрыв колбу пробкой.

Титр раствора вычислите, как обычно, делением навески на объем раствора.
 $T = m/100 =$ (г/мл).

Молярную концентрацию эквивалента раствора найдите, как обычно:

$$c = T \cdot 1000/190,7$$

Величины титра или молярной концентрации эквивалента раствора всегда должны иметь четыре значащих цифры.

Приготовление 250 мл приблизительно 0,1 н. раствора хлороводородной кислоты.

Молярная масса эквивалента HCl равна 36,46 г/моль. Поэтому в 250 мл 0,1 н. раствора ее должно содержаться $36,46 \cdot 0,1 \cdot 2,5 = 0,912$ г.

Для дальнейших вычислений необходимо определить плотность концентрированной кислоты. Измерьте ее, опустив ареометр в цилиндр с кислотой. Допустим, плотность оказалась равна $1,179$ г/см³. Из приложения VII видно, что кислота такой плотности массовую долю HCl 36%. Зная это, вычислите, в какой массе концентрированной кислоты содержится нужная масса HCl:

$$\begin{array}{l} 36 \text{ г HCl содержится в } 100 \text{ г кислоты} \\ 0,912 \text{ г HCl} \quad \gg \quad \gg \quad \text{х} \quad \gg \quad \gg \\ \text{х} = 0,912 \cdot 100 / 36 = 2,53 \text{ г.} \end{array}$$

Но взвешивать кислоту неудобно. Поэтому пересчитайте массу объем:

$$V = m/\rho = 2,53/1,179 \approx 2,1 \text{ мл.}$$

Отмерьте этот объем концентрированной кислоты маленькой мензуркой

(градуированной пробиркой) и разбавьте дистиллированной водой до 250 мл. Полученный раствор тщательно перемешайте.

Стандартизация раствора хлороводородной кислоты по тетраборату натрия.

Титрование ведите с метилоранжем индикатором, приливая кислоту из бюретки к раствору тетрабората натрия.

Тщательно вымытую бюретку дважды ополосните небольшими порциями кислоты для удаления остатков воды. Пользуясь воронкой, наполните бюретку кислотой так, чтобы мениск ее был несколько выше нулевого деления. Заполните раствором оттянутую трубку, вытеснив из нее пузырьки воздуха. Затем уберите воронку, так как с нее может капать раствор, и, выпуская лишнюю кислоту, установите нижний край мениска на нулевом делении. В таком состоянии бюретка готова к работе.

Чистую пипетку вместимостью 10 мл ополосните раствором тетрабората натрия и отмерьте 10,00 мл его в коническую колбу для титрования. Не выдувайте из пипетки последнюю каплю жидкости, а только прикоснитесь концом ее к стенке колбы. Прилейте к отмеренному раствору тетрабората натрия одну каплю метилового оранжевого.

Для удобства титрования в другой конической колбе приготовьте "свидетель". Отмерьте в нее 20 мл дистиллированной воды, прибавьте 1 каплю метилового оранжевого и 1—2 капли кислоты. При этом раствор должен приобрести очень слабое, но заметное розовое окрашивание.

На основание штатива положите лист белой бумаги, подставьте колбу с исходным раствором тетрабората натрия под бюретку и приступайте к титрованию, соблюдая все правила. Первое титрование считайте ориентировочным. Но затем добейтесь того, чтобы желтая окраска метилового оранжевого переходила в бледно-розовую от одной избыточной капли кислоты.

Титрование повторяйте до получения сходящихся результатов, пока отсчет будут отличаться друг от друга не более чем на 0,1мл. Все результаты титрования записывайте в журнал. Из 2—3 отчетов среднее арифметическое и вычислите молярную концентрацию эквивалента раствора кислоты.

Определение карбонатной жесткости воды

С помощью стандартизированного раствора хлороводородной кислоты определяют не только содержание щелочей, но и некоторых солей. Большое практическое значение имеет определение карбонатной жесткости воды, В условиях сельского хозяйства жесткость природных вод изучают, чтобы выяснить их пригодность для растениеводства, животноводства, а также для технических целей (охлаждения двигателей тракторов, автомашин и т.д.). Известно, что жесткость обусловлена присутствием в воде растворимых солей кальция и магния.

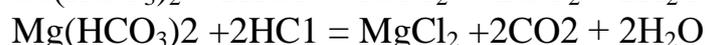
Карбонатная жесткость зависит от содержания в воде гидрокарбоната кальция магния. Она почти полностью устраняется кипячением, при котором гидрокарбонаты разлагаются:



Поэтому карбонатную жесткость называют также устранимой или *временной*.

Некарбонатная жесткость вызывается присутствием в воде сульфатов, а также хлоридов кальция и магния. Кипячением она не устраняется и поэтому называется *постоянной*. Сумма карбонатной и некарбонатной жесткости дает общую жесткость воды.

Карбонатную жесткость определяют титрованием определенного объема воды раствором HCl с метиловым оранжевым. Химизм процесса выражается уравнениями:



Ход определения

В коническую колбу отмерьте пипеткой 100,0 мл анализируемой воды. Прибавьте 2-3 капли метилового оранжевого и титруйте раствором HCl до перехода желтой окраски индикатора в бледно-розовую. Повторите титрование 2-3 раза и из сходящихся отсчетов возьмите среднее. Удобно выполнять титрование со "свидетелем".

Чтобы вычислить карбонатную жесткость в тысячных долях эквивалентной массы (по ГОСТу) на 1 л воды, находят нормальную концентрацию раствора солей и умножают ее на 1000:

Допустим, что на титрование 100 мл воды пошло в среднем 12,25 мл 0,1016 н. раствора кислоты, тогда

$$Ж = (12,25 \cdot 0,1016/100)1000 = 12,45 \text{ моль-экв/л}$$

Контрольные вопросы

- 1 В чем отличия титриметрического анализа от гравиметрического?
- 2 Что такое точка эквивалентности, как ее определяют?
- 3 Перечислите методы титриметрического анализа.
- 4 Чему равны молярные массы эквивалентов H_2SO_4 , H_2SO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и $\text{Ba}(\text{OH})_2$ в реакциях полной нейтрализации и в реакциях неполной нейтрализации?
- 5 Какие растворы называют титрованными?
- 6 Что такое стандартные и стандартизованные растворы? Приведите примеры. Каковы требования, предъявляемые исходным стандартным веществам, для установки молярной концентрации эквивалента?
- 7 По какой формуле рассчитывают титр и концентрацию стандартного раствора?

Лабораторная работа № 10

Тема: Определение кислотности молока

Цель: Закрепить навыки и умения титриметрического метода анализа, приготовление стандартного растворов и определения их титра. Подготовка растворов к процессу титрования и подбор соответствующего индикатора

при кислотно-основном титровании. Определение алкалиметрическим методом кислотности молока.

План

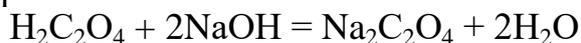
- 1 Приготовление 100 мл стандартного раствора щавелевой кислоты.
- 2 Приготовление 250 мл приблизительно 0,1н раствора гидроксида натрия.
- 3 Стандартизация раствора гидроксида натрия по щавелевой кислоте.
- 4 Определение кислотности молока

Лабораторное оборудование и реактивы: бюретки, мерные колбы 250 мл, 100мл, мерные цилиндры, пипетки 10 мл, конические колбы для титрования, дистиллированная вода, раствор гидроксида натрия 0,1 н., щавелевая кислота($H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$), фенолфталеин, молоко.

Ход работы

Готовят стандартный раствор щавелевой кислоты, затем приблизительно 0,1н раствор щелочи (гидроксида натрия) и наконец, стандартизируют раствор щелочи по щавелевой кислоте.

Приготовление 100 мл стандартного раствора щавелевой кислоты. Взаимодействие щавелевой кислоты с гидроксидом натрия происходит по уравнению:



Молярная масса эквивалента $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ равна $126 : 2 = 63$ г/моль. Для приготовления 100 мл раствора щавелевой кислоты с концентрацией 0,1 н, необходимо навеска $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$, которую определяют по формуле

$m = C_n \cdot M_{\text{Э}} \cdot V(\text{л}) = 0,1 \cdot 63 \cdot 0,1 = 0,63\text{г}$. Получите у преподавателя маленькую пробирку со свежеперекристаллизованной щавелевой кислоты и взвесьте на аналитических весах. Перенесите навеску в мерную колбу вместимостью 100мл, растворите в дистиллированной воде и осторожно доведите объем раствора в колбе до метки. Вычислите титр и нормальную концентрацию стандартного раствора щавелевой кислоты по формулам:

$$T = m/V; C_n = \frac{T}{M_{\text{Э}}} \cdot 1000$$

Приготовление 250 мл приблизительно 0,1н раствора гидроксида натрия. Заранее приготовленный концентрированный раствор гидроксида натрия, например, плотность которого была измерена и равна 1,39 г/мл. Пользуясь приложением VII (учебника), легко установить, что массовая доля гидроксида натрия равна 36%. Молярная масса эквивалента NaOH (гидроксида натрия) 40 г/моль. Следовательно, для приготовления 250 мл приблизительно 0,1 н раствора требуется $40 \cdot 0,1 \cdot 0,25 = 1\text{гNaOH}$

Зная, что в исходном растворе массовая доля NaOH 36%, можно рассчитать массу и объем раствора необходимого для приготовления

$$x = 100/36 = 2,78 \text{ г.} \quad V = m/p = 2,78/1,39 = 2,0\text{мл}$$

Отмерьте нужный объем концентрированного раствора с помощью градуированной пробиркой, разбавьте дистиллированной водой до 250 мл и тщательно перемешайте. Храните в бутылки, хорошо закрытой пробкой. Иначе он будет поглощать оксид углерода (IV) из воздуха.

Стандартизация раствора гидроксида натрия по щавелевой кислоте. Тщательно вымытую бюретку ополосните раствором гидроксида натрия и заполните им её "носик", установите мениск жидкости на нулевом делении.

Ополосните пипетку стандартным раствором щавелевой кислоты и перенесите 10 мл его в коническую колбу, прибавьте каплю фенолфталеина и титруйте раствором щелочи до появления бледно- малиновой окраски, не исчезающей при взбалтывании в течении одной минуты. Титрование провести 2-3 раза, возьмите среднее значение и вычислите нормальную концентрацию раствора NaOH.

Например, на титрование 10 мл 0,1024н раствора щавелевой кислоты пошло в среднем 10,85 мл щелочи

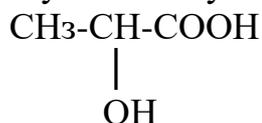
$$C_{H NaOH} = V_{щав к-ты} \cdot C_{щав к} / V NaOH$$

$$C_{H NaOH} = \frac{10 \cdot 0,1024}{10,85} = 0,09438 \text{ н}$$

Определение кислотности молока

Кислотность молока зависит от присутствия в молоке аминокислот, содержащихся в белках, а также углеводов.

Под действием микроорганизмов, содержащихся в молоке, эти углеводы превращаются в молочную кислоту



Чем больше скисает молока, тем выше его кислотность.

Кислотность молока определяется Тернер градусом. Если на нейтрализацию 100мл молока израсходовано 1 мл 0,1 н раствора NaOH, то молоко считается хорошего качества.

Ход определения

В колбу налейте 10 мл молока и разбавьте 50 мл дистиллированной водой и добавьте 4-5 капли фенолфталеина, перемешайте и титруйте раствором гидроксидом натрия. Процесс титрования повторите 2-3 раза. При концентрации гидроксида натрия 0,1 н, кислотность молока рассчитывают по формуле:

$$C_K = V NaOH \cdot 10$$

Если концентрация гидроксида натрия 0,1 н не соответствует, то концентрацию NaOH определяют по формуле:

$$V_{NaOH} = C_{H NaOH} \cdot V_{NaOH} / 0,1$$

Контрольные вопросы и задачи

- 1 В чем сущность метода нейтрализации?
- 2 Какие растворы называют титрованными?
- 3 Какие индикаторы можно применить при титровании следующих кислот и оснований:
 - а) LiOH + HCl
 - б) HCOOH + NaOH
 - в) H₂C₂O₄ + KOH
 - г) CH₃COOH + NH₄OH
- 4 Какой раствор является титрантом: а) при ацидиметрии, б) при алкалиметрии?

5 Что такое стандартные и стандартизованные растворы? Приведите примеры. Каковы требования, предъявляемые исходным стандартным веществам, для установки молярной концентрации эквивалента?

6 По какой формуле рассчитывают титр и концентрацию стандартного раствора?

7 Почему, устанавливая титр раствора, пользуются той же мерной посудой, что и при выполнении самого титрования?

8 Почему при определении кислотности молока используют рабочий раствор гидроксид натрия, а при определения карбонатной жесткости воды – раствор соляной кислоты?

9 Чему равен титр 0,25 н раствора гидроксида калия?

10 На титрования 20,00 мл HCl затрачено 15,00 мл 0,12 н раствора NaOH. Вычислите молярную концентрацию эквивалента, титр и массу HCl в 250 мл раствора.

Лабораторная работа № 11

Тема: Определение железа (II) в растворе соли Мора

Цель: Закрепить навыки и умения титриметрического метода анализа, приготовление стандартного растворов и определения их титра. Подготовка растворов к процессу титрования и подбор соответствующего индикатора.

План

1 Приготовление стандартного раствора щавелевой кислоты.

2 Приготовление 500 мл приблизительно 0,05 н. раствора перманганата калия

3 Стандартизация раствора перманганата калия по щавелевой кислоте

4 Определение железа (II) в растворе соли Мора

Титрованный раствор перманганата калия нельзя приготовить растворением точной навески: продажный перманганат калия содержит ряд примесей. Кроме того, концентрация перманганата калия, введенного в раствор, заметно понижается, так как он расходуется взаимодействием с аммиаком, органическими веществами и другими восстановителями, присутствующими в воде. Поэтому молярную концентрацию раствора перманганата калия устанавливают обычно через 5—7 дней после его приготовления. Исходными веществами для стандартизации его служат свежеперекристаллизованная щавелевая кислота $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ или ее соли $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ и $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Приготовление стандартного раствора щавелевой кислоты

Перманганат калия взаимодействует с щавелевой кислотой в сернокислой среде по уравнению:



Аналогично взаимодействует он и с оксалатами:



В этих реакциях окисляются анионы $C_2O_4^{2-}$. Каждый из них, теряя два электрона, превращается в две электронейтральные молекулы CO_2 , Mn^{7+} , наоборот, приобретая 5 электронов, восстанавливается до Mn^{2+} .

Очевидно, молярная масса эквивалента щавелевой кислоты $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$, которой мы воспользуемся как стандартным веществом, равна $1/2$ молярной массы, т.е. $126,07:2 = 63,04$ г/моль.

Для приготовления 100 мл 0,05 н. раствора нужно взять: $63,04 \cdot 0,05 \cdot 0,1 = 0,3152$ г щавелевой кислоты. Возьмите навеску $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ на аналитических весах, растворите ее в мерной колбе вместимостью 100 мл, доведите объем раствора водой до метки и тщательно перемешайте. Вычислите титр и нормальную концентрацию исходного раствора щавелевой кислоты. Допустим, что навеска щавелевой кислоты составила 0,2988 г, тогда

$T = 0,2988/100 = 0,002988$ г/мл, а молярная концентрация эквивалента равна $c = 0,002988 \cdot 1000/63,04 = 0,04741$ н.

Приготовление 500 мл приблизительно 0,05 н. раствора перманганата калия

Нормальную концентрацию раствора перманганата устанавливают по реакции, протекающей в кислой среде. В этом случае молярная масса эквивалента $KMnO_4$ равна $158,03:5 = 31,61$ г/моль. Теоретически для приготовления 0,5 л 0,05 н. раствора следовало взять: $m = 31,61 \cdot 0,05 \cdot 0,5 = 0,7903$ г $KMnO_4$. Но, учитывая, что продажный препарат не совсем чистый и, кроме того, часть перманганата расходуется на окисление присутствующих в воде восстановителей, отвесьте теххимических весах 0,8 г $KMnO_4$. Навеску растворите в 500 мл дистиллированной воде следующим образом, приливайте в стакан с навеской небольшие порции горячей воды.

Перемешайте и долейте до метки, закройте и оберните черной бумагой и оставьте стоять. При хранении на свету происходит разложение перманганата калия:



Через 5—7 дней раствор, титр которого станет постоянным, осторожно слейте сифоном с осадка в другую склянку.

Стандартизация раствора перманганата калия по щавелевой кислоте

Хорошо вымытую бюретку с краном промойте раствором перманганата калия и подготовьте к титрованию. Ополосните пипетку раствором щавелевой кислоты и перенесите 10,00 мл его в коническую колбу. Прибавьте 8—10 мл 2 н. серной кислоты, нагрейте до 70—80°C (не допуская кипения, при котором щавелевая кислота разлагается) и горячий раствор титруйте перманганатом калия.

Раствор перманганата калия приливайте медленно, по каплям, при непрерывном взбалтывании жидкости. Каждую следующую каплю добавляйте лишь после того, как обесцветилась предыдущая. Первоначально обесцвечивание перманганата будет происходить медленно, но затем по мере образования сульфата марганца, играющего роль катализатора, оно ускорится. Титрование прекратите, когда избыточная капля перманганата сообщит раствору бледную розовую окраску, не исчезающую в течение 1—2 мин.

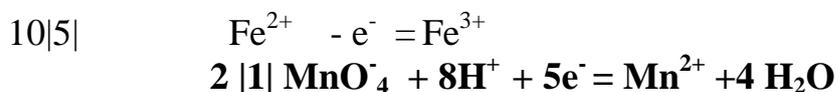
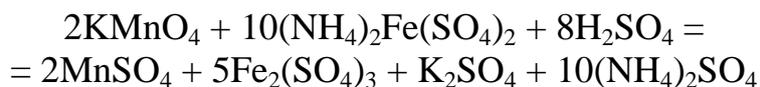
Объемы раствора перманганата калия отсчитывайте по верхнему краю мениска, так как нижний плохо виден. Повторите титрование 2—3 раза, из сходящихся отсчетов возьмите среднее и вычислите молярную концентрацию эквивалента раствора перманганата калия.

Например, если на титрование 10,00 мл 0,04741 н. раствора щавелевой кислоты пошло в среднем 9,15 мл раствора перманганата калия, то молярная концентрация его равна

$$C(\text{KMnO}_4) = 0,04741 \cdot 10,00 / 9,15 = 0,05181 \text{ н.}$$

Определение железа (II) в растворе соли Мора

Определение содержания Fe^{2+} в растворах считают одним из важнейших Применений перманганатометрии. Рассмотрим перманганатометрическое определение Fe^{2+} в растворе соли Мора, имеющей состав $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ или $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. При титровании перманганатом раствора этой соли в кислой среде происходит реакция



В данном случае молярная масса эквивалента соли Мора равна молярной массе. Поэтому и молярная масса эквивалента железа 55,85 г/моль.

Ход определения

В мерную колбу вместимостью 100 мл возьмите для анализа немного раствора соли Мора, доведите объем его водой до метки и перемешайте.

Ополосните полученным раствором пипетку, перенесите 10,00 мл его в коническую колбу. Подкислите 8—10 мл 2 н. H_2SO_4 и на холоду (при нагревании Fe^{2+} окисляется кислородом воздуха до Fe^{3+}) титруйте раствором перманганата калия до появления бледно-розовой окраски, не исчезающей при встряхивании в течение 1—2 мин. Повторите титрование несколько раз, возьмите среднее из отчетов и вычислите массу железа в анализируемом растворе.

Допустим, что на титрование 10,00 мл раствора соли Мора пошло в среднем 12,50 мл 0,05181 н. раствора перманганата. Тогда нормальная концентрация раствора соли Мора

$$c = 0,05181 \cdot 12,50 / 10,00 = 0,06476.$$

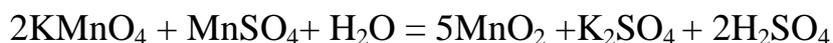
Умножив молярную концентрацию эквивалента на молярную массу эквивалента железа (55,85 г/моль), мы нашли бы содержание его в 1 л раствора. Но анализировались лишь 100 мл раствора. Содержание железа в них будет равно: $0,06476 \cdot 55,85 \cdot 0,1 = 0,1615$ г.

Определение имеет большое практическое значение, так как соединения железа (II) используют в сельском хозяйстве.

Контрольные вопросы и задачи

1 В чем сущность перманганатометрического титрования? Почему не нужен индикатор при перманганатометрических определениях?

2 Чему равны молярные массы эквивалентов окислителей и восстановителей в следующих реакциях:

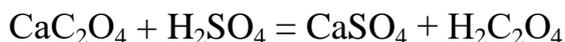


3 Навеску KMnO_4 1,8750 г растворили и довели объем раствора водой до 1 мл. Вычислите нормальную концентрацию раствора для реакции:

а) в среде; б) в щелочной среде. Ответ а) 0,1187 н.; б) 0,07122 н.

4 Навеску технического железного купороса 5,7700 г растворили и довели водой до 250 мл. На титрование 25,00 мл раствора пошло в среднем 19,34 мл раствора KMnO_4 с титром 0,003100 г/мл. Вычислите массовую долю (%) FeSO_4 в техническом продукте. Ответ: 50,0%.

5 К 20,00 мл раствора хлорида кальция прилили избыток раствора оксала-та аммония, полученный осадок отфильтровали, промыли и обработали разбавленной серной кислотой:



Освободившуюся при этом щавелевую кислоту оттитровали 0,1 н. раствором KMnO_4 , которого пошло 24,50 мл. Вычислите титр и нормальную концентрацию раствора CaCl_2 . Ответ: 0,01359 г/мл и 0,1225 н.

Физико-химические методы анализа

В количественном анализе все большее значение приобретают методы, позволяющие контролировать и управлять ход технологического или биологического процесса. К таким методам относятся физические и физико-химические методы. Некоторые из них отличаются высокой чувствительностью и быстротой выполнения.

Инструментальные (физико-химические) методы анализа занимают все более важное место агрохимической службы страны. Важную роль приобрели они и в контроле загрязненности окружающей среды (почвы, растений, природных вод) пестицидными остатками.

Лабораторная работа № 12

Тема: Определение общей жёсткости воды.

Цель: познакомить с методом комплексонометрического титрования, приготовлением стандартных растворов трилона Б, сульфата магния. Научить определять общую жёсткость воды с помощью комплексонометрического титрования, используя металл-индикаторы.

План

1 Приготовление 250 мл 0,05н раствора трилона Б

2 Приготовление стандартного раствора сульфата магния

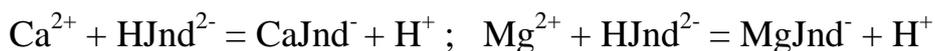
3 Стандартизация раствора трилона Б по сульфату магния

4 Определение общей жесткости воды

Лабораторное оборудование и реактивы: бюретки, пипетки-5мл., 10 мл., мерные колбы-100 мл., 250 мл., конические колбы, трилон Б, сульфат магния, аммиачный буферный раствор, индикатор: хромоген чёрный специальный ET-00 ($C_{20}H_{13}O_7N_3S$), природная или водопроводная вода.

В практике агрохимического анализа комплексометрическое титрование применяют для определения общей жёсткости природных вод, которую характеризуют молярной концентрацией эквивалентов кальция и магния и выражают в ммоль/л.

Анализируемую воду подщелачивают аммонийной буферной смесью до $pH=10$. Индикатором служит хромоген чёрный специальный ET-00, образующий с ионами Ca^{2+} и Mg^{2+} растворимые комплексы винно-красного цвета.



Приготовление 250 мл 0,05н раствора трилона Б($Na_2C_{10}H_{14}O_8N_2 \cdot 2H_2O$).

Рассчитайте массу навески трилона Б, учитывая, что в данной реакции масса эквивалента комплексона равна половине молярной массе. Растворите данную навеску в мерной колбе на 250 мл и долейте дистиллированную воду до метки.

Приготовление стандартного раствора сульфата магния

Рассчитайте массу навески для приготовления 100 мл 0,05 н раствора сульфата магния $MgSO_4 \cdot 7H_2O$. Растворите данную навеску в мерной колбе на 100 мл и долейте дистиллированную воду до метки.

Стандартизация раствора трилона Б по сульфату магния

В колбы для титрования отмерьте пипеткой 10,0 мл сульфата магния и прилейте 5 мл аммонийной буферной смеси. Прибавьте на конце шпателя 20-30 мг сухой смеси индикатора с хлоридом натрия (1:100) до появления хорошо заметной винно-красной окраски. Титруйте сульфат магния комплексом до перехода винно-красной окраски в синюю. Повторите титрование 2-3 раза и сходящихся отчетов возьмите среднее.

Вычислите концентрацию комплексона(трилона Б).

Определение общей жесткости воды

В колбы для титрования отмерьте пипеткой 100,0 мл воды и прилейте 5 мл аммонийной буферной смеси. Прибавьте на конце шпателя 20-30 мг сухой смеси индикатора с хлоридом натрия (1:100) до появления хорошо заметной винно-красной окраски. Титруйте воду раствором трилона Б до перехода винно-красной окраски в синюю. В конце титрования раствор трилона Б прибавляйте по одной капле, добейтесь, чтобы красноватый оттенок совершенно исчез. Повторите титрование 2-3 раза и возьмите среднее значение отсчетов.

Общую жесткость воды вычислите по формуле (моль/л):

$$Ж = CV_1/V \cdot 1000;$$

где, С - нормальная концентрация раствора трилона Б;

V_1 - объем рабочего раствора трилона Б, затраченного на титрование, мл;

V- объем воды (мл), взятый для анализа.

Контрольные вопросы и задачи

- 1 Сущность комплексонометрического титрования
- 2 Индикаторы комплексонометрического титрования
- 3 Способы комплексонометрического титрования
- 4 Напишите формулу комплекса.
- 5 Какие виды жесткости воды Вы знаете? Какие методы используют для ее определения?
- 6 Сколько граммов металлического цинка следует растворить в 100,0 мл серной кислоты, чтобы на титрование 20,00 мл раствора расходовалось 20,00 мл 0,400N раствора трилона Б.
- 7 Навеску соли магния 0,3000 г растворили в мерной колбе емкостью в 100,0мл. На титрование 20,00 мл этого водного раствора израсходовано 20,25 мл 0,02500 N раствора трилона Б. Определите массовую долю магния в соли.

Лабораторная работа № 13

Тема: Определение меди в растворе с помощью фотоэлектрического колориметра

Цели: Научиться работать с фотоэлектрическим колориметром. Закрепить навыки и умения: 1)приготовления растворов заданной концентрации; 2) расчета концентрации вещества в растворе; 3)построения градуировочного графика и расчета концентрации иона по графику. Знать применение данного метода при анализе пищевых продуктов.

План

- 1 Приготовление раствора в сравнении для построения калибровочного графика
- 2 Приготовление стандартного раствора соли меди
- 3 Построение калибровочного графика
- 4 Определение содержания меди в исследуемом растворе

Лабораторное оборудование и реактивы: фотоколориметр, кюветы, пипетки: 10 мл, 25 мл, 20 мл, 5мл, 2 мл, мерные колбы 50 мл – 6 шт., 1000 мл. раствор NH₄OH (1:3);
концентрированная серная кислота (H₂SO₄ ρ = 1,84 г/мл);
CuSO₄ · 5H₂O – медный купорос.

Ход работы:

Определение содержания Cu²⁺ в растворах представляет большой практический интерес. Соли меди широко применяют в сельском хозяйстве как ядохимикаты. Кроме того, ион Cu⁺² входит в состав медных микроудобрений.

Колориметрические определения меди выполняют аммиачным, ферроцианидным и другими методами. Аммиачный метод основан на образовании ионом Cu²⁺ с аммиаком комплекса [Cu(NH₃)₄]²⁺, окрашенного в интенсивно-синий цвет. Окраска его достаточно устойчива, колориметрировать раствор можно любым из рассмотренных способов, в том числе и с помощью

фотоэлектрического колориметра ФЭК-2, ФЭК-3 отличающегося простотой и надежностью.

Перед определением концентрации меди в растворе необходимо построить калибровочный график, пользуясь специальным растворителем и стандартным раствором соли меди.

Приготовление раствора сравнения для построения калибровочного графика

10 мл разбавленного (1:3) NH_4OH переносят в мерную колбу вместимостью 50 мл, добавляют одну каплю концентрированной серной кислоты (пл. 1,84 г/см³) и доводят дистиллированной водой до метки (нулевой раствор).

Приготовление стандартного раствора соли меди

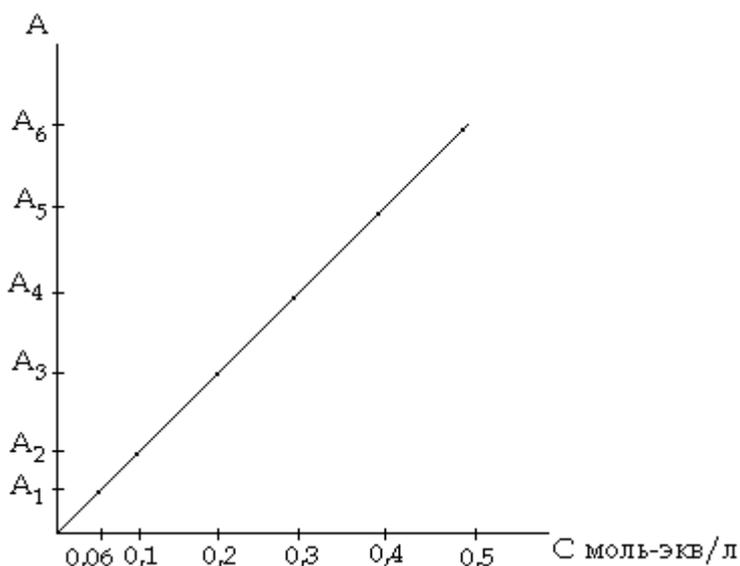
3,927 г химически чистого сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ переносят в мерную колбу вместимостью 1000 мл, растворяют, приливают 5 мл концентрированной серной кислоты (пл. 1,84 г/см³) и доводят водой до метки. В 1 мл этого раствора содержится 1 мг иона Cu^{2+} .

Построение калибровочного графика

В шесть мерных колб вместимостью по 50 мл отмерьте пипетками соответственно 25, 20, 15, 10, 5 и 3 мл стандартного раствора соли, меди. В каждую из колб прибавьте по 10 мл разбавленного (1:3) раствора NH_4OH и доведите объемы дистиллированной водой до метки.

Измерение оптической плотности начните с раствора, имеющего наибольшую концентрацию меди. Для этого раствор из колбы налейте в кювету с рабочей длиной 1 см. закройте кювету крышкой и измерьте оптическую плотность раствора. Измерив оптическую плотность всех растворов, постройте калибровочный график. При этом по горизонтальной оси откладываете известные концентрации ионов Cu^{2+} (т. е. 0,5; 0,4; 0,3; 0,2; 0,1; 0,06 мг в 1мл), а по вертикальной - соответствующие им оптические плотности (абсорбционность) растворов.

Калибровочный график зависимости оптической плотности от концентрации иона меди в растворе.



Ход определения меди в исследуемом растворе

В мерную колбу вместимостью 50 мл возьмите для анализа немного испытуемого раствора, который, может содержать от 0,01 до 0,5 мг Cu^{2+} , Прибавьте в колбу 1 каплю концентрированной серной кислоты (пл, 1,84 г/см³), нейтрализуйте разбавленным (1:3) NH_4OH , приливая его по каплям до появления мути.

Прилейте еще 10 мл NH_4OH и объем в колбе водой до метки. Раствор тщательно перемешайте, наполните им кювету с рабочей длиной 1 см и измерьте плотность его на светофилтре, т.е. тех же условиях, каких был получен калибровочный график.

Зная величину оптической плотности, найдите по калибровочному графику концентрацию иона Cu^{2+} в миллиграммах на 1 мл раствора. Умножив ее на объем всего анализируемого раствора (50 мл), вычислите общую массу меди.

Содержание меди (II) в растворе определяют и с помощью спектрофотометра.

Контрольные вопросы и задачи

- 1 В чем сущность фотоколориметрического метода?
- 2 Сформулируйте закон Бугера - Ламберта – Бера. Математическая формула закона.
- 3 Какие условия следует соблюдать, чтобы при фотоколориметрировании растворов получить линейную зависимость оптической плотности (абсорбционности) от концентрации?
- 4 Как изменяется оптическая плотность (абсорбционность) и пропускание прозрачность при изменении толщины светопоглощающего слоя?
- 5 Напишите уравнение реакции образования комплексного иона аммиаката меди (II). Какой светофилтр используется при фотоколориметрировании данного раствора.
- 6 По построенному калибровочному графику определите концентрацию иона Cu^{2+} , если оптическая плотность его равна 0,075, рассчитайте массу меди, содержащейся в 100 мл раствора.
- 7 В две мерные колбы вместимостью 100 мл поместили 10 мл сточной воды. В одну колбу добавили 10 мл стандартного раствора CuSO_4 с титром равным 0,001 г/мл. В обе колбы ввели растворы аммиака, серной кислоты и разбавили до метки дистиллированной водой. При фотоколориметрировании растворов получили оптические плотности $A_x = 0,240$, $A_x + \text{ст} = 0,380$. Определите концентрацию (г/л) меди в сточной воде.

Лабораторная работа № 14

Тема: Определение содержания кислот в растворе потенциометрическим титрованием

Цели: познакомиться с методикой определения pH растворов с помощью pH-метра, колориметрического метода (прибор Михайэлиса). Освоить методику определения pH растворов потенциометрическим титрованием. Знать расчеты pH буферных растворов, кислот, оснований, сильных и слабых электролитов, гидролизуемых солей. Закрепить знания по кислотно-основным индикаторам и построению кривых титрования.

План

- 1 Подготовка прибора рН-метра к работе
- 2 Определение рН исследуемых растворов
- 3 Построение графика потенциометрического титрования

Лабораторное оборудование и реактивы: рН-метр, прибор Михайэлиса, стаканы (100 мл.), индикатор универсальный, магнитные мешалки, бюретка, пипетки (5, 10, 25 мл.), растворы 0,1 н NaOH, 0,1 н HCl, 0,1 н CH₃COOH, или буферные растворы: ацетатный, аммонийный.

Ход определения

Получите у преподавателя испытуемый раствор и перенесите 25 мл пипеткой в химический стакан вместимостью 100 мл. Поставьте стакан на площадку магнитной мешалки, опустите в него мешалку.

Затем в испытуемый раствор погрузите индикаторный стеклянный электрод и один конец электролитического мостика, заполненного 0,1 н. раствором хлорида калия, а другой конец мостика — в сосуд с 0,1 н. раствором хлорида калия и хлорсеребряным электродом сравнения. Присоедините электроды к клеммам рН-метра.

Наполните бюретку 0,1 н. раствором гидроксида натрия и установите мениск раствора на нулевом делении. Не забудьте верхнее отверстие бюретки закрыть хлоркальциевой трубкой, чтобы защитить раствор гидроксида натрия от действия оксида углерода (IV) воздуха.

После этого включите магнитную мешалку и приступайте к титрованию, приливая по 1 мл раствора гидроксида натрия и измеряя ЭДС и рН раствора. Но вблизи точки эквивалентности приливайте титрант по 0,05 мл.

По результатам титрования постройте графики в координатах: потенциал — объем (E — V).

Массу кислоты в исследуемом растворе (x) вычислите по формуле

$$x = M_{\text{э}}(\text{кис.}) \cdot (\text{NaOH}) \cdot (V_{\text{NaOH}}^{\text{II}} \cdot V_{\text{NaOH}}^{\text{I}}) / 1000$$

Массу хлороводородной кислоты (x') вычислите по формуле

$$x' = M_{\text{э}}(\text{HCl}) \cdot c(\text{NaOH}) \cdot (2V_{\text{NaOH}}^{\text{I}} - V_{\text{NaOH}}^{\text{II}}) / 1000,$$

где $V_{\text{NaOH}}^{\text{I}}$ и $V_{\text{NaOH}}^{\text{II}}$ — объемы раствора гидроксида натрия, израсходованные на титрование соответственно до первой и второй точек эквивалентности;

$M_{\text{э}}$ — молярная масса эквивалента.

Контрольные вопросы

- 1 На чем основаны потенциометрические методы анализа.
- 2 Какая зависимость выражается уравнением Нерста.
- 3 Что представляют собой электроды 1 и 2 рода. Привести примеры этих электродов.
- 4 Какие функции выполняют индикаторные электроны и какие электроды сравнения. Указать требования, которые к ним предъявляются.
- 5 Какой элемент обычно используется в потенциометрии в качестве стандартного.
- 6 Что такое солевой мостик и каково его назначение.

7 В чем сущность потенциометрического определения рН раствора. Какие индикаторные электроды могут быть использованы для определения рН.

Лабораторная работа № 15

Тема: Определение содержания нитрата в растворе

Цели: Научить приемам разделения смесей с использованием ионитов, например: Н – катионит. Закрепить знания и умения титриметрического метода анализа, применение ионообменных методов хроматографии. При выполнении данной лабораторной работы следует уметь:

- 1) рассчитывать массу растворенного вещества с помощью титриметрического анализа;
- 2) подготовить катионит к работе
- 3) определить содержание нитратов в растворе.

Знать качественные реакции на хлорид-ион.

План

1 Подготовка ионообменных смол к работе

2 Определение содержания нитрата в растворе

Лабораторное оборудование и реактивы: хроматографическая колонка, заполненная Н – катионитом, раствор нитрата (натрия, калия, кальция и аммония), мерная колба 100 мл, пипетки 20 мл, 10 мл, конические колбы, раствор гидроксида натрия NaOH метилоранж, бюретка, 4 М. раствор соляной кислоты, дистиллированная вода.

Ход работы:

1 Подготовка ионообменных смол к работе

Хроматографическое разделение смесей ионов, а также концентрирование их осуществляют с помощью, как катионитов, так и анионитов.

Готовят ионообменные смолы к работе в статических или динамических условиях, в зависимости от их дальнейшего применения. Как правило, в статических (равновесных) условиях иониты готовят для статических опытов. Динамические опыты с применением ионообменных колонок требуют и подготовки смол в динамических условиях.

Подготовка катионитов. Продажный катионит марки КУ - 2, КУ - 1 или КУ - 23 рассеивают на ситах и отбирают фракцию с диаметром зерен - 0,5 - 1 мм (измельчать иониты не рекомендуется). Переносят сухой катионит в большой химический стакан (или в делительную воронку), заливают пятикратным объемом насыщенного раствора хлорида натрия и оставляют на сутки для набухания. После этого декантируют жидкость, заливают катионит 1 Н раствором NaOH и оставляют стоять на 2 - 3 ч. (при периодическом перемешивании). Сливают побуревшую жидкость и заливают катионит новой порцией раствора щелочи. Эту операцию повторяют до тех пор, пока щелочь перестанет окрашиваться в бурый или желтый цвет. Таким образом, удаляют из катионита примеси низко молекулярных органических соединений.

Затем катионит обильно промывают водой, заливают его пятикратным объемом 2М HCl и оставляют на 2-3 ч для вымывания минеральных примесей.

Обработку катионита свежими порциями кислоты повторяют до прекращения вымывания примесей и до отрицательной реакции на ион Fe^{3+} (с NH_4SCN).

Наконец, катионит отмывают водой до полного удаления ионов хлора (проба с нитратом серебра). Воздушно - влажный катионит хранят в склянке с притертой пробкой и используют для сорбции катионов в статических условиях.

Несколько иначе обрабатывают катионит для опытов в динамических условиях, проводимых с применением ионообменных колонок. В этом случае набухший и обработанный щелочью катионит переносят в хроматографическую колонку. Для изготовления колонки нередко используют обычную бюретку с краном, в нижнюю часть которой помещают опорный тампон из стеклянной ваты. Бюретку наполняют дистиллированной водой и сверху вносят зерна катионита слоем 5-10 см, лишнюю воду выпускают, оставляя над уровнем катионита приблизительно 0,5 мл воды. Через колонку пропускают 2 М HCl до полного вытеснения из смолы ионов Fe^{3+} (проба фильтрата с NH_4SCN). Наконец, отмывают катионит от избытка кислоты водой до нейтральной реакции по метил-оранжевому или до полного удаления ионов хлора (проба с нитратом серебра). После такой обработки колонка готова для концентрирования или разделения катионов.

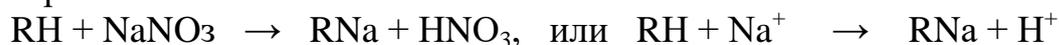
Описанным способом получают катионит в водородной форме. При необходимости можно перевести, его в какую -нибудь солевую форму. Например, обрабатывая Н-катионит растворами солей аммония, натрия или кальция, получают соответственно NH_4^+ - Na^+ или Ca^{2+} катионит.

Иногда в специальных целях ионитные колонки обрабатывают горячими растворами кислот, ацетоном, этанолом, пероксидом водорода, реактивами. Это делается для более тщательной очистки ионитов, используемых в пищевой промышленности и в медицине.

Определение содержания нитрата в растворе

Ионообменное определение концентрации солей основано на пропускании анализируемого раствора через колонку Н-катионита с последующим промыванием водой и титрованием кислого фильтрата раствором щелочи. Оно наиболее целесообразно при определении таких анионов, содержание которых трудно определить другими методами. Например, рекомендовано ионообменное определение нитратов в селитрах (натриевой, калийной, кальциевой и аммонийной).

При пропускании раствора нитрата, через колонку Н-катионита ионы металла обмениваются на эквивалентное количество ионов водорода, например:



Иначе говоря, количество азотной кислоты в фильтрате после катионирования строго эквивалентно количеству нитрата. Поэтому, оттитровав раствор щелочью, можно вычислить содержание в нем азотной кислоты, а

следовательно, и нитрата того или иного металла. Метод применим для анализа чистых солей.

Ход определения

Получите у преподавателя в мерную колбу вместимостью 100 мл немного раствора нитрата натрия, калия, аммония или кальция. Доведите объем раствора в колбе водой до метки, хорошо перемешайте.

Возьмите пипеткой 20 мл раствора и пропустите через колонку Н-катионита (КУ-2, КУ -1 или КУ-23); высота слоя смолы 10 см, внутренний диаметр колонки 1 см. с помощью крана поддерживайте скорость фильтрования раствора около 2 мл в 1 мин. Вытекающий из колонки фильтрат собирайте в коническую колбу для титрования. Затем три раза промойте колонку порциями воды по 10 мл, присоединяя промывные воды к основному фильтрату.

Азотнокислый раствор, полученный после пропускания нитрата через катионит, титруйте 0,1 н. раствором гидроксида натрия в присутствии метилового оранжевого (или метилового красного). Массу (мг) нитрата (NaNO_3 , KNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ или NH_4NO_3) в 100 мл исходного раствора вычислите по формуле

$$m = C_H \cdot M_{\text{э}} \cdot V \cdot 5$$

где,

C_H – молярная концентрация эквивалента раствора гидроксида натрия;

$M_{\text{э}}$ - эквивалентная масса нитратов - NaNO_3 , KNO_3 , NH_4NO_3 или $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$;

V - объем раствора NaOH , израсходованный на титрование фильтрата после катионирования 1/5 части исходного раствора нитрата;

5 - коэффициент для пересчета на весь объем исходного раствора.

Повторите определение 2 - 3 раза и вычислите среднее содержание нитрата в 100 мл раствора.

После каждого употребления колонку нужно регенерировать, т. е. снова перевести катионит в Н-форму. Для этого пропустите через него 40 мл 4 М хлороводородной кислоты и промойте водой до нейтральной реакции.

Контрольные вопросы

1 На чем основана ионообменная хроматография?

2 Что такое иониты? Как подразделяются иониты?

3 Применение ионообменной хроматографии при анализе природных вод, почв, растений на содержание пестицидных остатков и микроэлементов.

4 Рассчитайте массу нитрата (NH_4NO_3) аммония в 100 мл исходного раствора. После пропускания нитрата через хроматографическую колонку, заполненной Н – катионитом, было получено 10 мл фильтрата. На титрование, которого пошло 12,6 мл 0,1 н раствора гидроксида натрия.

5 Какие соединения могут быть использованы в качестве ионитов?

6 Какие вещества могут быть применимы в качестве сорбентов, носителей, растворителей и проявителей в различных видах хроматографии?

Список использованных источников

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 2004. – 744 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: Химия, 2003. – 704 с.
3. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л. И. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии. – М.: ВШ, 1988. – 303 с.
4. Васильева З. Г., Грановская А. А., Таперова А. А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. – Л.: Химия, 1986. – 287 с.
5. Васильев А. А., Стась Н. Ф., Юрмазова Т. А. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии. – Томск: изд. ТПУ, 1997. – 64 с.
6. Дорофеев А. И., Федотова М. И. Практикум по неорганической химии. – Л.: Химия, 1990. – 240 с.
7. Жарский И. М., Кузьменко А. Л., Орехова С. Е. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии. – М.: Дизайн ПРО, 1998. – 224 с.
8. Зайцев О. С. Исследовательский практикум по общей химии. – М.: Изд-во Московского университета, 1994. – 480 с.
9. Захаров Л. Н. Техника безопасности в химических лабораториях. – Л.: Химия, 1991. – 336 с.
10. Князева Е. М., Стась Н. Ф. Лабораторные работы по неорганической химии. – Томск: Изд. ТПУ, 2000. – 68 с.
11. Краузер Б., Фримантл М. Лабораторный практикум: Учебное пособие / Пер с англ. – М.: Химия, 1995. – 320 с.
12. Коровин Н. В., Мингулина Э. И., Рыжова Н. Г. Лабораторные работы по химии: Учебное пособие для вузов. – М.: ВШ, 2001. – 256 с.
13. Плакидкин А. А., Стась Н. Ф. Лабораторные работы по общей химии. – Томск: Изд. ТПУ, 2002. – 132 с.
14. Практикум по неорганической химии. Под ред. Воробьева А. Ф. и Дракина С. И.. – М.: Химия, 1984. – 246 с.
15. Практикум по общей химии. Под ред. Соколовской Е. М., Зайцева О. С. – М.: Изд-во Московского университета, 1981. – 400 с.
16. Практикум по общей и неорганической химии. Под ред. Павлова Н. Н., Петрова С. В. – М.: ВШ, 1986. – 298 с.

Приложения

Приложение 1 – Задания к теме: «Основные классы неорганических соединений»

Валентность элемента, вариант	I	II	III	IV	V	VI	VII
1	Li	Ba	N	C	Bi	S	Mn
2	Na	Ra	B	Si	Ta	Cr	Cl
3	K	Hg	Al	Ti	Sb	Sc	J
4	Cu	Cd	Sc	Ge	Nb	Mo	Br
5	Rb	Sr	Ga	Zr	As	So	Te
6	Ag	Zn	Jn	Sn	V	W	F
7	Cs	Ca	Ti	Hg	P	Mn	Cl
8	Fr	Mg	Fe	Pb	N	Mo	Mn
9	N	Be	Cr	Mn	P	Cr	Br
10	Li	Mg	Mn	S	V	W	J
11	Na	Ca	Ni	N	As	Se	Te
12	K	Zn	Co	Pb	Nb	Te	Re
13	Rb	Cu	N	Mn	Sb	S	J
14	Cs	Sr	B	Sn	Ta	Cr	Br
15	Fr	Cd	Al	Zr	Bn	Mo	Cl
16	Cu	Ba	Se	Te	N	W	F
17	Ag	Kg	La	Si	Nb	Te	Mn
18	N	Ra	Jn	C	Ta	Se	Te
19	Fr	Fe	Tl	Ti	V	S	R
20	Cs	Cr	Fe	N	P	Se	F
21	K	Pb	Mn	S	As	S	Br
22	Na	Mn	Cr	C	N	Te	Cl
23	Ti	N	Ni	Mn	Sb	Cr	J
24	Ag	Cr	Co	Si	Bi	Mo	Mn
25	Cn	Sn	N	Xc	P	W	Re

Приложение 2 – Название важнейших кислот и их солей

Кислота	Названия	
	кислоты	соли
1	2	3
HAlO_2	Метаалюминиевая	Метаалюминат
HAsO_3	Метамышьяковая	Метаарсенат
H_3AsO_4	Ортомышьяковая	Ортоарсенат
HAsO_2	Метамышьяковистая	Метаарсенит
H_3AsO_3	Ортомышьяковистая	Ортоорсеит
HBO_2	Метаборная	Метаборат
H_3BO_3	Ортоборная	Ортоборат
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Четырехборная	Тетраборат
HBr	Бромоводород	Бромид
HOBr	Бромноватистая	Гипобромид
HBrO_3	Бромноватая	Бромат
HCOOH	Муравьиная	Формиат
CH_3COOH	Уксусная	Ацетат
HCN	Циановодород	Цианид
H_2CO_3	Угльная	Карбонат
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Щавелевая	Оксалат
HCl	Хлороводород	Хлорид
HOCl	Хлорноватистая	Гипохлорит
HClO_2	Хлористая	Хлорит
HClO_3	Хлорноватая	Хлорат
HClO_4	Хлорная	Перхлорат
HCrO_2	Метахромистая	Метахромит
H_2CrO_4	Хромовая	Хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двухромовая	Дихромат
HI	Йодоводород	Йодид
HOI	Йодоватистая	Гипоидид
HIO_3	Йодноватая	Йодат
HIO_4	Йодная	Периодат
HMnO_4	Марганцовая	Пермангамат

Продолжение приложения 2.

Кислота	Названия	
	кислоты	соли
1	2	3
H_2MnO_4	Марганцовистая	Манганат
H_2MnO_4	Молибденовая	Молибдат
HN_3	Азидоводород (азотистоводородная)	Азид
HNO_2	Азотистая	Нитрит
HNO_3	Азотная	Нитрат
HPO_3	Метафосфорная	Метафосфат
H_3PO_4	Ортофосфорная	Ортофосфат
$H_4P_2O_7$	Двухфосфорная(пирофосфорная кислота)	Дифосфат(пирофосфат)
H_3PO_3	Фосфористая	Фосфит
H_3PO_2	Фосфорноватистая	Гипофосфит
H_2S	Сероводород	Сульфид
$HSCN$	Родановодород.	Роданид
H_2SO_3	Сернистая	Сульфит
H_2SO_4	Серная	Сульфат
$H_2S_2O_3$	Тиосерная,	Тиосульфат
$H_2S_2O_7$	Двусерная(пиросерная)	Дисульфат (пиросульфат)
$H_2S_2O_8$	Пероксодвусерная (надсерная')	Пероксодисульфат (персульфат)
H_2Se	Селеноводород	Селенид
H_2SeO_3	Селенистая	Селенит
H_2SeO_4	Селеновая	Селенат
H_2SiO_3	Кремниевая	Силикат
H_2VO_3	Ванадиевая	Ванадат
H_2WO_4	Вольфрамовая	Вольфрамат.

Приложение 3 – Формулы солей

№ варианта	Формулы солей		
1	Zn(NO ₃) ₂	NaH ₂ SbO ₄	CrOHSO ₄
2	K ₂ S	[Fe(OH) ₂]CrO ₄	Ba(HSO ₃) ₂
3	AlOHSO ₄	CdCl ₂	NaHS
4	Ca ₃ (PO ₄) ₂	NaHSO ₄	(CuOH) ₂ CO ₃
5	Mg(ClO ₄) ₂	Al(OH) ₂ NO ₃	Ca(H ₂ PO ₄) ₂
6	Ba(NO ₃) ₂	MgOHClO ₃	Na ₂ HPO ₄
7	Fe ₂ (SO ₄) ₃	KHMnO ₄	[Al(OH) ₂] ₂ SO ₄
8	Na ₂ CrO ₇	CaHAsO ₄	FeOHS ₁ O ₃
9	Mg ₂ P ₂ O ₇	RbHSeO ₄	Cr(OH) ₂ NO ₃
10	AgNO ₃	NH ₄ H ₂ PO ₄	NiOHCl
11	LiAlO ₂	NH ₄ HWO ₄	(ZnOH) ₂ SO ₃
12	Ca(ClO ₂) ₂	ZnHPO ₃	CaOHNO ₃
13	KClO ₃	NaPMoO ₄	[Al(OH) ₂] ₃ PO ₄
14	Na ₂ S ₂ O ₃	CaHPO ₄	(CuOH) ₂ SO ₄
15	Pb(NO ₃) ₂	Ba(HSiO ₃) ₂	MgOHCl
16	Ca(BrO ₃) ₂	Fe(H ₂ AsO ₄) ₃	CuOHBr
17	Na ₂ B ₄ O ₇	Na ₂ HBO ₃	(AlOH) ₃ (PO ₄) ₂
18	MnS	KHCr ₂ O ₇	FeOHSO ₄
19	KMnO ₄	NaH ₂ BO ₃	[Al(OH) ₂] ₂ SO ₃
20	Cr ₂ SiO ₃	KH ₂ PO ₄	CrOH ₂
21	HgCl ₂	AgHSO ₄	Cr(OH) ₂ Cl
22	NH ₄ NO ₂	Mg(HTeO ₄) ₂	PbOHNO ₃
23	Al ₂ (CO ₃) ₃	(NH ₄) ₂ HPO ₄	(N,OH) ₂ SO ₄
24	FeBr ₃	NH ₄ H ₂ PO ₄	(CuOH) ₂ S
25	CaF ₂	Na ₂ HBO ₃	[Fe(OH) ₂] ₂ SO ₃