

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Курский государственный университет»

Колледж коммерции, технологий и сервиса

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ
ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ И
ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ
ПО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЕ ЕН.01 ХИМИЯ**

Для студентов специальности СПО
43.02.15 Поварское и кондитерское дело



Составитель: Т.И. Панкова -
преподаватель колледжа коммерции,
технологий и сервиса ФГБОУ ВО
«Курский государственный университет»

Курск 2019

СОДЕРЖАНИЕ

	Стр.
ВВЕДЕНИЕ	3
I. Требования к выполнению лабораторных и практических работ.....	5
II. Химическая лабораторная посуда.....	10
III. Первая помощь при несчастных случаях.....	14
IV. Лабораторные работы	15
1. Влияние различных факторов на скорость химических реакций и смещение химического равновесия.....	15
2. Приготовление растворов заданной концентрации. Расчеты концентрации растворов.....	19
3. Диссоциация электролитов в водных растворах.....	22
4. Гидролиз солей. Расчеты рН среды	26
5. Получение и свойства комплексных соединений.....	29
6. Окислительно-восстановительные реакции.....	30
7. Окислительные свойства перманганата калия.....	33
8. Определение поверхностного натяжения и вязкости жидкостей....	37
9. Исследование процессов адсорбции активированным углем.....	40
10. Карбоновые кислоты. Углеводы.....	42
11. Аминокислоты. Белки.....	46
12. Получение коллоидных растворов.....	50
13. Приготовление эмульсий.....	55
14. Получение пен и изучение их свойств.....	56
15. Изучение процессов набухания и студнеобразования крахмала, желатина и различных видов зерен.....	59
16. Частные реакции катионов первой и второй аналитических групп...	62
17. Частные реакции катионов третьей и четвертой аналитических групп	67
18. Частные реакции анионов первой, второй и третьей аналитических групп.....	73
19. Определение кристаллизационной воды в кристаллогидратах.....	77
20. Приготовление раствора щелочи и стандартного раствора щавелевой кислоты.....	78
21. Определение нормальности титра раствора щелочи.....	80
V. Практические работы	81
1. Расчеты осмотического давления, температур кипения и замерзания растворов.....	81
2. Решение задач на расчет энтальпий химических реакций.....	85
3. Вычисление в весовом анализе.....	89
4. Выполнение расчетов в объемном анализе.....	93

ВВЕДЕНИЕ

Методические рекомендации по выполнению лабораторных и практических работ по учебной дисциплине Химия являются частью основной профессиональной образовательной программы подготовки специалистов среднего звена (ППССЗ) по специальности СПО 43.02.15 Поварское и кондитерское дело (Базовый уровень подготовки) в соответствии с требованиями ФГОС СПО третьего поколения.

Методические рекомендации по выполнению практических занятий и лабораторных работ адресованы студентам 2 курса очной формы обучения.

При выполнении лабораторных и практических работ студент должен знать:

- основные понятия и законы химии;
- теоретические основы органической, физической, коллоидной химии;
- понятие химической кинетики и катализа;
- классификацию химических реакций и закономерности их протекания;
- обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие, смещение химического равновесия под действием различных факторов;
- окислительно-восстановительные реакции, реакции ионного обмена;
- гидролиз солей, диссоциацию электролитов в водных растворах, понятие о сильных и слабых электролитах;
- тепловой эффект химических реакций, термохимические уравнения;
- характеристики различных классов органических веществ, входящих в состав сырья и готовой пищевой продукции;
- свойства растворов и коллоидных систем высокомолекулярных соединений;
- дисперсные и коллоидные системы пищевых продуктов;
- роль и характеристики поверхностных явлений в природных и технологических процессах;
- основы аналитической химии;
- основные методы классического количественного и физико-химического анализа;
- назначение и правила использования лабораторного оборудования и аппаратуры;
- методы и технику выполнения химических анализов;
- приемы безопасной работы в химической лаборатории.

Уметь:

- применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности;
- использовать свойства органических веществ, дисперсных и коллоидных систем для оптимизации технологического процесса;
- описывать уравнениями химических реакций процессы, лежащие в основе производства продовольственных продуктов;
- проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции;

- использовать лабораторную посуду и оборудование;
- выбирать метод и ход химического анализа, подбирать реактивы и аппаратуру;
- проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений;
- выполнять количественные расчеты состава вещества по результатам измерений;
 - соблюдать правила техники безопасности при работе в химической лаборатории.

I. ТРЕБОВАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ И ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ

Для проведения лабораторно-практических работ по химии необходимо оборудовать рабочее место: рабочий стол, лабораторно-учебное оборудование, инструменты и реактивы. Результаты выполнения лабораторных и практических работ заносятся студентами в тетрадь. Оформление отчетов по лабораторным и практическим работам нужно осуществлять в соответствии с требованиями к оформлению аналитического лабораторного журнала. Форма записи экспериментальных данных должна содержать ряд обязательных сведений и быть более-менее унифицированной.

1. В тетради необходимо обязательно указать дату выполнения, тему, цель работы, перечень необходимых материалов и оборудования.

2. Все записи нужно вносить в тетрадь сразу же, не надеясь на память. Не нужно вести черновики. Рекомендуются ничего не исправлять и не стирать. В случае ошибки или неправильных расчетов справа можно написать: «Неправильный расчет», или «Повторный результат», с указанием причины исправления.

3. Результаты можно сводить в таблицы, в которых отражать все исходные, справочные данные и полученные измерения, применяемые формулы и расчеты. Уравнения химических реакций можно записывать отдельными строками. Графики нужно строить с точным обозначением величин на осях координат и их единиц измерения, при этом можно пользоваться клетками тетради или оформить диаграмму на компьютере в Excel и вклеить ее в тетрадь (эту часть отчета выполняется самостоятельно, как домашнее задание).

4. После оформления лабораторно-практической работы необходимо сформулировать ответы на контрольные вопросы и общий вывод по работе.

1. Правила выполнения лабораторных и практических работ

1. Студент должен прийти на лабораторное, практическое занятие подготовленным по данной теме.

2. Каждый студент должен знать правила по технике безопасности при работе в химической лаборатории (и при работе с реактивами в данной работе).

3. После проведения работы студент представляет письменный отчет.

4. Отчет о проделанной работе следует выполнять в журнале лабораторных работ на листах формата А4 с одной стороны листа или в лабораторных тетрадях. Содержание отчета указано в описании лабораторной работы, результаты работы указываются в выводах.

6. Таблицы и рисунки следует выполнять карандашом, записи - синим цветом пасты или чернил. Рисунки выполняются в левой половине листа,

наблюдения и выводы в правой части листа. Уравнения реакций записываются во всю строку (после наблюдений и выводов).

7. Зачет по данной лабораторной, практической работе студент получает при положительной оценке за отчет, общий зачет - при наличии зачетов по всем лабораторным работам, практическим работам.

2. Правила по технике безопасности при проведении лабораторных работ

- Работая в химической лаборатории, необходимо соблюдать большую осторожность.

- Приступать к выполнению задания после указания преподавателя.

- Химические реакции выполнять с такими количествами и концентрациями веществ, в таких приборах и посуде, как указано в описаниях работ.

- Внимательно прочесть надпись на этикетке, прежде чем взять вещество для опыта, производить опыты в чистой посуде.

- Все опыты с выделением ядовитых, летучих и неприятно пахнущих веществ (выпаривание, кипячение растворов кислот, содержащих галогены, аммиак, сероводород) проводить только в вытяжном шкафу.

- Выполнять опыты с взрывчатыми, легковоспламеняющимися веществами или кислотами и щелочами с соблюдением мер предосторожности, работая стоя. Поджигать газы и пары после проверки их на чистоту, смесь горючего газа с воздухом взрывается.

- Нюхать выделяющиеся газы издали, помахивая рукой от сосуда к себе.

- Реактивы не пробовать на вкус, так как большинство из них ядовиты.

- Держать дальше от огня легко воспламеняющиеся вещества: эфир, бензин, спирт, бензол и др. Если эти вещества воспламеняются, накрыть пламя брезентом или засыпать песком.

Не зажигать спиртовку, наклоняя ее к другой горящей спиртовке. Гасить спиртовку, накрывая ее колпачком.

- В случае возникновения пожара в лаборатории вызвать пожарную охрану, а до прибытия гасить огонь песком, огнетушителем.

- В случае ожога лица, рук кислотой или щелочью необходимо оказать пострадавшему помощь.

3. Инструкция по охране труда для студентов при работе в кабинетах (лабораториях) химии

1. Соблюдение требований настоящей Инструкции обязательно для студентов, работающих в кабинете химии.

2. Допуск посторонних лиц в кабинет в момент проведения эксперимента разрешается только с ведома преподавателя химии.

3. Во время работы в кабинете студенты обязаны быть в халатах и пользоваться средствами индивидуальной защиты (по указанию преподавателя), поддерживать порядок на рабочем месте.

4. Прежде чем приступить к выполнению работы, необходимо изучить по учебнику или данному пособию порядок ее проведения. Следует соблюдать указания преподавателя по безопасному обращению с реактивами и растворами, методами нагревания, наполнению сосудов и т.д.

5. Подготовленный к работе прибор необходимо показать преподавателю или лаборанту.

6. Запрещается проводить самостоятельно любые опыты, не предусмотренные данной работой.

7. Запрещается прием пищи и напитков в кабинете химии.

8. Запрещается загромождать проходы сумками.

9. При получении травмы (порезы, ожоги), а также при плохом самочувствии студенты должны немедленно сообщить об этом преподавателю или лаборанту.

10. Запрещается выносить из кабинета и вносить в него любые вещества без разрешения преподавателя.

11. Обо всех разливах жидкостей, а также о рассыпанных твердых реактивах нужно сообщить преподавателю или лаборанту. Самостоятельно убирать любые вещества запрещается.

12. Запрещается выливать в канализацию растворы и органические жидкости, они должны сливаться в специальные сосуды на рабочих местах.

13. Обо всех неполадках в работе оборудования, водопровода, электросети и т.д. необходимо ставить в известность преподавателя или лаборанта. Устранять неисправности студентами самостоятельно запрещается.

14. Запрещается оставлять без присмотра нагревательные приборы.

15. Уборка рабочих мест по окончании работы производится в соответствии с указаниями преподавателя.

16. По окончании практических и лабораторных работ студенты обязаны вымыть руки с мылом.

17. При возникновении в кабинете во время занятий аварийных ситуаций (пожар, появление сильных посторонних запахов) не допускать паники и подчиняться только указаниям преподавателя.

ЧТОБЫ ОПЫТ ПОЛУЧИЛСЯ...

...ознакомьтесь с каждым пунктом правил и старайтесь точно их выполнять.

1. В химический кабинет заходите только после того, как разрешит преподаватель. Не трогайте и не переставляйте на столе приготовленные реактивы и оборудование – это может затруднить вашу дальнейшую работу.

2. Прежде чем приступить к выполнению химических опытов, обязательно изучите описание лабораторной работы или практического

занятия и внимательно выслушайте объяснения преподавателя. Проверьте, все ли необходимое для работы есть на вашем столе.

3. В ходе выполнения работы координируйте свои действия с действиями группы. Разговаривайте шепотом, чтобы не мешать работать другим. Если возникнут какие-либо затруднения, которые вы не можете разрешить самостоятельно, обратитесь за помощью к преподавателю.

4. Вещества берите только шпателем или ложечкой и в тех количествах, которые указаны в описании работы; если таких указаний нет, то объемы веществ не должны превышать 1 мл. (3-4 капли).

Чтобы не перепутать пробки, не открывайте одновременно несколько склянок.

5. Если вы случайно взяли вещества больше, чем нужно для данного опыта, лишнее вылейте в специальную склянку для слива веществ или, если вещество твердое, отсыпьте в коробку для мусора.

6. В химической лаборатории (кабинете) очень важно быть предельно аккуратным во всем – тут нет мелочей. Прежде чем начать работать руками, продумайте, как разместить оборудование на столе, чтобы было удобно, и работать, и наблюдать за ходом эксперимента.

Не забывайте, что за этим же столом с этими же реактивами и оборудованием будут работать студенты других групп, - не создавайте им дополнительных трудностей, оставив свое рабочее место в беспорядке.

Отчет должен содержать следующие сведения:

1. Название работы или занятия.
2. Цель работы или занятия.
3. Номер и название опыта.
4. Краткое описание хода работы или занятия с указанием условий проведения опыта.
5. Рисунки и схемы используемых приборов,
6. Наблюдения и уравнения реакций.
7. Расчеты, таблицы, графики.
8. Вывод.
9. Ответы на контрольные вопросы

Если в лабораторных работах или практических занятиях необходимо проводить расчёты. Следует иметь в виду, что излишняя точность в расчетах, значительно превышающая экспериментальную погрешность, не повышает точность результата. Для числовых значений рассчитываемых величин достаточно 3-4 значащие цифры (число знаков, стоящих после предшествующих им нулей). Число значащих цифр не следует путать с числом знаков после запятой. Так в числах: 101,3; 21,73; 0,4385; 0,004500 имеется четыре значащих цифры. В расчетах принято указывать значащие цифры и в том случае, когда это нули, стоящие в конце числа. Поэтому

правильной будет запись с точностью до четвертой значащей цифры - 0,2500, а не 0,25.

Результаты измерений неизбежно будут отклоняться от истинных значений соответствующих величин. Для определения ошибки необходимо получить 4-5 параллельных результатов измерений и найти среднее арифметическое значение, которое будет больше всего приближаться к истинному значению.

При обработке результатов следует определять абсолютную и относительную ошибку измерения данной величины. Абсолютная ошибка показывает, на сколько данная измеряемая величина больше или меньше истинной величины. Отношение абсолютной ошибки к истинной величине, умноженное на 100 %, дает относительную ошибку определения (в процентах) или погрешность.

$$\Delta = \pm (X_{\text{опыт.}} - X_{\text{теор.}}), \quad \Pi = \pm \frac{(X_{\text{опыт.}} - X_{\text{теор.}})}{X_{\text{теор.}}} \cdot 100 \quad (\%)$$

II. ЛАБОРАТОРНАЯ ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА

В химической лаборатории очень часто приходится работать с посудой из стекла и фарфора. Лабораторную посуду можно подразделить на следующие виды:

1. Посуду общего назначения;
2. Посуду специального назначения;
3. Мерную посуду;
4. Фарфоровую посуду.

1. Посуда общего назначения

Пробирки (рис.1.) используют для проведения химических опытов с небольшим количеством веществ. Пробирки могут быть цилиндрические и конические. Хранят пробирки в штативах. Перемешивание веществ в них проводят встряхиванием пробирки, нанося небольшой удар пальцем по нижней части пробирки. Моют пробирки с помощью ерша.

Стаканы (рис.2.) могут быть разной вместимости (от 1 литра до 25 миллилитров), разной формы, разные по высоте и ширине, термостойкие и нетермостойкие.

Колбы (рис.2.) бывают разной вместимости (от 1-2 литров до 25 миллилитров) и разной формы: плоскодонные, круглодонные, конические, колбы Вюрца.

Воронки (рис.4.) бывают различной формы и размеров, и в зависимости от этого имеют разное назначение.

2. Посуда специального назначения

Эксикаторы (рис.5.) применяют для хранения веществ, легко поглощающих влагу, и для высушивания веществ. Для этого в нижнюю часть эксикатора помещают вещества, которые способны поглощать воду: CaCl_2 (безводный), H_2SO_4 (концентрированная), P_2O_5 .

Промывные склянки (рис.6.) используют для промывания, очистки и высушивания газов.

3. Мерная посуда

Мерная посуда (рис.7.) - мерной называют посуду, применяемую для измерения объема жидкости с разной точностью.

Для измерения объема с небольшой точностью применяют мерные цилиндры и мензурки. Для точного измерения объема жидкости используют пипетки, бюретки и мерные колбы.

Пипетки (рис.7.) используют для отмеривания и переноса, точно определенного объема жидкости. Обыкновенная пипетка представляет собой

стеклянную трубку небольшого диаметра с расширением посередине или без него, если пипетка небольшой вместимости (от 0,1 до 2-5 мл). Нижний конец пипетки оттянут в капилляр, а на верхнем конце имеется метка, до которой набирают жидкость. Для отмеривания необходимого объема жидкости нижний конец пипетки, соответствующей вместимости, опускают в жидкость до дна сосуда и с помощью груши (или рта, если раствор не опасен) набирают жидкость, следя за тем, чтобы кончик пипетки все время находился в жидкости. Жидкость набирают выше метки на 2-3 см, затем быстро закрывают верхнее отверстие указательным пальцем, придерживая пипетку большим и средним пальцами. Затем, слегка ослабив нажим указательного пальца, дают жидкости медленно вытекать из пипетки. Как только нижний мениск жидкости дойдет до метки, палец снова плотно прижимают к верхнему отверстию пипетки. Таким образом, с помощью пипетки отбирается необходимый объем жидкости. Затем пипетку вводят в колбу (или стакан), в которую нужно перенести жидкость, отнимают указательный палец от верхнего отверстия пипетки и дают жидкости стечь по стенке колбы. Оставшуюся при этом жидкость в пипетке не выдувают, так как объем пипетки рассчитан на свободное истечение жидкости.

Мерная посуда может быть разной вместимости. В зависимости от объема, который должен быть измерен, подбирается посуда соответствующей вместимости. Мерная посуда градуируется в миллилитрах (мл) или литрах (л). 1 мл соответствует 1 см^3 , а 1 л - 1 дм^3 .

При измерении объема жидкости мерный сосуд необходимо держать в вертикальном положении, а отсчеты вести по нижней части вогнутой

Бюретки (рис.7.) применяют при титровании или для того, чтобы отмерить объем жидкости с точностью до 0,05 мл. Бюретка – стеклянная градуированная трубка, нижний конец которой оттянут и на него надета резиновая трубка со стеклянным шариком. Могут быть и бюретки с притертым стеклянным краном.

Перед началом работы бюретки закрепляют в штативе. Заполняют бюретку жидкостью сверху через воронку так, чтобы внутри находился раствор без пузырьков воздуха. Для удаления пузырьков воздуха резиновую трубку изгибают таким образом, чтобы кончик капилляра был направлен вверх, и вытесняют жидкостью весь воздух. Затем бюретку заполняют до нулевой отметки.

Мерные колбы (рис.7.) используют для приготовления растворов точной концентрации. Для этого в колбу вносят точную навеску сухого вещества или рассчитанный объем исходного раствора. Затем до половины объема колбы наливают дистиллированную воду. Раствор тщательно перемешивают и доливают дистиллированную воду до метки, (последние 1-2 мл лучше по каплям с помощью пипетки). Потом плотно закрывают колбу пробкой и тщательно перемешивают раствор, переворачивая колбу несколько раз.



Рис. 1. Пробирки:
а – простая; б – градуированная

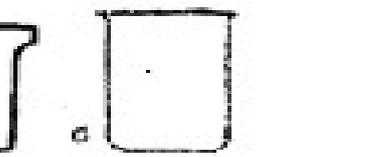


Рис. 2. Стаканы:
а – с носиком; б – без носика



Рис. 3. Колбы:
а, б – плоскодонные; в – круглодонная; г – колба Вюрца; д – коническая

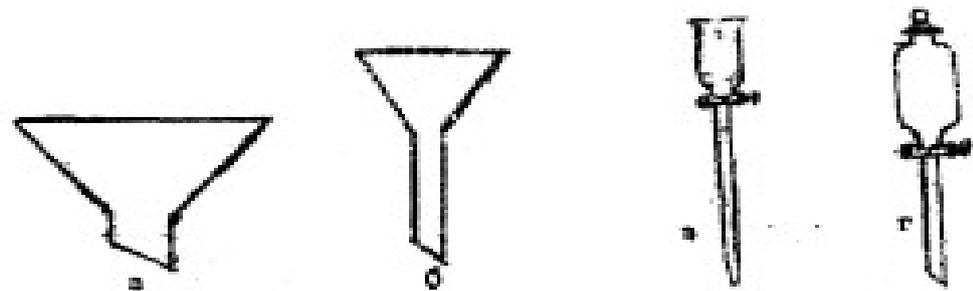


Рис. 4. Воронки:
а – коническая с короткой трубкой для порошков; б – коническая с длинной трубкой для жидкостей; в – капельная; г – делительная

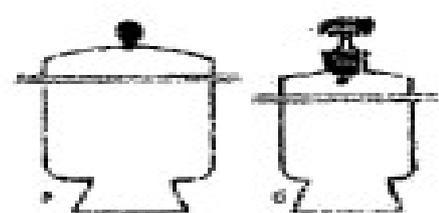


Рис. 5. Экссикаторы:
а – обычный; б – вакуумный



Рис. 6. Промывные склянки:
а – склянка Тищенко;
б – склянка Бульфа;
в – склянка Дрекселя

4. Фарфоровая посуда

К фарфоровой посуде относят тигли, чашки, ступки, кружки, стаканы и т. д. (рис. 9). Чашки и тигли используют для выпаривания жидкостей и

прокаливания твердых веществ. Они выдерживают температуру выше 1000°C . Для измельчения твердых веществ используют ступки.

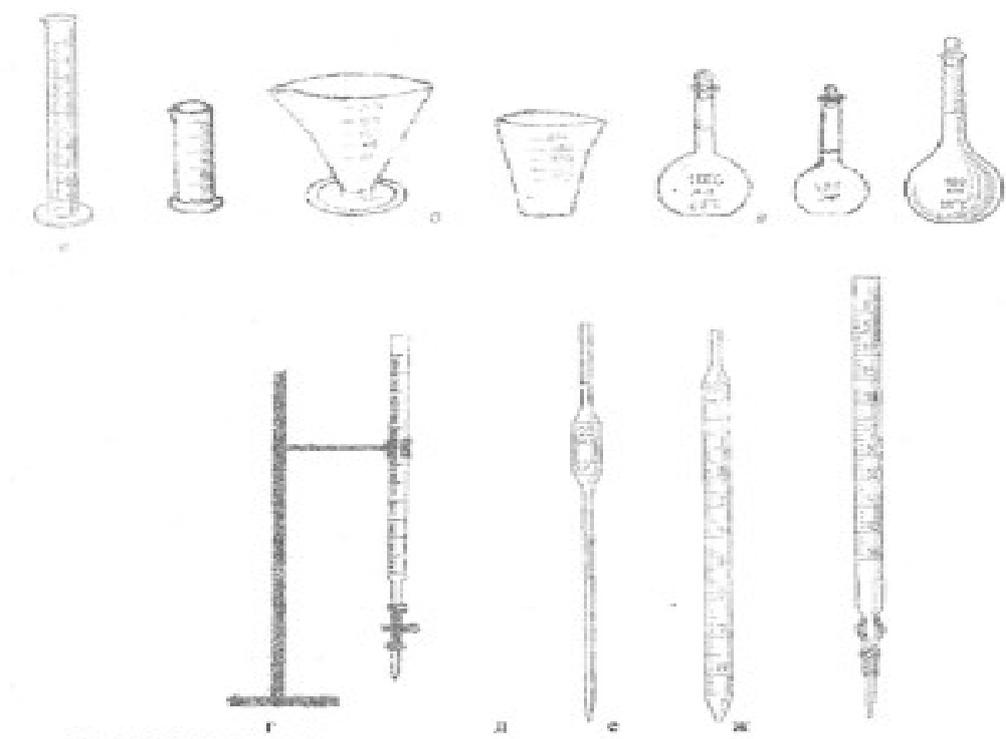


Рис. 7. Мерная посуда:
 а – мерные цилиндры; б – мензурка; в – мерные колбы;
 г, ж – бюретки с различными затворами; д – обыкновенная пипетка; е – градуированная пипетка

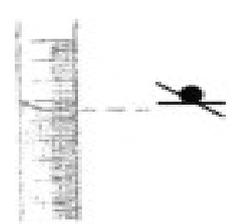


Рис. 8 Уровень жидкости в мерной посуде



Рис. 9 Фарфоровая посуда

III. ПЕРВАЯ ПОМОЩЬ ПРИ НЕСЧАСТНЫХ СЛУЧАЯХ

В лаборатории бывают случаи, требующие неотложной медицинской помощи, - порезы рук стеклом, ожоги горячими предметами, кислотами, щелочами. В особо серьезных случаях необходимо обратиться к врачу.

Для оказания первой помощи в лаборатории имеется аптечка.

1. При ранении стеклом удалите осколки из раны, смажьте края раны раствором йода и перевяжите бинтом.
2. При ожоге рук или лица реактивом смойте реактив большим количеством воды, затем либо разбавленной уксусной кислотой (в случае ожога щелочью), либо раствором соли (в случае ожога кислотой), а затем опять водой.
3. При ожоге горячей жидкостью или горячим предметом обожженное место обработайте свежеприготовленным раствором перманганата калия, смажьте обожженное место мазью от ожога или вазелином. Можно присыпать ожог содой и забинтовать.
4. При химических ожогах глаз обильно промойте их водой, используя глазную ванночку, а затем обратитесь к врачу.

IV. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

Лабораторная работа № 1

Влияние различных факторов на скорость реакции и смещение химического равновесия

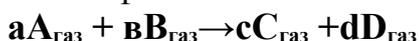
Цель: Закрепить теоретические знания о скорости химической реакции и ее зависимости от различных факторов: концентрации, температуры, природы веществ, от площади соприкосновения реагирующих веществ, катализатора. Приобрести практические навыки работы с химическим оборудованием и реактивами.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, ступка с пестиком, спиртовка, спички, секундомер, химический стакан (100 мл), мерный цилиндр, мерные пипетки, стеклянная палочка, лучина; гранулированные цинк, алюминий, медь (проволока), карбонат кальция (мел) в кусочках, порошок оксида меди (II), вода горячая, растворы соляной кислоты (HCl), уксусной кислоты (CH₃COOH), серной кислоты (H₂SO₄), тиосульфата натрия (Na₂S₂O₃), перекиси водорода, концентрированная соляная кислота (HCl) (d = 1,19 г/см³), насыщенные растворы хлорида железа (III) (FeCl₃), роданида аммония (NH₄SCN), кристаллические NH₄Cl, оксид марганца (IV).

Теоретическая часть

Скорость химической реакции (v) - определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени: $v = \frac{\Delta C}{\Delta t}$

Гомогенные системы - реакции, компоненты которых находятся в одинаковом физическом состоянии - в газообразном или растворенном :



По закону действующих масс:

Скорость прямой реакции равна: $v_{\text{пр.}} = K_{\text{пр.}} \cdot C_A^a \cdot C_B^b$

Скорость обратной реакции равна: $v_{\text{обр.}} = K_{\text{обр.}} \cdot C_C^c \cdot C_D^d$

K - константа скорости, величина постоянная;

C - молярные концентрации (давление) реагентов

Гетерогенные системы - реакции, компоненты которых находятся в разных физических состояниях - в газообразном, в растворенном, в твердом.

Скорость реакции изменяется только в зависимости от концентрации газов и растворенных веществ: $aA_{\text{тверд.}} + bB_{\text{газ}} \rightarrow cC_{\text{жидк.}}$

Скорость прямой реакции равна: $v_{\text{пр.}} = K_{\text{пр.}} \cdot C_B^b$

Скорость обратной реакции равна: $v_{\text{обр.}} = K_{\text{обр.}} \cdot C_C^c$

Факторы, влияющие на скорость реакции

1. Природа реагирующих веществ
2. Концентрация реагирующих веществ. Чем выше концентрация веществ, тем больше скорость, протекающей реакции.
3. Температура - зависимость скорости реакции от температуры выражается *правилом Вант-Гоффа*: при повышении температуры на 10 градусов скорость химической реакции увеличивается в 2-4 раза,

$$V_2 = V_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где V_2 и V_1 - скорости реакций при температурах t_2 и t_1 ; γ - температурный коэффициент скорости реакции.

4. Поверхность реагирующих веществ.
5. Ингибитор, катализатор. Изменение скорости реакции под действием катализаторов называют - катализом.

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Опыт 1. Влияние природы реагирующих веществ на скорость реакции

1) Взять три пробирки и налить по 1 мл раствором кислот одинаковой концентрации: в первую – уксусной, во вторую – хлороводородной, в третью – серной. Во все пробирки внести по одинаковому кусочку гранулированного цинка. Отметить различную интенсивность выделения водорода.

Написать уравнения реакций цинка с уксусной, хлороводородной и серной кислотами. Сделать вывод о влиянии природы реагирующих веществ на скорость реакции.

2) Налейте в три пробирки по 5 мл раствора соляной кислоты и одновременно в одну бросьте гранулу алюминия, в другую - цинка, в третью гранулу меди. В какой из пробирок реакция пошла и почему? Составьте уравнения реакций взаимодействия металлов с соляной кислотой. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от природы реагирующих веществ.

Опыт 2. Влияние степени измельчения на скорость реакции в гетерогенной системе

Взять два кусочка мела (карбонат кальция) приблизительно одинакового размера. Один из кусочков поместить в пробирку, а другой измельчить и порошок перенести в другую пробирку. В обе пробирки внести одновременно по 1 мл концентрированной хлороводородной кислоты. Сравнить время растворения мела в каждом случае.

Составить уравнение реакции между карбонатом кальция и хлороводородной кислотой. Сделать вывод о влиянии степени измельчения твердых веществ на скорость реакции.

Опыт 3. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции в гомогенной системе (взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой)

Провести вначале качественный опыт. Для этого в пробирку внести 5 - 10 капель раствора тиосульфата натрия и 3-5 капель раствора серной кислоты. Наблюдать появление слабой опалесценции и дальнейшее помутнение раствора от выпавшей свободной серы.

Приготовить три раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого в три сухие пробирки внести:

в первую - 4 капли раствора тиосульфата натрия и 8 капель воды,

во вторую - 8 капель раствора тиосульфата натрия и 4 капли воды;

в третью - 12 капель раствора тиосульфата натрия. Содержимое первых двух пробирок осторожным встряхиванием перемешать.

В первую пробирку внести одну каплю раствора серной кислоты. По секундомеру измерить время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции. Аналогично определить время течения реакции во второй и третьей пробирках.

Вычислить скорость реакции в каждом опыте как величину, обратную времени протекания реакции. Результаты опыта занести в таблицу 1 по форме.

Таблица 1

№ пробирки	Число капель раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Число капель воды	$\text{C}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$, моль/л	Время реакции t , с	Условная скорость реакции. v , с^{-1}
1	4	8	1/3		
2	8	4	1/2		
3	12	0	1		

Построить график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ и сделать вывод о характере этой зависимости.

Реакция тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:



Опыт 4. Влияние температуры на скорость реакции

В три пробирки налить по 3 мл раствора серной кислоты (одинаковой концентрации). В каждую пробирку поместить навеску порошка оксида меди (II). Первую пробирку оставить в штативе; вторую – опустить в стакан с горячей водой; третью – нагреть в пламени спиртовки.

Составить уравнение реакции между оксидом меди (II) и серной кислотой. Сделать вывод о зависимости скорости реакции от температуры.

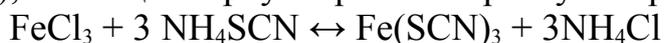
Опыт 5. Влияние катализатора на скорость реакции

Налейте в пробирку 1-2 мл раствора перекиси водорода (H₂O₂). Поднесите тлеющую лучинку. Добавьте к перекиси водорода немного оксида марганца (IV). Отметьте, что произошло со скоростью реакции. Поднесите к отверстию пробирки тлеющую лучинку. Что наблюдаете? Оксид марганца (IV) (а также железо, хром, свинец, серебро, марганец и их соли) является в данной реакции катализатором - веществом, ускоряющим реакцию, но само при этом не расходуется.

Запишите наблюдения и соответствующее уравнение реакции.

Опыт 6. Влияние концентрации реагирующих и образующихся веществ на химическое равновесие

При взаимодействии хлорида железа (III) с роданидом аммония протекает обратимая реакция с образованием малодиссоциированного роданида железа (III), имеющего яркую кроваво-красную окраску:



Смещение равновесия легко наблюдать по изменению интенсивности окраски раствора.

В стаканчик налить 20 мл воды и внести по 1-2 капли насыщенных растворов хлорида железа (III) и роданида аммония. Окрашенный раствор разлить поровну в четыре пробирки. В одну пробирку добавить 2-3 капли насыщенного раствора хлорида железа (III), во вторую - 2-3 капли насыщенного раствора роданида аммония, в третью внести шпателем немного кристаллического хлорида аммония.

Сравнить окраску растворов в этих пробирках с окраской раствора в четвертой пробирке. Во 2-ой и 3-й пробирках окраска раствора усиливается.

В четвертую пробирку прибавить сухую соль хлористого аммония и энергично перемещать стеклянной палочкой. Окраска раствора по мере растворения NH₄Cl заметно ослабляется. Данные опыта занести в таблицу 2.

Таблица 2

№ пробирки	Концентрация какого компонента равновесной системы увеличена	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1	FeCl ₃		
2	NH ₄ SCN		
3	NH ₄ Cl		

По изменению интенсивности окраски определить направление смещения равновесия. На основании принципа Ле-Шателье, пользуясь выражением константы химического равновесия

$K_{\text{равн}}$, объяснить изменение окраски растворов по 2-ой, 3-й и 4-й пробиркам и влияние концентрации веществ на химическое равновесие.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.

Сделайте выводы.

Контрольные вопросы

1. Как называется раздел химии, изучающий скорость и механизм химических реакций?
2. Что такое скорость химической реакции и в каких единицах она измеряется?
3. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
4. Какие системы называются гомогенными и гетерогенными? Дать определение скорости химической реакции.
5. Сформулировать закон действия масс. Каков физический смысл константы скорости химической реакции и от каких факторов зависит ее величина.
6. Сформулировать правило Вант-Гоффа.
7. Какие химические процессы называются обратимыми и необратимыми? Привести примеры практически обратимых и совершенно необратимых процессов.
8. Определить понятие химическое равновесие. Сформулировать принцип Ле - Шателье. Действием каких факторов можно сместить равновесие указанных реакций вправо?
 - а) $C + H_2O_{(пар)} \leftrightarrow CO + H_2; \Delta H = 129,89 \text{ кДж}$
 - б) $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3; \Delta H = -92,18 \text{ кДж}$
9. От каких факторов зависит константа равновесия? Написать выражение константы равновесия для реакций:
 - а) $Fe_3O_{4(к)} + 4CO_{(г)} \leftrightarrow 3Fe_{(к)} + 4CO_{2(г)}$
 - б) $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2SO_{3(г)}$
 - в) $PCl_{5(г)} \leftrightarrow PCl_{3(г)} + Cl_{2(г)}$
10. Как зависит скорость химической реакции от концентрации реагирующих веществ? Напишите математические выражения закона действующих масс для скоростей реакций, протекающих по уравнениям:
 - а) $4 NH_3 + 5 O_2 = 4 NO + 6 H_2O$
 - б) $2 H_2S + SO_2 = 3 S + 2 H_2O$

Лабораторная работа № 2

Приготовление растворов заданной концентрации.

Расчеты концентрации растворов

Цель: приобрести навыки приготовления растворов различной концентрации, проверить на практике действенность теоретических знаний о способах выражения концентрации веществ в растворе

Оборудование и реактивы: весы, разновесы, мерные колбы объёмом 200, 500 мл, пипетки, конические колбы, мерные цилиндры, воронки, ложка-шпатель, химические стаканы, стеклянные палочки, кристаллический хлорид натрия, 20 % раствор соляной кислоты, дистиллированная вода,

Теоретическая часть

Концентрацией раствора называется весовое содержание растворённого вещества в определённом весовом количестве или в определённом объёме раствора.

В химии применяют следующие способы выражения концентрации раствора: процентная, молярная, моляльная и нормальная.

Процентная концентрация выражается числом граммов растворённого вещества, содержащимся в 100 г. раствора. Например, 20%-ный раствор поваренной соли – это раствор, в 100 г. которого содержится 20 г. соли и 80 г. воды.

Молярная концентрация выражается количеством молей растворённого вещества, содержащимся в 1 л. раствора. Раствор, содержащий 1 моль растворённого вещества в литре, называется одномолярным (1 М раствор), содержащий 0,1 моля, называется децимолярным (0,1 М раствор) и т.д.

Моляльная концентрация – концентрация растворённого вещества в молях на 1000 г. растворителя.

Нормальная концентрация выражается числом грамм-эквивалентов растворённого вещества, содержащимся в 1 л. 1 г-эquiv. растворённого вещества, называется одномолярным (1 н. раствор), содержащий 0,1 г-эquiv. в 1 л. называется децинормальным (0,1 н. раствор) и т.д.

Важнейшей характеристикой раствора является его состав или концентрация компонентов.

Концентрация раствора – это количество растворённого вещества, которое содержится в определённом количестве растворителя или раствора.

Рассмотрим способы выражения концентрации раствора, что наиболее применяются в химической практике.

Процентная концентрация (массовая частица растворённого вещества) выражается числом граммов растворённого вещества, содержащимся в 100 г. раствора.

Она определяется по формуле:

$$W\% = \frac{m_{в-ва}}{m_{р-ра}} * 100\%$$

где W% - массовая доля растворённого вещества, безразмерная величина;

$m_{в-ва}$ - масса растворённого вещества, г;

$m_{р-ра}$ – масса раствора, г.

Молярная концентрация – равна количеству вещества, которое содержится в 1 л раствора.

$$C_m = \frac{v_{в-ва}}{V_{р-ра}} * 1000 \text{ или } C_m = \frac{v_{в-ва}}{V_{р-ра}}$$

Где $n_{в-ва}$ – количество растворенного вещества, моль;

$V_{р-ра}$ – объём раствора, мл, л.

Моляльная концентрация – равно количеству вещества, которое содержится в 1 кг растворителя.

$$C_m = \frac{m_{в-ва} * 1000}{M_{в-ва} * m_{р-ра}} \text{ или } C_m = \frac{v_{в-ва}}{m_{р-ра}}$$

Где $n_{в-ва}$ – количество растворённого вещества, моль;

$V_{р-ра}$ – масса раствора, г, кг.

Молярная концентрация эквивалента (нормальность) – равна количеству эквивалентов растворённого вещества, которое содержится в 1 л раствора.

$$C\left(\frac{1}{z} X\right) = \frac{1000 m_{в-ва}(X)}{M\left(\frac{1}{z} X\right) * V_{р-ра}} \text{ или } C\left(\frac{1}{z} X\right) = \frac{1000 m_{в-ва}(X)}{M\left(\frac{1}{z} X\right) * V_{р-ра}}$$

Где $n_{в-ва}$ – масса растворённого вещества, г;

$V_{р-ра}$ – объём раствора, мл, л.

$M\left(\frac{1}{z} X\right)$ – молярная масса эквивалента вещества X .

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Задание 1. Приготовить 1 л раствора хлорида натрия с молярной концентрацией 0,155 М.

Рассчитайте массу хлорида натрия. Для расчетов используйте формулы:

$$C = v : V; v = C * V; m = v * M; m = C * V * M$$

Взвесьте на весах рассчитанную навеску. Перенести навеску соли в мерную колбу. Прилейте в колбу немного воды и перемешать стеклянной палочкой до полного растворения соли. Налейте в мерную колбу воды до метки. Чтобы не перелить воду, последние капли добавлять с помощью пипетки.

Задание 2. Приготовить 0,5 л раствора соляной кислоты с молярной концентрацией 0,10 М из раствора с массовой долей соляной кислоты 20% ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$).

Рассчитайте объем раствора соляной кислоты, необходимые для приготовления раствора. Для расчетов используйте формулы:

$$C_m = v : V; v = C * V; m = v * M; m = C_m * V * M; m = \rho V$$

Взвесьте на весах рассчитанную навеску. С помощью мерного цилиндра отмерьте рассчитанный объем раствора соляной кислоты и перелейте его в мерную колбу. Затем налейте в мерную колбу воды до метки. Чтобы не перелить воду, последние капли добавлять с помощью пипетки.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.

Сделайте выводы.

Контрольные вопросы

1. Объясните, в чём сущность процесса растворения?
2. Перечислите известные вам способы выражения концентрации раствора.
3. Что такое нормальность и молярность раствора?

Решите задачи на расчет концентрации растворов

Вариант 1

1. Сколько граммов KCl следует растворить в 100 г воды для получения 5 %-ного раствора?
2. Чему равна молярность раствора, содержащего в 0,75 л 4,41 г поваренной соли?
3. К 700 г водного раствора этанола с массовой долей 20 % добавили 240 мл этилового спирта ($\rho = 0,80$ г/мл). Рассчитайте массу спирта в полученном растворе.
4. Определить молярную и нормальную (эквивалентную) концентрацию 16 %-ного раствора NaOH ($\rho = 1,18$ г/мл)
5. Определите молярную концентрацию раствора H_3PO_4 , в 500 мл которого содержится H_3PO_4 массой 9,8 г.

Вариант 2

1. Сколько сахара и воды надо взять для приготовления 500 г 2,5 %-ного раствора?
2. Рассчитайте молярность 70 %-го раствора серной кислоты объемом 1 л ($\rho = 1,622$ г/мл).
3. Чему равна процентная концентрация 2 М раствора KOH объемом 1 л ($\rho = 1,08$ г/мл)
4. Какой объём 20 %-ной серной кислоты ($\rho = 1,14$ г/мл) надо прибавить к 100 мл воды, чтобы получить 5 %-ный раствор?
5. Сколько граммов Na_2CO_3 содержится в 0,1 М растворе объемом 200 мл?

Лабораторная работа № 3

Диссоциация электролитов в водных растворах

Цель: Закрепить навыки проведения реакций, подтверждающих основные положения теории электролитической диссоциации, реакции ионного обмена, а также навыки работы с химическим оборудованием и реактивами.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, стеклянная палочка, микрошпатели, цинк (гранулированный), растворы HCl, CH₃COOH, сульфата натрия, сульфата алюминия, хлорида бария, сульфата цинка, гидроксида натрия, индикаторы метиловый оранжевый, фенолфталеин, кристаллические ацетат натрия, карбонат натрия, гидрокарбонат натрия.

Теоретическая часть

Основные положения теории электролитической диссоциации

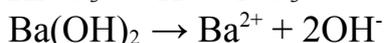
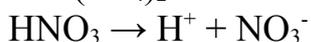
(С. Аррениус, 1887г.)

1. При растворении в воде (или расплавлении) электролиты распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы (подвергаются электролитической диссоциации).
2. Под действием электрического тока катионы (+) двигаются к катоду (-), а анионы (-) – к аноду (+).
3. Электролитическая диссоциация - процесс обратимый (обратная реакция называется моляризацией).
4. Степень электролитической диссоциации (α) зависит от природы электролита и растворителя, температуры и концентрации. Она показывает отношение числа молекул, распавшихся на ионы (n) к общему числу молекул, введенных в раствор (N).

$$\alpha = n / N \quad 0 < \alpha < 1$$

Электролиты и неэлектролиты

Процесс электролитической диссоциации принято записывать в виде схемы, не раскрывая его механизма и опуская растворитель (H₂O), хотя он является основным участником.



Сильные электролиты - это вещества, которые при растворении в воде практически полностью распадаются на ионы. Как правило, к сильным электролитам относятся вещества с ионными или сильно полярными связями: все хорошо растворимые соли, сильные кислоты (HCl, HBr, HI, HClO₄, H₂SO₄, HNO₃) и сильные основания (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ba(OH)₂, Sr(OH)₂, Ca(OH)₂).

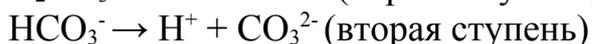
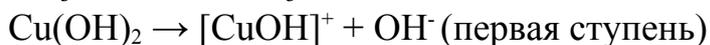
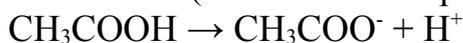
В растворе сильного электролита растворённое вещество находится в основном в виде ионов (катионов и анионов); недиссоциированные молекулы практически отсутствуют.

Слабые электролиты - вещества, частично диссоциирующие на ионы. Растворы слабых электролитов наряду с ионами содержат недиссоциированные молекулы. Слабые электролиты не могут дать большой концентрации ионов в растворе.

К слабым электролитам относятся:

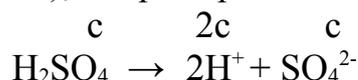
- 1) почти все органические кислоты (CH_3COOH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ и др.);
- 2) некоторые неорганические кислоты (H_2CO_3 , H_2S и др.);
- 3) почти все малорастворимые в воде соли, основания и гидроксид аммония ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; $\text{Al}(\text{OH})_3$; NH_4OH);
- 4) вода.

Они плохо (или почти не проводят) электрический ток.



Неэлектролиты - вещества, водные растворы и расплавы которых не проводят электрический ток. Они содержат ковалентные неполярные или малополярные связи, которые не распадаются на ионы. Электрический ток не проводят газы, твердые вещества (неметаллы), органические соединения (сахароза, бензин, спирт).

Концентрация ионов в растворах зависит от того, насколько полно данный электролит диссоциирует на ионы. В растворах сильных электролитов, диссоциацию которых можно считать полной, концентрацию ионов легко определить по концентрации (c) и составу молекулы электролита (стехиометрическим индексам), например:



Концентрации ионов в растворах слабых электролитов качественно характеризуют степенью и константой диссоциации.

Степень диссоциации (α) - отношение числа распавшихся на ионы молекул (n) к общему числу растворенных молекул (N): $\alpha = n / N$ и выражается в долях единицы или в % ($\alpha = 0,3$ – условная граница деления на сильные и слабые электролиты).

Степень диссоциации зависит от концентрации раствора слабого электролита. При разбавлении водой степень диссоциации всегда увеличивается, т.к. увеличивается число молекул растворителя (H_2O) на одну молекулу растворенного вещества. По принципу Ле Шателье равновесие электролитической диссоциации в этом случае должно сместиться в направлении образования продуктов, т.е. гидратированных ионов.

Степень электролитической диссоциации зависит от температуры раствора. Обычно при увеличении температуры степень диссоциации растет, т.к. активируются связи в молекулах, они становятся более подвижными и легче ионизируются. Концентрацию ионов в растворе слабого электролита можно рассчитать, зная степень диссоциации α и исходную концентрацию вещества c в растворе.

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Опыт 1. Сравнение химической активности кислот

В одну пробирку до 1/3 объема налить раствор хлороводородной кислоты, в другую - столько же раствора уксусной кислоты.

В каждую пробирку бросить по одному кусочку одинаковых по величине кусочка цинка. В каком случае водород выделяется более энергично?

Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Объяснить наблюдаемое различие в скоростях реакций.

Опыт 2. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов (влияние соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты)

В две пробирки внести по 1 мл раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку прибавить одну каплю метилового оранжевого. Под влиянием каких ионов метиловый оранжевый принимает розовую окраску?

Одну пробирку с уксусной кислотой оставить в качестве контрольной, а в другую внести немного ацетата натрия и перемешать раствор стеклянной палочкой. Сравнить окраску полученного раствора с окраской раствора в контрольной пробирке. На изменение концентрации каких ионов указывает изменение окраски метилового оранжевого?

Написать уравнение диссоциации уксусной кислоты и выражение константы ее диссоциации. Объяснить, как смещается равновесие диссоциации кислоты при добавлении к ней ацетата натрия. Как меняется при этом степень диссоциации уксусной кислоты и концентрация ионов H^+ .

Опыт 3. Обменные реакции в растворах электролитов

1) *Реакции с образованием малорастворимых осадков.* Взять две пробирки. Внести в них по 4-5 капель растворов: в первую - сульфата натрия, во вторую - сульфата алюминия. Во все пробирки добавить по 3-4 капли раствора хлорида бария.

Описать наблюдаемые явления. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

2) **Реакции с образованием газообразных веществ.** В пробирку внести 2-3 микрошпателя кристаллического карбоната натрия и добавить 5-7 капель раствора хлороводородной кислоты. Опыт повторить с кристаллическим гидрокарбонатом натрия. Описать наблюдаемые явления. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

3) **Реакции с образованием малодиссоциирующих веществ.** В пробирку налить 2 мл гидроксида натрия, добавить 1 каплю фенолфталеина, а затем прибавить по каплям раствор хлороводородной кислоты до полного исчезновения окраски. Отметить наблюдаемые эффекты. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

Опыт 4. Получение амфотерных гидроксидов, исследование их свойств

В две пробирки внести по 4-5 капель раствора сульфата цинка. Добавлять по каплям в каждую пробирку раствор гидроксида натрия до образования студенистого осадка. Для исследования свойств гидроксида цинка прилить до растворения осадков: к первой пробирке - раствор хлороводородной кислоты, ко второй - раствор гидроксида натрия.

Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения гидроксида цинка и его растворения в хлороводородной кислоте и гидроксиде натрия. Сделать вывод о свойствах амфотерных гидроксидов.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.
Сделайте выводы.

Лабораторная работа № 4 Гидролиз солей. Расчеты pH среды

Цель: Экспериментальным путем изучить гидролиз различных солей и факторы, влияющие на степень гидролиза.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, растворы хлорида цинка, карбоната натрия, карбоната аммония, фенолфталеин, лакмус, лакмусовая бумага, метилоранж, растворы соляной кислоты, едкого натра.

Теоретическая часть

Гидролиз соли - взаимодействие ионов соли с водой, когда образуется слабый электролит.

$[H^+] = [OH^-]$ - среда нейтральная,

$[H^+] > [OH^-]$ - среда кислая,

$[OH^-] > [H^+]$ - среда щелочная.

В зависимости от своего состава соли по-разному реагируют с водой, поэтому можно выделить 4 типа гидролиза солей.

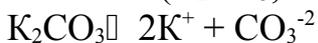
1. Соль образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты ($CuCl_2$, NH_4Cl , $Fe_2(SO_4)_3$ гидролиз по катиону)





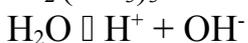
Вывод: $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ $\text{pH} < 7$ среда раствора кислая \square окраска индикаторов изменяется

2. Соль образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты (K_2CO_3 , Na_2S — гидролиз по аниону)



Вывод: $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ $\text{pH} > 7$ среда раствора щелочная \square окраска индикаторов изменяется

3. Соль образована катионом слабого основания и анионом слабой кислоты ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$, AlCl_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ — гидролиз по катиону и по аниону)



Вывод: Характер среды определяется относительной силой кислоты и основания.

4. Соль образована катионом сильного основания и анионом сильной кислоты (гидролизу не подвергаются (NaCl , K_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$).



Вывод: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ $\text{pH} = 7$ среда раствора нейтральная \square окраска индикаторов не изменяется

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Опыт 1. Изменение окраски индикаторов в растворах кислот и щелочей

1) В три пробирки налить по 1 мл едкого натра, в каждую пробирку добавить по одной капле: в первую фенолфталеин, во вторую - лакмус, в третью - метилоранж. Отметить окраску индикаторов.

2) В три пробирки налить по 1 мл соляной кислоты, в первую добавить каплю фенолфталеина; во вторую - лакмуса; в третью - метилоранжа. Отметить, как изменился цвет индикаторов. Заполнить таблицу.

Индикатор	Среда		
	Нейтральная	Щелочная	Кислая

Ф-ф			
Лакмус			
М-о			

Опыт 2. Гидролиз солей

1. Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой.

В пробирку налейте 1 мл раствора карбоната натрия, прилейте к нему каплю фенолфталеина. Как изменился цвет индикатора? Почему? Составьте уравнения гидролиза соли карбоната натрия. Определите, сколько ступеней гидролиза будет у этой соли. Для каждой ступени составить молекулярное и ионные уравнения гидролиза. Сделайте вывод, почему соль подвергается гидролизу, какую реакцию среды имеет данная соль, определите рН, раствора соли?

2) Гидролиз соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием.

В пробирку налейте 1 мл раствора хлорида цинка, прилейте к нему каплю лакмуса. Как изменился цвет индикатора? Почему? Сколько ступеней гидролиза будет в данной соли. Для каждой ступени составьте молекулярное и ионное уравнения гидролиза. Сделайте вывод, почему соль подвергается гидролизу, какую реакцию среды имеет раствор данной соли, определите рН раствора соли?

3) Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием.

В пробирку налейте 1 мл раствора карбоната аммония, прилейте к нему каплю фенолфталеина. Изменился ли цвет индикатора? Почему?

В другую пробирку налейте тоже 1 мл карбоната аммония, прилейте каплю лакмуса. Изменился ли цвет индикатора? Почему?

Проанализируйте состав соли, это поможет ответить на выше поставленные вопросы.

Составьте молекулярное, полное ионное и сокращенное ионное уравнение.

Сделайте вывод, почему соль подвергается гидролизу, какую реакцию среды имеет раствор данной соли, определите рН раствора соли.

Приведите пример соли, которая не подвергается гидролизу, объяснить почему.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.
Сделайте выводы.

Решить задачи

1. В некотором растворе концентрация гидроксид-ионов равна 0,001 моль/л. Определите рН этого раствора и характер среды.

2. Считая диссоциацию щелочи полной, определите рН раствора, 1 л которого содержит 4 г NaOH.
3. Вычислите концентрации гидроксид ионов (OH⁻) в растворе, рН которого равен 3,28.
4. Вычислите водородный показатель раствора гидроксида калия (KOH), содержащегося в растворе в концентрации $4,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л.
5. По данной концентрации ионов водорода определить значение рН. Концентрация ионов водорода равна $5,5 \cdot 10^{-2}$.
6. Вычислите концентрацию ионов (OH⁻) водного раствора, имеющего значение рН = 8,2.

Лабораторная работа № 5

Получение и свойства комплексных соединений

Цель: Изучить способы получения и свойства некоторых комплексных соединений меди, серебра, железа, кобальта; применение некоторых изученных свойств для обнаружения веществ.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, выпарительная чашка, тигельные щипцы, спиртовка, медный купорос, сероводородная вода, растворы гидроксида аммония, железистосинеродистого калия, железосинеродистого калия, нитрата серебра, соляной кислоты, азотной кислоты, хлорида натрия, тиосульфата натрия, соли Мора, сульфата железа (III), соли кобальта (II), роданида аммония, амилового спирта, вода.

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Комплексные соединения меди

Опыт 1. В небольшую выпарительную чашку поместите 1-2 микрошпателя медного купороса. Закрепите чашку тигельными щипцами, слабо прокалите содержимое на открытом огне. Обратите внимание на изменение цвета кристаллов. После того как чашка остынет почти до комнатной температуры, добавьте в нее одну каплю воды и вновь отметьте изменение окраски раствора. Напишите уравнения реакций.

Опыт 2. К 3 каплям раствора медного купороса прибавьте 1-2 капли раствора NH₄OH. Наблюдается выпадение зеленовато-голубоватого осадка

основной соли $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

Затем по каплям прибавьте избыток раствора аммиака. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции. Добавить к полученному раствору 3-5 капель сероводородной воды. Объясните выпадение черного осадка.

Опыт 3. К 3 каплям раствора CuSO_4 добавьте 2-3 капли железистосинеродистого калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдается выпадение красно-бурого осадка. Напишите уравнение реакции.

Комплексные соединения серебра

Опыт 4. В коническую пробирку к 1-2 каплям раствора азотнокислого серебра прибавьте 1-2 капли 2 н. соляной кислоты или раствора хлорида натрия. Отцентрифугируйте осадок, слейте фильтрат и к осадку добавьте раствор аммиака (лучше концентрированного) до его полного растворения. Почему растворился осадок? Напишите уравнение реакции.

Затем в пробирку с растворенным осадком по каплям прибавьте азотную кислоту (3-5 капель). Напишите уравнение реакции. Объясните образование осадка при прибавлении азотной кислоты.

Опыт 5. Получите осадок AgCl , как указано в предыдущем опыте, и отделите его от раствора. К осадку прибавляйте по каплям раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до полного его растворения. Напишите уравнение реакции.

Комплексные соединения железа

Опыт 6. В коническую пробирку внесите 2-3 капли свеже-приготовленного раствора соли Мора и добавьте столько же раствора железосинеродистого калия (красной кровяной соли). Содержимое пробирки разбавьте дистиллированной водой. Каков цвет осадка? Как называется осадок? Напишите уравнение реакции.

Опыт 7. Внесите в коническую пробирку 2—3 капли раствора сульфата железа (III) и добавьте столько же раствора железистосинеродистого калия (желтой кровяной соли). Содержимое пробирки разбавьте водой. Каков цвет осадка и как называется осадок? Напишите уравнение реакции. Реактивами на какие ионы железа могут служить ионы $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ и $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$?

Комплексные соединения кобальта

Опыт 8. К 2-3 каплям раствора соли двухвалентного кобальта прибавьте 8-9 капель насыщенного раствора роданистого аммония NH_4SCN . Каков цвет полученного раствора? Напишите уравнение реакции. Прибавьте к раствору 4-5 капель амилового спирта. Что наблюдается?

Снова получите роданистый комплекс кобальта и раствор постепенно разбавляйте водой до появления розовой окраски. Чем она вызвана?

На основании проделанных опытов сделать заключение об устойчивости комплекса в воде и амиловом спирте.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.
Сделайте выводы.

Лабораторная работа № 6 Окислительно-восстановительные реакции

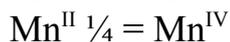
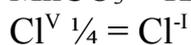
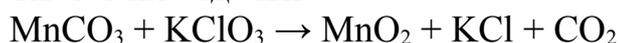
Цель: Закрепить и углубить знания об окислительно-восстановительных реакциях, умения определять окислитель и восстановитель в ходе реакций, составления электронного баланса. Отработать навыки экспериментального проведения ОВР с соблюдением техники безопасности.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, растворы хлорида (сульфата) железа (III), иодида калия или натрия, крахмала, нитрата (ацетата) свинца, соляной и серной кислот, гидроксида натрия или калия, сульфата железа (II), соли Мора, перманганата калия, дихромата калия, сульфата меди (II), кусочки или гранулы цинка, железа, алюминия.

Теоретическая часть

Окислительно-восстановительные реакции - это химические реакции, которые сопровождаются изменением степеней окисления элементов. В уравнениях таких реакций подбор коэффициентов проводят составлением **электронного баланса**. Метод подбора коэффициентов с помощью электронного баланса складывается из следующих этапов:

а) записывают формулы реагентов и продуктов, а затем находят элементы, которые повышают и понижают свои степени окисления, и выписывают их отдельно:

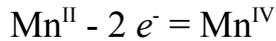


б) составляют уравнения полуреакций восстановления и окисления, соблюдая законы сохранения числа атомов и заряда в каждой полуреакции:

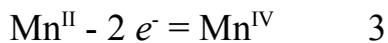
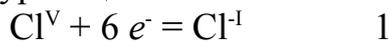
полуреакция восстановления



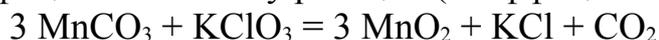
полуреакция окисления



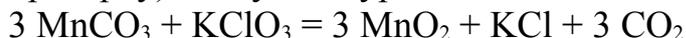
в) подбирают дополнительные множители для уравнения полуреакций так, чтобы закон сохранения заряда выполнялся для реакции в целом, для чего число принятых электронов в полуреакциях восстановления делают равным числу отданных электронов в полуреакции окисления:



г) проставляют (по найденным множителям) стехиометрические коэффициенты в схему реакции (коэффициент 1 опускается):

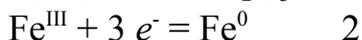


д) уравнивают числа атомов тех элементов, которые не изменяют своей степени окисления при протекании реакции (если таких элементов два, то достаточно уравнивать число атомов одного из них, а по второму провести проверку). Получают уравнение химической реакции:



Пример 1. Подберите коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$

Решение: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} = 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$



При одновременном окислении (или восстановлении) атомов двух элементов одного вещества расчет ведут на одну формульную единицу этого вещества.

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Опыт 1. Окислительные свойства солей железа (III).

Налейте в пробирку 2—3 капли раствора хлорида или сульфата железа (III) и прибавьте такой же объем раствора иодида калия или натрия. Обратите внимание на изменение окраски раствора, которое может быть связано с образованием в нем свободного иода.

Для обнаружения иода разбавьте несколько капель испытуемого раствора в отдельной пробирке трех-четырёхкратным объемом воды, после чего добавьте 2—3 капли раствора крахмала. Отметьте окрашивание образующегося соединения иода с крахмалом.

Напишите уравнение реакции. Составьте электронный баланс. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 2. Восстановительные свойства металлов.

1) Поместите в одну пробирку 1—2 кусочка цинка, в другую — железа и прибавьте немного раствора нитрата или ацетата свинца. Через несколько минут становится заметным образование блестящих кристаллов свинца на поверхности кусочков металла.

Напишите уравнения реакции. Составьте электронный баланс. Укажите окислитель и восстановитель.

2) Поместите в пробирку 1—2 кусочка железа и прибавьте немного раствора сульфата меди (II). Как изменилась поверхность железа и цвет раствора? Напишите уравнение реакции. Составьте электронный баланс. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 3. Восстановительные свойства металлов по отношению к иону H^+ . Поместите в две пробирки по 1—2 кусочка цинка и железа и прибавьте по 5—7 капель 10%-ного раствора соляной кислоты. Наблюдается выделение водорода? Какова интенсивность взаимодействия испытуемых металлов с кислотой и от каких факторов она зависит?

Напишите уравнения реакций. Составьте электронный баланс. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 4. Поведение металлов в щелочной среде. Поместите в пробирку по 1—2 кусочка алюминия и в каждую добавьте по 5—7 капель 10%-ного раствора гидроксида калия или натрия. Дайте содержимому пробирок постоять 2—3 мин. Наблюдается ли выделение газа в пробирке?

Напишите уравнения реакций. Составьте электронный баланс. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 5. Окисление сульфата железа (II) дихроматом калия.

Налейте в пробирку 2—3 капли раствора дихромата калия и столько же 2 н. раствора H_2SO_4 , после чего прилейте по каплям раствор сульфата железа (II) или соль Мора. Пока дихромат-ионы полностью не прореагируют, оранжевый цвет их в сочетании с цветом образовавшихся гидратированных ионов хрома (III) придает раствору бурое окрашивание. Поэтому добавление по каплям раствора сульфата железа (II) следует вести до достижения устойчивой окраски.

В какой цвет окрашен раствор? Какую функцию выполняет в этой реакции сульфат железа (II)? Напишите уравнение реакции. Составьте электронный баланс. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 6. 1—2 кристалла железного купороса $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ или соли Мора $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$ растворите в 3—4 каплях воды, подкислите таким же объемом разбавленной серной кислоты и полученный раствор по каплям приливайте к 2—3 каплям раствора перманганата калия в другой пробирке до обесцвечивания раствора. Напишите уравнения реакций. Составьте электронный баланс. Укажите окислитель и восстановитель.

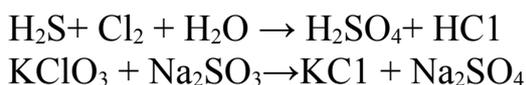
Какой реакцией можно обнаружить появление в растворе ионов железа (III)? Напишите уравнение реакции.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.
Сделайте выводы.

Контрольные вопросы и задания:

Для предложенных схем реакций составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое - восстановителем; какое вещество окисляется, какое - восстанавливается.





Практическая работа № 7

Окислительные свойства перманганата калия

Цель: Закрепить и углубить знания об окислительных свойствах перманганат-иона, закрепить умения определять его роль в ходе реакций, умения составлять электронный баланс, показывать переход электронов. Отработать навыки экспериментального проведения ОВР, соблюдая технику безопасности.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, растворы серной кислоты, гидроксида натрия, сульфита натрия, перманганата калия, дистиллированная вода.

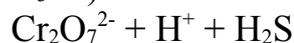
Теоретическая часть

Для подбора коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водном растворе при участии ионов, используют метод **электронно-ионного баланса**. Метод подбора коэффициентов с помощью электронно-ионного баланса складывается из следующих этапов:

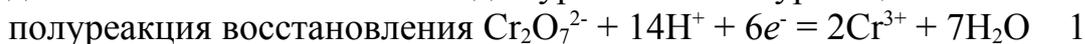
а) записывают формулы реагентов данной окислительно-восстановительной реакции $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}$

и устанавливают химическую функцию каждого из них (здесь $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ - окислитель, H_2SO_4 - кислотная среда реакции, H_2S - восстановитель);

б) записывают (на следующей строчке) формулы реагентов в ионном виде, указывая только те ионы (для сильных электролитов), молекулы (для слабых электролитов и газов) и формульные единицы (для твердых веществ), которые примут участие в реакции в качестве окислителя ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$), среды (H^+ - точнее, катиона оксония H_3O^+) и восстановителя (H_2S):



в) определяют восстановленную формулу окислителя и окисленную форму восстановителя, что должно быть известно или задано (так, здесь дихромат-ион переходит катионы хрома(III), а сероводород - в серу); эти данные записывают на следующих двух строчках, составляют электронно-ионные уравнения полуреакций восстановления и окисления и подбирают дополнительные множители для уравнений полуреакций:



г) составляют, суммируя уравнения полуреакций, ионное уравнение данной реакции, т.е. дополняют запись (б):

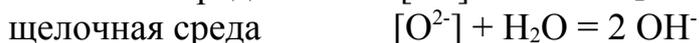


д) на основе ионного уравнения составляют молекулярное уравнение данной реакции, т.е. дополняют запись (а), причем формулы катионов и анионов, отсутствующие в ионном уравнении, группируют в формулы дополнительных продуктов (K_2SO_4):



е) проводят проверку подобранных коэффициентов по числу атомов элементов в левой и правой частях уравнения (обычно достаточно только проверить число атомов кислорода).

Окисленная и восстановленная формы окислителя и восстановителя часто отличаются по содержанию кислорода (сравните $Cr_2O_7^{2-}$ и Cr^{3+}). Поэтому при составлении уравнений полуреакций методом электронно-ионного баланса в них включают пары H^+ / H_2O (для кислотной среды) и OH^- / H_2O (для щелочной среды). Если при переходе от одной формы к другой исходная форма (обычно - окисленная) теряет свои оксид-ионы (ниже показаны в квадратных скобках), то последние, так как они не существуют в свободном виде, должны быть в кислотной среде соединены с катионами водорода, а в щелочной среде - с молекулами воды, что приводит к образованию молекул воды (в кислотной среде) и гидроксид-ионов (в щелочной среде):



Недостаток оксид-ионов в исходной форме (чаще - в восстановленной) по сравнению с конечной формой компенсируется добавлением молекул воды (в кислотной среде) или гидроксид-ионов (в щелочной среде):



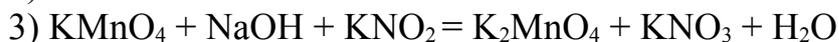
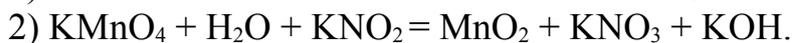
Реакции окисления - восстановления могут протекать в различных средах: в кислой, нейтральной и щелочной. В зависимости от среды может изменяться характер протекания реакции между одними и теми же веществами. Среда влияет на изменение степеней окисления. Рассмотрим пример влияния среды на восстановление перманганат-иона MnO_4^- :



Обычно для создания в растворе кислой среды используют серную кислоту. Для создания щелочной среды применяются растворы гидроксидов калия или натрия.

Рассмотрите примеры протекания реакции между нитритом калия KNO_2 (восстановитель) с перманганатом калия $KMnO_4$ (окислитель). Расставьте

коэффициенты методом электронного баланса и методом полуреакций, укажите окислитель и восстановитель.



Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Опыт 1. Окисление сульфита натрия перманганатом калия в кислой среде

Налейте в пробирку 2-3 капли раствора перманганата калия, такой же объем разбавленной 2 н. серной кислоты, а затем прибавляйте по каплям раствор сульфита натрия до полного обесцвечивания раствора. Какую степень окисления марганец в кислой среде?

Напишите уравнение реакции. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса и методом полуреакций, укажите окислитель и восстановитель. Отметьте, какую функцию выполняют в реакции сульфит натрия и серная кислота.

Опыт 2. Окисление сульфита натрия перманганатом калия в нейтральной среде

Налейте в пробирку 2-3 капли раствора перманганата калия и примерно такой же объем сульфита натрия. Как меняется в этом случае цвет раствора? Какое соединение выпало в осадок? Какая степень окисления марганца устойчива в нейтральной и слабощелочной среде?

Напишите уравнение реакции, учитывая, что в ней принимает участие вода. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса и методом полуреакций, укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 3. Окисление сульфита натрия перманганатом калия в щелочной среде

Налейте в пробирку 3-4 капли концентрированного раствора гидроксида натрия, затем такой же объем сульфита натрия, а затем 2-3 капли раствора перманганата калия. Как изменилась окраска раствора? Какой ион придает раствору такую окраску? Напишите уравнение реакции. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса и методом полуреакций, укажите окислитель и восстановитель.

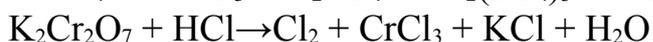
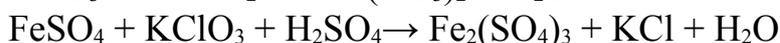
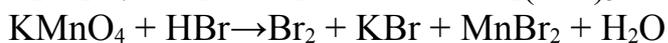
На основании проделанных опытов сделайте вывод о характере продуктов восстановления перманганат-иона в зависимости от pH среды.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.

Сделайте выводы.

Контрольные вопросы и задания

Реакции выражаются схемами:



Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса и методом полуреакций. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое - восстановителем; какое вещество окисляется, какое - восстанавливается.

Лабораторная работа № 8

Определение поверхностного натяжения и вязкости жидкостей

Цель: Ознакомиться со сталагмометрическим методом определения величины поверхностного натяжения жидкостей и с вискозиметрическим методом определения вязкости жидкости. Экспериментально определить относительную вязкость глицерина.

Реактивы и оборудование: вискозиметр, секундомер, мерный цилиндр, химические стаканчики на 50 мл, дистиллированная вода, глицерин, бюретка, химические стаканчики на 50 мл, мерные цилиндры, раствор NaOH.

Теоретическая часть

Свободная энергия поверхности жидкости называется **поверхностным натяжением** и обозначается δ (сигма). Поверхностное натяжение может быть измерено той работой, которую нужно затратить на преодоление сил сцепления между молекулами для создания новой единицы поверхности.

$$\delta = A / S \text{ (Дж/м}^2\text{, эрг/см}^2\text{)}$$

где A – сила действующая на единицу длины поверхности S.

Поверхностное натяжение жидкостей может резко изменяться при растворении в них различных веществ.

Вещества, значительно снижающие поверхностное натяжение, называются **поверхностно-активными**.

Вещества, повышающие поверхностное натяжение жидкости, называются **поверхностно-неактивными**.

Метод сталагмометрии (греч. "stalagma"- капля) (метод счета капель) основан на зависимости между числом капель, получаемых из данного объема жидкости и поверхностным натяжением. Жидкость вытекает из сталагмометра по каплям. Каждая капля отрывается от нижнего конца трубки только тогда, когда масса ее преодолет силу поверхностного натяжения, удерживающую каплю на конце трубки. Чем больше поверхностное натяжение, тем больше капля, следовательно, тем меньше капель получится из этого объема жидкости.

Вязкостью, или внутренним трением, называется сопротивление, возникающее при движении одних слоев жидкости относительно других. Величина сопротивления для разных жидкостей различна и зависит от химической природы жидкостей, т. е. от сил межмолекулярного взаимодействия.

Определение вязкости имеет большое значение при изучении свойств растворов белков, углеводов и жиров. От вязкости зависит скорость диффузии веществ в жидких средах, а следовательно, и скорость химических реакций в растворах.

Вязкость количественно характеризуется коэффициентом вязкости η . Под коэффициентом вязкости понимают силу, необходимую для перемещения слоя жидкости площадью 1 см^2 (м^2) со скоростью в 1 см/сек (м/сек) по отношению к другому слою, расположенному на расстоянии 1 см (м) от первого. Вязкость измеряется в пуазах (ньютон · секунда/ м^2).

На практике обычно определяют относительную вязкость, т. е. отношение вязкости исследуемой жидкости к вязкости воды, принимая вязкость воды равной одному сантипуазу (спз).

Один из методов измерения вязкости основан на определении времени истечения жидкости из капиллярной трубки вискозиметра. Время истечения равных объемов воды и исследуемой жидкости определяется в секундах. На основании опытных данных рассчитывают относительную вязкость по формуле

$$\eta_{\text{ж(Н}_2\text{О)}} = \eta_{\text{Н}_2\text{О}} \cdot \rho_{\text{ж}} \cdot t_{\text{ж}} / \rho_{\text{Н}_2\text{О}} \cdot t_{\text{Н}_2\text{О}}$$

где $\eta_{\text{ж(Н}_2\text{О)}}$ - относительная вязкость исследуемой жидкости по воде;
 $\eta_{\text{Н}_2\text{О}}$ – коэффициент вязкости воды, равный 1 спз;
 $\rho_{\text{ж}}$ и $\rho_{\text{Н}_2\text{О}}$ – плотность исследуемой жидкости и воды;
 $t_{\text{ж}}$ и $t_{\text{Н}_2\text{О}}$ – время истечения исследуемой жидкости и воды.

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Опыт 1. Определение поверхностного натяжения жидкости

1. Бюретку заполнить водой и выпустить 10 мл. воды, считая капли. Определение повторить 3 раза. Данные записать в таблицу, найти средний результат.

Число капель (n)	H ₂ O	1н NaOH
n 1		
n 2		
n 3		
n ср.		

2) Бюретку заполнить 1н раствором NaOH и выпустить 10 мл. раствора, считая капли. Определение повторить 3 раза. Данные записать в таблицу, найти средний результат.

3) Обработку результатов провести по формуле.

$$\delta_{\text{NaOH}} = \delta_{\text{H}_2\text{O}} \cdot \rho_{\text{NaOH}} \cdot n_{\text{ср}}(\text{H}_2\text{O}) / \rho_{\text{H}_2\text{O}} \cdot n_{\text{ср}}(\text{NaOH})$$

где ρ – плотность

$$\delta(\text{H}_2\text{O}) = 72,75 \text{ эрг/см}^2 \quad \rho(\text{NaOH}) = 0,87 \text{ г/см}^3 \quad \rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/см}^3$$

4) Сделать вывод о влиянии щелочи на величину поверхностного натяжения воды.

Опыт 2. Определение вязкости жидкостей

1) Заполнить вискозиметр водой. Определить время истечения воды, объемом 5 мл. Определение повторить 3 раза и найти средний результат, данные записать в таблицу.

Время	Вода	Глицерин
t 1		
t 2		
t 3		
t ср		

2) Заполнить вискозиметр глицерином. Определить время истечения глицерина, объемом 5 мл.

Определение повторить 3 раза и найти средний результат, данные записать в таблицу.

3) Вычислить относительную вязкость глицерина по формуле:

$$\eta_{\text{ж}(\text{H}_2\text{O})} = \eta_{\text{H}_2\text{O}} \cdot \rho_{\text{ж}} \cdot t_{\text{ж}} / \rho_{\text{H}_2\text{O}} \cdot t_{\text{H}_2\text{O}}$$

ρ глицерина – 1,26 г/см³

ρ воды – 1 г/см³

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.
Сделайте выводы.

Контрольные вопросы

1. Что называют поверхностным натяжением?
2. Объяснить механизм возникновения поверхностного натяжения.
3. В чем суть сталагмометрического метода определения поверхностного натяжения?
4. От чего зависит поверхностное натяжение чистых жидкостей, растворов?
5. Какие вещества по отношению к воде являются поверхностно-активными, поверхностно-неактивными?
6. Что такое вязкость?
7. Как количественно характеризуют вязкость?
8. Что понимают под коэффициентом вязкости, в каких единицах он измеряется?
9. Как определяют относительную вязкость?
10. Что влияет на величину вязкости?
11. Почему с увеличением температуры вязкость жидкости уменьшается?
12. Почему в пищевых производствах необходимо учитывать такую физико-химическую характеристику жидкости, как вязкость?

Лабораторная работа № 9

Исследование процессов адсорбции активированным углем

Цель: Приобрести практические навыки работы с химическим оборудованием и реактивами; закрепить теоретических знания о явлении адсорбции; Научиться производить хроматографическое разделение солей.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками; весы; три воронки; шесть колб; три колбы с пробками; стеклянная трубка длиной около 10 см и внутренним диаметром 5-6 мм; пипетка вместимостью 50 мм; пипетка вместимостью 10 мм; мерная пробирка; бюретка; фильтровальная бумага; сероводородная вода; раствор индиго; раствор йода; 0,05%-ный раствор нитрата свинца; раствор иодида калия; водный и спиртовой растворы фуксина одинаковой концентрации; 0,5 н, растворы солей Cu^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} ; оксид алюминия; 0,1 н. NaOH; 0,4, 0,2 и 0,1 н. растворы CH_3COOH ; фенолфталеин; тонко измельченный древесный уголь.

Теоретическая часть

Явление самопроизвольного поглощения вещества на поверхности раздела называется **адсорбцией**. Вещество, на поверхности которого

происходит адсорбция, называется **адсорбентом**, а вещество, которое поглощается, адсорбируется – **адсорбтивом**. В процессе адсорбции на границе твердое тело – раствор участвуют не только внешняя, но и внутренняя поверхность адсорбентов.

Адсорбцию обозначают буквой Γ , а ее величину принято выражать количеством вещества (x) на единицу массы (m) адсорбента.

$$\Gamma = x/m \text{ (моль/кг)}$$

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Опыт 1. Адсорбция углем различных веществ из растворов

В одну пробирку налейте сероводородную воду, в другую - раствор индиго или метиленовый синий, в третью - раствор йода. В каждую пробирку насыпьте около 0,2 г древесного угля, хорошо взболтайте и отфильтруйте. Исследуйте фильтрат в пробирках на запах и цвет. Объясните наблюдаемые явления.

Опыт 2. Адсорбция ионов свинца углем

В две пробирки налейте по 5 мл 0,05%-ного раствора нитрата свинца. В одну пробирку добавьте небольшое количество раствора иодида калия для доказательства наличия ионов Pb^{2+} в растворе. В другую пробирку добавьте около 0,2 г древесного угля и взбалтывайте в течение 5 мин. Отфильтруйте раствор и проверьте присутствие ионов Pb^{2+} реакцией с иодидом калия. Напишите ионное уравнение качественной реакции на Pb^{2+} . Объясните наблюдаемое явление.

Опыт 3. Влияние природы растворителя на адсорбцию

В одну пробирку налейте 5 мл слабоокрашенного водного раствора фуксина, в другую такое же количество спиртового раствора. В обе пробирки внесите по 0,2 г угольного порошка и взболтайте в течение 5 мин. Отфильтруйте растворы. Почему в одном случае адсорбция идет хорошо, а в другом плохо?

Опыт 4. Хроматографическое разделение солей

В качестве адсорбента в опыте используется оксид алюминия. Для проведения опыта возьмите стеклянную трубку длиной около 10 см и внутренним диаметром 5-6 мм. Закрыв трубку с одного конца пробкой из фильтровальной бумаги, заполните ее оксидом алюминия слоем около 5 см. Налейте в небольшую пробирку по 5-6 капель 0,5 н. растворов солей Cu^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} и опустите в смесь солей трубку, заполненную адсорбентом. При капиллярном поднятии раствора в трубку указанные ионы будут избирательно адсорбироваться на поверхности зерен оксида алюминия и распределяться в виде окрашенных слоев по высоте адсорбента. Зная, в какой цвет

окрашены соли ионов меди, кобальта и железа, укажите, в каком порядке эти ионы адсорбируются из раствора.

Опыт 5. Адсорбция уксусной кислоты углем

В три чистые, сухие, пронумерованные колбы внесите по 1 г взвешенного на технохимических весах угольного порошка. Отмерьте пипеткой и внесите в колбы по 50 мл уксусной кислоты следующих концентраций: в первую 0,1 н., во вторую 0,2 н., в третью 0,4 н.

Закройте колбы пробками и взболтайте содержимое в течение 20 мин. После этого отфильтруйте каждый раствор в отдельную пронумерованную колбу. Количество адсорбированной углем кислоты можно узнать, проанализировав количество уксусной кислоты, оставшейся в фильтрате. Для этого возьмите по 10 мл каждого фильтрата в отдельные колбы, добавьте по капле фенолфталеина и титруйте 0,1 н. NaOH до появления бледно-розового окрашивания. Запишите количество 0,1 н. NaOH, израсходованное на титрование растворов в каждой колбе. Нормальность уксусной кислоты рассчитывайте по формуле:

$$C_k \cdot V_k = C_{щ} \cdot V_{щ}$$

где C_k - нормальность кислоты; V_k - объем раствора уксусной кислоты; $C_{щ}$ - нормальность щелочи; $V_{щ}$ - объем израсходованного раствора щелочи.

Рассчитайте нормальность раствора уксусной кислоты после адсорбции в каждой колбе. Определите количество адсорбированной уксусной кислоты во всех трех случаях, пользуясь формулой.

Используя данные опыта, постройте кривую адсорбции, откладывая по оси абсцисс значение C_p , а по оси ординат - количество адсорбированной кислоты на 1 г адсорбента.

Сделайте вывод о зависимости адсорбции от концентрации растворенных веществ.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.

Сделайте выводы.

Контрольные вопросы

1. Что называется адсорбцией, десорбцией?
2. От каких факторов зависит количество адсорбированного вещества?
3. Какие вещества можно использовать в качестве адсорбентов?
4. Почему в ходе опыта изменяется концентрация уксусной кислоты?
5. Какими свойствами обладает активированный уголь?
6. Что изменится, если вместо угля взять каолин?
7. Как зависит количество адсорбированного вещества от температуры, времени?
8. Почему при тушении пожара нельзя пользоваться обычным противогазом (с активированным углем)?

Практическая работа № 10

Карбоновые кислоты. Углеводы

Цель: Экспериментальным путем изучить свойства карбоновых кислот, общие со свойствами минеральных кислот, а также свойства некоторых углеводов, формировать умения проводить наблюдения и делать выводы, записывать уравнения соответствующих реакций.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, водяная баня, спиртовка, спички, держатель для пробирок, стеклянная воронка, колба, химический стакан, металлический тигель; 0,5% раствор глюкозы, 1% раствор сахарозы, сахароза кристаллическая, крахмал, 0,2 н. раствор CuSO_4 и 2 н. раствор NaOH , 0,2 н. раствора нитрата серебра AgNO_3 , 20%-ный раствор серной кислоты, растворы уксусной кислоты, йода (I_2), карбоната натрия, карбонат кальция, вода горячая, оксид меди (II), цинк, лакмусовая бумага, кусочек чёрного хлеба.

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Свойства карбоновых кислот (на примере уксусной кислоты)

Опыт 1. Испытание раствора уксусной кислоты лакмусом

Разбавьте полученную уксусную кислоту небольшим количеством воды и опустите в пробирку индикаторную бумажку. Отметьте изменение окраски индикатора в пробирке. Напишите уравнение диссоциации кислоты.

Опыт 2. Взаимодействие уксусной кислоты с магнием

В пробирку с раствором уксусной кислоты опустите гранулу цинка. Что наблюдаете? Какой газ выделяется? Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

Опыт 3. Взаимодействие уксусной кислоты с карбонатом кальция

В пробирку насыпьте немного мела (карбоната кальция) и прилейте раствор уксусной кислоты. Отметьте наблюдаемые явления. Какой газ выделяется? Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

Опыт 4. Взаимодействие уксусной кислоты с оксидом меди (II)

В пробирку налейте 1 мл уксусной кислоты и добавьте туда порошок оксида меди (II). Содержимое пробирки нагрейте. Какой получается цвет, почему? Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

Опыт 5. Взаимодействие уксусной кислоты со щелочами

В пробирку налейте 1 мл раствора щелочи и добавьте 2-3 капли индикатора фенолфталеина. Что наблюдаете? Затем в пробирку прилейте уксусной кислоты до полного исчезновения окраски. Что произошло? Почему? Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

Свойства углеводов

Опыт 1. Свойства глюкозы

1) **Доказательство наличия гидроксильных групп в глюкозе.** В пробирку внесите 1 мл 0,5%-го раствора глюкозы, 1 мл 0,2 н раствора соли меди (II) и при взбалтывании 5 мл раствора гидроксида натрия до образования светло - синего раствора. Образующийся вначале осадок гидроксида меди (II) немедленно растворяется и получается прозрачный раствор гликолята меди (II) указывает на наличие гидроксильных групп в глюкозе. Напишите уравнение реакции. Полученный раствор сохраните для следующего опыта.

2) **Восстановление гидроксида меди (II) глюкозой в присутствии щелочи (проба Троммера).** К полученному в предыдущем опыте щелочному раствору гликолята меди (II) добавьте несколько мл воды так, чтобы высота слоя жидкости была 10-12 см. нагрейте ее над пламенем спиртовки, держа пробирку наклонно так, чтобы нагревалась только верхняя часть раствора, а нижняя оставалась для контроля без нагрева. Нагрейте только до кипения: не кипятите, т.к. глюкоза восстанавливает гидроксид меди (II) и без кипячения. Что вы наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

3) **Восстановление аммиачного раствора оксида серебра глюкозой.** В пробирку внесите 1 мл 0,2 н раствора нитрата серебра (AgNO_3), подщелочите раствор, прибавив 2 мл раствора гидроксида натрия (NaOH) и добавьте немного 2 н гидроксида аммония (NH_4OH) до растворения образующегося осадка гидроксида серебра.

Полученный прозрачный бесцветный аммиачный раствор гидроксида серебра является реактивом, которым можно окислить глюкозу (реакция «серебряного зеркала»).

Для этого добавьте к реактиву 1 мл 0,5 %-го раствора глюкозы и слегка подогрейте пробирку, держа ее над пламенем горелки, только до начала побурения раствора. Далее реакция идет без нагревания, и металлическое серебро выделяется либо в виде черного осадка, либо, если стенки пробирки были чисты, в виде блестящего зеркального налета. Напишите уравнение реакции.

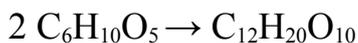
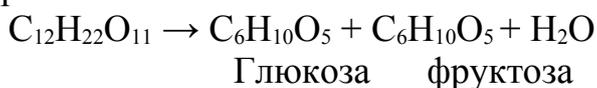
Опыт 2. Свойства сахарозы

1) **Доказательство наличия гидроксильных групп в сахарозе (тростниковом сахаре).** Поместите в пробирку 1 мл 1%-го раствора сахарозы и 6 мл 2 н гидроксида натрия. Прибавьте 1 мл 0,2 н сульфата меди (II). Вместо ожидаемого осадка гидроксида меди (II) получается раствор

сахарата меди. Как он выглядит? Сохраните его для следующего опыта. Напишите уравнение реакции.

2) Отсутствие восстанавливающей способности у сахарозы (тростникового сахара). Раствор сахарата меди, полученный в предыдущем опыте, осторожно нагрейте над пламенем спиртовки, чтобы нагрелась только верхняя часть раствора, а нижняя оставалась холодной для контроля. Нагревайте только до кипения. Как можно было ранее убедиться, глюкоза в эти условия давала отчетливую реакцию восстановления (проба Троммера положительная). Сахароза в этих условиях не дает реакции восстановления. Объясните, почему раствор сахарозы не восстанавливает $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

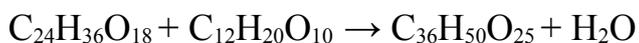
3) Карамелизация сахарозы. В сухой тигель насыпьте небольшое количество сахарозы и осторожно нагрейте до плавления. Обратите внимание на изменение цвета и появление запаха. Схема карамелизации сахарозы:



Изосахаран



Карамелан



карамелен

4) Обнаружение в молоке молочного сахара. Налейте до 1/3 пробирки молока, разбавленного наполовину водой, и прилейте к нему несколько капель уксусной кислоты. Перемешайте содержимое пробирки стеклянной палочкой. Под влиянием уксусной кислоты выпадают хлопья свернувшегося белка. Профильтруйте жидкость, а фильтрат нейтрализуйте щелочью. После нейтрализации к 1 мл фильтрата прилейте 6 мл 2 н гидроксида натрия и 1 мл 0,2 н сульфата меди (II). Содержимое пробирки нагрейте. Как изменился цвет раствора? Почему? Есть ли в растворе молочный сахар? Ответ подтвердите уравнением реакции.

Опыт 3. Свойства крахмала

1) Растворение крахмала в воде. При помощи шпателя поместите в пробирку крахмал и прилейте 2 мл холодной воды. Содержимое взболтайте. Опишите наблюдаемые явления. Далее вылейте небольшими порциями содержимое пробирки (при помешивании) в стакан с 5-6 мл горячей воды. Полученный крахмальный клейстер - коллоидный раствор - использовать для проведения последующих опытов.

2) Качественная реакция на крахмал. К 5-6 каплям крахмального клейстера в пробирке прибавьте каплю спиртового раствора йода.

3) Ферментативный гидролиз крахмала. Под действием пищеварительного фермента амилазы происходит гидролиз крахмала (опыт можно провести в 2-х вариантах).

1 вариант. Хорошо разжеванный маленький кусочек чёрного хлеба пометите в пробирку. Прилейте к нему каплю раствора соли меди (II) и несколько капель раствора NaOH до появления слабо-голубого окрашивания. Содержимое пробирки нагрейте.

2 вариант. Приготовьте раствор слюны. Для этого около 1 мин полощите рот дистиллированной водой и полученную жидкость отфильтруйте. Приготовленный раствор слюны подогрейте на водяной бане до 35-40°C.

Налейте в 4 пробирки по 1 мл раствора крахмала и столько же раствора слюны. Перемешайте жидкость. В 1-ю пробирку сразу же добавьте каплю иода, во 2-ю – через 5 мин, в 3-ю - через 10 мин, в 4-ю - 20 мин. Объясните наблюдаемое явление. Напишите схему гидролиза крахмала.

4) Кислотный гидролиз крахмала. В стакан или колбу влейте 20-30 мл раствор крахмала и 10 мл 20%-ной серной кислоты. Смесь кипятите (на сетке) 10-15 мин. Для определения конца гидролиза через 4-5 мин отлейте в чистую пробирку 0,5 мл смеси и добавьте в нее каплю раствора иода. Если синее окрашивание не появится, то гидролиз закончился. В случае появления синего окрашивания продолжайте кипячение, периодически определяя конец гидролиза с помощью раствора иода. После нагревания раствор охладите, серную кислоту нейтрализуйте сухим карбонатом кальция. Для этого добавляйте карбонат кальция в раствор небольшими порциями при хорошем взбалтывании до прекращения вспенивания. После нейтрализации раствор отфильтруйте. Фильтрат проверьте на реакцию растворами сульфата меди (II) и гидроксида натрия. Что наблюдается? Напишите схему гидролиза крахмала.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.
Сделайте выводы.

Лабораторная работа № 11 **Аминокислоты. Белки**

Цель: Экспериментальным путем изучить химические свойства аминокислот и белков. Продолжить формирование умений проводить наблюдения и делать выводы, записывать уравнения. Отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.

Реактивы и оборудование: Растворы яичного, мясного белков; раствор молока, творог; растворы аминокислотной кислоты, фенола, ацетата свинца (нитрата свинца), сульфата меди (насыщенный и 1%-ный растворы),

сульфата аммония (насыщенный), соляная кислота (конц.); уксусная кислота (конц.); 20%-ный раствор гидроксида натрия; аммиак (конц.); 10%-ный раствор хлорида натрия; этиловый спирт, фенолфталеин; лакмусовая бумага, метиловый оранжевый; штатив с пробирками; стеклянная палочка.

Теоретическая часть

Пептиды и белки представляют собой высокомолекулярные органические соединения, построенные из остатков α -аминокислот, соединенных между собой пептидными связями.

Ни один из известных нам живых организмов не обходится без белков. Белки служат питательными веществами, они регулируют обмен веществ, исполняя роль ферментов – катализаторов обмена веществ, способствуют переносу кислорода по всему организму и его поглощению, играют важную роль в функционировании нервной системы, являются механической основой мышечного сокращения, участвуют в передаче генетической информации и т.д. Как видно, функции белков в природе универсальны. Белки входят в состав мозга, внутренних органов, костей, кожи, волосяного покрова и т.д. Основным источником

α -аминокислот для живого организма служат пищевые белки, которые в результате ферментативного гидролиза в желудочно-кишечном тракте дают α -аминокислоты. Многие α -аминокислоты синтезируются в организме, а некоторые необходимые для синтеза белков α -аминокислоты не синтезируются в организме и должны поступать извне. Такие аминокислоты называются незаменимыми. К ним относятся валин, лейцин, треонин, метионин, триптофан и др. При некоторых заболеваниях человека перечень незаменимых аминокислот расширяется.

Пептиды и белки различают в зависимости от величины молекулярной массы. Условно считают, что пептиды содержат в молекуле до 100 (соответствует молекулярной массе до 10000), а белки – свыше 100 аминокислотных остатков (молекулярная масса от 10000 до нескольких миллионов). При этом в пептидах различают олигопептиды, содержащие в цепи не более 10 аминокислотных остатков, и полипептиды, содержащие до 100 аминокислотных остатков.

Первичная структура белка – специфическая аминокислотная последовательность, т.е. порядок чередования α -аминокислотных остатков в полипептидной цепи.

Вторичная структура белка – конформация полипептидной цепи, т.е. способ скручивания цепи в пространстве за счет водородных связей между группами NH и CO. Одна из моделей вторичной структуры – спираль.

Третичная структура белка – трехмерная конфигурация закрученной спирали в пространстве, образованная за счет дисульфидных мостиков –S–S– между цистеиновыми остатками и ионных взаимодействий.

Четвертичная структура белка - структура, образующаяся за счет взаимодействия между разными полипептидными цепями. Четвертичная структура характерна лишь для некоторых белков, например гемоглобина.

Химические свойства

1) Денатурация. Утрата белком природной (нативной) конформации, сопровождающаяся обычно потерей его биологической функции, называется денатурацией. С точки зрения структуры белка – это разрушение вторичной и третичной структур белка, обусловленное воздействием кислот, щелочей, нагревания, радиации и т.д. Первичная структура белка при денатурации сохраняется. Денатурация может быть обратимой (так называемая, ренатурация) и необратимой. Пример необратимой денатурации при тепловом воздействии – свертывание яичного альбумина при варке яиц.

2) Гидролиз белков – разрушение первичной структуры белка под действием кислот, щелочей или ферментов, приводящее к образованию α -аминокислот, из которых он был составлен.

3) Качественные реакции на белки:

а) *Биуретовая реакция* – фиолетовое окрашивание при действии солей меди (II) в щелочном растворе. Такую реакцию дают все соединения, содержащие пептидную связь.

б) *Ксантопротеиновая реакция* – появление желтого окрашивания при действии концентрированной азотной кислоты на белки, содержащие остатки ароматических аминокислот (фенилаланина, тирозина).

Ход работы

Опыт 1. Действие аминокислот на индикаторы

В три пробирки прилейте по 0,5 мл раствора аминокислотной кислоты и добавьте в первую фенолфталеина, во вторую метилового оранжевого, в третью лакмуса. Изменяют ли цвет индикаторы? Почему водные растворы моноаминокислот нейтральны по отношению к индикаторам?

Опыт 2. Свертывание белков при нагревании

Небольшое количество раствора яичного белка нагрейте до кипения и наблюдайте помутнение жидкости. Чем это объясняется? Разбавьте раствор водой. Растворяется ли осадок; если нет, то почему?

Опыт 3. Высаливание белков сульфатом аммония

В пробирку налейте по 1 -1,5 мл раствора яичного белка и сульфата аммония и встряхните смесь. Жидкость мутнеет. Что происходит с белком?

Разбавьте смесь большим количеством воды. Что произошло с осадком? Какой вывод о свойствах белков можно сделать на основании этого опыта?

Опыт 4. Осаждение белков солями тяжелых металлов

В две пробирки налейте по 1-2 мл раствора яичного белка и медленно, по каплям, при встряхивании приливайте в одну из них насыщенный раствор сульфата меди (II), а в другую 20%-ный раствор ацетата свинца. Что наблюдается? Разбавьте раствор большим количеством воды. Сделайте вывод о действии тяжелых металлов на белок.

Опыт 5. Осаждение белков минеральными и органическими кислотами

В две пробирки налейте по 1 мл раствора яичного белка. Осторожно добавьте в пробирку с раствором белка концентрированной соляной кислоты так, чтобы кислота не смешивалась с белком. В месте соприкосновения двух жидкостей образуется белый хлопьевидный осадок. Повторите этот опыт с концентрированной уксусной кислотой. Сделайте вывод об отношении белка к концентрированным кислотам.

Опыт 6. Осаждение белков спиртом

В три пробирки налейте по 1-1,5 мл раствора яичного и мясного белков, раствора молока и долейте в них по 2-3 мл этилового спирта. Что наблюдается? Растворяется ли осадок в воде? Какой вид свертывания наблюдается?

Опыт 7. Цветные реакции на белки

1. **Ксантопротеиновая реакция.** Ксантопротеиновая реакция указывает на наличие в белке аминокислот, содержащих бензольные ядра, например тирозина. При взаимодействии таких аминокислот с азотной кислотой образуются нитросоединения, окрашенные в желтый цвет.

В три пробирки налейте по 1 мл растворов яичного и мясного белков, раствора молока, в четвертую пробирку положите немного творога. В каждую пробирку добавьте 5-6 капель концентрированной азотной кислоты до появления белого осадка или мути от свернувшегося белка. Пробирки с реакционными смесями нагрейте до окрашивания осадка в желтый цвет.

В процессе гидролиза идет растворение осадка. Охладите смеси и добавьте к ним осторожно, по каплям, избыток концентрированного раствора аммиака. Окраска переходит в оранжевую.

2. **Биуретовая реакция.** С помощью биуретовой реакции обнаруживают наличие пептидных группировок в молекулах белка. Белки с солями меди (II) дают красно-фиолетовое окрашивание вследствие образования сложных соединений.

В три пробирки налейте по 1 мл растворов яичного и мясного белков, раствора молока, в четвертую пробирку положите немного творога. В

каждую пробирку налейте 20%- ного гидроксида натрия или гидроксида калия. Затем прилейте немного разбавленного раствора медного купороса и содержимое тщательно перемешайте. Что наблюдается?

3.Открытие серы в белках. В разные пробирки налейте по 1-2 мл растворов яичного, мясного, белков, раствора молока и прилейте в каждую пробирку двойной объем концентрированного раствора едкой щелочи. Содержимое пробирок нагрейте до кипения и затем продолжите кипятить 1-2 мин до ясного выделения аммиака. Последний можно обнаружить по запаху или по посинению влажной лакмусовой бумажки.

К полученному щелочному раствору белка прилейте 1 мл раствора соли свинца и вновь нагрейте смесь до кипения. При нагревании белок гидролизуеться и образуется H_2S . Раствор окрашивается в темно-коричневый цвет.

Напишите уравнения реакций: а) взаимодействия соли свинца со щелочью, б) взаимодействия щелочи с полученным осадком гидроксида свинца, в) реакцию взаимодействия сероводорода с плюмбитом натрия. На основании чего можно судить о наличии серы в белках?

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.
Сделайте выводы.

Контрольные вопросы

1. Что такое денатурация? Укажите условия денатурации белковых молекул
2. Какие группы атомов и типы связей наиболее характерны для большинства белковых молекул?
3. Как можно доказать наличие белков в продуктах питания, в шерстяных и шёлковых тканях?
4. Какие вещества образуются при гидролизе белков в организме?
5. Чем отличается гидролиз белков от гидролиза полисахаридов?

Лабораторная работа № 12

Получение коллоидных растворов

Цель: Приобретение практических навыков работы с химическим оборудованием и реактивами, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии; закрепление теоретических знаний о коллоидных растворах; приобретения навыков составления формул и схем мицелл; научиться получать золи. Продолжить формирование умений проводить наблюдения и делать выводы, записывать уравнения.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками; две бюретки; воронка; фильтры; стеклянная палочка; три колбы вместимостью 50 мл; стакан вместимостью 50 мл; мерная пробирка, фильтровальная бумага. 5%-ный спиртовой раствор канифоли; 2%-ный раствор хлорида железа (III); 0,1

н. HCl; раствор аммиака; 0,002 н. раствор нитрата серебра; 0,01 н. раствора иодида калия.

Теоретическая часть

Коллоидные растворы (золи) можно получить как из неорганических веществ, так и органических веществ, если эти вещества практически нерастворимы в жидкости, служащей дисперсионной средой. Все методы получения коллоидных растворов делят на две основные группы:

1) диспергирование - дробление крупных частиц до коллоидной дисперсности;

2) конденсация - соединение атомов, ионов или молекул в более крупные частицы коллоидных размеров.

В коллоидном растворе частицы имеют размеры от 10^7 до 10^5 см.

Условно к методам диспергирования относят **метод пептизации**.

Он заключается в том, что к рыхлому свежеприготовленному осадку прибавляют раствор электролита (стабилизатора), под действием которого частицы осадка отделяются друг от друга и переходят во взвешенное состояние, образуя золь.

Пептизировать можно далеко не все осадки; плотные, тяжелые осадки не поддаются пептизации, наоборот, рыхлые, студенистые осадки, особенно свежеприготовленные, легко пептизируются.

К группе **методов конденсации** относят получения зольей:

а) конденсацией паров,

б) заменой растворителя,

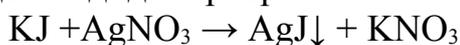
в) с помощью различных химических реакций.

Метод замены растворителя состоит в том, что к истинному раствору какого-либо вещества добавляют в большом объеме другую жидкость, которая является для этого вещества плохим растворителем, но хорошо смешивается с исходным растворителем.

Золи можно получить в результате химических **реакций почти всех типов**: обмена, окислительно-восстановительных, гидролиза и других. Например, золь хлорида серебра можно получить в ходе реакции обмена, смешивая очень разбавленные растворы хлорида натрия и нитрата серебра:
$$\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$$

При этом одно из исходных веществ должно быть взято в избытке, чтобы служить стабилизатором получаемого гидрозоль. Если вещества будут взяты в эквивалентных количествах, то золь не получится и хлорид серебра выпадет в виде осадка.

Рассмотрим строение коллоидной частицы на примере образования золя иодида серебра. Если к разведенному раствору калий йодида прибавить эквивалентное количество раствора иодида серебра, что сразу образуется осадок иодида серебра:



Но, если к раствору йодида калия доливать раствор нитрата серебра постепенно, по каплям, то есть в условиях, когда в растворе есть избыток йодида калия, то образуется золь йодида серебра. В этой случае йодид калия способствует стабилизации коллоидных частиц AgJ. Таким образом, KJ является стабилизатор частиц AgJ, который предотвращает слипание частиц.

Возникновение золя связано с тем, что при взаимодействии KJ и AgNO₃ образуется ультрамикрочастицы йодида серебра m(AgJ).



После реакции в растворе остаются ионы: K⁺, J⁻, NO₃⁻

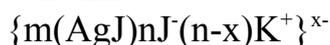
Частица кристаллического AgJ называется **агрегат**. Согласно **правилу Фаянса-Пескова** (Фаянса-Панета), на поверхности агрегата будут адсорбироваться ионы, которые входят в его состав. Такими ионами в данном случае будут J-ионы.



Вместе с агрегатом J-ионы образует ядро.

J-ионы называются **потенциалопределяющими ионами**.

Следующий за потенциалопределяющими ионами слой состоит из ионов противоположного знака, которые называются **противоионы**. В данном случае противоионами будут K⁺-ионы:

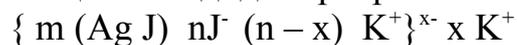


Часть противоионов (n-x)K⁺ находятся в непосредственной близости возле ядра и входят в состав плотного адсорбционного слоя. Ядро вместе с адсорбционным слоем ионов и противоионов называется **коллоидной частицей или гранулой**. Частица имеет заряд, знак которого определяется зарядом потенциалопределяющих ионов (то есть -).

Все другие противоионы располагаются дальше от ядра и образуют **диффузный слой**.

Диффузный слой подвижный и способен перемещаться относительно твердой частицы с адсорбционным слоем (гранулы). Толщина диффузного слоя изменяется с изменением концентрации и зарядов ионов, которые имеют противоположный знак по отношению к ядру. Противоионы этих двух слоев находятся в состоянии подвижного равновесия. Коллоидная частица в сочетании из противоионами диффузного слоя образуют **мицеллу**.

Мицелла йодида серебра имеет формулу:



Агрегат потенциал противоионы диффузный слой определяющие ионы

где m-число молекул Ag J;

n-число адсорбируемые ионов;

(n-x)-число противоионов адсорбционного слоя;

x-число противоионов диффузного слоя.

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Опыт 1. Получение золя гидроксида железа (III) методом пептизации

Возьмите 25 мл 2%-ного раствора хлорида железа (III) и прибавьте раствор аммиака по каплям до полного выпадения осадка гидроксида железа (III). Полученный осадок промойте декантацией дистиллированной водой, для чего взболтайте его с большим количеством воды, а после отстаивания прозрачную жидкость над осадком осторожно слейте. О конце отмывания судят по отсутствию запаха аммиака.

Промытый осадок разлейте поровну в две колбы. В одну прибавьте в качестве пептизатора 0,6-0,8 мл 0,1 Н. HCl, а другую оставьте для сравнения. Осадок с пептизатором следует взбалтывать и осторожно подогревать. При наступлении пептизации получается красно-коричневый золь гидроксида железа (III). Напишите уравнения происходящих реакций и формулу строения мицеллы.

Опыт 2. Получение золя канифоли

Налейте в пробирку 10 мл дистиллированной воды и добавьте в нее несколько капель 5%-ного спиртового раствора канифоли. Полученный раствор профильтруйте через бумажный фильтр. Образуется белый опалесцирующий золь канифоли. Укажите, каким способом получен золь канифоли. Почему в спирте канифоль образует истинный раствор, а в воде - коллоидный?

Опыт 3. Получение золя гидроксида железа (III)

Приготовьте 50 мл кипящей дистиллированной воды и влейте в нее 3-5 мл 2%-ного раствора хлорида железа (III). Получается коллоидный раствор красно-коричневого цвета. Напишите уравнение реакции гидролиза хлорида железа (III) и формулу строения мицеллы золя.

Опыт 4. Изменение знака заряда коллоида в зависимости от способа получения

Возьмите 10 мл 0,002 н. раствора нитрата серебра и добавьте из бюретки по каплям 1 мл 0,01 н. раствора иодида калия. Образуется золь иодида серебра с положительно заряженными частицами. В другую пробирку возьмите 10 мл 0,002 н. раствора иодида калия и добавьте по каплям из бюретки 1 мл 0,01 н. раствора нитрата серебра. Образуется золь с отрицательно заряженными частицами. Напишите уравнение реакции получения иодида серебра и строение мицелл в обоих случаях.

Опыт 5. Взаимная коагуляция золей иодида серебра.

Получите положительно и отрицательно заряженные золи иодида серебра. Налейте в пробирку 5 мл отрицательно заряженного золя иодида серебра и добавьте к нему 5 мл положительно заряженного золя иодида серебра. Что при этом наблюдается? Объясните происходящее явление.

Контрольные вопросы и задания

1. Написать формулу мицеллы $AlCl_3$, образованной взаимодействием разбавленного раствора $NaCl$ с избытком р-ра $Al(NO_3)_3$.
2. Написать формулу мицеллы $AlCl_3$, образованной взаимодействием разбавленного раствора $Al(NO_3)_3$ с избытком р-ра $NaCl$.
3. Написать формулу мицеллы $AgCl$, образованной взаимодействием разбавленного раствора $NaCl$ с избытком р-ра $AgNO_3$.
4. Написать формулу мицеллы $AgBr$, образованной взаимодействием разбавленного раствора $NaBr$ с избытком р-ра $AgNO_3$.
5. Написать формулу мицеллы PbS , образованной взаимодействием разбавленного раствора Na_2S с избытком р-ра $Pb(NO_3)_2$.
6. Написать формулу мицеллы PbS , образованной взаимодействием разбавленного раствора K_2S с избытком р-ра $Pb(NO_3)_2$.
7. Написать формулу мицеллы PbS , образованной взаимодействием разбавленного раствора $Pb(NO_3)_2$ с избытком р-ра Na_2S .
8. Написать формулу мицеллы $CaCO_3$, образованной взаимодействием разбавленного раствора $CaCl_2$ с избытком р-ра Na_2CO_3 .
9. Написать формулу мицеллы $CaCO_3$, образованной взаимодействием разбавленного раствора Na_2CO_3 с избытком р-ра $CaCl_2$.
10. Написать формулу мицеллы $Fe(OH)_3$, образованной взаимодействием разбавленного раствора $FeCl_3$ с избытком р-ра $NaOH$.
11. Написать формулу мицеллы $Fe(OH)_3$, образованной взаимодействием разбавленного раствора $NaOH$ с избытком р-ра $FeCl_3$.
12. Написать формулу мицеллы $Cu(OH)_2$, образованной взаимодействием разбавленного раствора $CuSO_4$ с избытком р-ра $NaOH$.
13. Написать формулу мицеллы $Cu(OH)_2$, образованной взаимодействием разбавленного раствора KOH с избытком р-ра $CuSO_4$.
14. Написать формулу мицеллы Ag_2CO_3 , образованной взаимодействием разбавленного раствора Na_2CO_3 с избытком р-ра $AgNO_3$.
15. Написать формулу мицеллы Ag_2CO_3 , образованной взаимодействием разбавленного раствора $AgNO_3$ с избытком р-ра Na_2CO_3 .
16. Написать формулу мицеллы $AgCl$, образованной взаимодействием разбавленного раствора $NaCl$ с избытком р-ра CH_3COOAg .
17. Написать формулу мицеллы $AgCl$, образованной взаимодействием разбавленного раствора CH_3COOAg с избытком р-ра KCl .
18. Написать формулу мицеллы AgI , образованной взаимодействием разбавленного раствора NaI с избытком р-ра $AgNO_3$.

19. Написать формулу мицеллы AgCl , образованной взаимодействием разбавленного раствора NaCl с избытком р-ра AgNO_3 .
20. Написать формулу мицеллы Ag_2S , образованной взаимодействием разбавленного раствора AgNO_3 с избытком р-ра $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.
21. Написать формулу мицеллы ZnS , образованной взаимодействием разбавленного раствора $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ с избытком р-ра $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.
22. Написать формулу мицеллы PbCO_3 , образованной взаимодействием разбавленного раствора Na_2CO_3 с избытком р-ра PbNO_3 .
23. Написать формулу мицеллы PbCO_3 , образованной взаимодействием разбавленного раствора PbNO_3 с избытком р-ра Na_2CO_3 .
24. Написать формулу мицеллы PbCO_3 , образованной взаимодействием разбавленного раствора $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})$ с избытком р-ра Na_2CO_3 .
25. Написать формулу мицеллы Ag_2S , образованной взаимодействием разбавленного раствора $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ с избытком р-ра AgNO_3 .
26. Написать формулу мицеллы AgCl , образованной взаимодействием разбавленного раствора NaCl с избытком р-ра AgNO_3 .
27. Написать формулу мицеллы MgCO_3 , образованной взаимодействием разбавленного раствора $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ с избытком р-ра MgCl_2 .
28. Написать формулу мицеллы MgCO_3 , образованной взаимодействием разбавленного раствора MgCl_2 с избытком р-ра $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.
29. Написать формулу мицеллы $\text{Fe}(\text{OH})_3$, образованной взаимодействием разбавленного раствора NaOH с избытком р-ра FeCl_3 .
30. Написать формулу мицеллы ZnS , образованной взаимодействием разбавленного раствора $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, с избытком р-ра $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.
Сделайте выводы.

Лабораторная работа № 13 **Приготовление эмульсий**

Цель: приобретение практических навыков работы с химическим оборудованием и реактивами; получение концентрированных и высококонцентрированных эмульсий; закрепить теоретические знания об эмульсиях.

Реактивы и оборудование: штатив с пробирками, мерный цилиндр, капиллярная трубка, колба на 100 мл; мерный стакан с притертой пробкой на 100 мл; градуированная пипетка на 5 мл; бензол; подсолнечное масло; 2%-ный спиртовой раствор мыла; кристаллическая бура $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, раствор мыла, раствор белка, растительное масло.

Теоретическая часть

Эмульсии представляют собой системы из двух взаимно нерастворимых жидкостей. Обычно одной из жидкостей является вода, а другой - масло, бензин, керосин, бензол и т.п.

Эмульсии - неустойчивые системы. В отсутствие стабилизатора капельки эмульгированного вещества сливаются в сплошной слой жидкости, и система полностью распадается на две жидкие фазы. Вещества, стабилизирующие эмульсию, называют стабилизаторами или эмульгаторами. Они обладают способностью адсорбироваться на поверхности капель эмульсии и препятствовать их смешиванию. Эмульгатор должен быть подобен той жидкости, которая образует дисперсионную среду.

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Опыт 1. В цилиндр с пробкой наливают около 50 мл воды и добавляют 10 мл бензола. Энергично взбалтывают. Дают постоять. Эмульсия не образуется – быстро наступает расслоение жидкости. После этого добавляют 10 мл 2%-ный спиртовой раствор мыла и энергично взбалтывают. Образуется эмульсия бензола.

Опыт 2. Отвешивают 4-5 г буры и растворяют ее при нагревании в 95 мл дистиллированной воды. Полученный раствор наливают в мерный цилиндр с притертой пробкой, добавляют 2-3 мл подсолнечного масла и сильно взбалтывают. Получается устойчивая эмульсия. 10 мл эмульсии из цилиндра переливают в пробирку и определяют время расслоения.

Опыт 3. Приготовьте 3 пробирки и налейте в 1-ю 5 мл воды, во 2-ю 5 мл раствора мыла, в 3-ю 5 мл раствора белка.

Добавьте в каждую пробирку по 5 капель растительного масла и взболтайте содержимое. Наблюдайте образование и относительную скорость разрушения эмульсий.

Задание. Определите дисперсионную среду и фазу для каждой системы.

Какие системы наиболее устойчивые (частицы масла не коагулируют)? Дайте объяснение различной устойчивости полученных эмульсий (определять по полярности (неполярности) среды и стабилизатора).

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.

Сделайте выводы.

Контрольные вопросы

1. Какие системы называются эмульсиями? Как они классифицируются?
2. Какие факторы агрегативной устойчивости эмульсии вы знаете?

3. Какие типы эмульгаторов вы знаете?
4. Как определить тип эмульсии? Что называется обращением фаз эмульсии?
5. Какие существуют методы разрушения эмульсии? Перечислите области практического использования эмульсии.

Лабораторная работа № 14 Получение пен и изучение их свойств

Цель: Получение пен методом диспергирования, наблюдение разрушения пен пеногасителями, определение кратности пен и устойчивости пен. Приобретение практических навыков работы с химическим оборудованием и реактивами.

Реактивы и материалы: мерный цилиндр с притертой пробкой на 50-100 мл; стакан на 50 мл; кольцо из медной проволоки диаметром 15-20 мм; жидкое мыло, вода, желатина.

Теоретическая часть

Пены — грубодисперсные системы, в которых дисперсная фаза — газ, а дисперсионная среда — жидкость в виде тонких пленок. Чистые жидкости не дают пен. Чтобы получить устойчивые пены, необходимы эффективные стабилизаторы-пенообразователи. К типичным пенообразователям водных пен относятся спирты, мыла, белки.

Пены по своей природе близки к концентрированным эмульсиям, но дисперсной фазой в них является газ, а не жидкость. Пены получают из растворов поверхностно-активных веществ. Для повышения их устойчивости в растворы ПАВ добавляют высокомолекулярные вещества, повышающие вязкость растворов. В качестве характеристик пены используется комплекс свойств, всесторонне характеризующих пену.

1. *Пенообразующая способность раствора* — количество пены, выражаемое её объёмом (см^3) или высотой столба (м), которое образуется из заданного постоянного объёма пенообразующего раствора при соблюдении некоторых стандартных условий пенообразования в течение постоянного времени.

2. *Кратность пены*, которая представляет собой отношение объёма пены к объёму раствора, пошедшего на её образование.

3. *Стабильность (устойчивость) пены* — её способность сохранять общий объём, дисперсность и препятствовать вытеканию жидкости (синерезису). Часто в качестве меры стабильности используют время существования («жизни») выделенного элемента пены (отдельного пузырька или пленки) или определённого объёма пены.

4. *Дисперсность* пены, которая может быть охарактеризована средним размером пузырьков, распределением их по размерам или поверхностью раздела «раствор-газ» в единице объема пены.

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Опыт 1. Получение пены

В цилиндр емкостью 50-100 мл наливают 10 мл воды и 1 мл жидкого мыла. Встряхивают эту смесь в течение 15-20 сек. После прекращения встряхивания включают секундомер, одновременно отмечая объем образовавшейся пены. Наблюдают изменение объема во времени.

Затем повторяют этот опыт при разбавлении раствора в 2, 4 раз. Полученные результаты записывают в таблицу 1.

Таблица 1

Концентрация пенообразователя					
C_1		$C_2 = \frac{C_1}{2}$		$C_3 = \frac{C_1}{4}$	
Время, сек	Объем пены, V, мл	Время, сек	Объем пены, V, мл	Время, сек	Объем пены, V, мл
0 сек		0 сек		0 сек	
300 сек (5 мин)		300 сек (5 мин)		300 сек (5 мин)	
600 сек (10 мин)		600 сек (10 мин)		600 сек (10 мин)	

Опыт 2. Время жизни пены

Готовят растворы, как в опыте 1. Исследуемый раствор наливают в стаканчик на 50 см³ и перемешивают. Затем в него погружают проволочное кольцо. Кольцо осторожно вынимают из жидкости и по секундомеру отмечают время с момента образования пленки до ее разрушения – время жизни элементарной пены.

Для каждого из приготовленных растворов проводят 10 отсчетов времени жизни элементарной пены и вычисляют среднюю величину.

Опыт 3. Получение и разрушение пен

В цилиндр наливают 50 мл раствора пенообразователя (олеата натрия) и встряхивают в течение 30 секунд.

После прекращения встряхивания включают секундомер и немедленно отмечают объем образовавшейся пены. Истинный объем пены получают, вычитая из общего объема системы в цилиндре объем оставшегося раствора.

Отметить время самопроизвольного уменьшения объема пены в 2 раза (устойчивость пены), рассчитать кратность пены ($L = \frac{V_n}{V_{ж}}$).

Повторным встряхиванием в течение 30 секунд восстановить пену. В пену, стабилизированную олеатом натрия, ввести 1-2 мл соляной кислоты (1 н). Описать наблюдаемые явления.

В цилиндр налить 50 мл раствора пенообразователя (желатины) и встряхнуть в течение 30 секунд.

После прекращения встряхивания включить секундомер и отметить объем образовавшейся пены. Рассчитать истинный объем пены, устойчивость, кратность пены. Результаты непосредственных наблюдений и расчеты оформить в виде таблицы.

Таблица 2

Пенообразователь	Объем, мл		Характеристика пены	
	Пены (Vп)	Жидкости (Vж)	Устойчивость пены, t	Кратность пены, $L = \frac{V_n}{V_{ж}}$

Оформите результаты лабораторной работы в тетради. Сделайте выводы.

Контрольные вопросы

1. Какие системы называются пенами?
2. Как классифицируются пены? Что называется кратностью пены?
3. В чем заключается седиментационная и агрегативная устойчивость пены?
4. Какие вещества используют в качестве пенообразователей?
5. Какие вы знаете факторы устойчивости пены?
6. Какие существуют методы разрушения пен?

Лабораторная работа № 15

Изучение процессов набухания и студнеобразования крахмала, желатина и различных видов зерен

Цель: Исследование кинетики ограниченного набухания веществ; факторов, влияющих на процессы набухания и студнеобразования.

Реактивы и оборудование: штатив с пробирками, колбы, мерные цилиндры, термометр, линейка, водяная баня, химические весы, желатин, крахмал, зерно, печенье, 0,025 % растворы HCl и NaOH, 0,1 % растворы NaCl, KCl, K₂SO₄, KCNS.

Теоретическая часть

Полимеры подобно низкомолекулярным веществам обладают избирательной растворимостью. Растворению полимера предшествует **набухание**. Набухание зависит, как от природы полимера, так и от природы жидкости. Полярные полимеры набухают в полярных жидкостях, а неполярные — в неполярных.

С повышением температуры скорость набухания увеличивается. Тепловой эффект, сопровождающий набухание полимера в жидкости, называется **теплотой набухания**.

Растворы высокомолекулярных веществ способны терять текучесть и застудневать, образуя при этом **студни**. Студнеобразное состояние вещества можно рассматривать как промежуточное между жидким и твердым состоянием. Застудневание связано с увеличением вязкости и замедлением броуновского движения и заключается в объединении частиц дисперсной фазы в форме сетки или ячеек и связывании при этом всего растворителя.

С повышением концентрации способность к застудневанию увеличивается, т.к. при этом уменьшается расстояние между частицами. Процесс застудневания даже при низкой температуре не происходит мгновенно и нередко требует продолжительного времени для формирования ячеистой объемной сетки.

Время, необходимое для застудневания, называется **периодом созревания**.

Продолжительность созревания зависит от природы веществ, концентрации, температуры.

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Опыт 1. Кинетика набухания зерна

Зерновые культуры (пшено, рис, лучше дробленый) ограниченно набухают в воде. Зерно насыпают в пробирки (1/3) так, чтобы во всех пробирках было одинаковое количество зерна по высоте. Наливают дистиллированную воду, чтобы вместе с зерном пробирки были заполнены на $\frac{3}{4}$ объема. Наблюдения за процессом набухания проводят в течение 40-50 минут. Полученные данные заносят в таблицу 1 по образцу:

Таблица № 1

Зерно	Условный объем набухающего зерна за время, мин.					
	0	10	20	30	40	50
Пшено						
Рис						
Рис дробленый						

Опыт 2. Влияние кислоты, щелочи и солей на набухание желатины

В семь пробирок одинакового диаметра вносят по 0,3 г. порошка желатины. В каждую пробирку наливают по 5 мл различных растворов (см. табл. № 2). Пробирки осторожно встряхивают, чтобы частицы желатины опустились на дно, определяют высоту осадка желатины до набухания. После этого, встряхнув пробирки несколько раз, оставляют их в покое на 40-50 мин. По истечении этого времени каждую пробирку еще раз встряхивают, дают осадку осесть, измеряют высоту набухшего осадка желатины (с каждой пробиркой измерения повторяют 2 раза). Данные заносят в таблицу 2.

Таблица № 2

№ пробирки	Концентрация, моль/л	Приливаемый раствор	Высота осадка, мм	
			до набухания	после набухания
1	-	Вода		
2	0,025	HCL		
3	0,025	NaOH		
4	0,1	NaCL		
5	0,1	KCL		
6	0,1	K ₂ SO ₄		
7	0,1	KCNS		

На основании полученных данных делают вывод о влиянии кислоты, щелочи и солей на процесс набухания, а также о влиянии природы анионов.

Опыт 3. Определение степени набухания печенья

Степень набухания печенья определяют в специальной рамке с большим числом отверстий на дне и стенке. Рамку опускают в воду, вынимают, вытирают фильтровальной бумагой с внешней стороны, взвешивают на технохимических весах. Закладывают в рамку одно печенье и опускают ее в сосуд с водой при $t = 20^{\circ} \text{C}$ на 2 мин. Затем вынимают рамку из воды, держат 30 с в наклонном положении для стекания избытка воды, вытирают фильтровальной бумагой с внешней стороны и взвешивают. Степень набухания печенья определяют по формуле

$$A = m - m_1 / m_2 * 100\%$$

Где m - масса рамки с набухшим печеньем, г;
 m_1 - масса пустой рамки, г;
 m_2 - масса сухого печенья, г.

Опыт 4. Выделение тепла при набухании

В стакане размешайте 5 мл. воды и 5г. сухого крахмала (температуру воды предварительно измерьте). Затем в смесь погрузите термометр и измерьте температуру. Объясните причину изменения температуры.

Опыт 5. Влияние кислот и щелочей на студнеобразование

В три пронумерованные пробирки вносят по 5 мл теплого 3 % раствора желатины. Затем приливают по 1 мл – в первую пробирку дистиллированную воду, во вторую – 0,1 М раствора HCL, в третью – 0,1 М раствора NaOH.

Содержимое пробирок тщательно перемешивают и ставят на 10 мин в водяную баню с температурой 40 – 50 ° С. После этого пробирки помещают в термостат с температурой 10 -15 С °; замечают время начала отсчета.

Периодически вынимая пробирки из термостата, наблюдают за образованием студня.

Моментом образования студня считают время, начиная с которого раствор желатины не выливается при переворачивании пробирки.

Данные опыта записывают в таблицу и, вычисляют время застудневания каждого раствора.

Время начала отсчета (астрономическое)

Таблица № 3

№ пробирки	Объем раствора желатины, мл	Прибавляемый раствор, мл	Время образования студня	Время застудневания, мин.
1	5	H ₂ O		
2	5	HCL		
3	5	NaOH		

Опыт 6. Влияние концентрации на скорость студнеобразования

На технохимических весах взвесьте три навески желатина: 0,4; 0,6 и 0,8 г. Поместите навески в три колбы и, прилив туда по 15 мл воды, оставьте стоять их на 30 мин. Желатин набухает. Через 30 мин опустите колбы в кипящую водную баню до полного растворения желатина.

Содержимое колб взболтайте и охладите в термостате до 15°С. Отметьте время погружения колб в термостат и момент образования студня. Разница между временем погружения и моментом образования студней является временем застудневания. Процесс застудневания считается законченным, если желатин не выливается при переворачивании колбы.

На основании данных опыта постройте кривую, откладывая по абсцисс концентрацию раствора, а по оси ординат – скорость застудневания. Как

влияет концентрация раствора на скорость застудневания и механические свойства студней?

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.

Сделайте выводы.

Контрольные вопросы

1. Какие вещества относятся к высокомолекулярным соединениям?
2. Что называется набуханием?
3. По каким признакам различают ограниченное и неограниченное набухание?
4. Что понимают под степенью набухания?
5. Какие системы называют студнями?
6. Какие факторы влияют на скорость застудневания?

Лабораторная работа № 16

Частные реакции катионов первой и второй аналитических групп

Цель: закрепить теоретические знания химических свойств катионов I и II аналитических групп, научиться проводить качественные реакции на катионы K^+ , Na^+ , NH_4^+ , Ba^{2+} , Ca^{2+} , Mg^{2+} .

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, пробиркодержатель, спиртовка, спички, стеклянная палочка, лакмусовая бумага, фарфоровая чашка, часовое стекло; растворы хлорида натрия $NaCl$, хлорида калия KCl , хлорида аммония NH_4Cl , гидротартрата натрия $NaHC_4H_4O_4$, гексанитрокобальтата натрия $Na_3[Co(NO_2)_6]$, дигидроантимоната калия KH_2SbO_4 , реактива Несслера (смесь комплексной соли тетраиодида меркуриата (II) калия $K_2[HgI_4]$ и KOH), гидроксида натрия $NaOH$, соляной кислоты HCl , карбоната аммония $(NH_4)_2CO_3$, хромата калия K_2CrO_4 , оксалата аммония $(NH_4)_2C_2O_4$, гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 , солей бария, кальция, магния, дистиллированная вода.

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

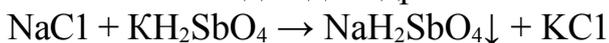
Ход работы

Катионы первой аналитической группы

1. Реакции катиона Na^+

1) Реакция с дигидроантимонатом калия KH_2SbO_4 .

Дигидроантимонат калия KH_2SbO_4 образует с катионами Na^+ белый кристаллический осадок дигидроантимоната натрия:



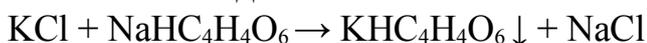
Возьмите 5-6 капель раствора соли натрия, прибавьте такой же объем раствора дигидроантимоната калия KH_2SbO_4 и потрите стенки пробирки стеклянной палочкой. Реакция протекает на холоду. Выпадет белый осадок. Убедитесь, что осадок кристаллический. При проведении опыта следует иметь в виду, что концентрация натрия должна быть достаточно высокой, поэтому разбавленные растворы упаривают; среда должна быть нейтральной или слабощелочной.

2) Реакция окрашивания пламени. Нихромовую проволоку, впаянную в стеклянную палочку, внесите в пламя горелки. Проверьте чистоту проволоки. Если пламя окрашивается, то проволоку необходимо очистить, для этого ее следует смочить в соляной кислоте и прокалить до полного исчезновения окрашивания пламени. Чистую проволоку опустите или в раствор соли натрия, или набрать немного твердой соли. Внесите соль в верхнюю часть пламени горелки и наблюдайте интенсивное и продолжительное желтое окрашивание пламени.

2. Реакции катиона K^+

1) Реакция с гидротартратом натрия $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$.

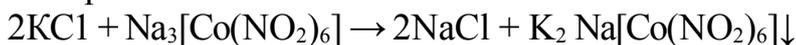
Гидротартрат натрия $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ дает с растворами солей калия белый кристаллический осадок:



Для проведения реакции в пробирку налейте 3-4 капли раствора соли калия и прибавьте столько же капель раствора гидротартрата натрия. Реакция протекает на холоду. Пробирку с испытуемым раствором поместите под струю холодной воды и потрите стеклянной палочкой по внутренней стенке пробирки. Выпадает осадок белого цвета.

2) Реакция с гексанитрокобальтатом (III) натрия $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

Гексанитрокобальтат (III) натрия $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ дает с катионом K^+ желтый осадок комплексной соли гексанитрокобальтата (III) калия - натрия:



К капле раствора соли калия прибавьте 2-3 капли раствора $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Образуется осадок ярко-желтого цвета, растворимый в сильных кислотах. Присутствие щелочей мешает реакции, так как щелочи, разлагая реактив, образуют темно-бурый осадок гидроксида кобальта $\text{Co}(\text{OH})_3$. Следует иметь в виду, что катион NH_4^+ образует с гексанитрокобальтатом (III) натрия такой же осадок, и поэтому мешает определению иона калия.

3) Реакция окрашивания пламени. Летучие соли калия окрашивают пламя горелки в розово-фиолетовый цвет. В присутствии иона Na^+ розово-фиолетовая окраска становится незаметной, так как желтый спектр маскирует окраску. Поэтому пламя следует рассматривать через синее стекло, не пропускающее желтых лучей. Реакция проводится аналогично реакции на катион Na^+ .

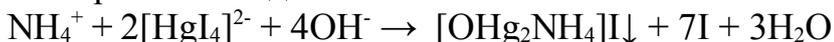
3. Реакции катиона NH_4^+

1) Реакция с сильными щелочами KOH или NaOH . Щелочи разлагают соли аммония с выделением газообразного аммиака:



Для проведения эксперимента в пробирку (или на часовое стекло) поместите 2-3 капли раствора соли аммония и 3-4 капли раствора щелочи и слегка нагрейте на водяной бане. Для обнаружения аммиака подержите над часовым стеклом влажную лакмусовую бумагу (или универсальную индикаторную бумагу) так, чтобы она не касалась жидкости и стекла. Опишите наблюдения.

2) Реакция с реактивом Несслера $\text{K}_2[\text{HgI}_4] + \text{KOH}$. Реактив Несслера (смесь комплексной соли $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ и KOH) образует с катионом аммония кирпично-красный осадок:

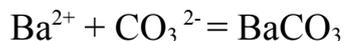


К капле раствора соли аммония добавьте 1-2 капли реактива Несслера, при этом выпадет красно-бурый осадок. Реакция очень чувствительная. Следует иметь в виду, что получаемый осадок растворим в солях аммония, поэтому реактив Несслера нужно брать в избытке. При малых концентрациях образуется раствор желтого цвета. Кроме того, обнаружению катиона аммония мешают катионы Fe^{3+} , Cr^{3+} , Co^{2+} , Ni^{2+} и т.д.

Катионы второй аналитической группы

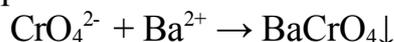
1. Реакции катиона Ba^{2+}

1) Реакция с карбонатом аммония. Катион Ba^{2+} с групповым реактивом $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ образует белый аморфный осадок, при нагревании переходящий в крупнокристаллический:



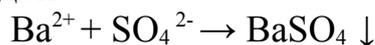
В пробирку прилейте 2-3 капли раствора соли бария и столько же раствора карбоната аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. Выпадает осадок белого цвета. Осадок разделите на две части, к одной части добавьте соляную кислоту, а к другой - уксусную кислоту. Происходит растворение осадка.

2) Реакция с хроматом калия K_2CrO_4 . Хромат калия дает с катионом бария желтый осадок хромата бария:



В пробирку прилейте 2-3 капли раствора соли бария и столько же раствора хромата калия. Происходит выпадение осадка желтого цвета. Осадок разделите на две части, к одной части осадка добавьте раствор соляной кислоты, к другой части осадка - раствор уксусной кислоты. Происходит растворение осадка в соляной кислоте.

3) Реакция с серной кислотой (или растворимыми сульфатами). Катион Ba^{2+} образует с серной кислотой H_2SO_4 или ее растворимыми солями белый мелкокристаллический осадок.



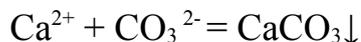
Осадок $BaSO_4$ нерастворим ни в кислотах, ни в щелочах.

В пробирку прилейте 2-3 капли раствора соли бария и 1-2 капли раствора серной кислоты или раствора сернокислой соли. Происходит выпадение осадка белого цвета.

4) Реакция окрашивания пламени. Летучие соли бария, например, $BaCl_2$; $Ba(NO_3)_2$, окрашивают пламя газа в желто-зеленый цвет. Реакция проводится аналогично реакции на катион Na^+ .

2. Реакции катиона Ca^{2+}

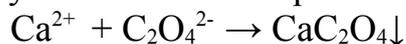
1) Реакция с карбонатом аммония $(NH_4)_2CO_3$. Катион Ca^{2+} с групповым реактивом $(NH_4)_2CO_3$ образует белый аморфный осадок, при нагревании переходящий в крупнокристаллический:



Осаждение следует вести в аммиачной среде. Осадок $CaCO_3$ растворим в разбавленных соляной, азотной и слабой уксусной кислотах.

В пробирку прилейте 2-3 капли раствора соли кальция и столько же раствора карбоната аммония $(NH_4)_2CO_3$. Происходит выпадение осадка белого цвета. Осадок разделите на две части, к одной части добавьте раствор соляной кислоты, а к другой - раствор уксусной кислоты. Происходит растворение осадка.

2) Реакция с оксалатом аммония $(NH_4)_2C_2O_4$. Катион Ca^{2+} с оксалатом аммония $(NH_4)_2C_2O_4$ образует белый мелкокристаллический оксалат кальция:

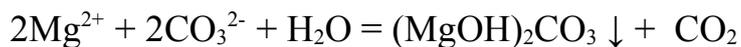


В пробирку прилить 2-3 капли раствора соли кальция и столько же раствора оксалата аммония. Происходит выпадение осадка. Осадок разделите на 2 части, и к одной части прилейте раствор соляной кислоты, а к другой - раствор уксусной кислоты. Наблюдается растворение осадка только в соляной кислоте.

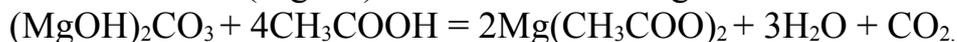
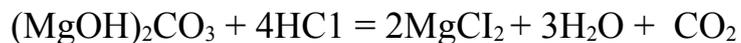
3) Реакция окрашивания пламени. Летучие соли кальция окрашивают пламя горелки в кирпично-красный цвет. Реакция проводится аналогично реакции на катион Na^+ .

3. Реакции катиона Mg^{2+}

1) Реакция с карбонатом аммония $(NH_4)_2CO_3$. Катион Mg^{2+} с групповым реактивом $(NH_4)_2CO_3$ образует белый аморфный осадок основного карбоната магния:

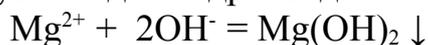


Осадок основной соли магния также растворим в растворах соляной, азотной и уксусной кислот:

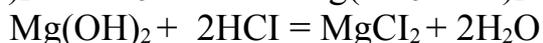
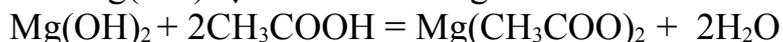
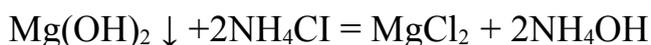


В пробирку прилейте 2-3 капли раствора соли магния и столько же раствора карбоната аммония, смесь нагрейте до кипения. Происходит выпадение осадка белого цвета. Осадок разделите на три части. К первой части осадка добавьте раствор хлорида аммония, ко второй части - раствор соляной кислоты, к третьей части - раствор уксусной кислоты. Наблюдается растворение осадков.

2) Реакция с сильными щелочами $NaOH$ или KOH . Катион магния с сильными щелочами образует осадок гидроксида магния белого цвета:



Осадок $Mg(OH)_2$ растворим в растворах аммонийных солей и сильных и слабых кислотах:



В пробирку прилейте 2-3 капли раствора соли магния и столько же раствора сильной щелочи. Происходит выпадение осадка. Осадок разделите на три части. К первой части добавьте раствор соли аммония, ко второй - раствор соляной кислоты, к третьей - раствор уксусной кислоты. Наблюдать растворение осадков.

3) Реакция с гидрофосфатом натрия Na_2HPO_4 . Катион Mg^{2+} в присутствии гидроксида аммония образует белый кристаллический осадок двойной соли фосфата магния-аммония:



При осаждении $MgNH_4PO_4$ следует добавлять небольшой избыток раствора соли аммония NH_4Cl , чтобы не образовался аморфный осадок $Mg(OH)_2$. Катионы Ca^{2+} и Ba^{2+} - с гидрофосфатом натрия дают аналогичные осадки.

В пробирку прилейте 2-3 капли раствора соли магния и столько же раствора хлорида аммония, затем 3-5 капель раствора гидрофосфата натрия. Тщательно перемешайте содержимое и добавьте водный раствор аммиака до щелочной реакции. Происходит выпадение осадка белого цвета.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.
Сделайте выводы.

Лабораторная работа № 17

Частные реакции катионов третьей и четвертой аналитических групп

Цель: закрепить теоретические знания химических свойств катионов III и IV аналитических групп, научиться проводить качественные реакции на катионы Fe^{3+} , Mn^{2+} , Zn^{2+} , Cr^{3+} , Al^{3+} .

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, пробиркодержатель, спиртовка, спички; растворы солей Fe^{3+} , Mn^{2+} , Zn^{2+} , Cr^{3+} , Al^{3+} , растворы гидроксида натрия (калия) NaOH (KOH), гидроксида аммония NH_4OH , сульфида аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, хромокалиевые квасцы $(\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O})$, гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, пероксида водорода H_2O_2 , диэтилового эфира $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$, роданида аммония NH_4CNS , свинцовый сурик Pb_2O_3 , изоамиловый спирт $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$, раствор азотной кислоты HNO_3 .

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

1. Реакции катиона Al^{3+}

1. *Действие группового реактива - сульфида аммония.* Групповой реактив - сульфид аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ - осаждает катионы третьей группы в слабощелочной среде; катион Al^{3+} осаждается в виде гидроксида $\text{Al}(\text{OH})_3$.

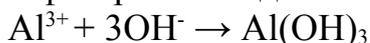


Групповой реактив - сульфид аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ - соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой, подвергается гидролизу. Поэтому для подавления гидролиза группового реактива добавляют водный раствор аммиака: $\text{NH}_4\text{HS} + \text{NH}_4\text{OH} \leftrightarrow (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$

Необходимо применять свежеприготовленные растворы $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ и NH_4OH , чтобы ионы S^{2-} не окислялись до ионов SO_4^{2-} и не образовывалась примесь $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.

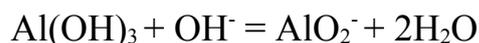
Для выполнения опыта в пробирку прилейте 2-3 капли раствора соли алюминия, добавьте столько же свежеприготовленного раствора $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Происходит выпадение осадка.

2) *Реакция с щелочами NaOH или KOH .* Катион Al^{3+} с гидроксидом натрия или калия образует амфотерный осадок - гидроксид алюминия:



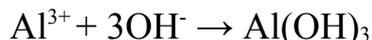
Гидроксид алюминия обладает амфотерными свойствами, растворяется в кислотах, проявляя свойства основания и свойства слабой кислоты HAlO_2 , которая растворяется в щелочах, образуя соль алюмината.





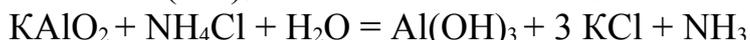
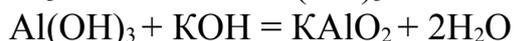
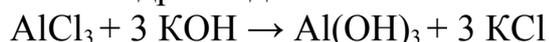
В пробирку прилейте 4-5 капель соли алюминия, затем 1-2 капли раствора щелочи. Происходит выпадение осадка белого цвета. Полученный осадок разделите на две части и испытайте на растворимость в соляной кислоте и избытке сильной щелочи.

3) Реакция с гидроксидом аммония NH_4OH . Катион Al^{3+} с гидроксидом аммония образует белый осадок гидроксида алюминия, нерастворимый в избытке гидроксида аммония:



В пробирку прилейте 3-4 капли раствора соли алюминия и 2-3 капли раствора гидроксида аммония. Наблюдайте выпадение осадка белого цвета. Испытайте осадок на избыток раствора NH_4OH .

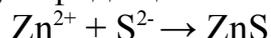
4) Реакция с хлоридом аммония NH_4Cl . Катион Al^{3+} открывают действием кристаллического хлорида аммония в избытке сильной щелочи. Образуется раствор, содержащий ионы AlO_2^- . При добавлении хлорида аммония и нагревании смеси до кипения алюминат калия (натрия) разлагается с образованием гидроксида алюминия:



В пробирку прилейте 3-4 капли раствора соли алюминия, добавьте избыток щелочи (5-6 капель), затем кристаллический хлорид аммония. Смесь нагрейте до кипения, затем охладите. Наблюдайте выпадение белого хлопьевидного осадка.

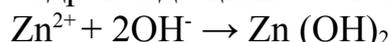
2. Реакции обнаружения ионов цинка Zn^{2+}

1) Действие группового реагента $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Сульфид аммония образует с солями цинка белый осадок сульфида цинка ZnS :

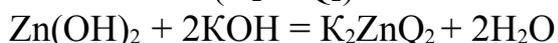


Для выполнения опыта в пробирку прилейте 2-3 капли раствора соли алюминия, добавьте столько же свежеприготовленного раствора $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Происходит выпадение осадка.

2) Реакция с щелочами NaOH или KOH . Катион Zn^{2+} с сильными щелочами образует осадок гидроксида цинка белого цвета:



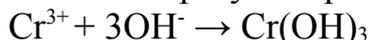
Гидроксид цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$ обладает амфотерными свойствами, растворяясь в кислоте: $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ и в избытке щелочи, проявляя свойства слабой цинковой кислоты (H_2ZnQ_2):



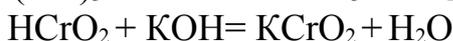
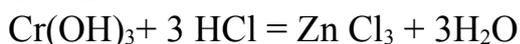
В пробирку прилейте 3-4 капли раствора соли цинка и 1-2 капли раствора щелочи. Наблюдайте выпадение осадка белого цвета. Осадок разделите на две части, к одной части прилейте соляную кислоту, а к другой части - избыток щелочи. Наблюдайте растворение осадка.

3. Реакции катиона Cr^{3+}

1) **Реакция со щелочами NaOH или KOH .** Катион Cr^{3+} с сильными щелочами образует серо-зеленый осадок гидроксида хрома (III):



Гидроксид хрома (III) обладает амфотерными свойствами, растворяясь в кислотах и избытке щелочей:



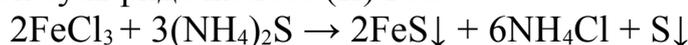
Хромистая кислота хромит калия

При кипячении водных растворов хромитов они легко гидролизуются, вновь выпадает осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

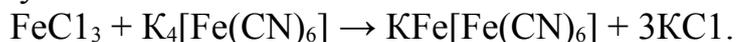
Для проведения опыта в пробирку прилейте 3-4 капли раствора соли хрома (III), затем добавьте 1-2 капли раствора щелочи. Наблюдайте выпадение осадка гидроксида хрома (III) серо-зеленого цвета. Полученный осадок разделите на две части и испытайте на растворимость в соляной кислоте и избытке (3-4 капли) сильной щелочи.

6. Реакции обнаружения ионов железа Fe^{3+}

1) **Действие группового реагента $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.** Сульфид аммония дает с солями Fe^{3+} черный осадок сульфида железа (II) FeS :

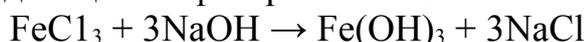


2) **Действие гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.** Гексацианоферрат (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ образует с растворами солей Fe^{3+} (имеет желтую окраску) темно-синий осадок гексацианоферрата (II) железа (III) (берлинскую лазурь), который, по данным рентгеноструктурного анализа, идентичен турнбулевой сини:



К 1 мл раствора соли с ионом Fe^{3+} добавьте немного раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Образуется темно-синий осадок "берлинской лазури". В сильноокислой среде и при большом избытке реагента осадок растворяется.

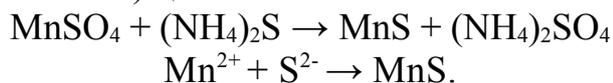
3) **Действие гидроксидов щелочных металлов.** К раствору гидроксида щелочного металла (NaOH , KOH) прилейте раствор солей Fe^{3+} , при этом образуется красно-бурый осадок гидроксида железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$, практически не обладающий амфотерными свойствами:



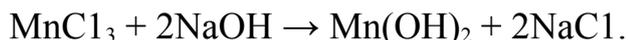
4) **Действие роданида аммония или калия.** К 1 мл раствора соли с ионом Fe^{3+} добавляют немного раствора NH_4CNS . Наблюдается кроваво-красное окрашивание раствора (не осадка!). При добавлении избытка реагента окраска усиливается. Состав образующегося комплекса непостоянен и в зависимости от концентрации ионов Fe^{3+} и SCN^- может колебаться от $[Fe(SCN)]^{2+}$ до $[Fe(SCN)_6]^{3-}$. Например, $Fe^{3+} + 3SCN^- \rightarrow [Fe(SCN)_3]$

7. Реакции обнаружения ионов марганца Mn^{2+}

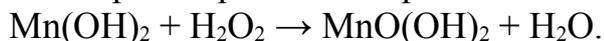
1) **Действие группового реагента $(NH_4)_2S$.** К раствору сульфида аммония прилейте раствор соли Mn^{2+} , при этом образуется осадок сульфида марганца бледно-розового (телесного) цвета:



2) **Действие гидроксидов щелочных металлов.** К раствору гидроксида щелочного металла ($NaOH$, KOH) прилейте раствор соли Mn^{2+} (растворы солей Mn^{2+} имеют бледно-розовый цвет), при этом образуется белый осадок гидроксида марганца (II) $Mn(OH)_2$, растворимый в кислотах, но не растворимый в щелочах:

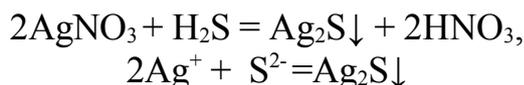


Осадок $Mn(OH)_2$ кислородом воздуха постепенно окисляется до бурого оксида-гидроксида марганца (IV) $MnO(OH)_2$, который также легко образуется при окислении растворов Mn^{2+} пероксидом водорода H_2O_2 :



8. Реакции катиона Ag^+ .

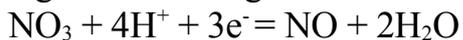
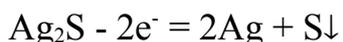
1) **Реакция с групповым реактивом H_2S .** Сероводород осаждает катион Ag^+ в виде сульфида серебра:



Сульфид серебра растворим в 2 н. HNO_3 при нагревании:



При этом протекает окислительно-восстановительная реакция с образованием свободной серы, выпадающей в осадок:



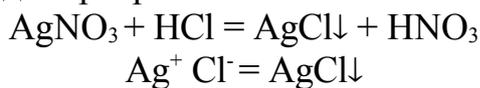
3 окисление

2 восстановление



Проведение реакции. В пробирку прилить 1 мл раствора нитрата серебра, прибавить 1 мл раствора сероводородной воды. Наблюдать выпадение осадка Ag_2S черного цвета. Осадок отделить от раствора и к осадку добавить 2 н. HNO_3 . Наблюдать растворение осадка и постепенное помутнение раствора.

2. **Реакция с подгрупповым реактивом HCl.** Соляная кислота осаждает катион Ag^+ в виде хлорида серебра:



Реакция осаждения ионов Cl^- ионами Ag^+ используется для определения массы поваренной соли в полуфабрикатах и готовой продукции методом Мора.

В избытке концентрированной соляной кислоты осадок AgCl заметно растворим. Осадок AgCl растворяется в избытке NH_4OH с образованием комплексного соединения аммиаката серебра:



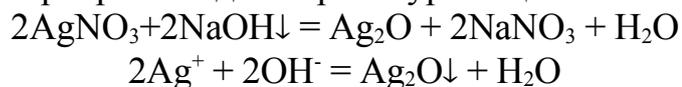
При подкислении полученного раствора азотной кислотой вновь выпадает осадок хлорида серебра, так как разрушается комплексное соединение:



Эти реакции можно использовать в ходе анализа для открытия катиона Ag^+ .

Проведение реакции. В пробирку прилить 1 мл раствора соли нитрата серебра, добавить 1 мл HCl, наблюдать выпадение белого творожистого осадка. К полученному осадку добавить раствор NH_4OH , осадок растворяется. Затем к раствору добавить азотной кислоты. Наблюдать выпадение осадка белого цвета.

3) **Реакции с едкими щелочами NaOH или KOH.** В щелочном растворе образуется оксид серебра - осадок черно-бурого цвета:

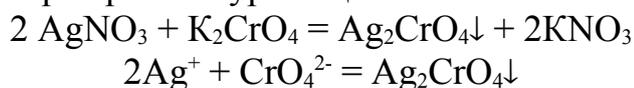


Осадок растворяется в избытке раствора NH_4OH :



Проведение реакции. В пробирку прилить 1 мл раствора нитрата серебра и столько же щелочи, наблюдать образование осадка черно-бурого цвета. К полученному осадку добавить раствор NH_4OH до растворения его.

4) **Реакции с хроматом калия K_2CrO_4 .** Катион Ag^+ с реактивом K_2CrO_4 дает осадок хромата серебра красно-бурого цвета:

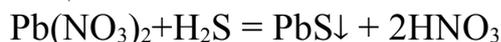


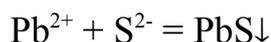
Реакцию следует проводить в нейтральной среде: в кислой и аммиачной среде осадок растворяется; в щелочной среде образуется черно-бурый осадок оксида серебра; в уксуснокислой среде - осадок дихромата серебра $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Проведение реакции. В пробирку прилить 1 мл раствора нитрата серебра, прилить столько же хромата калия. Наблюдать выпадение осадка красно-бурого цвета.

9. Реакции катиона Pb^{2+}

1) **Реакция с групповым реактивом H_2S .** Сероводород осаждает катионы Pb^{2+} в виде сульфида свинца:





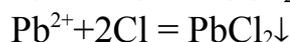
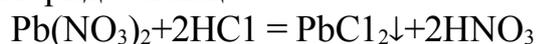
Сульфид свинца растворим в 2 н. HNO_3 , при нагревании:



Ион S^{2-} окисляется до свободной серы S^0 , которая выпадает в осадок.

Проведение реакции. Прилить в пробирку 2-3 капли раствора нитрата свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, столько же сероводородной воды, наблюдать выпадение осадка черного цвета. Осадок отделить от раствора и добавить 2 н. HNO_3 до растворения осадка, наблюдать постепенное помутнение раствора - выделяется свободная сера.

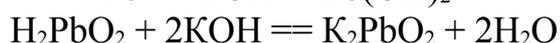
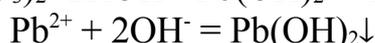
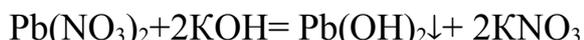
2) Реакция с подгрупповым реактивом HCl . Соляная кислота с катионами Pb^{2+} образует осадок хлорида свинца:



Осадок хлорида свинца заметно растворим в холодной воде, а в горячей воде хорошо растворим. Осадок также хорошо растворим в избытке кислоты.

Проведение реакции. В пробирку прилить 2 - 3 капли раствора нитрата свинца и столько же раствора соляной кислоты. Наблюдать выпадение осадка белого цвета. К раствору с осадком добавить 5 - 6 капель дистиллированной воды и нагреть на кипящей водяной бане. Наблюдать растворение осадка. Затем охладить раствор и вновь наблюдать выпадение его в виде игл.

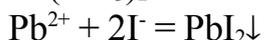
3) Реакция с едкими щелочами NaOH или KOH . Щелочи с катионами Pb^{2+} образуют осадки амфотерных гидроксидов, растворимых в избытке щелочей с образованием плюмбитов:



Свинцовистая кислота

Проведение реакции. В пробирку прилить 4 -5 капель нитрата свинца и 1- 2 капли щелочи, наблюдать выпадение осадка белого цвета. Осадок разделить на две части. К одной части добавить в избытке щелочь до полного растворения осадка, а к другой — азотную кислоту и также наблюдать растворение осадка.

4) Реакция с KI . Катионы Pb^{2+} с раствором иодида калия образуют осадок желтого цвета, который растворим в уксусной кислоте при нагревании, при охлаждении образуются золотистые кристаллы иодида свинца:

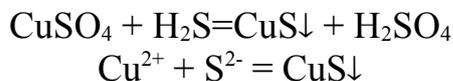


Проведение реакции. В пробирку прилить раствор нитрата свинца, добавить на холоду раствор иодида калия. Образуется осадок желтого цвета. Осадок отделить от раствора и добавить раствор уксусной кислоты, кипятить, приливая понемногу воду, до растворения осадка. Затем содержимое

пробирки медленно охладить и наблюдать выделение золотисто-желтых кристаллов.

10. Реакции катиона Cu^{2+}

1) Реакция с групповым реактивом H_2S . Сероводород в виде осаждает катионы Cu^{2+} сульфида меди:



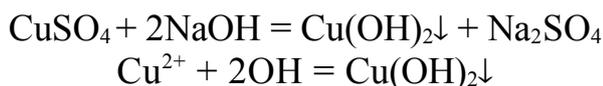
Сульфид меди растворим в 2 н. HNO_3 при нагревании:



Ион S^{2-} окисляется до свободной серы S^0 , выпадающей в осадок.

Проведение реакции. В пробирку прилить 2-3 капли раствора соли меди (II), добавить столько же сероводородной воды. Наблюдать выпадение осадка черного цвета. Осадок отделить от раствора, прибавить к осадку 2 н. HNO_3 . Наблюдать растворение осадка и постепенное помутнение раствора — выделяется свободная сера.

2) Реакция с едкими щелочами NaOH или KOH . Едкие щелочи, вступая в реакцию с солями меди (II), образуют осадок гидроксида меди голубого цвета:



При нагревании осадок разлагается с образованием оксида меди CuO черного цвета: $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

Гидроксид меди (II) легко растворяется в растворе NH_4OH с образованием комплексного соединения аммиаката меди:



Проведение реакции. В пробирку прилить 1 мл раствора соли меди (II) и 1 мл капли раствора щелочи, наблюдать выпадение осадка голубого цвета. Осадок разделить на две части. Первую часть осадка нагреть на водяной бане, наблюдать образование осадка черного цвета. Вторую часть осадка растворить в гидроксиде аммония. Наблюдать образование раствора темно-синего цвета.

3) Реакция с NH_4OH . Получаемый при действии избытка NH_4OH на ионы Cu^{2+} аммиачный комплекс меди $[(\text{Cu}(\text{NH}_3)_4)]^{2+}$ относительно устойчив, отличается интенсивным синим цветом



Проведение реакции. В пробирку прилить 1 мл раствора соли меди (II), 1 мл капли разбавленного раствора гидроксида аммония. Наблюдать осадок основной соли меди (II) зеленого цвета. Добавить избыток раствора NH_4OH . Наблюдать образование раствора интенсивно синего цвета.

4) Реакция окрашивания пламени. Летучие соли меди (II), например CuSO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ окрашивают газовое пламя в зеленый цвет.

Проведение реакции. Нихромовую проволоку внести в газовое пламя, проверить чистоту проволоки. Чистую проволоку опустить или в раствор соли меди (II), или набрать несколько кристаллов соли. Внести соль в верхнюю часть газового пламени. Наблюдать зеленое окрашивание пламени.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.
Сделайте выводы.

Лабораторная работа № 18

Частные реакции анионов первой, второй и третьей аналитических групп

Цель: закрепить теоретические знания химических свойств I группы анионов SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , II группы анионов S^{2-} , Cl^- , III группы анионов NO_3^- , NO_2^-

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, пробиркодержатель, спиртовка, спички; растворы растворимых в воде солей: сульфаты, сульфиты, карбонаты, сульфиды, хлориды, нитриты, нитраты; хлорид бария BaCl_2 , соляная кислота HCl , нитрат серебра AgNO_3 , раствор дифениламина $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$, гидроксид натрия NaOH , гидроксид аммония NH_4OH , серная кислота H_2SO_4 , перманганат калия KMnO_4 .

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Первая аналитическая группа анионов

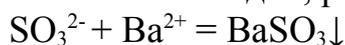
1) Реакция обнаружения сульфат-ионов SO_4^{2-}

Реакция с групповым реагентом - хлоридом бария. BaCl_2 образует с растворами, содержащими сульфат-ионы, белый осадок BaSO_4 , нерастворимый в кислотах и щелочах: $\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4$

Проведение реакции. К 2-3 каплям раствора сульфата натрия прилейте столько же раствора хлорида бария, выпадает осадок. Осадок разделите на две части и испытайте на растворимость его в соляной кислоте и щелочи.

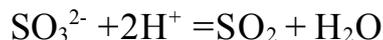
2) Реакции обнаружения сульфит-ионов SO_3^{2-}

1) *Действие группового реагента BaCl_2 .* При действии хлорида бария на соли сернистой кислоты образуется белый осадок, растворимый в кислотах:



Проведение реакции. К 2-3 каплям раствора сульфита натрия прилейте столько же хлорида бария, выпадает осадок белого цвета. Осадок испытайте на растворимость в соляной и азотной кислотах.

2) *Действие соляной кислоты HCl.* Кислоты разлагают соли сернистой кислоты с выделением оксида серы (IV), имеющего характерный запах жженой серы:



Проведение реакции. В пробирку прилейте 5-6 капель раствора сульфита натрия и соляной кислоты. Пробирку слегка нагрейте на водяной бане. Выделяющийся диоксид серы имеет характерный запах жженой серы:

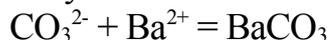
3) *Действие окислителей.* Окислители (иод или перманганат калия) в кислой среде обесцвечиваются растворами солей сернистой кислоты вследствие восстановления:



Проведение реакции. К 2-3 каплям раствора сульфита натрия прибавьте 1-2 капли раствора соляной кислоты и 2 - 3 капли раствора иода. Наблюдать обесцвечивание раствора иода. Перманганат калия в присутствии серной кислоты также обесцвечивается.

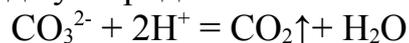
3) Реакции обнаружения карбонат-ионов CO_3^{2-}

1) *Действие группового реагента BaCl_2 .* При действии хлорида бария на ионы CO_3^{2-} образуется белый осадок карбоната бария, растворяющийся в кислотах с бурным выделением углекислого газа:

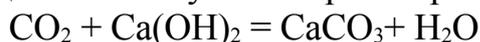


Проведение реакции. К 2-3 каплям раствора карбоната натрия прилейте столько же хлорида бария. Происходит выпадение осадка. Проверьте растворимость осадка в кислотах.

2) *Действие кислоты.* Важнейшей реакцией на карбонат-ион является реакция разложения карбонатов сильными кислотами. При этом с шипением выделяются пузырьки диоксида углерода:



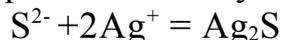
Проведение реакции. В пробирку с газоотводной трубкой прилейте 5-6 капель раствора карбоната натрия и столько же раствора соляной кислоты. Быстро закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой и конец трубки опустите в пробирку с известковой или баритовой водой. Наблюдать образование белого осадка или помутнение раствора.



Вторая аналитическая группа анионов

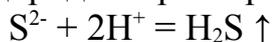
1. Реакции обнаружения сульфид-ионов S^{2-}

1. *Действие группового реагента AgNO_3 .* При действии нитрата серебра на сульфид-ион образуется черный осадок сульфида серебра:



Проведение реакции. К 2—3 каплям раствора сульфида натрия прилейте столько же раствора нитрата серебра. Наблюдать выпадение осадка черного цвета.

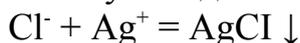
2. *Действие кислот (HCl, H₂SO₄).* Кислоты (HCl, H₂SO₄) выделяют из сульфидов свободный сероводород с характерным запахом тухлых яиц:



Проведение реакции. Смочить полоску фильтровальной бумаги раствором соли свинца. В пробирку прилить 2-3 капли раствора соли сульфида и 3-4 капли соляной кислоты. Пробирку накрыть подготовленной полоской фильтровальной бумаги и слегка нагреть. В присутствии S²⁻ бумажка чернеет.

2. Реакции обнаружения хлорид-ионов Cl⁻

Действие группового реагента AgNO₃. Нитрат серебра с ионами Cl⁻ образует белый творожистый осадок хлорида серебра, хорошо растворимый в растворе NH₄OH. При подкислении азотной кислотой аммиачного раствора хлорида серебра вновь выпадает белый творожистый осадок хлорида серебра. Это свойство солей серебра используется для открытия анионов Cl⁻:



Проведение реакции. К 2-3 каплям раствора хлорида натрия прилейте столько же раствора нитрата серебра. Происходит выпадение осадка. Осадок отделить центрифугированием. К осадку добавьте раствор NH₄OH до полного растворения. В полученном растворе произведите открытие анионов Cl⁻ действием 3-5 капель раствора азотной кислоты.

3. Третья аналитическая группа анионов

1. **Реакция обнаружения нитрат-ионов NO₃⁻.** Раствор дифениламина (C₆H₅)₂NH в концентрированной серной кислоте дает с нитрат-ионом интенсивно-синее окрашивание вследствие окисления дифениламина образующейся азотной кислотой.

2. **Реакции обнаружения нитрит-ионов NO₂⁻.** Действие серной кислоты H₂SO₄. Сильные кислоты вытесняют из нитритов слабую азотистую кислоту, которая из-за своей неустойчивости сразу разлагается на воду и оксиды азота (NO₂ - бурого цвета):



Действие окислителей. Перманганат калия KMnO₄ в присутствии разбавленной серной кислоты обесцвечивается солями азотистой кислоты:



Оформите результаты лабораторной работы в тетради.

Сделайте выводы.

Лабораторная работа № 19

Определение кристаллизационной воды в кристаллогидратах

Цель: закрепить теоретические знания о весовом методе анализа, научиться определять кристаллизационную воду в кристаллогидрате.

Оборудование и реактивы: бюкс, весы, эксикатор, сушильный шкаф, тигельные щипцы; медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Вещества, которые кристаллизуются из растворов с определенным количеством молекул воды, называются кристаллогидратами, а вода, содержащаяся в них, - кристаллизационной. В формулах кристаллогидратов указывается число молекул воды, приходящихся на одну молекулу соли. Кристаллизационная вода удаляется при нагревании соли в сушильном шкафу до $120\text{-}125^\circ \text{C}$, остаток взвешивают на аналитических весах и производят расчет.

Тщательно вымытый бюкс сушат 30-40 мин в сушильном шкафу при $120\text{-}125^\circ \text{C}$, охлаждают в эксикаторе и взвешивают на аналитических весах. Результат взвешивания записывают в лабораторный журнал.

Для каждого гравиметрического определения выбирают оптимальную навеску исходного вещества, масса которой может колебаться от десятых долей грамма до нескольких граммов. От правильного выбора навески зависит точность определения. Если навеска большая, точность определения повышается, но на ее обработку (на высушивание) затрачивается много времени. Если навеска маленькая, ее легко обработать, но зато потери даже незначительного количества вещества сильно снизят точность определения. Рассчитаем навеску $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, которую следует взять, чтобы в ней содержалось 0,1 г воды:

в 250 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ содержится 90,0 г H_2O

в «х» г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ содержится 0,1 г H_2O

$$x = 250 \cdot 0,1 / 90,0 = 0,277 \text{ г.}$$

Навеска не обязательно должна быть точно 0,277 г, она может быть и больше, и меньше, но в этих пределах.

Во взвешенный бюкс помещают примерную навеску соли, закрывают бюкс крышкой и взвешивают на технохимических весах с точностью до 0,1 г, затем переносят бюкс на аналитические весы, где производится точное взвешивание. Результат взвешивания записывают в рабочий журнал.

Бюкс с солью и поставленной на ребро крышкой помещают в сушильный шкаф, нагретый предварительно до $120\text{-}125^\circ \text{C}$. Через час бюкс закрывают крышкой и переносят в эксикатор для охлаждения. После охлаждения

примерно через 15-20 мин бюкс взвешивают на аналитических весах, результат записывают в журнал. После взвешивания опять открывают крышку бюкса, ставят ее на ребро и сушат образец еще 25-30 мин. После сушки и охлаждения взвешивают на аналитических весах, и результат второго взвешивания записывают в журнал, высушивание повторяют до тех пор, пока результаты двух взвешиваний не будут отличаться на 0,0002 г. Высушивание прекращают и считают, что вода удалена полностью, образец доведен до постоянной массы и можно приступать к вычислениям результата анализа.

Пример записи результатов в рабочий журнал (примерный расчет):

Дата: ...

Работа №...

Тема: Определение кристаллизационной воды в кристаллогидратах

1. *Взятие навески хлорида бария* $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Масса бюкса с сульфатом меди (II), г ... 17,1094

Масса пустого бюкса с крышкой, г ... 16,8223

Масса навески $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, г... 0,2871

1. *Высушивание навески хлорида бария.*

Масса бюкса с хлоридом бария после высушивания, г

1-е взвешивание ... 17,0096

2-е взвешивание... 17,0012

3-е взвешивание... 17,0012

3. *Вычисление массы кристаллизационной воды:*

$17,1094 - 17,0012 = 0,1082$ г.

4. *Содержание (%) кристаллизационной воды вычисляют по формуле*

Исходную навеску 0,2871 г принимаем за 100%

» » 0,1082 г » » » x %

$X = 0,1082 \cdot 100 / 0,2871 = 37,69\%$.

Ошибка определения. Масса воды, входящая в формулу кристаллогидрата, является величиной теоретической и вычисляется из пропорции:

в 250 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ содержится 90,0 г H_2O

в 100 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ » » » » x г H_2O

$x = 90,0 \cdot 100 / 250 = 36,00\%$.

Разность между полученной и теоретической величинами является абсолютной ошибкой определения: $37,69 - 36,00 = 1,69\%$.

Относительная ошибка: $1,69 \cdot 100 / 36,00 = 4,69\%$

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.

Сделайте выводы.

2. Приготовить раствор кислоты:
 А) взвесить навеску;
 Б) перенести её в мерную колбу;
 В) растворить дистиллированной водой до метки 100 мл

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.
 Сделайте выводы.

Лабораторная работа № 21

Определение нормальности и титра раствора щелочи

Цель: научиться работать с химическим оборудованием и реактивами, приобрести навык приготовления растворов, проведения титрования и вычислений в объемном анализе.

Оборудование и реактивы: весы, разновесы, бюксы или тигли, мерные колбы, бюретки, пипетки, колбы, воронки; КОН (сухой), $(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$ (сухая), фенолфталеин.

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

1. Определить нормальность и титр раствора по щавелевой кислоте (см. лабораторную работу №20)
2. Подготовить посуду для анализа: бюретку, пипетки, колбы для титрования.
3. Колбы для титрования 9\3 штуки) заполнить кислотой. Пипеткой в каждую отмерить по 10 мл кислоты и добавить 2-3 капли фенолфталеина
4. Бюретку через воронку заполнить щелочью, установить уровень на 0 при снятой воронке
5. Титровать каждую колбу до появления бледно-розовой окраски, которая не исчезает в течение 30 сек. Данные титрования занести в таблицу:

Титрование	V щав. кислоты,	V щелочи, мл
1.	10,00	V ₁
2.	10,00	V ₂
3.	10,00	V ₃

6. Расчеты:

А) $V_{\text{ср щелочи}} = V_1 + V_2 + V_3 / 3$

Б) нормальность кислоты определим из соотношения

$$V_{\text{щ}} / V_{\text{к}} = N_{\text{к}} / N_{\text{щ}}$$

$$N_{\text{к}} = V_{\text{щ}} \cdot N_{\text{щ}} / V_{\text{к}}$$

В) Титр кислоты $T = N / 1000$

$$T = N_k \cdot \varepsilon_{\text{кислоты}} / 1000; T = N - 56/1000 = \dots \text{г/мл}$$

$$T = Q/V; T = 1,12/200 = 0,0056 \text{г/мл}$$

Выводы:

$$T_k = \dots \text{экв/л}$$

$$N_k = \dots \text{г/мл}$$

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.
Сделайте выводы.

V. ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ

Практическая работа № 1

Расчёты осмотического давления, температур кипения и замерзания растворов

Цель: Приобрести навыки расчёта концентраций растворов, осмотического давления, температур кипения, замерзания, pH среды; закрепить теоретические знания о растворах.

Ход работы

Теоретическая часть

3. Зависимость растворимости газов от давления определяется законом Генри. Закон Генри: растворимость газов при постоянной температуре прямо пропорциональна давлению газа над раствором.

$$C = K \cdot P$$

где C – концентрация газа в растворе;

K – коэффициент пропорциональности, которая зависит от природы газа и жидкости;

P – давления газа над раствором.

3. Степень электрической диссоциации – отношение числа диссоциированных частиц (n) к исходному числу частиц (N) растворённого вещества при определённой температуре.

$$a = \frac{n}{N} \text{ или } a\% = \frac{n}{N} * 100\%$$

Изотонический коэффициент и показывает, в сколько раз величины $\Delta t_{\text{з.эксп}}$, $\Delta t_{\text{к.эксп}}$, что наблюдаются на опыте больше тех, которые рассчитаны за формулами для растворов неэлектролитов:

$$i = \frac{\Delta t_{\text{з.эксп}}}{\Delta t_{\text{з.теор}}} = \frac{\Delta t_{\text{к.эксп}}}{\Delta t_{\text{к.теор}}} = \frac{\pi_{\text{эксп.}}}{\pi_{\text{теор.}}}$$

Таким образом, для растворов электролитов

$$\pi = i \frac{n}{V} RT \Delta t \quad z = i K_{кСм} \Delta t \quad \kappa = i K_{эСм}$$

Между изотоническим коэффициентом и степенью диссоциации существует связь:

$$i = 1 + (n-1)a$$

где n - число ионов на которые распадается электролит. Из уравнения вытекает:

$$a = \frac{i-1}{n-1}$$

Задача 1. Вычислить, сколько глицерина $C_3H_5(OH)_3$ нужно растворить в 200 г воды, чтобы раствор замерзал при $-5^\circ C$. Криоскопическая постоянная воды 1,86 град.

Решение:

Молярная масса глицерина: $M = (12 \times 3) + (16 \times 3) + (8 \times 1) = 92$ г/моль

Воспользуемся II законом Рауля: $\Delta T_{крис} = K \cdot m$, где

K — криоскопическая константа,

m (в-ва) — моляльность вещества в растворе.

Моляльность раствора равна: $m = n/G = g/M \cdot G$

$\Delta T_{крис} = 1000 \cdot K \cdot g/M \cdot G$,

где g – масса растворенного вещества, г.

G – масса растворителя, г.

Температура кристаллизации $T_{крис}$ чистой воды = $0^\circ C$.

Значит понижение температуры кристаллизации составит

$\Delta T_{крис} = 0 - (-5) = 5^\circ C$.

$5 = 1000 \cdot 1,86 \cdot g / 200 \cdot 0,92$

$g = 49,5$ г

Таким образом, масса глицерина равна 49,5 г

Ответ: m (глицерина) = 49,5 г

Задача 2. Из скольких атомов состоит молекула иода в спиртовом растворе, если раствор 6,35 г йода в 100 г этанола кипит при $78,59^\circ C$?

Решение:

Из закона Рауля следует, что:

$$\Delta T_{кип} = 1000 \cdot E \cdot g/M \cdot G,$$

где E – эбулиоскопическая постоянная,

g – масса растворенного вещества,

G – масса растворителя,

M – молярная масса растворенного вещества.

Найдем молярную массу растворенного вещества, используя справочные данные:

E (этанола) = 1,2

$T_{кип}$ (этанола) = $78,39^\circ C$

$\Delta T_{кип} = 78,59 - 78,39 = 0,2^\circ C$

$$M = 1000 \cdot E \cdot g/G \cdot \Delta T_{кип}$$

$$M = 1000 \cdot 1,2 \cdot 6,35 / 100 \cdot 0,2 = 381 \text{ г/моль}$$

Атомная масса йода равна 126,9,

$$N = 381 / 126,9 = 3$$

Следовательно, молекула иода состоит из 3 атомов

Ответ: 3 атома

Задача 3. Сколько граммов глюкозы $C_6H_{12}O_6$ было растворено в 0,5л воды, если температура кипения полученного раствора составила $102^\circ C$?

Решение:

Из закона Рауля следует, что:

$$\Delta T_{\text{кип}} = 1000 \cdot E \cdot g / M \cdot G,$$

где E – эбулиоскопическая постоянная,

g – масса растворенного вещества,

G – масса растворителя,

M – молярная масса растворенного вещества.

Найдем молярную массу растворенного вещества, используя справочные данные:

$$E (\text{воды}) = 0,516$$

$$T_{\text{кип}} (\text{воды}) = 100^\circ C$$

$$M (\text{глюкоза}) = 12 \cdot 6 + 1 \cdot 12 + 16 \cdot 6 = 180 \text{ г/моль}$$

$$G (\text{воды}) = V \cdot \rho = 500 \cdot 1 = 500 \text{ г}$$

$$\Delta T_{\text{кип}} = 102 - 100 = 2^\circ C$$

$$g = G \cdot \Delta T_{\text{кип}} \cdot M / 1000 \cdot E$$

$$g = 500 \cdot 2 \cdot 180 / 1000 \cdot 0,516 = 348,8 \text{ г.}$$

То есть масса глюкозы равна 348,8 г.

Ответ: m (глюкозы) = 348,8 г.

Задача 4. В каком количестве воды надо растворить 6,84 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$, чтобы давление пара воды, равное при $65^\circ C$ 250 гПа, снизилось до 248 гПа?

Решение:

Согласно I закону Рауля

$$(p_0 - p) / p_0 = n_{\text{в-ва}} / (n_{\text{в-ва}} + n_{\text{р-ля}})$$

$$n_{\text{в-ва}} = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в-ва}}$$

$$M (\text{глюкоза}) = 12 \cdot 6 + 1 \cdot 12 + 16 \cdot 6 = 180 \text{ г/моль}$$

$$n_{\text{в-ва}} = 6,84 / 180 = 0,038 \text{ моль}$$

Подставляем известные данные в уравнение:

$$(250 - 248) / 248 = 0,038 / (0,038 + n_{\text{р-ля}}), \text{ отсюда находим}$$

$$n_{\text{р-ля}} = 2,45 \text{ моль}$$

$$n_{\text{р-ля}} = m_{\text{р-ля}} / M_{\text{р-ля}}$$

$$m_{\text{р-ля}} = n_{\text{р-ля}} \cdot M_{\text{р-ля}}$$

$$M_{\text{р-ля}} = 1 \cdot 2 + 16 = 18 \text{ г/моль}$$

$$m_{\text{р-ля}} = 2,45 \cdot 18 = 44,1 \text{ г.}$$

Значит, глюкозу надо растворить в 44,1 г. воды.

Ответ: m (воды) = 44,1 г.

Задача 5. Сколько воды надо прибавить к 2 л раствора сахара, чтобы понизить его осмотическое давление в 3 раза?

Решение:

Из уравнения Вант – Гоффа следует:

$$\pi = C \cdot R \cdot T,$$

Поскольку R и T – величины постоянные, то осмотическое давление будет зависеть только от C.

При уменьшении π в 3 раза, C также уменьшится в 3 раза.

Предположим, что исходная молярная концентрация составляла:

$$C = n/V = 1/2 = 0,5 \text{ М}$$

После разбавления в 3 раза концентрация составила:

$$C = 0,5/3 = 0,1667 \text{ М}$$

Найдем количество воды, необходимое для получения раствора с концентрацией равной 0,1667, составив уравнение:

$$C = n/V; 0,1667 = 1/(2+x); x = 4$$

Таким образом к раствору сахара необходимо прибавить 4 л воды.

Ответ: $V(\text{воды}) = 4 \text{ л}$

Пример 6. Раствор, содержащий 5,0 г нелетучего вещества (B) в 25,0 г CCl_4 (A), кипит при $81,5^\circ\text{C}$. Определить молярную массу растворенного вещества, если температура кипения чистого углерода равна $76,8^\circ\text{C}$, а эбуллиоскопическая постоянная $K_{\text{э}} = 5,02$.

Решение: $t_k = iK_{\text{э}}C_m$ $\Delta t_k = i * K_{\text{э}} * m(B) * 1000 / M_B * m(A)$

$$M_B = K_{\text{э}} * 1000 / \Delta t_k m(A) = 5,02 * 5,0 * 1000 / (81,5 - 76,8) * 25,0 = 213,6 \text{ г/моль}$$

Ответ: 213,6 г/моль.

Практическая часть

В соответствии с заданием преподавателя решить задачи и выполнить тестовые задания.

Задачи:

1. Вычислить осмотическое давление 25%-ного раствора сахара при 15°C ($\rho = 1,105 \text{ г/см}^3$).
2. Сколько граммов глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ следует растворить в 260 г воды для получения раствора, температура кипения которого превышает температуру кипения чистого растворителя на $0,05^\circ\text{C}$?
3. Давление пара воды при 25°C составляет 3167 Па. Вычислить для той же температуры давление пара раствора, в 450 г которого содержится 90 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
4. Температура кипения эфира $34,6^\circ\text{C}$, а его эбуллиоскопическая константа $2,16^\circ\text{C}$. Вычислить молекулярную массу бензойной кислоты, если известно, что 5%-ный раствор этой кислоты в эфире кипит при $35,53^\circ\text{C}$.
5. Вычислить давление пара 10% -ного водного раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ при 100°C .

6. Раствор, содержащий 6,15 г растворенного вещества в 150 г воды, замерзает при $-0,93^{\circ}$. Определить молекулярную массу растворенного вещества.

7. При растворении 2,76 г. глицерина $C_3H_8O_3$ в 200 г воды температура замерзания понизилась на $0,279^{\circ}$. Определить молекулярную массу глицерина.

8. Найдите относительную молярную массу неэлектролита, если его 10%-ный раствор кипит при $100,6^{\circ}C$.

Тестовые задания:

Вариант 1

1) Осмотическое давление раствора неэлектролита можно рассчитать по формуле:

а) $P_1V_1=P_2V_2$ б) $\frac{P_1}{T_1}=\frac{P_2}{T_2}$ в) $\pi=\frac{n}{V}RT$ г) $\pi=\frac{S}{r^2}$

2) Математическое выражение закона разбавления Оствальда

а) $a=\frac{i-1}{n-1}$ б) $K\delta=Ca^2$ в) $Ph=-\lg[H^+]$ г) $K\delta=\frac{Ca^2}{1-a}$

3) Для криоскопического определения молярной массы неэлектролита пользуются формулой:

а) $M=\frac{K_k * m * 1000}{\Delta t_3 * m_{p-ка}}$ б) $M=\frac{K_e * m * 1000}{\Delta t_k * m_{p-ка}}$ в) $M=\frac{mRT}{PV}$ г) $M=\frac{mRT}{\pi * V}$

3) Математическое выражение, которое объединяет изотонический коэффициент со степенью диссоциации:

а) $a=\frac{i-1}{n-1}$ б) $K\delta=Ca^2$ в) $K\delta=\frac{Ca^2}{1-a}$ г) $i=\frac{\pi_{эксн}}{\pi_{теор}}$

Вариант 2

1) Для растворов электролитов осмотическое давление выражается уравнением:

а) $\pi=CRT$ б) $\pi=i\frac{n}{V}RT$ в) $\pi=\frac{n}{V}RT$ г) $\Delta P=P_0\frac{n}{n+N}$

2) Укажите закон заведения Оствальда:

а) $K\delta=\frac{Ca^2}{1-a}$ б) $E=E^0+\frac{RT}{nF}\lg C$ в) $\frac{V_2}{V_1}=y^{\frac{N}{10}}$ г) $pH=-\lg[H^+]$

3) Снижение давление пара над раствором описывает уравнение:

а) $\Delta t_3=K_k\frac{m * 1000}{M * m_{p-ка}}$ б) $P=\frac{n}{V}RT$ в) $\pi=CRT$ г) $\Delta P=P_0\frac{N}{n+N}$

4) Укажите формулы неэлектролита:

а) NH_4OH б) C_6H_6 в) $NaCl$ г) CH_3COOH

Практическая работа № 2

Решение задач на расчёт энтальпий химических реакций

Цель: Закрепить теоретические знания по термохимии; научиться записывать термохимические уравнения, решать задачи на расчёт энтальпий химических реакций.

Ход работы

Теоретическая часть

Пример 1. Вычислить тепловой эффект реакции окислов кальция и кремния с образованием силиката кальция



Решение: Под формулой каждого вещества в уравнении реакции выпишем табличные данные по $\Delta H^{\circ}_{обр}$ в кДж/моль:



$$\Delta H^{\circ}_{обр} \quad -635,5 \quad -858,3 \quad -1582,6$$

Далее применяем следствие из закона Гесса в виде формулы (1):

$$\Delta H^{\circ} = -1582,6 - (-635,5 - 858,3) = - 88,8 \text{ кДж}$$

Одним из основных вопросов химии является вопрос о направлении химической реакции, в какую сторону и до какого предела реакция идёт самопроизвольно, т.е. без затраты работы извне. В термодинамике этот вопрос решается с помощью термодинамических потенциалов, которые являются функциями состояния системы при любых условиях, но направленность процессов определяют при постоянстве соответствующих двух параметров. При постоянных давлении и температуре критерием направленности процесса является изменение функции состояния, называемой энергией Гиббса G или изобарно - изотремическим потенциалом, или свободной энергией системы. По своему смыслу энергия Гиббса является частью внутренней энергии системы, за счёт которой система может совершать максимально полезную работу, т.е. работу химической реакции. Соответственно:

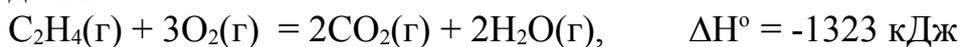
$\Delta G = A_{max}$, т.е. $\Delta G < 0$ – реакция идет в прямом направлении;

$\Delta G = 0$ – это предел протекания реакции при данных P и T , что отвечает достижению химического равновесия;

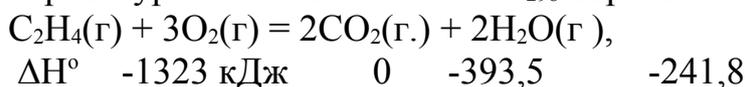
$\Delta G > 0$ – реакция в прямом направлении не идет, в случае обратимых реакций идет в обратном направлении. Таким образом, величина G является движущей силой прогресса: чем больше G , тем дальше отстоит система от состояния равновесия, тем больше, говорят, химическое средство реагирующих веществ. Справедливо уравнение: $G = H - TS$. При постоянных T и P : $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, (2) где ΔH – энтальпийный фактор процесса, а ΔS , называемая энтропией, пропорциональная термодинамической вероятности системы w : $S = k \ln w$,

где k -коэффициент пропорциональности, равный R/N_A (R -универсальная газовая постоянная, N_A - число Авогадро). Энтропия является мерой неупорядоченности или беспорядка в системе. Чем больше степень беспорядка, тем больше энтропия

Пример 2. Определить ΔH°_{298} образования этилена, используя следующие данные:



Решение: Последние два уравнения являются реакциями образования $\text{CO}_2(\text{г})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{г.})$. Неизвестное берем за x и выписываем под формулами веществ в первом уравнении значения ΔH°_{298} образования в кДж/моль:



Далее применяем следствие из закона Гесса в виде формулы (1):

$$-1323 = (-2 \cdot 393,5 - 2 \cdot 241,8) - x$$

$$\text{Отсюда } x = 52,4 \text{ кДж/моль}$$

Пример 3. Пользуясь справочными данными, показать, то в стандартных условиях при 25°C реакция $\text{Cu}(\text{к}) + \text{ZnO}(\text{к}) = \text{CuO}(\text{к}) + \text{Zn}(\text{к})$ невозможна.

Решение: Обращаясь к табл. 1, выписываем значения ΔG°_{298} образования кДж/моль:



ΔG°_{298}	0	-320,7	-129,9	0
--------------------------	---	--------	--------	---

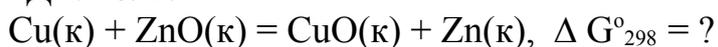
Затем применяем формулу (3):

$$\Delta G^{\circ} = -129,9 + 320,7 = 190,8 \text{ кДж.}$$

Таким образом, $\Delta G^{\circ} > 0$, что соответствует невозможности протекания реакции в прямом направлении.

Пример 3. Пользуясь справочными данными, показать, что в стандартных условиях при 25°C реакция $\text{Cu}(\text{к}) + \text{ZnO}(\text{к}) = \text{CuO}(\text{к}) + \text{Zn}(\text{к})$, невозможна.

Решение: Обращаясь к табл.1, выписываем значения ΔG°_{298} образования в кДж/моль:



ΔG°_{298}	0	-320,7	-129,9	0
--------------------------	---	--------	--------	---

Затем применяем формулу (3):

$$\Delta G^{\circ} = -129,9 + 320,7 = 190,8 \text{ кДж.}$$

Таким образом, $\Delta G^{\circ} > 0$, что соответствует невозможности протекания реакции в прямом направлении.

Итак, при 25°C получаем, что $\Delta G^{\circ} > 0$, т.е. реакция невозможна. Далее воспользуемся формулой $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$:

$$\Delta G_{773} = 178 - 773 \cdot 0,165 = 50,45 \text{ кДж;}$$

$$\Delta G^{\circ}_{773} = 178 - 1773 \cdot 0,165 = 114,54 \text{ кДж;}$$

Таким образом, при 500°C получаем, что $\Delta G^{\circ} > 0$, т.е. реакция невозможна. Зато при 1500°C реакция становится возможной ($\Delta G^{\circ} < 0$) и протекает со значительным выделением свободной энергии (114,54 кДж).

Практическая часть

В соответствии с заданием преподавателя решить задачи.

1. Написать уравнение реакции, для которой определяется теплота образования, и вычислить $\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}$ в кДж/моль Al_2O_3 , если при согревании 1г Al выделилось 30,98 кДж.

2. Написать уравнение реакции, для которой определяется теплота образования, и вычислить $\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}$ в кДж/моль Cr_2O_3 , если при образовании 3,8 г. окиси выделилось 28,22 кДж.

3. Написать уравнение реакции, для которой определяется теплота образования, и вычислить $\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}$ в кДж/моль CO_2 , если при образовании 1000 мл CO_2 (н.у.) выделилось 17,58 кДж.

4. Написать уравнение реакции, для которой определяется теплота образования, и вычислить $\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}$ в кДж/моль SO_2 , если при сгорании 1г серы выделилось 9,27 кДж.

5. Вычислить изменение стандартной энергии Гиббса ΔG°_{298} и определить возможность протекания реакции:



6. Сколько килоджоулей выделяется при образовании из простых веществ 0,27 г AlBr_3 ?

7. Сколько килоджоулей выделяется при образовании из простых веществ 5,1 г Al_2O_3 ?

8. Сколько килоджоулей выделяется при образовании из простых веществ 1120 мл SO_2 (н.у.)?

9. Сколько килоджоулей выделяется при образовании из простых веществ 2,8 кг окси кальция?

10. Сколько килоджоулей выделяется при образовании из простых веществ 18 г двуокси кремня?

11. Сколько килоджоулей выделяется при образовании из простых веществ 47,8 г сульфида свинца?

12. Вычислить $\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}$ реакции: $\text{C}(\text{графит}) + \text{CO}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{(\text{г})}$

13. Вычислить $\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}$ реакции: $2\text{CO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{2(\text{г})}$.

14. Вычислить $\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}$ реакции: $\text{CuO}_{(\text{т})} + \text{H}_{2(\text{г})} = \text{Cu}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$

15. Вычислить $\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}$ реакции: $3\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{т})} + 8\text{Al}_{(\text{т})} = 9\text{Fe}_{(\text{т})} + 2\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{т})}$

16. Вычислить $\Delta H^{\circ}_{\text{обр}}$ реакции: $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_{2(\text{т})} = 2\text{PbO}_{(\text{т})} + \text{O}_2$

17. Тепловой эффект реакции

$\text{SO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) = 3\text{S}(\text{ромб}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж.})$ равен - 234,50 кДж. Определите стандартную теплоту образования сероводорода.

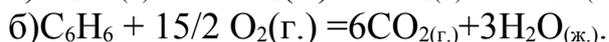
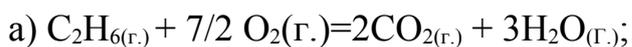
18. Вычислить тепловой эффект реакции:



19.

При растворении одного моля H_2SO_4 в 800 г воды температура повысилась на $22,4^{\circ}$. Определить энтальпию растворения H_2SO_4 , принимая удельную теплоемкость раствора равной $3,76 \text{ Дж/г}\cdot\text{K}$

20. Вычислить ΔH°_{298} реакций:



21. Определить стандартную энтальпию $\Delta H^\circ_{обр}$ образования PH_3 , исходя из уравнения:



22. Исходя из теплового эффекта реакции

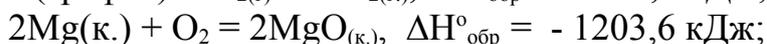
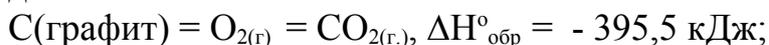


определить $\Delta H^\circ_{обр}$ образования ортофосфата кальция.

23. Стандартные теплоты образования ацетилена, углекислого газа и воды соответственно равны 227,3; -394,4 и -242,0 кДж/моль. Вычислить стандартную теплоту сгорания ацетилена.

24. Определить $\Delta H^\circ_{обр}$ образования $BiCl_3(т)$, если $\Delta H^\circ_{обр}$ образования $BiCl_3(г) = -270,70$ кДж/моль, а $\Delta H^\circ_{обр}$ возгонки $BiCl_3(г) = 113,39$ кДж/моль.

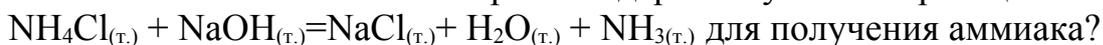
25. Вычислить $\Delta H^\circ_{обр}$ образования $MgCO_3$ при 298К, пользуясь следующими данными:



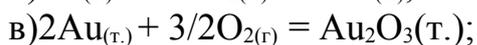
26. Вычислить стандартное изменение энергии Гиббса ΔG°_{298} и определить возможность протекания реакции:



27. Можно ли использовать при стандартных условиях реакцию:



28. Используя справочные данные, определить термодинамическую возможность протекания в стандартных условиях следующий реакций:



29. Вычислить изменение стандартной энергии Гиббса ΔG°_{298} и определить возможность протекания реакции:



30. Вычислить изменение стандартной энергии Гиббса ΔG°_{298} и определить возможность протекания реакции:



Практическая работа № 3 Вычисление в весовом анализе

Цель: закрепить теоретические знания о весовом методе анализа, отработать навыки вычислений, производимых в весовом(гравиметрическом) анализе.

в 233,40 г	BaSO ₄	Содержится	137,40 г	Ba
в 0,4644 г	BaSO ₄	» » »	x г	Ba

$$x = (0,4644 \cdot 137,40) / 233,40 = 0,2733 \text{ г.}$$

Очевидно, что это же количество бария входило до реакции в состав навески BaCl₂•2H₂O. Поэтому можно составить пропорцию:

0,4872 г	BaCl ₂ •2H ₂ O	Составляют	100 %
0,2733 г	Ba	» » »	x %

$$x = (0,2733 \cdot 100) / 0,4872 = 56,09\%$$

Ответ: следовательно, хлорид бария BaCl₂•2H₂O содержит 56.09% бария.

Нередко для вычислений в гравиметрическом анализе используют *факторы пересчета*, называемые также аналитическими или весовыми факторами.

Фактор пересчета (F) представляет собой отношение атомной (или молекулярной) массы определяемого вещества к молекулярной массе вещества, находящегося в осадке:

Молекулярная масса вещества, находящегося в осадке

Фактор пересчета показывает, сколько граммов определяемого вещества содержит 1 г осадка. В конкретных случаях факторы пересчета находят следующим образом:

ОПРЕДЕЛЯЮТ	ПОЛУЧАЮТ	ФАКТОР ПЕРЕСЧЁТА
(весовая форма)		
Ba	BaSO ₄	A_{Ba} / M_{BaSO_4}
Fe	Fe ₂ O ₃	$2A_{Fe} / M_{Fe_2O_3}$
FeO	Fe ₂ O ₃	$2M_{FeO} / M_{Fe_2O_3}$

При определении бария путем взвешивания в виде сульфата BaSO₄ фактор пересчета равен:

$$F = A_{Ba} / M_{BaSO_4} = 137,40 / 233,40 = 0,5887$$

Пользуясь факторами пересчета, делают вычисления по готовым формулам. Например, чтобы вычислить содержание элемента (или другой составной части) в сложном веществе, используют формулу:

$$\% = (mF/G) \cdot 100,$$

где m — масса полученного осадка, г;

F — фактор пересчета;

G — навеска исследуемого вещества, г.

По этой формуле можно рассчитать и процентное содержание бария в хлориде бария BaCl₂•2H₂O:

$$Ba, \% = (mF/C) \cdot 100 = [(0,4644 \cdot 0,5887) / 0,4872] \cdot 100 = 56,09 \%$$

Практическая часть

Решить задачи в соответствии с заданием преподавателя.

1. Навеска извести 2,060 г. Содержание CaO 1,296 г. Определить %
 - а) CaO;
 - б) Ca.
2. Масса пустого тигля 9,1525 г, с навеской $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ - 10,5562 г. Первое высушивание - 10,3492 г, после второго 10,3480 г, после третьего 10,3480. Найти %-ную концентрацию H_2O .
3. Масса тигля 26,3238, с навеской $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ - 28,3238 г, после высушивания и прокаливания 28,2438 г. Определите % H_2O и ошибку вычисления.
4. Масса тигля 11,8616 г, масса навески BaCl_2 в тигле составляет 0,3720 г, после 3-го прокаливания масса тигля с навеской - 12,2659 г. Рассчитайте массу бария в прокаленном остатке.
5. Масса пустого тигля 9,1525 г, с навеской $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ - 13,9648 г. Первое высушивание - 13,6492 г, после второго - 12,2480 г, после третьего - 12,2480 г. Найти %-ную концентрацию H_2O в соли.
6. Какую навеску буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ следует взять для приготовления 200,0 мл 0,05 н. раствора?
7. Сколько граммов NaOH содержалось в растворе, если его объем равен 500 мл, а концентрация 0,1 н.?
8. Навеску кристаллического сульфата магния $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ массой 0,6538 г перевели в раствор. После осаждения и прокаливания получили гравиметрическую форму $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ массой 0,2946 г. Определить содержание (%) магния в исходной навеске.
9. При анализе некоторого продукта были получены следующие данные: мука -87,56%, вода -11,3%, соль поваренная -1,14%. Пересчитать полученные данные на абсолютно сухое вещество.
10. Масса часового стекла с навеской $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 12,6981 г. Масса часового стекла 12,2756 г. После 3-го прокаливания масса часового стекла стала равна 0,3602 г. Рассчитайте содержание воды в кристаллогидрате.
11. Требуется сравнить два продукта по содержанию сахара, если анализом установлен их состав (%):
 1. й продукт: мука -84,56%, сахар 6,24%, вода 9,2%.
 2. й продукт: мука -77,27%, сахар 7,82%, вода 14,91%.
3. Требуется сравнить два продукта по содержанию муки, если анализом установлен их состав (%):
 1. й продукт: мука -82,87%, сахар 5,53%, вода 11,6%.
 2. й продукт: мука -74,07%, сахар 4,93%, вода 21,0%.
3. Масса тигля 29,3438 г, с навеской $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ - 31,4238 г, после высушивания и прокаливания 30,6858 г. Определите % H_2O и ошибку вычисления.
4. При анализе некоторого продукта были получены следующие данные:

мука - 89,24%, вода - 5,44%, соль поваренная - 5,32%. Пересчитать полученные данные на абсолютно сухое вещество.

5. Навеска извести составляет 5,136 г., содержание CaO в ней - 2,368 г. Определить %

а) CaO;

б) Ca.

16. Что такое аналитический фактор пересчета? Вычислите аналитические факторы по следующим данным:

Гравиметрическая форма	CaSO ₄	Al ₂ O ₃	Fe ₃ O ₄
Определяемое вещество	Ca	Al	Fe

17. Навеску кристаллического сульфата магния MgSO₄*7H₂O массой 0,6538 г перевели в раствор. После осаждения и прокаливания получили гравиметрическую форму Mg₂P₂O₇ массой 0,2946 г. Определить содержание (%) магния в исходной навеске. *Ответ.* 9,84%

18. При анализе некоторого продукта были получены следующие результаты: мука – 87,56%; H₂O – 11,30%; NaCl – 1,14%. Перечислить полученные данные на абсолютно сухое вещество. *Ответ.* Мука – 98,71%; NaCl – 1,29%.

Практическая работа № 4

Выполнение расчетов в объемном анализе

Цель: закрепить теоретические знания об объемном методе анализа, отработать навыки вычислений, производимых в объемном анализе.

Ход работы

Теоретическая часть

Титриметрические методы анализа основаны на регистрации массы реагента, расходуемого на реакцию с определяемым веществом.

В основе проведения объёмного анализа лежит *закон эквивалентов*: химические элементы и их соединения вступают в химические реакции друг с другом в строго определенных массовых количествах, соответствующих их химическим эквивалентам:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\text{Э}_1}{\text{Э}_2}$$

Реагент (титрант) добавляют к анализируемому раствору либо в твердом виде (порошок, таблетки, бумага, пропитанная реагентом), либо чаще всего в виде раствора с точно известной концентрацией реагента.

Титрант добавляют к точно отмеренному объему анализируемого раствора небольшими порциями. После добавления каждой новой порции титранта в системе, описываемой уравнением химической реакции, устанавливается равновесие, например:



где А - анализируемое вещество; В - титрант; n, m - стехиометрические коэффициенты.

По мере протекания реакции равновесные концентрации определяемого вещества и титранта уменьшаются, а равновесные концентрации продуктов реакции увеличиваются. Когда будет израсходовано количество титранта, эквивалентное количеству титруемого вещества, реакция закончится. Этот момент называется *точкой эквивалентности*, которая описывается соотношением: $N_1V_1=N_2V_2$

Пример 1: Рассчитайте массу навески для приготовления децинормального раствора 250,0 мл щавелевой кислоты ($H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$).

Решение: 1. Рассчитаем массу навески по формуле: $m = C_n \cdot \Xi \cdot V$

1. Найдем эквивалентную массу щавелевой кислоты по формуле:

$$\Xi = M_{H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O} / nH^+ = 126/2 = 63 \text{ г/моль};$$

3. Вычислим массу кислоты: $m = 0,1 \cdot 63 \cdot 0,25 = 1,5750 \text{ г}$

2) *Приготовление рабочего раствора по неточной навеске* (KOH, NaOH, $Na_2S_2O_3$). При этом нет необходимости отбирать точную навеску вещества, так как при всей тщательности взвешивания из таких веществ нельзя получить раствор с точной концентрацией. Поэтому для приготовления рабочих растворов навеску взвешивают на технических весах и применяют неточную мерную посуду. Для стандартизации рабочего раствора его титруют другим стандартным раствором.

Растворы, титр которых находят не по точной навеске, а устанавливают по тому или иному стандартному веществу, называют *стандартизованными* или растворами *с установленным титром*.

Так, нормальность раствора гидроксида натрия и перманганата натрия устанавливают по стандартному раствору щавелевой кислоты, а нормальность соляной кислоты - по исходному раствору тетрабората натрия.

Пример 2: Определите нормальность раствора $KMnO_4$, если на титрование 10,0 мл его раствора было израсходовано 12,5 мл 0,1 н. раствора щавелевой кислоты.

Решение: Для определения нормальности раствора $KMnO_4$ по итогам титрования используем уравнение титрования: $N_1V_1=N_2V_2$

$$N_{KMnO_4} = 12,5 \cdot 0,1 / 10,0 = 0,1250 \text{ моль/л}$$

3) *Приготовление рабочего раствора разбавлением более концентрированного раствора* (HCl, H_2SO_4 , HNO_3).

Пример 3: Необходимо приготовить 500 мл раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией эквивалента 0,1 н. из раствора щелочи с массовой долей 13,28%, плотностью $\rho=1,145 \text{ г/см}^3$.

Решение: 1. Рассчитаем массу (г) NaOH в 500 мл раствора при нормальной концентрации 0,1 н. по формуле:

$$m = C_{н.} \cdot \Xi \cdot V \quad m = 0,1 \cdot 40 \cdot 0,5 = 2,0 \text{ г}$$

2. Вычислим массу раствора NaOH с массовой долей 13,28%, в котором содержится 2,0 г NaOH из пропорции:

13,28 г	NaOH	содержится в	100 г	раствора
2,0 г	NaOH	» »	X г	раствора
		»		

$$m = 2 \cdot 100 / 13,28 = 15,1 \text{ г}$$

3. С учётом плотности раствора рассчитаем его объём:

$$V = m / \rho$$

$$V = 15,1 / 1,145 = 13,2 \text{ мл.}$$

Ответ: V= 13,2 мл Мерной пипеткой отбирают 13,2 мл концентрированного раствора щелочи, переносят в мерную колбу на 500 мл и разбавляют дистиллированной водой до требуемого объёма.

Пример 4: Нужно приготовить 0,02 н. раствор серной кислоты 500 мл из 0,1 н. раствора кислоты.

Решение: 1-й способ.

1. Определим массу серной кислоты в 0,02 н. растворе 500 мл.

$$m = C_{н.} \cdot \Xi \cdot V$$

$$m = 0,02 \cdot 49 \cdot 0,5 = 0,49 \text{ г.}$$

2. Вычислим объём исходного раствора серной кислоты, в котором содержится 0,49 г кислоты.

$$V = m / C_{н.} \cdot \Xi = 0,49 / 49 \cdot 0,1 = 0,1 \text{ л}$$

Ответ: Для приготовления раствора нужно 100 мл 0,1 н. раствора серной кислоты перенести в мерную колбу на 500 мл и разбавить дистиллированной водой до метки.

2-й способ. Определим объём исходного раствора по формуле:

$$c_1 V_1 = c V;$$

$$V = c_1 V_1 / c$$

$$V = 0,02 \cdot 0,5 / 0,1 = 0,1 \text{ л}$$

Установление титров растворов — стандартизация — может быть осуществлено гравиметрическим и объёмным методами. В последнем методе титр устанавливается быстрее, поэтому он в основном и используется. Точную навеску первичного стандарта (метод отдельных навесок) или раствор первичного стандарта (метод пипетирования) титруют стандартизуемым раствором. Правильность установки титра проверяют вычислением систематической ошибки установки титра.

Практическая часть

В соответствии с заданием преподавателя решите задачи.

1. Раствор HCl 0,1 н., на титрование 10 мл этого раствора затрачено 11,3 мл щелочи NaOH . Определите нормальность (N) и титр (T).
2. Выразить концентрацию 3н. раствора H_2SO_4 в г/л. Определить нормальность (N) и титр (T).
3. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ массой 0,242 г растворили в колбе на 100 мл. Определите нормальность (N) и титр (T).
4. Вычислите нормальность (N) H_2SO_4 ; T ее равен 0,02446 г/мл, которую нейтрализовали 0,2 н. раствором щелочи. Какая масса соли будет содержаться в полученном объеме?
5. В 25,00 мл раствора содержалось 0,01318 г хлорида натрия. Найти нормальность (N) и титр (T) раствора.
6. Сколько граммов NaOH необходимо для нейтрализации 20 мл 0,2 N раствора HCl ?
7. Раствор HCl 1 н., на титрование 20 мл этого раствора затрачено 11,3 мл щелочи NaOH . Определите нормальность (N) и титр (T) щелочи.
8. Выразить концентрацию 5н. раствора H_2SO_4 в г/л. Определить T.
9. Na_2SO_4 массой 0,484 г растворили в колбе на 100 мл. Определите нормальность (N) и титр (T).
10. Вычислите $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; T ее равен 0,04892 г/мл. Какой объем этого раствора пойдет на титрование 20 мл 0,1 н. раствора щелочи? Какая масса кислоты будет содержаться в полученном объеме?
11. На титрование 10 мл 0,1 н. раствора H_2SO_4 затрачено 20,5 мл щелочи NaOH . Определите нормальность (N) и титр (T) щелочи.
12. Выразить концентрацию 2н. раствора HCl в г/л. Определить титр (T).
13. Выразить концентрацию 3н. раствора HNO_3 в г/л. Определить титр (T).
14. Какую навеску NaOH следует взять для приготовления 2 н. раствора объемом 50 мл?
15. Какой объем азотной кислоты потребуется для нейтрализации NaOH массой 0,02 г, если T (HNO_3) равен 0,00063 г/мл.
16. Какую навеску буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ следует взять для приготовления 200,00 мл 0,05 н. раствора? *Ответ.* 1,9072 г.
17. Сколько граммов NaOH содержалось в растворе, если на его титрование израсходовано 12,5 мл 0,1 н. раствора HCl ? *Ответ.* 0,0500 г.
18. Какой объем раствора азотной кислоты потребуется для нейтрализации NaOH массой 0,02 г, если T (HNO_3) = 0,0006300 г/мл. *Ответ.* 50,00 мл.
19. Как рассчитать содержание кислоты или щелочи в растворе?
20. Вычислить титр 0,1096 н. раствора HCl . *Ответ.* 0,0040 г/мл.
21. Вычислить T ($\text{HCl}/\text{Na}_2\text{CO}_3$), если T (HCl) = 0,03650 г/мл. *Ответ.* 0,05300 г/мл.

22. Сколько граммов щавелевой кислоты содержалось в растворе объемом 250 мл, если на титрование 10,00 мл его израсходовано 12,50 мл 0,15 н. раствора NaOH? *Ответ.* 2,9550 г.

23. Какова нормальная концентрация раствора HCl, если 1,00 мл ее нейтрализует 0,0265 г. соды до NaHCO₃? *Ответ.* 0,3155 экв/л.

Список литературы и интернет-ресурсов Основная литература

1. Апарнев, А. И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений: учебное пособие для среднего профессионального образования / А.И. Апарнев, Л. И. Афолина. — 2-е изд., испр. и доп. — М.: Изд-во Юрайт, 2019. — 127 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-09932-4. — Текст: электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://biblio-online.ru/bcode/438405> .

2. Мартынова, Т.В. Химия: учебник и практикум для среднего профессионального образования / Т. В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов; под общей ред. Т. В. Мартыновой. — 2-е изд., испр. и доп. — М.: Изд-во Юрайт, 2019. — 368 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-11018-0. — Текст: электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://www.biblio-online.ru/bcode/439067> .

3. Тупикин, Е. И. Химия. В 2 ч. Часть 1. Общая и неорганическая химия: учебник для среднего профессионального образования / Е. И. Тупикин. — 2-е изд., испр. и доп. — М.: Изд-во Юрайт, 2018. — 385 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-02748-8. — Текст: электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://www.biblio-online.ru/bcode/421000> .

4. Тупикин, Е. И. Химия. В 2 ч. Часть 2. Органическая химия: учебник для среднего профессионального образования / Е. И. Тупикин. — 2-е изд., испр. и доп. — М.: Изд-во Юрайт, 2019. — 197 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-02749-5. — Текст: электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://biblio-online.ru/bcode/437573> .

5. Химия: учебник для среднего профессионального образования / Ю. А. Лебедев, Г. Н. Фадеев, А. М. Голубев, В. Н. Шаповал; под общей ред. Г. Н. Фадеева. — 2-е изд., перераб. и доп. — М.: Изд-во Юрайт, 2019. — 431 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-9916-7723-3. — Текст : электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://biblio-online.ru/bcode/436520> .

Дополнительная литература

1. Анфиногенова, И. В. Химия: учебник и практикум для среднего профессионального образования / И. В. Анфиногенова, А. В. Бабков, В. А. Попков. — 2-е изд., испр. и доп. — М.: Изд-во Юрайт, 2019. — 291 с.— (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-11719-6. —Текст: электронный// ЭБС Юрайт [сайт].— URL: <https://biblio-online.ru/bcode/445993> .
2. Лакиза, Н. В. Пищевая химия: учебное пособие для среднего профессионального образования / Н. В. Лакиза, Л. К. Неудачина. — М.: Изд-во Юрайт, 2019; Екатеринбург: Изд-во Урал. ун-та. — 185 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-04881-0 (Изд-во Юрайт). — ISBN 978-5-7996-1914-5 (Изд-во Урал. ун-та). — Текст : электронный //ЭБС Юрайт [сайт].— URL: <https://biblio-online.ru/bcode/438221>.
3. Москва, В. В. Органическая химия: базовые принципы: учебное пособие для среднего профессионального образования / В. В. Москва. — 2-е изд. — М.: Изд-во Юрайт, 2019. —143 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-09420-6. — Текст: электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://biblio-online.ru/bcode/441354>.
4. Физическая и коллоидная химия: учебник для среднего профессионального образования / В. Ю. Конюхов [и др.]; под ред. В. Ю. Конюхова, К. И. Попова. — 2-е изд., испр. и доп. — М.: Изд-во Юрайт, 2019. — 309 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-08976-9. — Текст: электронный // ЭБС Юрайт [сайт].— URL: <https://biblio-online.ru/bcode/441316>.
5. Яковлева, А. А. Коллоидная химия: учебное пособие для среднего профессионального образования / А. А. Яковлева. — 2-е изд., испр. и доп. — М.: Изд-во Юрайт, 2019. — 209 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-10669-5. — Текст: электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://biblio-online.ru/bcode/431057>.

Интернет-ресурсы

1. <http://www.knigafund.ru/books/171858>
2. <http://www.knigafund.ru/books/171896>
3. www.chem.msu.su (Электронная библиотека по химии).
4. www.chemistry-chemists.com/index.html (электронный журнал «Химикиихимия»).
5. www.hemi.wallst.ru («Химия. Образовательный сайт для школьников»).
6. www.hij.ru (журнал «Химия и жизнь»).
7. www.hvsh.ru (журнал «Химия в школе»).
8. Юный химик (<http://ychem.euro.ru/index.htm#nov>)
9. Мир химии (<http://www.chemistry.narod.ru/>)
10. Web-квест по химии (http://school-sector.relarn.ru/web_quests/Chemistry_Quest/index.html)

11. Химическая страничка
(<http://www-windows-1251.edu.yar.ru/russian/courses/chem/>)
12. Электронный справочник
<http://www.informika.ru/text/database/chemy/START.html>)
Мир химии (<http://www.chem.km.ru/>)