

Министерство образования и науки Республики Казахстан
Актюбинский региональный государственный университет им. К.Жубанова

Бузова О.В., Волобуева Н.А.

Методические указания
к лабораторным занятиям по дисциплине «Химия»
для студентов специальности
5В070800 - Нефтегазовое дело

Актобе – 2017

I. Методические указания разработаны и внесены:

ст. преподаватель, к.т.н

(должность, подразделение)

« ___ » _____ 20 ___ г

подпись

Бузова О.В.

Ф.И.О.

доцент кафедры Химии

(должность, подразделение)

« ___ » _____ 20 ___ г

подпись

Волобуева Н.А.

Ф.И.О.

Ответственный исполнитель – Заведующий кафедрой «Химической технологии»

К.Х.Н.,

(должность, подразделение)

« ___ » _____ 20 ___ г

Убайдулаева Н.А.

Ф.И.О.

II. Обсуждены на заседании кафедры

протокол №__ от «__» _____ 20___ г

III. Рецензент

ст. преподаватель, к.х.н

степень, звание

« ___ » _____ 2017 г.

подпись

Апендина А.К.

Ф.И.О.

старший преподаватель

кафедры «Экология»

Актюбинского университета

им. С.Баишева, к.х.н

должность, подразделение

« ___ » _____ 20___ г.

подпись

Султамуратова З.Б.

Ф.И.О.

IV. Рекомендованы к утверждению УМК факультета

протокол № ___ от «___» _____ 20___ г

V. Срок первой проверки

20___ г

Периодичность проверки

1 год

VI. Введены взамен _____

дата утверждения предыдущей рабочей программы

Утвержден и рекомендован к изданию Учебно-методическим советом АРГУ им. К. Жубанова. Протокол №4 от 06 апреля 2017 г.

СОДЕРЖАНИЕ

Лабораторное занятие № 1 Тема: Классы неорганических веществ	9
Лабораторное занятие № 2 Тема: Определение эквивалентов металлов	13
Лабораторное занятие № 3 Тема: Скорость химических реакций	16
Лабораторное занятие № 4 Тема: Химическое равновесие	20
Лабораторное занятие № 5-6 Тема: Концентрация растворов	23
Лабораторное занятие № 7-8 Тема: Электролитическая диссоциация и ионные процессы	28
Лабораторное занятие № 9 Тема: Гидролиз солей	31
Лабораторное занятие № 10 Тема: Умягчение и обессоливание воды	35
Лабораторное занятие № 11 Тема: Окислительно – восстановительные реакции	38
Лабораторное занятие № 12 Тема: Ряд напряжений металлов и работа гальванических элементов	42
Лабораторное занятие № 13 Тема: Комплексные соединения	46
Лабораторное занятие № 14 Тема: Электролиз растворов электролитов	50
Лабораторное занятие № 15 Тема: Свойства соединений магния и кальция	54

ВВЕДЕНИЕ

Лабораторный практикум является одной из важнейших составных частей курса химии. Для выполнения лабораторных работ студенту необходимо ознакомиться с лабораторным оборудованием, измерительными приборами, а также с техникой проведения основных лабораторных работ.

Поскольку в лаборатории находятся электроприборы, газ, ядовитые и опасные вещества, студенты должны строго соблюдать правила внутреннего распорядка и техники безопасности.

Перед каждым лабораторным занятием студент должен изучить соответствующий раздел учебника, конспекта лекций и описания лабораторных работ.

При проведении эксперимента необходимо соблюдать следующие правила:

- работайте тщательно, аккуратно, без излишней торопливости; соблюдайте тишину в лаборатории;
- опыты проводите в чистой посуде;
- прежде чем приступить к работе по данной теме, тщательно изучите ее по описанию; подготовьте необходимые приборы и реактивы;
- не расходуйте реактивов больше требуемого количества. Если же случайно взяли раствора или сухих препаратов больше, чем необходимо, то избыток нельзя возвращать в реактивную склянку;
- нельзя уносить реактивы общего пользования на свое рабочее место. Не путайте пробки от капельных пипеток и от реактивных склянок.
- внимательно наблюдайте за ходом опыта, отмечая и записывая каждую его особенность (выпадение и растворение осадков, изменение окраски, температуры и т.д.).
- после опытов остатки металлов в раковину не выбрасывать, а собирать в банку;
- дорогостоящие реактивы (например, остатки солей серебра) собирают в специально отведенную посуду;
- битую посуду, отрывки бумаги, спички выбрасывают в урну.

Общие правила работы в химической лаборатории и техника безопасности

При работе в химической лаборатории необходимо знать и строго соблюдать установленные правила. Прежде чем выполнять лабораторную работу, прочитать инструкцию, а также ознакомиться с инструкцией по технике безопасности.

Рабочее место содержать в чистоте и порядке, не загромождать его посторонними предметами.

Не допускать попадания химических реактивов на кожу и на одежду.

Реактивы общего пользования не уносить на свои рабочие места. Если нет указаний по дозировке реактивов для данного опыта, то брать их в минимальном количестве.

Во всех опытах следует использовать только дистиллированную воду. Не путать пробки от склянок с разными реактивами.

Сухие реактивы брать только чистым шпателем.

Неизрасходованные реактивы не высыпать (не выливать) в те склянки, из которых они взяты.

Пользоваться реактивами без этикеток или сомнительными этикетками категорически запрещается.

Опыты с огнеопасными или легковоспламеняющимися веществами проводить вдали от открытого огня.

Особую осторожность соблюдать при работе с ядовитыми и вредными веществами, с концентрированными кислотами и щелочами. Работать с ними в вытяжном шкафу, окна которого должны быть открыты не более чем на одну треть.

При нагревании или кипячении жидкости (особенно с осадком) на газовой горелке во избежание разбрызгивания нагревать верхнюю часть пробирки, при этом держать ее отверстием от себя и работающих рядом.

Лабораторный журнал заполнять в процессе выполнения работы. В конце работы журнал проверяет преподаватель.

На обложке журнала указать фамилию, инициалы, номер группы.

Оформлять лабораторные работы следует по форме:

- 1) дата выполнения;
- 2) название лабораторной работы и ее номер;
- 3) название опыта
- 4) уравнения реакций, наблюдения, схемы приборов, расчеты, таблицы, графики;
- 5) выводы

После окончания лабораторного занятия вымыть посуду, убрать рабочее место.

Приборы сдать лаборанту.

Оформление в лабораторном журнале результатов работы

№	Методика выполнения	Наблюдения	Уравнения реакций	Выводы
1				
2				

Химическая посуда

Вся посуда по назначению делится на несколько групп:

- общего пользования (используется для выполнения нескольких химических операций): пробирки, стаканы, плоскодонные, конические и круглодонные колбы, колбы Вюрца (круглодонные с газоотводной трубкой), кристаллизаторы, воронки, часовые стекла, бюксы;

- мерная посуда: цилиндры, мензурки, пипетки Мора и градуированные пипетки, мерные колбы;

- посуда специального назначения: осушительные склянки (Тищенко, Вульфа, Дрекслея), аппарат Киппа, установка для фильтрования под вакуумом, которая состоит из колбы Бунзена, воронки Бюхнера, склянки-ловушки и водоструйного насоса;

- посуда из фарфора и других материалов: шпатели, ступки, выпарительные чашки, тигли и лодочки.

Основная химическая посуда и приборы, используемые в лабораторном практикуме

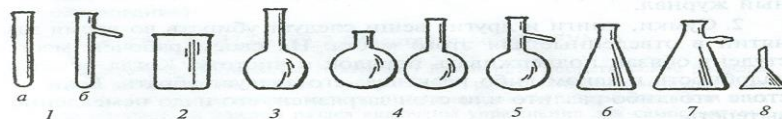


Рис. 1. Стеклопосуда: 1а — пробирки; 1б — пробирки Вюрца; 2 — стаканы; 3 — колбы плоскодонные; 4 — колбы круглодонные; 5 — колбы Вюрца; 6 — колбы конические; 7 — склянки для отсасывания; 8 — воронки

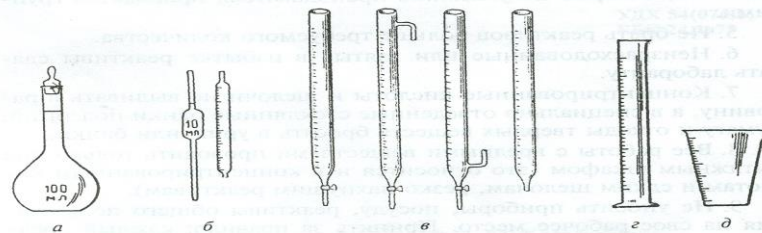


Рис. 2. Мерная посуда: а — мерная колба; б — пипетки; в — бюретки; г — мерный цилиндр; д — мерная мензурка

Техника выполнения лабораторных работ

Правила работы с реактивами

1. Оберегать реактивы от загрязнения. Не сливать излишки растворов и не сыпать твердые вещества обратно в сосуд, из которого они взяты. Не путать пробки разных склянок! После употребления реактива склянку тотчас закрыть пробкой и поставить на место.

2. На всех склянках с реактивами всегда должны быть этикетки с названием вещества или химической формулой и указанием его качества. Для растворов должна быть указана концентрация.

3. Реактивы брать в возможно малых количествах.

4. Твердые вещества брать при помощи стеклянных, фарфоровых, пластмассовых шпателей, лопаточек, а жидкие - с помощью пипетки.

5. При отборе реактива склянку брать этикеткой в ладонь и последнюю каплю снимать о край сосуда, в который отливают.

Весы и взвешивание

Обычно в химических лабораториях применяют теххимические, аптечные и аналитические весы.

Теххимические и аптечные весы позволяют определить массу с точностью до 0,01 г, а аналитические - до 0,0001 г. К весам прилагается комплект гирь, называемый разновесом. Гири из разновеса берут пинцетом.

При взвешивании предмета его кладут на левую чашку, а гири - на правую.

Теххимические весы имеют приспособление, называемое арретиром, которое поддерживает чашки весов в нерабочем состоянии. Чтобы привести весы в рабочее положение, нужно опустить арретир. Снимать и класть предметы и разновесы следует при опущенном (нерабочем состоянии) арретире. Взвешивание можно считать законченным, если отклонение стрелки весов влево и вправо от средней черты станет одинаковым. После взвешивания сразу же вернуть гири и разновес.

При взвешивании следует соблюдать следующие правила:

1. Не ставить на чашки весов горячие, мокрые предметы. При работе с жидкостями не допускать попадания жидкости на весы и разновесы.

2. Не класть взвешиваемое вещество прямо на чашку весов, а только в специальную посуду (часовое стекло или бюкс) или на фильтровальную бумагу.

3. Брать гири только пинцетом и не пользоваться ими из другого разновеса.

4. После взвешивания ничего не оставлять на весах.

Измерение объема жидких реактивов

Измерение объема жидких реактивов производят с помощью мерной посуды.

Цилиндры, мензурки и мерные стаканы используются в тех случаях, когда нужно относительно грубо измерить объем жидкости.

Бюретки позволяют точно измерять объем вытекающей жидкости или выделяющегося газа. Точность измерения объема 0,1%.

Мерные колбы применяют для приготовления растворов нужных концентраций или разбавления растворов в то или иное число раз. Точность измерения объема 0,12%.

Для отбора точных объемов пользуются градуированными и неградуированными пипетками (пипетками Мора). Градуированную пипетку можно использовать для отмеривания всего объема или части его.

Нагревание

В лаборатории часто приходится использовать нагревание при проведении химических реакций; при прокаливании, обезвоживании, расплавлении твердых веществ; для упаривания и кипячения растворов.

Для нагревания применяются различные приборы: электрические плитки, сушильные шкафы, электропечи (муфели), спиртовки, бани. В зависимости от свойств веществ и цели нагревания применяют различные способы.

1. При кратковременном нагревании веществ в пробирках, в фарфоровых и металлических тиглях пользуются непосредственно "голым" огнем. Нагревание производят в верхней зоне пламени, закрепляя пробирку в деревянном держателе. Жидкости в стеклянной термостойкой и фарфоровой посуде нагревают на спиртовках через асбестовую сетку.

2. Если необходимо длительное нагревание при высокой температуре (прокаливание, сплавление и т.д) используют электроплитки (температура до 300°) и электропечи (температура 300 - 1000°). Вещества для прокаливания помещают в фарфоровые, металлические или алундовые тигли или лодочки.

3. Если нагревание растворов (упаривание) должно проводиться в определенном узком интервале температур, применяют бани (водяные, песчаные или глицериновые), которые заполняются жидкостью (песком) на 2/3 объема. Нагревание проводится парами кипящей воды; если вместо воды используется глицерин или масло, нагревание проводится самой жидкостью. Песчаная баня служит для длительного нагревания. С помощью бань можно поддерживать температуру до 300°.

4. Высушивание - нагревание для удаления гигроскопической влаги при температуре до 110° - осуществляют в сушильном шкафу. Гигроскопические и разлагающиеся при нагревании вещества сушат в эксикаторах водоотнимающими веществами.

Высушивание закончено, если кристаллы сыпаются с палочки при легком постукивании.

Отделение твердых компонентов от жидких

Для отделения твердых компонентов от жидких применяется фильтрование и декантация. Фильтрование - это процесс отделения жидкости от твердого вещества через фильтрующий материал с одновременным задерживанием на его поверхности осадка.

Когда целью фильтрования является выделение твердого осадка, используют гладкий фильтр. Если нужно получить чистую жидкость, применяют складчатый фильтр. Для отделения мелкокристаллического осадка и для ускорения фильтрации пользуются фильтрованием под вакуумом или фильтрованием с отсасыванием. Для отделения тяжелого осадка применяют декантацию - сливание жидкости с осадка.

Если требуется отфильтровать горячий раствор, применяют специальную воронку с электрическим подогревом. Это металлическая воронка, между двойными стенками которой вмонтирован нагревательный элемент. В эту воронку вставляют обычную стеклянную воронку и подогревают.

Правила фильтрования

1. Приготовленный фильтр не достигает края воронки 3 - 4 мм и плотно прилегает к ее стенкам.

2. Фильтр смачивают небольшим количеством дистиллированной воды.

3. Осадку дают осесть на дно сосуда и осторожно, не взмучивая его, сливают жидкость по стеклянной палочке на фильтр, и только последнюю порцию жидкости перемешивают с осадком.

4. Воронку заполняют жидкостью так, чтобы ее уровень был на 2 - 3 мм ниже края фильтра.

5. Когда вся жидкость стечет, осадок промывают промывной жидкостью.

6. Фильтрование под вакуумом проводят с помощью установки, которая состоит из колбы Бунзена, воронки Бюхнера, склянки-ловушки и водоструйного насоса. Фильтр должен полностью закрывать дырчатое дно воронки Бюхнера, и его края не должны подниматься вертикально. Затем включают насос и, когда воздух начнет просасываться через дно воронки, сливают жидкость. Фильтрование считается законченным, если с конца воронки не свисает капля. Смесь на фильтре ни в коем случае не перемешивать! Осадок на фильтре равномерно распределяют по дну и уплотняют плоской стеклянной пробкой. По окончании операции от отростка колбы снимают трубку и только тогда закрывают водопроводный кран. Снимать вещество из воронки Бюхнера нужно следующим образом: воронку отсоединяют от

колбы, переворачивают и выбивают (выдувают) вещество легкими ударами на лист фильтровальной бумаги.

Фильтрующие материалы

Фильтрующими материалами могут быть бумага, вата, стекловата, ткань. Различают бумажные фильтры: обычные и беззольные. Беззольным считается фильтр, если масса золы, образующейся при его сгорании, не превышает 0,0001 г. Для фильтрования агрессивных жидкостей применяют воронки и тигли Шотта (воронки с впаянной пористой стеклянной пластинкой).

Характеристики бумажных фильтров

Цвет ленты	Диаметр пор, нм	Характеристика бумаги и тип осадка
красная или черная	10	Широкопористая быстрофильтрующая, для грубых осадков
белая	Около 3	Средней пористости, для крупных осадков
синяя	1-2,5	Мелкопористая, для тонкодисперсных осадков
зеленая	Менее 1	Высокоплотная, для очень тонкодисперсных осадков
желтая	3	Обезжиренная бумага

Растворение твердых веществ

Приготовление растворов - одна из важнейших операций в неорганическом синтезе. При выполнении ее необходимо соблюдать следующие правила.

1. Растворы следует готовить на дистиллированной воде.

2. Обычно растворение проводят в стеклянном или фарфоровом стаканах, колбах Эрленмейера (конических), склянках. Для приготовления точных растворов пользуются мерными колбами. Если вещество растворяется с большим выделением тепла, то раствор готовят в тонкостенной фарфоровой или термостойкой стеклянной посуде.

Емкость сосуда, где будет готовиться раствор, должна быть немного больше заданного объема. Каждую склянку с раствором нужно снабжать этикеткой или надписью.

3. В сосуд наливают немного растворителя, а затем всыпают вещество, перемешивают и доливают растворитель.

4. К легкогидролизующимся веществам добавляют вещество, предотвращающее гидролиз, а затем растворяют в воде.

5. Для увеличения скорости растворения используют измельчение растворяемого вещества, перемешивание и нагревание раствора с осадком.

Охлаждение

Для охлаждения веществ после прокаливания или сплавления в атмосфере сухого воздуха используют эксикаторы.

Охлаждение с целью выкристаллизации твердого вещества производят проточной водой, льдом, охладительной смесью. Лед (снег) в виде кусочков размеров с горошину смешивают с водой до кашицеобразной массы. Для более низких температур лед смешивают с хлоридом натрия: на 1 часть льда 0,3 части хлорида натрия ($T = -21^{\circ}\text{C}$) или 1 часть льда и 1,43 части пятиводного хлорида кальция.

Лабораторное занятие № 1

Тема: Классы неорганических веществ

Цель занятия: практическое закрепление знаний о классификации неорганических веществ, их получении, свойствах и генетической связи между ними.

Материалы и оборудование

Растворы солей, кислот и щелочей: хлорид бария, сульфат натрия, хлорид натрия, нитрат серебра, нитрат цинка, ацетат свинца, хлорид никеля, иодид калия, хлорид бария, сульфат меди(II), нитрат кобальта, хлорид кальция, карбонат натрия, сульфид натрия, едкий натр, соляная кислота, серная кислота, азотная кислота.

Содержание и порядок выполнения лабораторной работы

1. Обсуждение теоретических вопросов темы.
2. Проверка подготовленности к выполнению работы.
3. Выполнение лабораторной работы
4. Обсуждение результатов работы.
5. Оформление работы.
6. Защита лабораторной работы.

Методическое описание лабораторной работы № 1

Опыт №1

Получение основных оксидов и оснований.

а) Зажечь кусочек магниевой ленты, держа её тигельными щипцами. Образовавшийся белый порошок сохранить для след опыта. Написать уравнение реакции.

б) Белый порошок оксида магния получ. выше поместить в чашку с водой, размешать и испытать раствором фенолфталеина (индикаторной бумагой). Отметить малую растворимость в холодной воде оксида магния и изменение окраски индикатора, составить уравнение реакций.

в) Получить в пробирке голубой осадок гидроксида меди (II) взаимодействием нескольких капель раствора CuSO_4 с раствором щелочи. Осторожно нагреть полученный осадок. Как изменяется цвет осадка, что произошло? Составить уравнение реакций.

г) Поместить в пробирку немного карбоната меди (II) и нагреть в пламени горелки. Отметить и объяснить изменение цвета соли. Написать уравнение реакции.

д) Зажать в щипцы небольшой кусочек мела и прокалить его в течение 5-7 мин в верхней части пламени горелки. На какие вещества разлагается CaCO_3 при нагревании? Написать уравнение реакции. Затем, добавив в пробирку с водой несколько капель фенолфталеина, опустить прокаленный кусочек. Записать наблюдения и составить уравнение реакций.

Свойства амфотерных оксидов

В две пробирки поместить по 1 микрошпателью оксида цинка (II). В первую пробирку добавить 10-15 капель кислоты, в другую – столько же концентрированного раствора щелочи. Встряхивать содержимое пробирок до растворения осадков в обеих пробирках. Написать уравнение реакций и сделать вывод о характере взятого оксида.

Свойства нерастворимых оснований

Получить осадок гидроксида никеля (II), прибавляя к 2-3 каплям раствора соли никеля (II) избыток раствора щелочи. Испытать действие кислоты на полученный осадок. Что наблюдается? Составить уравнение реакции.

Опыт №2.

Получение кислотных оксидов и кислот

а) Железной ложечкой взять немного серы, поджечь на спиртовке и внести в коническую колбу с небольшим количеством воды, закрыть пробкой (ватой) и размешать газ с водой. Испытать индикаторной бумагой. Записать наблюдения и составить уравнение реакции.

б) Взаимодействие соли с кислотой

Положить в пробирку немного сухого ацетата натрия и смочить разбавленной H_2SO_4 . Определить по запаху, какое вещество образовалось. В отверстие пробирки, не касаясь её стенок, внести индикаторную бумагу. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Свойства кислот

а) В трех пробирках испытать действие индикаторов – лакмуса, метилового оранжевого, фенолфталеина на раствор серной или соляной кислоты. Записать наблюдения.

б) В четырех пробирках испытать действие магния, железа, цинка и меди на раствор серной или соляной кислоты. При необходимости нагреть содержимое пробирок. В каких случаях наблюдается химическая реакция? Написать уравнения реакций. Отметить положение указанных металлов в электрохимическом ряду напряжений.

в) Поместить в пробирку кусочек карбоната кальция. Приливать по каплям раствор соляной или азотной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Опыт №3 Получение солей

Получение и свойства средних солей

В трех пробирках испытать действие растворов: хлорида натрия на нитрат серебра, сульфата натрия на хлорид бария, хлорида кальция на карбонат натрия. Записать наблюдения и составить уравнение реакций.

Получение кислых солей и их свойства

Внести в пробирку несколько капель насыщенного раствора $Ca(OH)_2$, прибавлять по каплям разбавленный раствор фосфорной кислоты, отметить цвет образовавшегося осадка средней соли. Прилить к осадку избыток H_3PO_4 , перемешивая стеклянной палочкой содержимое пробирки. Почему осадок растворяется при прибавлении избытка кислоты? Составить уравнения реакций образования средней соли и превращения ее в кислую соль (дигидрофосфат кальция).

Получение основных солей и их свойства

а) К раствору сульфата кобальта (II) приливать по каплям раствор гидроксида натрия до образования синего осадка. Составить уравнение реакции образования основной соли. Осадок сохранить.

б) Осадок, полученный в опыте А, разделить на две порции и поместить в пробирки. К одной порции добавить раствор щелочи до изменения цвета осадка, к другой – раствор серной кислоты до его растворения. Отметить цвет полученного осадка и образовавшегося раствора. Составить уравнения реакций превращения основной соли в основание и основной соли в среднюю.

в) Поместить в пробирку малахит (основной карбонат меди) и нагреть в пламени спиртовки. Отметить изменение цвета вещества. Записать уравнение реакции.

Оформление результатов работы

№	Методика выполнения	Наблюдения	Уравнения реакций	Выводы
1				
2				

Контрольные вопросы

1. Какие классы неорганических веществ вы знаете?
2. Какие неорганические соединения относятся к классу оксидов?
3. Какие соединения называются основаниями? Приведите примеры.
4. Какие неорганические соединения относятся к классу кислот?
5. Приведите примеры различных солей. Как их классифицируют?
6. Возможен ли перевод всех средних солей в кислые и основные соли?
7. Возможен ли перевод всех кислых и основных солей в средние соли?
8. Сравните способы получения щелочей и нерастворимых оснований.
9. Сравните способы получения в лаборатории сернистой кислоты и кремниевой.
10. При каком условии растворы солей реагируют друг с другом?
11. Какие химические свойства имеют амфотерные гидроксиды? Приведите примеры.

Блиц – тест:

1. Ряд кислотных оксидов:

- A) Li_2O , K_2O , P_2O_5
- B) K_2O , Na_2O , NO_2
- C) P_2O_5 , N_2O_3 , SO_3
- D) Fe_2O_3 , SO_2 , CaO
- E) CuO , ZnO , CO_2

2. Ряд амфотерных оксидов:

- A) Li_2O , K_2O , P_2O_5
- B) K_2O , Na_2O , NO_2
- C) P_2O_5 , N_2O_3 , SO_3
- D) ZnO , Al_2O_3 , BeO_2
- E) CuO , ZnO , CO_2

3. Наиболее сильные основные свойства проявляет гидроксид:

- A) NaOH
- B) $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- C) $\text{Al}(\text{OH})_3$
- D) $\text{Si}(\text{OH})_4$
- E) $\text{Mn}(\text{OH})_2$

4. Оксид меди (II) имеет цвет:

- A) красный
- B) чёрный
- C) голубой
- D) бирюзовый
- E) белый

5. Малахит - это:

- A) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$
- B) HMnO_4
- C) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- D) $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- E) CuOHCl

Глоссарий

- **Оксиды** - сложные вещества, состоящие из атомов двух элементов, один из которых кислород.
- **Основания** - электролиты, которые при диссоциации в качестве анионов образуют только гидроксид – ионы
- **Основания** - это сложные вещества, состоящие из атомов металла и одной или нескольких гидроксильных групп. $\text{Me}(\text{OH})_x$

- **Кислоты** – электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода.
- **Кислота** – это сложное вещество, в каждой молекуле которого имеется один или несколько атомов водорода, способных замещаться атомами металлов, и кислотный остаток
- **Амфотерные гидроксиды** – слабые электролиты, диссоциирующие как по типу кислоты, так и по типу основания.
- **Соли** – сложные вещества, при диссоциации которых в водном растворе образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков
- **Кислые соли** – продукт неполного замещения атомов водорода соответствующей кислоты на атомы металла, они образуются при наличии избытка кислоты (или недостатка основания).
- **Средние соли** – продукт полного замещения атомов водорода кислот на атомы металла.
- **Малахит** – основная соль, гидроксокарбонат меди (II).
- **Негашёная известь** – оксид кальция.
- **Гашёная известь** – гидроксид кальция.
- **Амфотерные гидроксиды** – это основания, которые проявляют и кислотные и основные свойства.
- **Молекула** – наименьшая частица молекулярного вещества обладающая его свойствами.

Литература

1. Коровин Н.В. Общая химия: - М.: Высшая школа, 2007.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. Уч.пособие для ВУЗов- 30 изд., исправленное-М.: Химия, 2004—728с.
3. Бабич Л.В. и др.Практикум по неорганической химии: Учебное пособие для студентов пед. Институтов. М.: Просвещение, 1991. -320с.
4. Бегалиева. Д.У.Практикум по химии. Учебное пособие. - Алматы: Казахская академия транспорта и коммуникаций, 2004 -139с.
5. Глинка Н.Л. Сборник упражнений и задач по общей химии. М.2003,-240с.
6. Угай Я.А. Общая химия. // Учеб. 2-ое изд., перераб. И доп. М.: Высшая школа, 1984.- 440с.
7. Угай Я.А. Неорганическая химия // Учеб. М.: Высшая школа, 1989. – 462с.
8. Пралиев С.Ж., Бутин Б.М., Жайлау С.Ж., Ержанов К.Б. Жалпы химия. Общая химия / I том. Алматы. 2003г. – 483с.
9. Пралиев С.Ж., БутинБ.М., Жайлау С.Ж., Ержанов К.Б. Жалпы химия. Общая химия / II том. Алматы. 2003г. – 642с.
10. Ахметов Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб. пособие / Н.С.Ахметов, М.К.Азизова, Л.И.Бадьгина. – М.: Высш. шк., 2003 – 367с.

Лабораторное занятие № 2

Тема: Определение эквивалентов металлов

Цель: изучение методов определения эквивалентов металла

Материалы и оборудование.

Прибор для определения молярной массы эквивалента металла. Аналитические весы. Пипетки мерные (20-25 мл). Колбы конические (250 мл). Навеска металла (около 0,2 г). Растворы 0,1 н соляной и серной кислот.

Содержание и порядок выполнения лабораторной работы

1. Решение задач.
2. Проверка подготовленности к выполнению работы.
3. Выполнение лабораторной работы
4. Обсуждение результатов работы.
5. Оформление работы.
6. Защита лабораторной работы.

Методическое описание лабораторной работы № 2

Опыт № 1

Определение эквивалентной массы магния методом вытеснения.

Собрать прибор, состоящий из бюретки (емкостью 50 мл), соединенный посредством резиновых трубок с воронкой и пробиркой, укрепить в штативе. Бюретку и пробирку плотно закрыть пробками, через которые проходят стеклянные трубки. Перед началом опыта проверить прибор на герметичность.

Проведение опыта

Взвесить кусочек ленты магния около 0,03 г. Вынуть пробку из пробирки и передвижением воронки установить уровень воды в бюретке на нулевом делении или немного ниже.

Отмерить 50 мл разбавленной серной кислоты и влить в пробирку через воронку (почему?). Положить ленту магния на сухую стенку пробирки так, чтобы магний не соприкасался с серной кислотой. Присоединить пробирку к прибору, плотно закрыв ее пробкой. Затем передвижением воронки привести воду к бюретке и в воронке к одинаковому уровню (зачем?). Отметить и записать уровень воды в бюретке, произведя отсчет по нижнему мениску жидкости с точностью до 0,1 мл.

Стряхнуть магний в серную кислоту. Что происходит?

По окончании реакции дать пробирке остыть до комнатной температуры, после чего снова привести воду в бюретке и воронке к одинаковому уровню, отметить и записать уровень воды в бюретке.

Отметить и записать показания комнатного термометра и барометра (1 мм рт. ст.=133,3 Па) во время опыта.

Форма записи наблюдений

1. Масса магния - m (г).
2. Температура- t^0 (С).
3. Атмосферное давление – p (кПа).
4. Давление насыщенного водяного пара (табл. 1) – h (кПа).
5. Уровень воды в бюретке до реакции – a_1 (мл).
6. Уровень воды в бюретке после реакции – a_2 (мл).

Обработка результатов

1. Вычислить объем водорода (в мл), вытесненного магнием при температуре t и давлении p .
2. Вычислить парциальное давление водорода: $p_{\text{H}_2} = p_{\text{атм}} - h$.

3. Привести найденный объем водорода к нормальным условиям, используя объединенное уравнение газового состояния. Следует учесть, что водород собран над водой, поэтому в уравнение вместо p следует поставить p_{H_2} .
4. Вычислить массу выделившегося водорода.
5. Рассчитать эквивалентную массу магния.
6. Определить абсолютную и относительную ошибку опыта.

Опыт № 2

Прямое определение эквивалентной массы магния

Для определения эквивалентной массы этим методом нужно получить оксид магния и определить массу кислорода, соединившегося со взятой для опыта массой магния.

Отвесить на весах около 0,2 г ленты магния и перенести ее в заранее взвешенный на тех же весах фарфоровый тигель. Последующие операции проводить в вытяжном шкафу. Вычислить, какой объем 4 н. раствора азотной кислоты нужно взять, чтобы навеска магния полностью растворилась. Приливать раствор азотной кислоты в тигель небольшими порциями до полного растворения металла. Полученный раствор нитрата магния сначала осторожно выпарить досуха на асбестовой сетке, а затем сухой остаток прокалить на голом огне. Прокаливание вести осторожно, не допуская слишком бурного выделения оксидов азота. Написать уравнение реакции. Прокаленный тигель с оксидом магния охладить в эксикаторе и взвесить. Затем вторично прокалить тигель и после охлаждения в эксикаторе снова взвесить, чтобы убедиться в постоянстве его массы, а следовательно, и в полном разложении нитрата магния.

Форма записи наблюдений

1. Масса фарфорового тигля.
2. Масса магния.
3. Масса фарфорового тигля с оксидом магния.

Обработка результатов

Вычислить:

- 1) массу полученного оксида магния – m_1 ;
- 2) массу кислорода, соединившегося с магнием, – m_2 ;
- 3) экспериментальную эквивалентную массу магния по эквивалентной массе кислорода $m_{Э\text{эксп}}$;
- 4) теоретическую эквивалентную массу магния $m_{Э\text{теор}}$, пользуясь соотношением

$$m_{Э\text{теор}} = \frac{\text{масса} \cdot \text{моля} \cdot \text{атомов}}{\text{валентность}};$$

- 5) абсолютную ошибку опыта $\pm l = m_{Э\text{теор}} - m_{Э\text{эксп}}$
- 6) относительную ошибку опыта по формуле:

$$l\% = \frac{m_{Э\text{теор}} - m_{Э\text{эксп}}}{m_{Э\text{теор}}} \cdot 100$$

Контрольные вопросы

1. Дайте определение понятию эквивалентная масса.
2. На основании какого закона можно рассчитать эквивалентную массу? Приведите все его математические выражения.
3. В чем сущность метода вытеснения водорода? Водные растворы каких веществ можно использовать в этом методе? Для каких металлов этот метод пригоден и почему?
4. В чем сущность прямого метода определения эквивалентной массы металла по кислороду?

5. Как можно получить оксид металла, используя металл и концентрированный раствор азотной кислоты? Какие реакции необходимо для этого провести? Каковы их условия?

6. Для каких металлов (положение в ряду напряжений) применим данный метод?

7. Какое математическое выражение закона эквивалентов целесообразно использовать для вычисления эквивалентной массы металла? Какие физические величины необходимо для этого измерить?

8. Какова должна быть навеска металла и точность ее взвешивания? Каков должен быть объем кислоты?

9. В какой посуде следует проводить реакции? Какие приборы необходимы для проведения опытов? Как определить окончание реакции?

Блиц – тест

1. Масса оксида, полученного при окислении 3 г металла, эквивалентная масса которого равна 12 г/моль:

- A) 6 г
- B) 5 г
- C) 3 г
- D) 12 г
- E) 10 г

2. Молярная масса эквивалента серной кислоты в реакции полной нейтрализации КОН равна:

- A) 1,98 г/моль
- B) 49 г/моль
- C) 32,6 г/моль
- D) 24,5 г/моль
- E) 19,6 г/моль

3. Молярная масса эквивалента ортофосфорной кислоты в реакции полной нейтрализации КОН равна:

- A) 1,98 г/моль
- B) 49 г/моль
- C) 32,6 г/моль
- D) 24,5 г/моль
- E) 19,6 г/моль

4. Эквивалентный объем водорода:

- A) 22,4 л/моль;
- B) 11,2 л/моль;
- C) 5,6 л/ моль;
- D) 44,8 л / моль;
- E) 3,8 л/ моль;

5. Молярная масса эквивалента атома кислорода:

- A) 16 г/моль;
- B) 8 г/моль;
- C) 32 г/ моль;
- D) 1 г / моль;
- E) 2 г/ моль.

Глоссарий

- **Эквивалентом вещества** называется такое его количество, которое соединяется с одним молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

- **Закон эквивалентов** – массы реагирующих веществ относятся между собой как их молярные массы эквивалентов.
- **Фактор эквивалентности ($f_{\text{экв}}$)** - показывает, какую часть от молекулы составляет эквивалент. $M_{\text{экв}} = f_{\text{экв}} \cdot M_{\text{в-ва}}$.
- **Эквивалентный объём** – это объём, который занимает при данных условиях 1 эквивалент рассматриваемого вещества. При (н.у.) $V_{\text{экв}}(\text{H}_2) = 11,2\text{л}$, а $V_{\text{экв}}(\text{O}_2) = 5,6\text{л}$.
- **Эквивалентная масса** – масса одного эквивалента вещества, выраженная в граммах. $M_{\text{экв}}(\text{H}) = 1\text{ г}$. $M_{\text{экв}}(\text{O}) = 8\text{ г}$
- **Эквивалент кислоты** = $M_{\text{к-ты}} / \text{основность кислоты}$.
- **Эквивалент основания** = $M_{\text{осн}} / \text{кислотность основания}$.
- **Эквивалент соли** = $M_{\text{соли}} / \text{число атомов металла} \cdot \text{валентность металла}$.
- **Эоксида** = $M_{\text{оксида}} / \text{число атомов элемента} \cdot \text{валентность элемента}$.

Литература

1. Коровин Н.В. Общая химия: - М.: Высшая школа, 2007.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. Уч.пособие для ВУЗов- 30 изд., исправленное-М.: Химия, 2004—728с.
3. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии: Учебное пособие для студентов пед. Институтов. М.: Просвещение, 1991. -320с.
4. Бегалиева. Д.У. Практикум по химии. Учебное пособие. - Алматы: Казахская академия транспорта и коммуникаций, 2004 -139с.
5. Глинка Н.Л. Сборник упражнений и задач по общей химии. М. 2003, -240с.
6. Угай Я.А. Общая химия. // Учеб. 2-ое изд., перераб. И доп. М.: Высшая школа, 1984.- 440с.
7. Угай Я.А. Неорганическая химия // Учеб. М.: Высшая школа, 1989. – 462с.
8. Пралиев С.Ж., Бутин Б.М., Жайлау С.Ж., Ержанов К.Б. Жалпы химия. Общая химия / I том. Алматы. 2003г. – 483с.
9. Пралиев С.Ж., Бутин Б.М., Жайлау С.Ж., Ержанов К.Б. Жалпы химия. Общая химия / II том. Алматы. 2003г. – 642с.
10. Ахметов Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб. пособие / Н.С.Ахметов, М.К.Азизова, Л.И.Бадьгина. – М.: Высш. шк., 2003 – 367с.

Лабораторное занятие № 3

Тема: Скорость химических реакций.

Цель: формирование понятий о скорости химической реакции, изучение влияния концентрации, температуры, катализатора на скорость химических реакций.

Материалы и оборудование

Секундомер, термостат (стаканы вместимостью 200 – 250 мл) и крышка к нему с отверстиями для пробирок. Термометры. Бюретки. Пробирки. Мел (кусочек и порошок). Диоксид марганца. Диоксид свинца. Растворы: тиосульфата натрия (0,1М), серной кислоты (1М), пероксид водорода (3%), соляной кислоты (1М).

Содержание и порядок выполнения лабораторной работы

1. Обсуждение теоретических вопросов темы.
2. Проверка подготовленности к выполнению работы.
3. Выполнение лабораторной работы
4. Обсуждение результатов работы.
5. Оформление работы.
6. Защита лабораторной работы.

Методическое описание лабораторной работы № 3

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ можно изучить на примере реакции взаимодействия растворов тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и серной кислоты при различных концентрациях.



Признаком реакции является помутнение раствора вследствие выделения серы.

Заготовьте три раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого из бюретки в 1-ю пробирку отмерьте 9 мл раствора тиосульфата натрия, во вторую – того же раствора 6 мл и 3 мл дистиллированной воды. В четвертую пробирку 3мл разбавленной серной кислоты. Быстро прилейте кислоту в первую пробирку. В момент приливания кислоты пустите в ход секундомер.

Запишите время, прошедшее от начала реакции до появления слабой мути. То же проделайте с другими заготовленными растворами тиосульфата натрия. Каждый опыт проделайте 2 раза.

Запишите результаты в таблицу.

Номер пробирки	Объем, мл			Относительная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \Delta C$	Время протекания реакции Δt	Относительная скорость Реакции $1/\Delta t$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4			
1	3	6	3	1		
2	6	3	3	2		
3	9	-	3	3		

Время от момента сливания до появления слабой мути обратно пропорционально скорости реакции, поэтому скорость реакции можно выразить обратной величиной времени протекания реакции $1/t$.

Сделайте вывод о влиянии концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ на скорость реакции. Совпадает ли ваш вывод с основным законом кинетики- законом действия масс?

В отчёте:

- кратко опишите методику выполнения опыта;
- напишите уравнение реакции;
- постройте график, используя результаты ваших измерений, на оси ординат отложите $v = 1/\Delta t$, а на оси абсцисс- концентрацию $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
- сделайте вывод о влиянии концентрации исходных веществ на скорость химической реакции

Опыт 2. Влияние температуры на скорость реакции.

Налейте из бюреток в три пробирки по 5 мл раствора тиосульфата натрия, а в другие три по 5мл раствора серной кислоты. Сгруппируйте пробирки в три пары: кислота – тиосульфат.

Поместите первую пару пробирок и термометр в стакан с водой комнатной температуры и через 3-5 минут, когда температура в пробирках выравнивается, запишите показания термометра. Не вынимая пробирку с тиосульфатом натрия из стакана с водой, добавьте в неё содержимое пробирки с H_2SO_4 . В момент сливания пустите в ход секундомер. Запишите время от начала реакции до появления слабой мути. Вторую пару пробирок поместите в стакан с водой и нагрейте воду на 10°C выше той, при которой находилась первая пара пробирок, затем проделайте этот же опыт. Точно также поступите с третьей парой пробирок, повысив температуру воды ещё на 10°C .

Результаты измерений запишите в таблицу.

Номер опыта	Температура t°С	Время появления окрашивания Δt	Относительная скорость реакции $v=1/\Delta t$	Температурный коэффициент γ
1				
2				
3				

Данные последней графы выражают значение температурного коэффициента реакции:

$$\gamma_1 = v_2 / v_1 ; \gamma_2 = v_3 / v_2$$

Сделайте вывод на основе полученных результатов о влиянии температуры на скорость реакции. Подтверждают ли ваши результаты правило Вант – Гоффа?

В отчёте:

- кратко опишите методику выполнения опыта;
- на миллиметровой бумаге постройте график, используя результаты ваших измерений, на оси ординат отложите $v = 1/\Delta t$, а на оси абсцисс- температуру.
- рассчитайте значение температурного коэффициента по формуле Вант-Гоффа из опытных данных.

Опыт 3 Скорость реакции гетерогенных процессов

Поместите на одну чашку весов маленький кусочек мела весом примерно 0.2 г, уравновесьте его порошком мела. Налейте в две пробирки по 1 мл соляной кислоты и поместите в них одновременно навески мрамора. Сравните время растворения мела в каждом случае.

В отчёте:

- напишите уравнение реакции взаимодействия карбоната кальция и соляной кислоты;
- почему изученная реакция является примером реакции, протекающей в гетерогенной системе?
- напишите математическое выражение закона действующих масс.
- сделайте вывод о влиянии степени измельчения твердых веществ на скорость реакции, протекающей в гетерогенной системе.

Опыт 4. Влияние катализатора на скорость реакции

В две пробирки налейте по 10 капель 3% -го раствора пероксида водорода. В одну пробирку добавьте немного диоксида марганца, а в другую – столько же диоксида свинца.

По интенсивности выделения газа сравните скорость разложения пероксида водорода. С помощью тлеющей лучинки убедитесь в том, что выделяющийся газ – кислород.

В отчёте:

- напишите уравнение разложения пероксида водорода;
- определите, к какому типу ОВР относится данная реакция;
- объясните, почему изученная реакция является примером гетерогенного, а не гомогенного катализа?

Контрольные вопросы

1. Что изучает химическая кинетика?
2. Охарактеризуйте понятие «скорость реакции».
3. Дайте определение основного закона химической кинетики (закона действующих масс).
4. Что называют константой скорости реакции. От каких факторов она зависит?
5. Как влияет катализатор на скорость химических реакций?
6. Что называется энергией активации?

7. Как влияет поверхность контакта реагирующих веществ на скорость химической реакции?
8. Влияет ли природа реагирующих веществ на скорость реакции?
9. Охарактеризуйте влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции?
10. В чём заключается правило Вант-Гоффа?

Блиц- тест

1. Скорость химических реакций зависит:

- а) от природы реагирующих веществ;
 б) от концентрации реагирующих веществ;
 в) от температуры;
 г) от катализатора.
 А) а,б,в,г В) в,г С) г D) а,б,в Е) а,б

2. Признак реакции взаимодействия тиосульфата натрия и серной кислоты:

- А) появление запаха сероводорода;
 В) разогревание пробирки;
 С) помутнение раствора;
 D) окрашивание раствора в голубой цвет;
 Е) нет правильного ответа.

3. Температурный коэффициент реакции равен 2. При повышении температуры на 20°C скорость реакции:

- А) возрастает в 8 раз;
 В) возрастает в 4 раза;
 С) возрастает в 16 раз;
 D) уменьшится в 32 раза;
 Е) возрастает в 6 раз.

4. Закон действующих масс гласит:

- А) скорость реакции обратно пропорциональна концентрации реагирующих веществ;
 В) скорость реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ;
 С) давление не оказывает влияния;
 D) давление оказывает влияние;

Е) при повышении температуры на 10°C , скорость реакции возрастает в два раза

5. Скорость реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ при увеличении давления в системе в 3 раза:

- А) увеличится в 3 раза;
 В) уменьшится в 18 раз;
 С) увеличится в 16 раз;
 D) увеличится в 27 раз;
 Е) уменьшится в 27 раз.

Глоссарий

- **Химическая кинетика** – раздел химии, изучающий скорость и механизм химических реакций.
- **Скорость гомогенной реакции** - изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени в единице объема.
- **Скорость гетерогенной реакции** - изменение концентрации реагирующих веществ на единицу поверхности раздела фаз.
- **Средняя скорость реакции** – $v = -\Delta C / \Delta t$

- **Закон химической кинетики (действующих масс)** - скорость химической реакции при данной температуре прямо пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ в степенях с показателями, равными стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.
- **Правило Я. Вант-Гоффа** - при повышении температуры на каждые 10°C скорость большинства реакции увеличивается в 2-4 раза.
- **Энергия активации (E_a кДж/моль)** – энергия, которую надо сообщить молекулам (частицам) реагирующих веществ, чтобы превратить их в активные.
- **Катализатор** – вещество, изменяющее скорость химических реакций, но само в реакциях не расходуется и в конечные продукты не входит.

Литература

1. Коровин Н.В. Общая химия: - М.: Высшая школа, 2007.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. Уч. пособие для ВУЗов- 30 изд., исправленное-М.: Химия, 2004—728с.
3. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии: Учебное пособие для студентов пед. Институтов. М.: Просвещение, 1991.-320с.
4. Бегалиева Д.У. Практикум по химии. Учебное пособие. - Алматы: Казахская академия транспорта и коммуникаций, 2004 -139с.
5. Глинка. Н.Л. Сборник упражнений и задач по общей химии. М. 2003, -240с.
6. Угай Я.А. Общая химия. // Учеб. 2-ое изд., перераб. И доп. М.: Высшая школа, 1984.- 440с.
7. Угай Я.А. Неорганическая химия // Учеб. М.: Высшая школа, 1989. – 462с.
8. Пралиев С.Ж., Бутин Б.М., Жайлау С.Ж., Ержанов К.Б. Жалпы химия. Общая химия / I том. Алматы. 2003г. – 483с.
9. Пралиев С.Ж., Бутин Б.М., Жайлау С.Ж., Ержанов К.Б. Жалпы химия. Общая химия / II том. Алматы. 2003г. – 642с.
10. Ахметов Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб. пособие / Н.С.Ахметов, М.К.Азизова, Л.И.Бадыгина. – М.: Высш. шк., 2003 – 367с.

Лабораторное занятие № 4

Тема: Химическое равновесие.

Цель: формирование понятий о химическом равновесии, константе равновесия; приобретение практических умений применения принципа Ле – Шателье.

Материалы и оборудование

Хлорид аммония, растворы хлорида железа (III) (очень разбавленный и концентрированный), тиоцианата аммония (очень разбавленный и концентрированный). хромата калия (0,5М), серной кислоты(1М) гидроксида калия (2М).

Содержание и порядок выполнения лабораторной работы

1. Обсуждение теоретических вопросов темы.
2. Проверка подготовленности к выполнению работы.
3. Выполнение лабораторной работы
4. Обсуждение результатов работы.
5. Оформление работы.
6. Защита лабораторной работы.

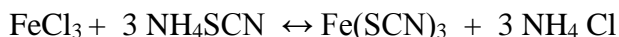
Методическое описание лабораторной работы № 4

Опыт 1. Влияние концентрации веществ на химическое равновесие

В данном опыте изучают обратимую реакцию взаимодействия трихлорида железа с роданидом аммония. Трироданид железа $Fe(SCN)_3$ придает раствору красную окраску. По

изменению интенсивности окраски можно судить об изменении концентрации $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ то есть о смещении равновесия в ту или иную сторону.

В пробирке приготовьте смесь слабых растворов из четырех капель FeCl_3 и четырех капель NH_4SCN . При этом образуется $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ согласно уравнению:



Раствор из почти бесцветного окрашивается в красный цвет. Полученный раствор разбавьте водой 1: 2, разделите поровну в 4 пробирки В одну из них добавьте 2 капли FeCl_3 , в другую – 2 капли NH_4SCN , в третью – 2 капли $\text{NH}_4 \text{Cl}$, в четвертую – 2 капли исходной смеси. Отметьте изменение интенсивности окраски в первой, второй и третьей пробирках, сравнивая их с четвертой. Результаты опыта запишите в таблицу:

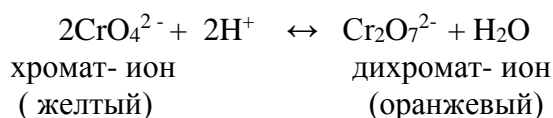
№ пробирки	Добавленный реагент	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1			
2			
3			
4			

В отчёте:

- заполните таблицу и укажите направление смещения равновесия;
- как изменится концентрация каждого компонента при добавлении: а) хлорида железа (III); б) тиоцианата аммония; в) хлорида калия;
- запишите константу равновесия обратимой реакции взаимодействия хлорида железа(III) с роданидом аммония;
- согласуется ли смещение равновесия, установленное в опытах, с принципом Ле-Шателье?

Опыт 2. Влияние среды на смещение химического равновесия.

Соли хромовой кислоты- хроматы – окрашены в желтый цвет, а соли дихромовой кислоты- дихроматы - в оранжевый цвет. В растворах этих солей имеет место равновесие,



которое легко смещается при изменении концентрации ионов водорода.

В пробирку внесите 5-6 капель раствора дихромата калия прибавьте столько же капель разбавленного раствора гидроксида калия. Наблюдайте переход окраски. Затем к этому же раствору по каплям прибавьте раствор серной кислоты до тех пор, пока окраска раствора не станет прежней. Объясните, исходя из принципа Ле-Шателье, изменение окраски раствора.

В отчёте:

- как изменится концентрация каждого компонента при добавлении: а) кислоты; б) щёлочи;
- запишите константу равновесия обратимой реакции;
- согласуется ли смещение равновесия, установленное в опытах, с принципом Ле-Шателье?

Опыт 3. Влияние температуры на состояние равновесия при комплексообразовании.

Налейте раствор хлорида кобальта (II) в две пробирки. Одну из них нагрейте до 80°C. Окраска переходит из розовой в сине-фиолетовую вследствие замещения молекул воды во внутренней координационной сфере на ионы хлора:



Охладите пробирку. Наблюдайте вновь появление розовой окраски. На фильтровальной бумаге стеклянной палочкой напишите розовым раствором хлорида кобальта какую – либо формулу. Осторожно подсушите бумагу над пламенем горелки. Наблюдайте проявление надписи.

В отчёте:

- на основании проделанного опыта объясните: эндотермической или экзотермической является реакция замещения лигандов в данном случае;
- напишите выражение для константы равновесия изученной реакции

Контрольные вопросы

1. Перечислите признаки классификации химических реакций.
2. Какие реакции называются обратимыми?
3. Какой физический смысл имеет константа химического равновесия?
4. В чём сущность принципа Ле – Шателье?
5. Охарактеризуйте влияние температуры на состояние химического равновесия.
6. Влияет ли давление на состояние химического равновесия?
7. Охарактеризуйте влияние концентрации на состояние химического равновесия.
8. Для какой реакции – прямой или обратной – энергия активации больше, если обратная реакция протекает с поглощением теплоты?

Блиц- тест

1. В какой цвет окрашены соли хромовой кислоты – хроматы:

- A) красный цвет;
- B) жёлтый цвет;
- C) оранжевый цвет;
- D) зелёный цвет;
- E) синий цвет.

2. Трироданид железа $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ придает раствору:

- A) красную окраску;
- B) голубую окраску;
- C) оранжевую окраску;
- D) зелёную окраску;
- E) жёлтую окраску.

3. Направление реакции $\text{FeCl}_3 + 3 \text{KCNS} \leftrightarrow \text{Fe}(\text{CNS})_3 + 3 \text{KCl}$ при увеличении концентрации хлорида железа (III) с 0,1 до 0,3 моль/л, а концентрации хлорида калия – с 0,4 до 1,2 моль/л:

- A) не сместится;
- B) вправо;
- C) влево;
- D) нет правильного ответа.

4. Оранжевая окраска дихромат-иона ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) при добавлении щёлочи изменяется на:

- A) красную;
- B) голубую;
- C) оранжевую;
- D) зелёную;

Е) жёлтую.

5. При понижении температуры равновесие сместится:



А) вправо;

В) влево;

С) не сместится;

Д) нет правильного ответа;

Е) нельзя определить.

Глоссарий

- **Химическая кинетика** – раздел химии, изучающий скорость и механизм химических реакций.
- **Необратимые реакции** – реакции, которые протекают только в одном направлении и завершаются полным превращением исходных реагирующих веществ в конечные вещества.
- **Обратимые реакции** – такие реакции, которые одновременно протекают в двух взаимно противоположных направлениях.
- **Химическое равновесие** – это такое состояние системы, при которой скорости прямой (v_1) и обратной (v_2) равны между собой. $\Delta H = T \Delta S$, т.е. $\Delta G = 0$. Два противоположных фактора (энтальпийный и энтропийный) уравниваются.
- **Принцип Ле – Шателье** – если на систему, находящуюся в равновесии, производится какое – либо внешнее воздействие, то оно благоприятствует протеканию той из двух противоположных реакций, которая ослабляет воздействие.

Литература

1. Коровин Н.В. Общая химия: - М.: Высшая школа, 2007.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. Уч.пособие для ВУЗов- 30 изд., исправленное-М.: Химия, 2004—728с.
3. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии: Учебное пособие для студентов пед. Институтов. М.: Просвещение, 1991.-320с.
4. Бегалиева Д.У. Практикум по химии. Учебное пособие. - Алматы: Казахская академия транспорта и коммуникаций, 2004 -139с.
5. Глинка Н.Л. Сборник упражнений и задач по общей химии.М.2003,-240с.
6. Угай Я.А. Общая химия. // Учеб. 2-ое изд., перераб. И доп. М.: Высшая школа, 1984.- 440с.
7. Угай Я.А. Неорганическая химия // Учеб. М.: Высшая школа, 1989. – 462с.
8. Пралиев С.Ж., Бутин Б.М., Жайлау С.Ж., Ержанов К.Б. Жалпы химия. Общая химия / I том. Алматы. 2003г. – 483с.
9. Пралиев С.Ж., Бутин Б.М., Жайлау С.Ж., Ержанов К.Б. Жалпы химия. Общая химия / II том. Алматы. 2003г. – 642с.
10. Ахметов Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб. пособие / Н.С.Ахметов, М.К.Азизова, Л.И.Бадьгина. – М.: Высш. шк., 2003 – 367с.

Лабораторное занятие № 5-6

Тема: Концентрация растворов.

Цель: приобретение навыков в приготовлении растворов заданных концентраций, выраженных различными способами и ознакомление с одним из методов объёмного анализа – методом титрования.

Материалы и оборудование: периодическая система Д.И. Менделеева; таблица растворимости, весы, набор ареометров, мерные колбы (200 и 250 мл), бюретка (50 мл), хлорид натрия, сульфат натрия, сульфат меди, бура, растворы: серной кислоты (10 – 15 %), гидроксида натрия (титрованного), фенолфталеина, метилоранжа.

Содержание и порядок выполнения лабораторной работы

1. Обсуждение теоретических вопросов темы.
2. Проверка подготовленности к выполнению работы.
3. Выполнение лабораторной работы
4. Обсуждение результатов работы.
5. Оформление работы.
6. Защита лабораторной работы.

Методическое описание лабораторной работы № 5-6

Опыт 1. Приготовление водного раствора с заданной молярной концентрацией из навески твердого вещества.

Рассчитайте массу заданного вещества, необходимого для приготовления 100 мл 0,1 М раствора. На аналитических весах взвесьте необходимую массу заданного вещества на часовом стекле, предварительно взвесив его. Через воронку всыпьте вещество в мерную колбу, остатки вещества на стекле и в воронке смойте в колбу и долейте дистиллированной воды до 2/3 объёма. Перемешайте раствор круговым движением колбы до полного растворения вещества. Долейте воду до метки на горлышке колбы, последние порции воды добавляйте по каплям. Плотно закройте горлышко пробкой и тщательно перемешайте раствор, переворачивая колбу вверх дном. Определите плотность приготовленного раствора (г/мл), для чего во взвешенный сухой бюкс отмерьте пипеткой 10 мл приготовленного раствора и взвесьте бюкс с раствором.

В отчёте:

- кратко опишите методику приготовления раствора;
- по результатам взвешивания рассчитайте массу 10 мл приготовленного раствора и его плотность;
- рассчитайте массовую долю (в процентах) растворённого вещества.

Опыт 2. Приготовление водного раствора с заданной массовой долей соли (%) из навески твердого вещества.

Приготовьте по указанию преподавателя один из растворов исходя из твердой соли, не содержащей кристаллизационной воды:

- 150г 2 %-ного раствора NaCl
- 150г 2 %-ного раствора Na₂CO₃
- 200г 4 %-ного раствора CuSO₄

Рассчитайте, сколько потребуется соли и воды для приготовления раствора заданной концентрации.

Взвесьте на технических весах количество соли и всыпьте ее в коническую колбу объемом на 300 мл. Отмерьте цилиндром необходимое количество воды и налейте в колбу с солью исследуемый раствор (воду необходимо приливать постепенно, все время помешивая).

Приготовленный раствор из колбы перелейте в цилиндр и измерьте ареометром его плотность.

Масса, г		Плотность раствора $\rho, \text{кг/м}^3$	Концентрация приготовленного раствора			
Соли	воды		$m(x),$ моль/л	$C(1/z \cdot x)$ или $C_H(x), \text{моль/л}$	$C_m(x),$ моль/кг	$T(x), \text{г/мл}$

В отчёте:

- кратко опишите методику приготовления раствора;
- результаты опыта сведите в таблицу;
- рассчитайте молярную, нормальную, моляльную концентрацию и титр приготовленного раствора.

Опыт 3. Приготовление раствора серной кислоты с заданной массовой долей.

Растворы получают разбавлением более концентрированных растворов, для которых установлена зависимость между массовой долей растворённого вещества и плотностью раствора. С помощью ареометра определите плотность исходного раствора серной кислоты. Раствор налейте в цилиндр на 2/3 его объёма, опустив туда ареометр. Следите, чтобы кислота не выливалась через край цилиндра. Ареометр должен свободно плавать в растворе. Деление шкалы ареометра, совпадающее с нижним краем мениска жидкости (когда ареометр не касается стенки цилиндра), соответствует плотности раствора. По таблице найдите массовую долю серной кислоты, соответствующую измеренному значению плотности. По заданию преподавателя рассчитайте объёмы исходного раствора серной кислоты и воды, которые нужно взять для приготовления заданного объёма раствора с определённой массовой долей.

В химический стакан ёмкостью 0,2 – 0,4 л налейте дистиллированную воду в объёме, который получился при расчёте. Цилиндром отмерьте заданный объём исходного раствора серной кислоты и осторожно тонкой струйкой, помешивая жидкость в стакане стеклянной палочкой, прилейте к воде кислоту. Обратите внимание на разогревание кислоты. Дайте полученному раствору остыть до комнатной температуры и измерьте ареометром его плотность. По таблице определите массовую долю серной кислоты в приготовленном растворе, сравните с заданной.

В отчёте:

- кратко опишите методику приготовления раствора, приведите все расчёты и определите относительную погрешность.

$$Z = \frac{\rho_{\text{теор}} - \rho_{\text{практ}}}{\rho_{\text{теор}}} \cdot 100 \%$$

Опыт 4. Определение концентрации кислоты титрованием.

В данном опыте точная концентрация приготовленного раствора серной кислоты устанавливается методом титрования.

Для этого возьмите бюретку вместимостью 10 мл, ополосните ее раствором щелочи, укрепите вертикально в лапке штатива и с помощью воронки заполните тем же раствором щелочи точно известной концентрации (титр указан на склянке) выше нулевого деления. Доведите уровень жидкости в бюретке до нуля, выпуская раствор по каплям через нижний конец бюретки.

Отчет ведите по нижнему краю мениска.

Пипеткой вместимостью 20 или 25 мл отмерьте в три конические колбы раствор серной кислоты (приготовленный в опыте 3). В каждую колбу добавьте 2-3 капли индикатора-фенолфталеина.

Подставьте одну из колб с кислотой под бюретку на лист белой бумаги так, чтобы носик бюретки находился внутри колбы. Правой рукой медленно подавайте щелочь из бюретки, а левой непрерывно размешивайте раствор круговым движением колбы рукой в горизонтальной плоскости. В конце титрования раствор щелочи приливайте из бюретки по каплям и титруйте до появления слабо-розового окрашивания, не исчезающего в течение 30 секунд.

Запишите объем раствора щелочи, израсходованной на титрование, с точностью до 0,1 мл.

Первое титрование является ориентировочным.

Повторите титрование 2-3 раза, каждый раз добавляя щелочь в бюретку до нулевого значения. Из данных трех последних титрований возьмите среднее значение израсходованного объема кислоты.

В отчёте:

- кратко опишите принцип и методику титрования;
- вычислите объём израсходованного титрующего раствора V_k , как среднее арифметическое объёмов $V_1, V_2 \dots$, полученных при параллельных титрованиях;
- рассчитайте нормальную концентрацию раствора по формуле $C_N(k) \cdot V(k) = C_N(щ) \cdot V(щ)$.
- вычислите молярную концентрацию и титр кислоты;
- нарисуйте установку для титрования.

Контрольные вопросы

1. Дайте определение понятию «раствор».
2. Что такое растворитель?
3. Как классифицируют растворы?
4. Какие процессы протекают при растворении веществ в жидких растворителях?
5. В чём суть физической теории растворов?
6. Изложите основные положения химической теории растворов.
7. Как изменяется растворимость твёрдых веществ при понижении температуры?
8. Что такое гидраты (сольваты)?
9. Чему равен тепловой эффект растворения?
10. Что показывают кривые растворимости?
11. Какими способами выражают концентрацию растворённого вещества в растворе?
12. Как приготовить раствор с заданной массовой долей вещества?
13. Титр, молярная концентрация, нормальная концентрация.

Блиц - тест

1. Правильным является определение «растворы» - это:

- A) гетерогенные системы, содержащие один компонент
- B) гомогенные системы переменного состава, содержащие два и более компонентов
- C) гомогенные системы постоянного состава
- D) гетерогенные системы постоянного состава
- E) нет правильного ответа

2. Наилучшим растворителем для каменной соли будет служить:

- A) ацетон
- B) вода
- C) бензол
- D) тетрахлорметан
- E) этиловый спирт

3. Наилучшим растворителем для каменной соли является:

- A) вода
- B) ацетон
- C) бензол
- D) этиловый спирт
- E) эфир

4. Условие, при котором ненасыщенный раствор нитрата калия не может стать насыщенным:

- A) охлаждение раствора
- B) добавление кристаллов нитрата калия
- C) выпаривание растворителя

D) добавление растворителя

E) нет правильного ответа

5. Растворимость газов в воде увеличивается при:

A) повышении давления

B) понижении давления

C) повышении температуры

D) понижении температуры

E) нет правильного ответа

Глоссарий

- **Растворы** - это гомогенные (однородные) системы, состоящие из растворенного вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия.
- **Коэффициент растворимости** (растворимость) – максимальное число граммов вещества, которое можно растворить в 100г (или 1000мл) растворителя при данной температуре.
- **Насыщенные растворы** - это такие растворы, в которых нерастворенное вещество (в осадке) находится в равновесии с растворенным.
- **Ненасыщенный раствор** – это раствор, концентрация которого меньше концентрации насыщенного при той же температуре раствора.
- **Коллоидные растворы (золи)** – это высокодисперсные системы с жидкой дисперсионной средой.
- **Молярная концентрация** – отношение количества вещества (в молях) к массе (в кг) растворителя.
- **Молярная концентрация** выражается числом молей растворенного вещества в 1 литре раствора.
- **Нормальная концентрация** выражается числом эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 литре раствора.
- **Массовая доля вещества в растворе (ω)** – отношение массы растворённого вещества к общей массе раствора.
- **Титр (Т)** – отношение массы (г) растворённого вещества к объёму раствора (в мл).

Литература

1. Коровин Н.В. Общая химия: - М.: Высшая школа, 2007.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. Уч. пособие для ВУЗов- 30 изд., исправленное-М.: Химия, 2004—728с.
3. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии: Учебное пособие для студентов пед. Институтов. М.: Просвещение, 1991.-320с.
4. Бегалиева Д.У. Практикум по химии. Учебное пособие. - Алматы: Казахская академия транспорта и коммуникаций, 2004 -139с.
5. Глинка Н.Л. Сборник упражнений и задач по общей химии. М. 2003, -240с.
6. Угай Я.А. Общая химия. // Учеб. 2-ое изд., перераб. И доп. М.: Высшая школа, 1984.- 440с.
7. Угай Я.А. Неорганическая химия // Учеб. М.: Высшая школа, 1989. – 462с.
8. Пралиев С.Ж., Бутин Б.М., Жайлау С.Ж., Ержанов К.Б. Жалпы химия. Общая химия / I том. Алматы. 2003г. – 483с.
9. Пралиев С.Ж., Бутин Б.М., Жайлау С.Ж., Ержанов К.Б. Жалпы химия. Общая химия / II том. Алматы. 2003г. – 642с.
10. Ахметов Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб. пособие / Н.С.Ахметов, М.К.Азизова, Л.И.Бадыгина. – М.: Высш. шк., 2003 – 367с.

Лабораторное занятие № 7-8

Тема: Электролитическая диссоциация и ионные процессы.

Цель: формирование понятий о диссоциации электролитов, ионном произведении воды, исследование свойств электрической проводимости растворов электролитов; установление причин, вызывающих протекание реакции ионного обмена до конца; получение осадков малорастворимых электролитов и количественное определение ПР.

Материалы и оборудование.

Прибор для испытания электропроводимости растворов. Растворы (0,1 М): соляной кислоты, гидроксида калия, аммиака (25%-ный), силиката натрия, хлорида бария, ацетата натрия, хлорида аммония, карбоната натрия, хлорида кальция, серной кислоты (1:1). Индикаторы: универсальная индикаторная бумага, метилоранж, фенолфталеин. Растворы (0,1 М, 0,01 н): соляной кислоты, гидроксида натрия, карбоната и гидрокарбоната, нитрата свинца(II), ацетата и силиката натрия, нитрата серебра, сульфата алюминия.

Содержание и порядок выполнения лабораторной работы

1. Обсуждение теоретических вопросов темы.
2. Проверка подготовленности к выполнению работы.
3. Выполнение лабораторной работы
4. Обсуждение результатов работы.
5. Оформление работы.
6. Защита лабораторной работы.

Методическое описание лабораторной работы № 7-8

Опыт 1. Изучение электрической проводимости растворов кислот, гидроксидов, солей.

а) В прибор для испытания электрической проводимости растворов налейте дистиллированную воду, опустите предварительно промытые дистиллированной водой угольные электроды и включите вилку прибора в электрическую сеть. Отметьте визуально степень накала лампы. Затем исследуйте электрическую проводимость каждого из четырех растворов: CH_3COOH , NH_4OH , HCl , KOH . После каждого испытания **выключайте прибор** из электрической сети и **промывайте электроды** дистиллированной водой.

Результаты наблюдений внесите в таблицу.

Испытуемый раствор	Степень накала лампы	Сила электролита
H_2O		
CH_3COOH		
NH_4OH		
HCl		
KOH		

По степени накала лампы сделайте вывод: сильным или слабым электролитом является тот или иной раствор.

б) Смешайте равные объемы растворов:

- 1) сильной кислоты и сильного основания (HCl и KOH);
- 2) слабой кислоты и слабого основания (CH_3COOH и NH_4OH). Испытайте электрическую проводимость полученных растворов. Сделайте вывод об электрической проводимости полученных растворов.

В отчёте:

- результаты наблюдений внесите в таблицу;
- по степени накала лампы сделайте вывод о силе электролита;
- составьте уравнения диссоциации веществ (а);

- составьте уравнения реакций (б) в молекулярной и ионных формах.

Опыт 2. Реакции ионного обмена с образованием малорастворимого вещества.

В четыре пробирки внести по 3-5 капель растворов солей: в первую - сульфата меди (II), во вторую - силиката натрия, в третью- сульфата натрия, в четвертую- нитрата свинца(II). Добавьте в них по такому же количеству растворов: в первую пробирку – гидроксида натрия, во вторую- соляной кислоты, в третью- хлорида бария, в четвертую- сульфида натрия. Отметьте свои наблюдения, указав цвет осадков.

В отчёте:

- напишите в молекулярном и ионном виде уравнения протекающих реакций;
- сделайте вывод о необратимости приведенных реакций
- приведите значения произведений растворимости полученных малорастворимых веществ;
- под молекулярной формулой вещества, выпавшего в осадок, укажите его цвет и внешний вид.

Опыт 3. Реакции ионного обмена с образованием слабого электролита.

В две пробирки внесите по 4-5 капель растворов: в первую- ацетата натрия, во вторую-хлорида аммония. Добавьте в первую пробирку несколько капель раствора соляной кислоты. Осторожно определите запах образовавшейся слабой кислоты.

Во вторую пробирку добавьте раствор щелочи и подогрейте ее. Определите по запаху выделение аммиака.

В отчёте:

- приведите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения проделанных реакций;
- объясните, почему выполненные реакции практически необратимы.

Опыт 4. Реакции ионного обмена с образованием газообразного вещества.

В две пробирки внести по 4-5 капель раствора Na_2CO_3 . Проверьте наличие в растворе иона CO_3^{2-} , для этого в первую пробирку добавьте несколько капель раствора CaCl_2 . Определите между какими ионами протекают реакции.

Добавьте во вторую пробирку несколько капель серной кислоты (1:1) и наблюдайте выделение газа. Нагрейте содержимое пробирки, дождитесь выделения газа и добавьте несколько капель раствора CaCl_2 . Напишите ионное уравнение реакции. Сделайте общий вывод из наблюдений.

В отчёте:

- приведите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения проделанных реакций;
- объясните, почему выполненные реакции практически необратимы.

Оформление результатов работы

№	Название опыта Методика выполнения	Наблюдения	Уравнения реакций	Выводы
1				
2				

Контрольные вопросы

1. Какие вещества относятся к электролитам и неэлектролитам? Приведите примеры.
2. Сформулируйте основные положения теории электролитической диссоциации.
3. Чем объясняется различие в свойствах ионов и атомов одного и того же элемента?
4. Что характеризует константа диссоциации?

5. Является ли ионное произведение воды постоянной величиной для всех разбавленных водных растворов?
6. Дайте определение кислот, оснований и солей с точки зрения ТЭД.
7. В каких случаях реакции обмена в растворах электролитов являются необратимыми?
8. Каковы особенности поведения растворов сильных электролитов?
9. Проводят ли электрический ток следующие системы: а) водопроводная вода; б) дождевая вода; в) расплавленный хлорид натрия?
10. Что называют степенью диссоциации электролита? Чему равна степень диссоциации сильного электролита?
11. Что такое константа электролитической диссоциации? От каких факторов она зависит?
12. Что называется произведением растворимости?
13. Как изменится растворимость осадка при добавлении одноименного иона?

Блиц – тест:

1. Сильными электролитами являются:

- 1) CH_3COOH ; 2) NH_4OH ; 3) HNO_3 ; 4) H_2SO_4 ;
 5) H_2SO_3 ; 6) FeCl_3 ; 7) K_3PO_4 ; 8) NaOH

- A) 2, 5 B) 1, 2, 5 C) 3,4,6,7,8 D) 2,7,8 E) 5,6,8.

2. Слабыми электролитами являются:

- 1) CH_3COOH ; 2) NH_4OH ; 3) HNO_3 ; 4) H_2SO_4 ;
 5) H_2SO_3 ; 6) FeCl_3 ; 7) K_3PO_4 ; 8) NaOH

- A) 2, 5 B) 1, 2, 5 C) 1,3,4 D) 2,7,8 E) 5,6,8.

3. Могут взаимодействовать между собой в водных растворах:

- A) хлорид натрия + гидроксид калия;
 B) гидросульфат натрия + гидроксид натрия;
 C) хлорид цинка + хлороводородная кислота;
 D) нитрат магния + хлорид калия;
 E) хлорид натрия + нитрат кальция.

4. С выделением газа происходит реакция взаимодействия:

- A) сульфата железа(II) и соляной кислоты;
 B) гидроксида калия и серной кислоты;
 C) сульфита натрия и соляной кислоты;
 D) хлорида натрия и нитрата серебра;
 E) сульфата меди и гидроксида натрия.

5. При электролитической диссоциации ортофосфорной кислоты преобладают ионы:

- A) HPO_4^{2-} и H^+
 B) H_2PO_4^- и H^+
 C) PO_4^{3-} и H^+
 D) OH^- и H_2PO_4^-
 E) H_2PO_4^- ; H^+ и HPO_4^{2-}

Глоссарий

- **Фазы** - отдельные части системы, имеющие на всем протяжении одинаковые физические свойства, однородный химический состав и обладающие поверхностью раздела.
- **Электролиты** – это вещества, водные растворы которых и расплавы проводят электрический ток.

- **Неэлектролиты** – это вещества, водные растворы которых и расплавы не проводят электрический ток.
- **Система** - это часть пространства, заполненная веществом или смесью веществ и ограниченная от окружающей среды.
- **Электролитическая диссоциация** – распад молекул электролита при его растворении в воде или расплавлении с образованием положительно и отрицательно заряженных ионов.
- **Степень диссоциации (α)** – отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул в растворе.
- **Закон разбавления Оствальда** – степень диссоциации слабого электролита в растворе тем выше, чем более разбавлен раствор. $K = \alpha^2 \cdot C$.
- **Изотонический коэффициент Вант – Гоффа** – это мера увеличения числа частиц в растворе вследствие электролитической диссоциации.
- **Произведение растворимости** – произведение концентраций ионов малорастворимого вещества в его насыщенном растворе есть величина постоянная. (ПР).

Литература

1. Коровин Н.В. Общая химия: - М.: Высшая школа, 2007.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. Уч. пособие для ВУЗов- 30 изд., исправленное-М.: Химия, 2004—728с.
3. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии: Учебное пособие для студентов пед. Институтов. М.: Просвещение, 1991.-320с.
4. Бегалиева Д.У. Практикум по химии. Учебное пособие. - Алматы: Казахская академия транспорта и коммуникаций, 2004 -139с.
5. Глинка Н.Л. Сборник упражнений и задач по общей химии. М. 2003, -240с.
6. Угай Я.А. Общая химия. // Учеб. 2-ое изд., перераб. И доп. М.: Высшая школа, 1984.- 440с.
7. Угай Я.А. Неорганическая химия // Учеб. М.: Высшая школа, 1989. – 462с.
8. Пралиев С.Ж., Бутин Б.М., Жайлау С.Ж., Ержанов К.Б. Жалпы химия. Общая химия / I том. Алматы. 2003г. – 483с.
9. Пралиев С.Ж., Бутин Б.М., Жайлау С.Ж., Ержанов К.Б. Жалпы химия. Общая химия / II том. Алматы. 2003г. – 642с.
10. Ахметов Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб. пособие / Н.С.Ахметов, М.К.Азизова, Л.И.Бадыгина. – М.: Высш. шк., 2003 – 367с.

Лабораторное занятие № 9

Тема: Гидролиз солей

Цель: формирование понятий о ионном произведении воды, водородном показателе рН, произведении растворимости, гидролизе солей, исследование процесса гидролиза и установление факторов, влияющих на гидролиз.

Материалы и оборудование.

Индикаторы: универсальная индикаторная бумага, метилоранж, фенолфталеин. Растворы (0,1 М, 0,01 н): соляной кислоты, гидроксида натрия, карбоната и гидрокарбоната, нитрата свинца(II), ацетата и силиката натрия, нитрата серебра, сульфата алюминия.

Хлорид аммония. Растворы соляной кислоты (0,1 н), серной кислоты (0,1 и 98 %-ный), аммиака (10%-ный), сульфида аммония (0,1 н), дихромата калия (10%), хлорида магния (10%-ный), 0,1 н), сульфата меди (II) (10%-ный), сульфата железа (II) (0,1 н, 10%-ный), хлорида бария (10%-ный), хлорида кальция (10%-ный), сульфата марганца (II) (0,1 н).

Содержание и порядок выполнения лабораторной работы

1. Обсуждение теоретических вопросов темы.

2. Проверка подготовленности к выполнению работы.
3. Выполнение лабораторной работы
4. Обсуждение результатов работы.
5. Оформление работы.
6. Защита лабораторной работы.

Методическое описание лабораторной работы № 9

Опыт 1. Окраска растворов индикаторов.

Налейте в три пробирки по 3-5 капель дистиллированной воды и добавьте по 2-3 капли раствора индикатора метилоранжа к водной нейтральной среде. В одну из пробирок внесите 2-3 капли раствора соляной кислоты, а в другую- такое же количество раствора гидроксида натрия. Отметьте изменение окраски по сравнению с третьей пробиркой.

Аналогично провести опыты по испытанию индикатора фенолфталеина.

Индикатор	Цвет индикатора		
	Нейтральная среда (дистиллированная вода)	Кислая среда (раствор кислоты)	Щелочная среда (раствор щелочи)
Метилоранж			
Фенолфталеин			

В отчёте:

- наблюдения занесите в таблицу;
- напишите уравнения реакций диссоциации HCl и NaOH в растворах;
- сделайте вывод, какие ионы определяют кислую и щелочную реакцию среды.

Опыт 2. Определение pH раствора при помощи универсального индикатора.

Получите у преподавателя раствор, pH которого вы должны определить. Стеклопалочкой перенесите 2 капли этого раствора на индикаторную бумагу. Сравните окраску еще сырого пятна, полученного на бумаге, с цветной шкалой. На последней указано, при каких значениях pH индикаторная бумага окрашивается в тот или иной цвет.

В отчёте:

- сделайте вывод о значении pH исследуемого раствора;
- укажите реакцию среды и вычислите концентрацию водородного иона.

Опыт 3. Определение характера среды в растворах солей.

В четырех пробирках растворите в 8-10 каплях дистиллированной воды по 2-3 кристаллика следующих солей: в первой- ацетат натрия; во второй- силикат натрия; в третьей- нитрат серебра; в четвертой- сульфат алюминия.

Встряхивая пробирки, растворите соли.

Определите pH растворов: в первой и третьей пробирках с помощью универсальной индикаторной бумаги, во второй- с помощью фенолфталеина, в четвертой- с помощью метилоранжа. Затем в первую пробирку добавьте 1-2 капли фенолфталеина, а в третью- 1-2 капли метилоранжа. Изменится ли окраска растворов в первой и в третьей пробирках?

Формула соли	Окраска индикатора	pH раствора	Уравнение реакции гидролиза соли в ионной форме

Сделайте вывод о зависимости гидролиза соли от природы образующих ее кислот и оснований.

В отчёте:

- данные опыта занесите в таблицу;
- составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей;

Опыт 4. Смещение равновесия процесса гидролиза при изменении температуры.

В две пробирки налейте по 2-3 мл растворов: в одну- карбонат натрия, в другую- гидрокарбонат натрия и добавьте по 1 капле фенолфталеина. Обратите внимание на различие в окраске.

Отсутствие окраски в растворе NaHCO_3 говорит о незначительной степени гидролиза этой соли. Малиновое окрашивание раствора Na_2CO_3 указывает на гидролиз этой соли по первой ступени. Нагрейте пробирку с NaHCO_3 до кипения. Отметьте изменение окраски раствора. Охладите раствор и отметьте его обесцвечивание.

В отчёте:

- составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей;
- сделайте вывод об обратимости процесса гидролиза и влиянии температуры на степень гидролиза.

Опыт 5. Гидролиз, идущий до конца.

К концентрированному раствору хлорида алюминия прилейте концентрированный раствор карбоната натрия. Образующийся карбонат алюминия гидролизуеться с образованием осадка гидроксида алюминия и выделением углекислого газа.

В отчёте:

- напишите уравнения всех ступеней гидролиза для каждой соли и суммарное уравнение совместного гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде;
- сделайте вывод о причине совместного гидролиза солей.

Опыт 6 Смещение равновесия гидролиза при разбавлении раствора.

Убедитесь в том, что концентрированный раствор нитрата свинца прозрачен.

В коническую колбу налейте 50 мл водопроводной воды и добавьте 2-3 капли концентрированного раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Наблюдайте образование осадка. Назовите гидролизующий ион, составьте уравнение реакции гидролиза и объясните, почему концентрированный раствор $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ прозрачен. С помощью индикатора метилоранжа отметьте характер среды раствора.

В отчёте:

- составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнение гидролиза соли;
- сделайте вывод о влиянии концентрации соли на степень гидролиза и гидролитическое равновесие.

Опыт 7. Растворение металлов в продуктах гидролиза.

В одну пробирку налейте 3 - 4 мл концентрированного раствора хлорида алюминия, в другую – такой же объём концентрированного раствора карбоната натрия и опустите в первую кусочек цинка, а во вторую – кусочек алюминия. Осторожно, при постоянном встряхивании, нагрейте содержимое пробирок. Наблюдайте выделение газа.

В отчёте:

- напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза указанных солей и уравнения взаимодействия металлов с продуктами гидролиза.

Контрольные вопросы

1. Что такое водородный показатель? Как рассчитывают его величину?

2. Какой химический процесс называется гидролизом?
3. В чем заключается сущность гидролиза?
4. Какие соли наиболее сильно подвергаются гидролизу? Какие соли не гидролизуются?
5. Какие факторы и как влияют на гидролиз?
6. Какие из перечисленных солей будут подвергаться гидролизу: Na_2SO_4 , K_2S , CH_3COOK , AlCl_3 ? Составьте молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза.
7. Имеются растворы солей KCl , NaCl , CuCl_2 и AlCl_3 . В каких растворах концентрация иона H^+ равна концентрации иона OH^- ? Ответ поясните.
8. Можно ли, пользуясь фенолфталеином, отличить водный раствор Na_2SiO_3 от водного раствора Na_2SO_4 ? Ответ поясните.
9. Что показывает величина pH раствора?
10. Какие индикаторы вы знаете? Охарактеризуйте изменение их окраски в зависимости от pH раствора.
11. Что называется произведением растворимости?
12. Запишите уравнение реакции образования какого-либо малорастворимого электролита (молекулярное и ионное) и выражение произведения растворимости этого электролита.
13. Как изменится растворимость осадка при добавлении одноименного иона?

Блиц-тест

1. Гидролизу по катиону подвергается соль:

- A) NaCl
- B) Li_2SO_4
- C) AlCl_3
- D) K_2CO_3
- E) Na_2SO_4

2. Гидролизу по аниону подвергается соль:

- A) NaCl
- B) Li_2SO_4
- C) AlCl_3
- D) K_2CO_3
- E) Na_2SO_4

3. Соль слабой кислоты:

- A) NaCl
- B) K_2SO_4
- C) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- D) KClO_4
- E) KCN

4. Чтобы ослабить гидролиз Na_2CO_3 , следует:

- A) нагреть раствор;
- B) добавить воды;
- C) добавить в раствор NaOH ;
- D) пропустить через раствор CO_2 ;
- E) нет правильного ответа.

5. Водородный показатель (pH) больше семи в растворе соли:

- A) NaCl
- B) Li_2CO_3
- C) AlCl_3
- D) KNO_3
- E) CuSO_4

Глоссарий

- **Водородный показатель pH** – отрицательный десятичный показатель концентрации ионов водорода.
- **Буферные смеси** – растворы, pH которых относительно мало изменяется при добавлении небольших количеств кислоты или основания. В качестве буферных растворов используют смеси растворов слабых кислот и их солей ($\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$) или смеси слабых оснований и их солей ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$), или смеси растворов солей многоосновных кислот различной степени замещения ($\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$).
- **Гидролиз солей** – процесс обменного разложения соли водой, сопровождающийся образованием нейтральных молекул слабых электролитов.
- **Степень гидролиза** – это отношение числа гидролизованых молекул соли к общему числу растворённых молекул.

Литература

1. Коровин Н.В. Общая химия: - М.: Высшая школа, 2007.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. Уч. пособие для ВУЗов- 30 изд., исправленное-М.: Химия, 2004—728с.
3. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии: Учебное пособие для студентов пед. Институтов. М.: Просвещение, 1991.-320с.
4. Бегалиева Д.У. Практикум по химии. Учебное пособие. - Алматы: Казахская академия транспорта и коммуникаций, 2004 -139с.
5. Глинка Н.Л. Сборник упражнений и задач по общей химии. М. 2003, -240с.
6. Угай Я.А. Общая химия. // Учеб. 2-ое изд., перераб. И доп. М.: Высшая школа, 1984.-440с.
7. Угай Я.А. Неорганическая химия // Учеб. М.: Высшая школа, 1989. – 462с.
8. Пралиев С.Ж., Бутин Б.М., Жайлау С.Ж., Ержанов К.Б. Жалпы химия. Общая химия / I том. Алматы. 2003г. – 483с.
9. Пралиев С.Ж., Бутин Б.М., Жайлау С.Ж., Ержанов К.Б. Жалпы химия. Общая химия / II том. Алматы. 2003г. – 642с.
10. Ахметов Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб. пособие / Н.С.Ахметов, М.К.Азизова, Л.И.Бадыгина. – М.: Высш. шк., 2003 – 367с.

Лабораторное занятие № 10

Тема: Умягчение и обессоливание воды.

Цель работы - знакомство с методами определения жесткости воды, способами устранения жесткости.

Материалы и оборудование

Бюретка, пипетка. Колба коническая (250мл). Колонка с катионитом. Аппарат Киппа. Растворы (0,1н; 0,05н): соляной кислоты, аммонийной буферной смеси, трилона Б, сульфата магния, карбоната магния, сульфата кальция, карбоната натрия, карбоната кальция, гидроксида кальция, фосфата натрия, метилоранжа, хромового темно-синего, мыла (2%-ный).

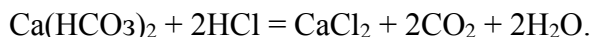
Содержание и порядок выполнения лабораторной работы

1. Обсуждение теоретических вопросов темы.
2. Проверка подготовленности к выполнению работы.
3. Выполнение лабораторной работы
4. Обсуждение результатов работы.
5. Оформление работы.
6. Защита лабораторной работы.

Методическое описание лабораторной работы № 10

Опыт 1. Определение карбонатной жесткости воды.

Карбонатную жесткость определяют титрованием воды раствором соляной кислоты, при этом растворенные в воде гидрокарбонаты количественно реагируют с соляной кислотой по уравнению реакции:



В коническую колбу для титрования внесите 100 мл водопроводной воды, добавьте 2-3 капли раствора индикатора метилового оранжевого. Приготовленную пробу при постоянном перемешивании оттитруйте 0,1н раствором HCl до перехода желтой окраски индикатора в оранжевую (но не розовую!). Рассчитайте карбонатную жесткость по формуле:

$$J_{\text{к}} = [C_{\text{н}}(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl} \cdot 1000)] / V(\text{H}_2\text{O})$$

Опыт 2. Определение общей жесткости воды.

Отберите мерным цилиндром 100 мл водопроводной воды и перенесите ее в коническую колбу, добавьте 15 мл аммиачного буферного раствора и 5-7 капель индикатора кислотного хром синего. Приготовленную колбу медленно при постоянном перемешивании оттитруйте 0,1н раствором трилона Б до перехода окраски индикатора в голубую.

Общую жесткость воды (ммоль/л) рассчитывают по формуле:

$$J_{\text{общ}} = (V \cdot C_{\text{н}} \cdot 1000) / V(\text{H}_2\text{O})$$

где V - объем раствора трилона Б, израсходованного на титрование, мл; C_н - нормальная концентрация раствора трилона Б. Вычислите некарбонатную жесткость:

$$J_{\text{нк}} = J_{\text{общ}} - J_{\text{к}}$$

Опыт 3. Устранение карбонатной жесткости воды.

В пробирку с раствором гидроксида кальция пропустите из аппарата Киппа диоксид углерода. Выпадающий в начале осадок растворяется при дальнейшем пропускании газа. Составьте уравнения протекающих реакций.

Полученный раствор разделите на две части. К одной прилейте равный объем гидроксида кальция, другую часть нагрейте до кипения. Объясните наблюдения, составьте уравнения реакций.

Опыт 4. Устранение некарбонатной жесткости воды.

В одну пробирку налейте 2-3 мл раствора сульфата магния и добавьте 1-2 мл раствора карбоната натрия (соды). Что наблюдаете? Составьте уравнение реакции. В другую пробирку налейте раствор сульфата кальция и добавьте небольшой объем раствора фосфата натрия. Объясните наблюдения и составьте уравнение реакции.

Оформление результатов работы

№	Название опыта	Методика выполнения	Наблюдения	Уравнения реакций Выводы

Контрольные вопросы и упражнения

1. Какие катионы называют ионами жесткости?
2. В присутствии каких солей жесткость называют карбонатной, некарбонатной?
3. Какой процесс называют умягчением воды, и какие методы умягчения применяют?
4. Что происходит при термическом умягчении воды? От какого вида жесткости удается избавиться в этом случае?

5. В чем состоит сущность реagentного метода умягчения? Какие реagentы используют? Какие реакции протекают?

6. Какие вещества называют катионитами? Что происходит при умягчении воды катионитовым методом?

7. Можно ли добавлением к воде гидроксида кальция устранить жесткость:

а) карбонатную; б) некарбонатную.

8. Какой химический реagent устраняет и карбонатную и некарбонатную жесткость?

Блиц – тест

1. Временная жёсткость обусловлена содержанием в воде:

- A) $MgCl_2$
- B) $CaSO_4$
- C) $Ca(HCO_3)_2$
- D) $NaHCO_3$
- E) $CaCl_2$

2. Постоянная жёсткость обусловлена содержанием в воде:

- A) KCl
- B) $CaSO_4, MgCl_2$
- C) $Ca(HCO_3)_2$
- D) $NaHCO_3$
- E) $CaCO_3$

3. Карбонатная жёсткость воды устраняется добавлением:

- A) кислоты;
- B) соды;
- C) едкого натра;
- D) известковой воды;
- E) хлорида натрия.

4. Некарбонатная жёсткость воды устраняется добавлением:

- A) кислоты;
- B) соды;
- C) едкого натра;
- D) известковой воды;
- E) хлорида натрия.

5. Жёсткость воды хозяйственно-питьевых водопроводов не должна превышать:

- A) 7 мэкв / л;
- B) 5 мэкв / л;
- C) 4 мэкв / л;
- D) 3 мэкв / л;
- E) 2 мэкв / л;

Глоссарий

- **Жёсткость воды** – совокупность свойств, обусловленных содержанием в воде ионов кальция и магния.
- **Временная (карбонатная) жёсткость** – жёсткость, обусловленная присутствием гидрокарбонатов, которые при нагревании разлагаются.
- **Постоянная (некарбонатная) жёсткость** - жёсткость, обусловленная присутствием в воде хлоридов и сульфатов кальция и магния.
- **Степень жёсткости воды** – число миллиэквивалентов (мэкв) катионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , содержащихся в одном литре.
- **Иониты** – твёрдые вещества, которые содержат в своём составе подвижные ионы, способные обмениваться на ионы внешней среды.

- **Катиониты** – иониты, обменивающие свои катионы на ионы внешней среды, имеют вид чёрных или тёмно – бурых зёрен диаметром от 0,5 до 2 мм.
- **Аниониты** – иониты, обменивающие свои анионы на ионы внешней среды, зернистые вещества белого, розового или коричневого цвета.
- **Пермутиты** – искусственные алюмосиликаты, используемые для смягчения воды.

Литература

1. Коровин Н.В. Общая химия: - М.: Высшая школа, 2007.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. Уч. пособие для ВУЗов- 30 изд., исправленное-М.: Химия, 2004—728с.
3. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии: Учебное пособие для студентов пед. Институтов. М.: Просвещение, 1991.-320с.
4. Бегалиева Д.У. Практикум по химии. Учебное пособие. - Алматы: Казахская академия транспорта и коммуникаций, 2004 -139с.
5. Глинка Н.Л. Сборник упражнений и задач по общей химии. М. 2003,-240с.
6. Угай Я.А. Общая химия. // Учеб. 2-ое изд., перераб. И доп. М.: Высшая школа, 1984.- 440с.
7. Угай Я.А. Неорганическая химия // Учеб. М.: Высшая школа, 1989. – 462с.
8. Пралиев С.Ж., Бутин Б.М., Жайлау С.Ж., Ержанов К.Б. Жалпы химия. Общая химия / I том. Алматы. 2003г. – 483с.
9. Пралиев С.Ж., Бутин Б.М., Жайлау С.Ж., Ержанов К.Б. Жалпы химия. Общая химия / II том. Алматы. 2003г. – 642с.
10. Ахметов Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб. пособие / Н.С.Ахметов, М.К.Азизова, Л.И.Бадыгина. – М.: Высш. шк., 2003 – 367с.

Лабораторное занятие № 11

Тема: Окислительно – восстановительные реакции.

Цель: закрепить знания об окислительно-восстановительных реакциях, о направлении окислительно-восстановительного процесса, формирование навыков подбора коэффициентов в ОВР методом электронного и ионно-электронного балансов

Материалы и оборудование.

2н раствор HCl , растворы: $FeCl_3$, $KCNS$, NH_4Cl , крахмал, KJ , H_2SO_4 , $CrCl_3$, $FeSO_4$, H_2O_2 , Na_2SO_3 , KOH ; $NaNO_2$, $KMnO_4$ (крист), Al ; пробирки.

Содержание и порядок выполнения лабораторной работы

1. Обсуждение теоретических вопросов темы.
2. Проверка подготовленности к выполнению работы.
3. Выполнение лабораторной работы
4. Обсуждение результатов работы.
5. Оформление работы.
6. Защита лабораторной работы.

Методическое описание лабораторной работы № 11

Опыт 1. Окисление алюминия ионами водорода

Внесите кусочек алюминия в 2н раствор HCl . Наблюдайте окисление и составьте уравнение происходящей окислительно-восстановительной реакции.

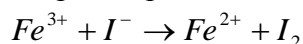
В отчёте:

- напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде;
- составьте схему электронного балланса;

• дайте сравнительную характеристику окислительно-восстановительных свойств атомов и ионов алюминия и водорода.

Опыт 2. Окисление иодид - ионов ионами железа (III).

В пробирку налейте 5-6 капель раствора хлорида железа (III) и одну каплю раствора KI или NaI. Содержимое пробирки разбавьте дистиллированной водой до слабо-желтого цвета и введите 1-2 капли раствора крахмала. Появление синей окраски свидетельствует о наличии в растворе свободного иода. Реакция выражается схемой:

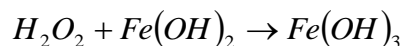


В отчёте:

- составьте электронно-ионное уравнение процессов окисления и восстановления;
- напишите уравнение реакции в молекулярной форме.

Опыт 3. Окисление гидроокиси Fe (II) перекисью водорода.

Налейте в пробирку 3-4 мл свежеприготовленного раствора соли железа ($FeSO_4$ или $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2$) и прибавьте к нему 2-3 мл раствора щелочи (NaOH или KOH). Отметьте цвет осадка. Когда гидроокись железа сядет на дно пробирки, осторожно слейте жидкость и прибавьте 1-2 капли раствора H_2O_2 . Наблюдайте изменение цвета осадка. Реакция выражается схемой:



В отчёте:

- составьте электронно-ионное уравнение процессов окисления и восстановления;
- напишите уравнение реакции в молекулярной форме.

Опыт 4. Окисление ионов Cr^{3+} перекисью водорода.

В пробирку налейте 5-6 капель раствора соли хрома ($Cr(SO_4)_3$, $CrCl_3$) и прибавляйте по каплям бн раствор щелочи (NaOH или KOH) до тех пор, пока первоначально выпавший осадок $Cr(OH)_3$ полностью растворится в результате образования хромита. Отметьте цвет раствора. К полученному раствору хромита добавьте несколько капель раствора H_2O_2 и слегка нагрейте раствор. Переход зеленого цвета в желтый свидетельствует о появлении в растворе ионов CrO_4^{2-} .

Реакция может быть выражена суммарной схемой:

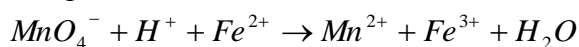


В отчёте:

- составьте электронно-ионное уравнение процессов окисления и восстановления;
- напишите уравнение реакции в молекулярной форме.

Опыт 5. Окисление Fe^{2+} ионами MnO_4^{-} .

В пробирку налейте 5-6 капель раствора перманганата калия и только же 2н раствора серной кислоты. Затем пипеткой по каплям приливайте свежеприготовленный раствор соли железа (II) до полного обесцвечивания раствора. Обесцвечивание раствора свидетельствует о восстановлении ионов MnO_4^{-} в ионы Mn^{2+} . В обесцвеченный раствор добавьте несколько капель раствора $KSCN$ или NH_4SCN и убедитесь, что ионы Fe^{2+} окислились в ионы Fe^{3+} . Реакция выражается схемой:



В отчёте:

- составьте электронно-ионное уравнение процессов окисления и восстановления;
- напишите уравнение реакции в молекулярной форме.

Опыт 6. Реакции внутримолекулярного окисления и восстановления.

Положите в пробирку такое количество $KMnO_4$, чтобы оно покрыло ее дно, и нагрейте, пока с помощью тлеющей лучинки не определите выделение кислорода. Составьте электронно-ионное уравнение процессов окисления и восстановления и уравнение реакции, зная, что в результате реакции образуется молекулярный кислород, диоксид марганца и манганат калия K_2MnO_4 .

В отчёте:

- составьте электронно-ионное уравнение процессов окисления и восстановления;
- напишите уравнение реакции в молекулярной форме.

Опыт 7. Окислительные свойства перманганата калия в разных средах.

В три пробирки налейте по 3 мл раствора перманганата калия. В первую пробирку прилейте 2 мл серной кислоты, во вторую – 2мл воды, в третью – 2мл раствора КОН. В каждую пробирку добавьте по 3 мл раствора сульфита натрия. Отметьте наблюдаемые изменения, составьте уравнения окислительно – восстановительных реакций и объясните результаты опыта. Учтите, что фиолетовая окраска характерна для ионов MnO_4^- , слабо – розовая – для ионов Mn^{2+} , зелёная – для ионов MnO_4^{2-} , бурый цвет имеют осадки MnO_2 и $Mn(OH)_4$.

В отчёте:

- напишите уравнения реакций, подберите стехиометрические коэффициенты методом электронного баланса и методом полуреакций (электронно – ионного баланса).
- сделайте вывод, до какой степени окисления восстанавливается перманганат калия в растворах, имеющих $pH > 7$, $pH = 7$, $pH < 7$.

Опыт 8. Окислительные и восстановительные свойства нитритов.

а) Окисление иодид – ионов.

В пробирку налейте 3 мл иодида калия и 5 мл раствора серной кислоты и прилейте 2-3 капли свежеприготовленного крахмала. К этой смеси прибавьте 5 мл нитрита натрия.

В отчёте:

- объясните причину обесцвечивания раствора;
- составьте уравнение реакции;
- охарактеризуйте функцию нитрит-иона в данной ОВР.

б) Окисление нитрит-иона перманганат-ионом.

В пробирку налейте 3 мл раствора перманганата калия, подкислите его 5 мл раствора серной кислоты и затем добавьте несколько капель раствора нитрита натрия.

В отчёте:

- объясните обесцвечивание раствора;
- составьте уравнение реакции;
- охарактеризуйте функцию нитрит-иона в данной ОВР.

Оформление результатов работы

№	Название опыта	Методика выполнения	Наблюдения	Уравнения реакций Выводы

Контрольные вопросы:

1. Чем отличается реакция окисления-восстановления от других реакций?
2. Какие вещества называются окислителями, а какие - восстановителями?
3. В каких группах периодической системы элементов Менделеева расположены элементы с ярко выраженными окислительными свойствами?
4. Как изменяется степень окисления окислителя и восстановителя в окислительно-восстановительном процессе?
5. Какой из галогенов является самым сильным окислителем: фтор, хлор, бром, иод?
6. Как изменяется электроотрицательность элементов в главных подгруппах и в периодах?
7. Окислительные или восстановительные свойства проявляют следующие частицы: Cl_2 , Cl^- , Fe , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Sn , Sn^{2+} ? Приведите примеры реакций.
8. Каковы окислительно-восстановительные свойства воды? Составьте ионно-молекулярные уравнения для воды как окислителя и как восстановителя.
9. В чем заключается метод электронного баланса?
10. Как составить реакцию окисления-восстановления с помощью метода полуреакций?

Блиц-тест:

1. Из кратких ионных уравнений выберите окислительно-восстановительную реакцию:

- A) $Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3$,.
- B) $Cu^0 + Hg^{2+} = Cu^{2+} + Hg^0$.
- C) $Pb^{2+} + S^{2-} = PbS$.
- D) $Ba^{2+} + CO_3^{2-} = BaCO_3$, .
- E) $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2$,.

2. Процессу восстановления соответствует превращение:

- A) $N^{+3} \rightarrow N^{+5}$
- B) $Cr^{+2} \rightarrow Cr^{+3}$
- C) $I^{-1} \rightarrow I^0$
- D) $H^0 \rightarrow H^{+1}$
- E) $H^{+1} \rightarrow H^0$

3. Процессу окисления соответствует превращение

- A) $Zn^{2+} \rightarrow Zn^0$
- B) $S^{+6} \rightarrow S^{-2}$
- C) $I^0 \rightarrow I^{-1}$,
- D) $Na^0 \rightarrow Na^{+1}$
- E) $Al^{+3} \rightarrow Al^0$

4. Окислительно-восстановительной является реакция :

- A) $NaJ + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgJ$
- B) $J_2 + HNO_3 \rightarrow NO + H_2O + HJO_3$
- C) $Na_2CO_3 + HNO_3 \rightarrow NaNO_3 + CO_2 + H_2O$
- D) $Na_2S + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + Ag_2S$
- E) $KOH + HCl \rightarrow KCl + H_2O$

5. Степень окисления серы в $Ca(HSO_4)_2$:

- A) 0
- B) +2
- C) +4
- D) +6
- E) -2

Глоссарий

- **Окислительно – восстановительные реакции** - реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов.
- **Степень окисления (с.о.) – формальный электрический заряд атома** элемента в химическом соединении при условии, что все образуемые этим атомом связи являются чисто ионными.
- **Окисление** – процесс отдачи электронов. $Al^0 - 3e \rightarrow Al^{3+}$
- **Восстановление** – процесс присоединения электронов. $S^0 + 2e \rightarrow S^{-2}$
- **Окислитель** – вещество, которое принимает электроны и при этом восстанавливается. Сильные окислители: F_2 , O_2 , O_3 , H_2O_2 , Cl_2 (особенно в водном растворе), HNO_3 , $KMnO_4$ (особенно в кислой среде), $K_2Cr_2O_7$, CrO_3 , PbO_2 , $HClO_4$.
- **Восстановитель** - вещество, которое отдаёт электроны и при этом окисляется. Сильные восстановители: все металлы и некоторые неметаллы (H_2 , C), H_2S , HCl .
- **Межмолекулярные ОВР** – окислитель и восстановитель находятся в разных веществах.
- **Внутримолекулярные** - окислитель и восстановитель находятся в одном веществе.
- **Эквивалентное число окислителя и восстановителя ($z_{в}$)** – это число электронов, которое принимает одна формульная единица окислителя или отдаёт одна формульная единица восстановителя.
- **Эквивалентная масса окислителя и восстановителя** – определяется по формуле $M_{\text{екв}} = M(\text{в}) / z_{\text{в}}$, единица измерения эквивалентной массы – г / моль.

Литература

1. Коровин Н.В. Общая химия: - М.: Высшая школа, 2007.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. Уч.пособие для ВУЗов- 30 изд., исправленное-М.: Химия, 2004—728с.
3. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии: Учебное пособие для студентов пед. Институтов. М.: Просвещение, 1991.-320с.
4. Бегалиева Д.У. Практикум по химии. Учебное пособие. - Алматы: Казахская академия транспорта и коммуникаций, 2004 -139с.
5. Глинка Н.Л. Сборник упражнений и задач по общей химии. М.2003,-240с.
6. Угай Я.А. Общая химия. // Учеб. 2-ое изд., перераб. И доп. М.: Высшая школа, 1984.- 440с.
7. Угай Я.А. Неорганическая химия // Учеб. М.: Высшая школа, 1989. – 462с.
8. Пралиев С.Ж., Бутин Б.М., Жайлау С.Ж., Ержанов К.Б. Жалпы химия. Общая химия / I том. Алматы. 2003г. – 483с.
9. Пралиев С.Ж., Бутин Б.М., Жайлау С.Ж., Ержанов К.Б. Жалпы химия. Общая химия / II том. Алматы. 2003г. – 642с.
10. Ахметов Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб. пособие / Н.С.Ахметов, М.К.Азизова, Л.И.Бадыгина. – М.: Высш. шк., 2003 – 367с.

Лабораторное занятие № 12

Тема: Ряд напряжений металлов и работа гальванических элементов.

Цель работы – экспериментальное изучение процессов, протекающих при электрохимической коррозии металлических изделий.

Материалы и оборудование

Штативы с пробирками. Наждак. Цинк (гранулированный) Стальная пластина. Алюминиевая проволока. Растворы (0,1; 0,5н) серной кислоты, хлорида натрия, сульфата меди (II), гексаациоферрата (III) калия, нитрата ртути (II), гидроксида натрия, фенолфталеина.

Полоски оцинкованного и луженого железа, пластины цинка, свинца. Уротропин. Растворы (0,1н; 0,5н): серной кислоты, уксусной кислоты, соляной кислоты, хлорида натрия, йодида калия, гексацианоферрата (III) калия, сульфата меди (II), гидроксид натрия.

Содержание и порядок выполнения лабораторной работы

1. Обсуждение теоретических вопросов темы.
2. Проверка подготовленности к выполнению работы.
3. Выполнение лабораторной работы
4. Обсуждение результатов работы.
5. Оформление работы.
6. Защита лабораторной работы.

Методическое описание лабораторной работы № 12

Опыт 1 Влияние гальванопары, возникающей в результате химической реакции, на процесс растворения металлов.

Внесите в пробирку 5-6 капель разбавленного раствора H_2SO_4 и гранулу цинка. Отметьте выделение водорода и объясните возможность протекания реакции с помощью значения стандартного электродного потенциала.

Прилейте в пробирку несколько капель раствора сульфата меди, что наблюдаете?

В отчёте:

- напишите уравнение реакции взаимодействия цинка и серной кислоты;
- напишите уравнение реакции взаимодействия цинка и сульфата меди;
- укажите, на каком металле будет наблюдаться выделение водорода;
- запишите схему коррозионного медно-цинкового гальванического элемента с водородной деполяризацией на катоде;
- на основании стандартных значений электродных потенциалов рассчитайте ЭДС гальванического элемента.

Опыт 2 Активирующее действие ионов хлора.

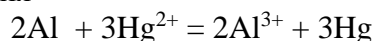
В две пробирки налейте (1/2 объема) раствор сульфата меди, подкисленный серной кислотой. В одну из пробирок добавьте хлорид натрия. Затем в обе пробирки поместите алюминиевую проволоку. Наблюдайте, в какой из пробирок интенсивнее выделяется газ.

В отчёте:

- запишите уравнения анодного, катодного и суммарного процессов;
- приведите схему коррозионного элемента;
- объясните механизм влияния ионов хлора на скорость реакции.

Опыт 3. Значение защитных пленок в процессе коррозии.

Алюминий способен проявлять высокую химическую активность, если с его поверхности снять защитную оксидную пленку. Чтобы удалить оксидную пленку, опустите алюминиевую проволоку в раствор щелочи, промойте водой и высушите фильтровальной бумагой. Затем поместите на 1 минуту в раствор соли нитрата ртути (II) и вновь промойте водой. При этом идет реакция



И на поверхности алюминия образуется амальгама – его раствор в металлической ртути. На амальгамированном алюминии оксидная пленка не удерживается и поверхность металла на воздухе быстро покрывается хлопьями. Снимите хлопья фильтровальной бумагой и поместите проволоку в пробирку с водой.

В отчёте:

- напишите уравнения соответствующих реакций;
- напишите схему ее действия, ускоряющей коррозию алюминия возникающей гальванопары $Al + Hg$

Опыт 4. Анодные и катодные защитные покрытия.

В две пробирки налейте (1/2 объема) дистиллированной воды и добавьте в каждую по 1-2 мл раствора 2 н H_2SO_4 и по 2-4 капли раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Последний является реактивом на ионы Fe^{2+} , с которыми он дает интенсивно синее окрашивание. Растворы перемешать стеклянной палочкой. В одну пробирку опустите полоску оцинкованного железа, в другую – луженого железа (две железные проволоочки очистить наждачной бумагой, одной проволочкой плотно обмотать кусочек цинка, а другой – кусочек олова, проволоочки можно заменить стальными скрепками). В какой пробирке появляется синее окрашивание по краям металлической пластинки?

В отчёте:

- объясните появления ионов Fe^{2+} в растворе;
- составьте уравнения реакции анодных и катодных процессов при действии гальваноп Fe-Zn и Fe-Sn с водородной деполяризацией;
- объясните, в каком случае при местном разрушении защитного покрытия будет происходить ржавление железа под оставшимся неизменным защитным слоем.

Опыт 5. Протекторная защита металла.

В стакан с разбавленным раствором уксусной кислоты прибавьте несколько капель раствора йодида калия и поместите в него пластины цинка и свинца в контакте друг с другом. Ионы I^- играют роль индикатора на ионы свинца Pb^{2+} , образуя с ними малорастворимое соединение желтого цвета. Для сравнения в пробирку с такими же раствором поместите только свинец.

В отчёте:

- объясните, в каком случае скорее образуется йодид свинца;
- составьте схему действия гальванопары Pb-Zn ;
- определите, какой металл играет роль протектора.

Опыт 6. Катодная защита металла.

В два небольших стеклянных стакана налейте (1/2 объема) раствор хлорида натрия добавьте по 3-5 капель $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. В один стакан поместите зачищенный и промытый железный стержень; в другой – такой же железный стержень, закрепленный в панельке вместе с угольным стержнем. Железный электрод соедините с отрицательным полюсом внешнего источника постоянного тока, а угольный – с положительным. Объясните результаты наблюдений. Запишите уравнения анодного и катодного процессов, протекающих в первом и втором случаях.

Опыт 7 Влияние ингибитора на скорость коррозии.

Налейте в три пробирки (до 1/3 объема) раствора соляной кислоты. В одну из пробирок поместите гранулу цинка, во вторую – железные стружки и в третью – гранулу алюминия. Если в какой-нибудь из пробирок реакция протекает медленно, нагрейте ее. Когда выделение водорода станет интенсивным, насыпьте в каждую из пробирок немного уротропина. Какой наблюдается эффект? Во всех ли случаях уротропин является эффективным ингибитором?

Оформление результатов работы

№	Название опыта	Методика выполнения	Наблюдения	Уравнения реакций Выводы

Контрольные вопросы

1. Что называется коррозией металлов?
2. Какие виды коррозии Вы знаете?
3. В чем отличие электрохимической коррозии от химической?
4. Каким образом можно определить возможность протекания коррозии с выделением водорода и с поглощением кислорода?
5. Какие факторы влияют на скорость коррозии?
6. Составьте схему коррозионного гальванического элемента, образованного железом в контакте с медью: а) в кислой среде; б) во влажной среде. Напишите уравнение реакций, протекающих на анодном и катодном участках элемента.
7. Какой металл в паре Fe –Ni будет растворяться в разбавленном растворе уксусной кислоты? На каком металле выделяется кислород?
8. В контакте с цинком или железом коррозия магния будет происходить сильнее? Приведите схему процесса коррозии.
9. Какие существуют методы защиты от коррозии? Охарактеризуйте кратко сущность каждого из них.
10. Какие защитные покрытия вам известны? Приведите примеры.
11. Что такое анодные и катодные металлические покрытия? Приведите примеры.
12. На чем основана электрохимическая защита металлов и какие разновидности этой защиты вам известны?
13. Какие вещества называют ингибиторами коррозии?
14. Как происходит атмосферная коррозия луженого железа и луженой меди при нарушении покрытия? Составьте уравнения анодного и катодного покрытия.
15. Используя значения стандартных электродных потенциалов, определите, какие металлы можно применять в качестве протекторов для защиты от коррозии изделия из никеля.

Блиц -тест

1. При коррозии сплава золота и меди в нейтральной среде, содержащей растворённый кислород, на катоде восстанавливается:

- А) золото;
- В) медь;
- С) кислород;
- Д) вода;
- Е) водород;

2. На отрицательном электроде гальванического элемента протекает процесс:

- А) окисления;
- В) восстановления;
- С) обмена электронами;
- Д) нет правильного ответа;
- Е) обмена ионами металла.

3. На положительном электроде гальванического элемента протекает процесс:

- А) окисления;
- В) восстановления;
- С) обмена электронами;
- Д) нет правильного ответа;
- Е) обмена ионами металла.

4. В золотых сплавах Си является важным компонентом, так как придаёт им твёрдость и прочность. Подвергаются ли такие сплавы коррозии?

- А) да, т.к. Си – анод, в гальванопаре окисляется;
- В) нет, гальванопара не образуется;

- С) зависит от доли Cu в сплаве;
- Д) да, т.к. идёт окисление золота;
- Е) нет правильного ответа.

5. При коррозии сплава железа и меди в кислой среде на катоде восстанавливается:

- А) железо;
- В) медь;
- С) кислород;
- Д) водород;
- Е) нет правильного ответа.

Глоссарий

- **Гальванический элемент** - система, в которой энергия химической реакции преобразуется в электрическую энергию
- **Диффузионным потенциалом** называется потенциал, возникающий на границе раздела двух соприкасающихся растворов разнородных электролитов.
- **Электродвижущей силой** называется работа по перемещению единичного электрического заряда в электрическом поле из одной точки в другую.
- **Коррозия** – самопроизвольный процесс разрушения (окисления) металлов и сплавов под действием окружающей среды.
- **Эрозия** – это разрушение металлов и сплавов, происходящее по физическим причинам.
- **Протектор** – металл, который является анодом по отношению к защищаемому изделию.

Литература

1. Коровин Н.В. Общая химия: Учебник для технических направ. и спец. вузов. - М.: Высш. Шк., 2003. -557с.
2. Бегалиева Д.У. Практикум по химии. Учебное пособие. - Алматы: Казахская академия транспорта и коммуникаций, 2004 -139с.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. Уч.пособие для ВУЗов- 30 изд., исправленное-М.: Химия, 2004—728с.
4. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии: Учебное пособие для студентов пед. Институтов. М.: Просвещение, 1991.-320с.
5. Глинка Н.Л. Сборник упражнений и задач по общей химии.М.2003,-240с.
6. Задачи и упражнения по общей химии под ред. Н.В. Коровина М., 2003,- 255с.
7. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия // учеб. 2-ое изд., перераб.и доп. М.: Высшая школа, 1988. - 693с.
8. Угай Я.А. Общая химия. // Учеб. 2-ое изд., перераб. И доп. М.: Высшая школа, 1984.- 440с.

Лабораторное занятие № 13

Тема: Комплексные соединения.

Цель: углубление знаний о донорно – акцепторном взаимодействии между молекулами; знакомство с комплексными соединениями (КС), их номенклатурой, образованием, стойкостью; формирование понятий о различии между простыми и комплексными ионами; приобретение практических навыков получения комплексных соединений, изучение их свойств.

Материалы и оборудование

Пробирки. Растворы: хлорида аммония (насыщ.), тиоцианата аммония (или калия, 0,1 н), хлорида натрия (или калия, 0,1 н), сульфата меди (II), нитрата серебра (0,1 н), хлорида

бария (0,1 н), соли Мора (0,1 н), хлорида кобальта (0,1 н), сульфата никеля (0,1 н), аммиака (25%-ный, 0,1 н), гексацианоферрата (III) калия (0,1 н), сульфата натрия (0,1 н), гидроксида натрия (0,1 н), железоаммонийные квасцы; периодическая система Д.И. Менделеева; справочные таблицы.

Содержание и порядок выполнения лабораторной работы

1. Обсуждение теоретических вопросов темы.
2. Проверка подготовленности к выполнению работы.
3. Выполнение лабораторной работы
4. Обсуждение результатов работы.
5. Оформление работы.
6. Защита лабораторной работы.

Методическое описание лабораторной работы № 13

Опыт 1. Различие между простыми и комплексными ионами.

а) К 1-2мл. раствора FeCl_3 прилейте несколько капель раствора KCNS или NH_4CNS . Наблюдайте появление кроваво-красного окрашивания раствора вследствие образования тетрацианокобальтата (II) калия или аммония.

б) Прделайте аналогичный опыт, взяв вместо FeCl_3 раствор $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Убедитесь в том, что раствор данной соли не содержит ионов Fe^{3+} .

в) Налейте в одну пробирку 1-2 мл раствора FeCl_3 , а в другую- раствор $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Добавьте в каждую пробирку одинаковое количество раствора FeSO_4 . Наблюдайте отсутствие изменения в первой пробирке и образования во второй пробирке темно-синего осадка $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ «турнбуллевой сини».

Составьте уравнение реакций.

Опыт 2. Получение комплексных соединений.

а) Образование сульфата тетраамминмеди (II).

К 1-2 мл раствора сульфата меди прибавьте несколько капель раствора аммиака. Наблюдайте выпадение осадков основной соли $(\text{CuOH})_2\text{SO}$. Затем по каплям прибавляйте раствор аммиака до полного растворения осадка.

Отметьте окраску исходного раствора сульфата меди и раствора содержащего комплексный катион меди с координационным числом (4). Раствор сохраните. Составьте уравнение реакций.

Прибавьте к полученному раствору (см.опыт 2а) 3-5 капель раствора сульфида натрия или сероводородистой воды. Напишите уравнение реакции и объясните выпадение черного осадка, учитывая, что произведение растворимости сульфида меди $\text{PP}_{\text{CuS}} = 4,0 \cdot 10^{-38}$.

б) Образование гексаамминникеля (II). К 1-2 мл раствора соли никеля (II) добавьте по каплям концентрированного раствора аммиака до растворения выпадающей в осадок основной соли. Отметьте цвет получившегося раствора. Запишите уравнение реакций.

(Координационное число Ni^{2+} равно 6).

в) Образование тетрацианокобальтата (II) аммония (калия).

В пробирку к 3 каплям концентрированного раствора хлорида кобальта (II) внесите 1-2 кристалла тиоцианата аммония NH_4CNS или калия KCNS и сильно взболтайте. Отметьте цвет образовавшегося комплексного иона $[\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-}$. Запишите уравнение реакции.

г) Образование гексаамнокобальтата (II) и кобальтата (III).

Внесите в пробирку 2-3 капли раствора соли кобальта, столько же хлорида аммония и 4-6 капель раствора аммиака. Отметьте цвет образовавшегося аммиаката кобальта (II). Составьте уравнение реакции.

К полученному раствору гексаамминокобальтата (II) добавьте 5-6 капель раствора H_2O_2 и нагрейте. Как изменяется цвет раствора вследствие окисления $\text{Co}(\text{II})$ в $\text{Co}(\text{III})$? Напишите уравнение реакции. (Координационное число Co^{3+} равно 6).

д) Образование амминокомплексов цинка и серебра (I).

К 1-2 мл раствора солей цинка и серебра (I) добавьте по каплям раствор аммиака. Объясните образование осадков и их растворение в избытке раствора аммиака. Сравните отношение полученных растворов и растворов солей Zn и Ag (I) к действию щелочей. Дайте объяснение. Напишите уравнение реакции. (Координационное число Ag^+ равно 6).

В отчёте:

- составьте уравнения реакций получения комплексных соединений (а-д);
- отметьте цвет получившегося раствора.

Опыт 3. Диссоциация двойной и комплексной соли железа (III).

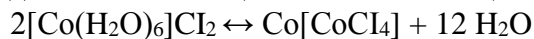
Возьмите четыре пробирки. В три пробирки внесите 3 капли раствора железоммонийных квасцов $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$, а в четвертую- 3 капли раствора гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Затем в первую пробирку прибавьте 2 капли раствора тиоционата аммония, во вторую- 2 капли раствора хлорида бария, в третью- -3 капли раствора щелочи (содержание этой пробирки нагрейте до появления запаха аммиака), в пробирку с $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ -2 капли раствора тиоционата аммония (или калия). Во всех пробирках происходит реакция?

В отчёте:

- напишите уравнение реакций диссоциации двойной и комплексной солей;
- напишите уравнения реакций, происходящих в пробирках, в молекулярной и ионной формах;
- отметьте цвет выпадающих осадков;
- сформулируйте различие между двойными и комплексными солями.

Опыт 4. Термическое разложение кристаллогидрата хлорида кобальта (II).

В пробирку внести несколько кристаллов соли $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ и осторожно нагреть. Наблюдать изменение цвета. Изменение цвета вызвано процессом:



Комплекс $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ окрашен в розовый цвет, а $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ в синий. Охладить пробирку и прибавить несколько капель воды. Что образуется?

В отчёте:

- напишите уравнение проделанной реакции с указанием под формулами веществ их окраски и названия;
- сформулируйте особенность термического разложения данной соли с точки зрения изменения её состава и строения при нагревании.

Опыт 5. Гидратная изомерия аквакомплексов хрома (III).

Хлорид хрома $\text{CrCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ образует изомеры различного цвета: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6] \text{Cl}_3$ – сине-фиолетовый, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5 \text{Cl}] \text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – тёмно-зелёный, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3 \text{Cl}_3] \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$ – светло-зелёный. В растворах все три изомера находятся в равновесии, состояние которого зависит от различных факторов, в частности, сильно зависит от температуры.

В две пробирки поместить по несколько кристалликов $\text{CrCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ и по 10 капель воды. Одну пробирку оставить в качестве контрольной. Вторую - нагреть на кипящей микробане и наблюдать изменение окраски.

В отчёте:

- отметить, какой изомер аквакомплекса хрома (III) более устойчив при комнатной температуре;
- отметить, какой изомер аквакомплекса хрома (III) более устойчив при высокой температуре;
- дать рациональные названия всех трёх приведённых изомеров.

Оформление результатов работы

№	Название опыта	Методика выполнения	Наблюдения	Уравнения реакций Выводы

Контрольные вопросы:

1. Какие соединения называются комплексными?
2. Какие основные положения координационной теории?
3. Что такое координационное число?
4. Что образуют внутреннюю сферу комплексных соединений?
5. Какие ионы образуют внешнюю сферу комплекса?
6. От чего зависят величина и знак заряда комплексной частицы?
7. Как строятся названия комплексных соединений?
8. Какие виды изомерии встречаются в комплексных соединениях?
9. Из каких частиц состоит внутренняя сфера комплексных соединений?
10. От чего зависит величина и знак заряда комплексной частицы?
11. Приведите примеры комплексных катионов, анионов и нейтральных комплексных частиц?

Блиц - тест

1. Соединения с одним комплексообразователем называются:

- A) одноядерные;
- B) однокомпонентные;
- C) безядерные;
- D) односистемные;
- E) нет правильного ответа.

2. Магнитные свойства комплексов определяются:

- A) природой комплексообразователя
- B) координационным числом
- C) числом неспаренных электронов в комплексе
- D) числом спаренных электронов в комплексе
- E) зарядом аниона

3. Окраска комплекса $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6] \text{Cl}_2$:

- A) оранжевая
- B) розовая
- C) зелёная
- D) синяя
- E) фиолетовая

4. Катионный комплекс :

- A) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6] \text{Cl}_3$
- B) $\text{K}_2[\text{Zn}_2(\text{NH}_3)_4]$
- C) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- D) $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$
- E) $\text{Na}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$.

5. Тип гибридизации комплекса $[\text{CoF}_6]^{3-}$:

- A) sp
- B) sp^3
- C) d^2sp^3
- D) sp^3d^2
- E) sp^2

Глоссарий

- **Комплексные соединения (координационные)** – это сложные соединения, у которых имеются ковалентные связи, образованные по донорно – акцепторному механизму.
- **Комплексообразователь** – это заряженный или нейтральный атом металла.
- **Лиганды** – частицы, непосредственно связанные с центральным атомом.
- **Координационное число (к.ч.)** – количество связей, которые центральный атом может образовать с лигандами.
- **Внутренняя сфера комплексных соединений** - комплексообразователь и лиганды.
- **Внешняя сфера** - ионы противоположного знака, не вошедшие во внутреннюю сферу.
- **Комплексоны** – это этилендиаминотетрауксусная кислота (EDTA) и её динатриевая соль.
- **Анионные комплексы** – это комплексы с заряженным анионом $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$.
- **Катионные комплексы** – это комплексы с заряженным катионом. $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.
- $\text{Na}_2[\text{CuCl}_4]$ – тетрахлоркупрат (+2) натрия.

Литература

1. Коровин. Н.В.Общая химия: Учебник для технических направ. и спец. вузов. - М.: Высш. Шк., 2003. -557с.
2. Бегалиева Д.У. Практикум по химии. Учебное пособие. - Алматы: Казахская академия транспорта и коммуникаций, 2004 -139с.
3. Глинка Н.Л. Общая химия.Уч.пособие для ВУЗов- 30 изд., исправленное-М.: Химия, 2004—728с.
4. Бабич Л.В. и др.Практикум по неорганической химии: Учебное пособие для студентов пед. Институтгов. М.: Просвещение, 1991.-320с.
5. Глинка Н.Л. Сборник упражнений и задач по общей химии.М.2003,-240с.
6. Задачи и упражнения по общей химии под ред. Н.В. Коровина М., 2003,- 255с.
7. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия // учеб. 2-ое изд., перераб.и доп. М.: Высшая школа, 1988. - 693с.
8. Угай Я.А. Общая химия. // Учеб. 2-ое изд., перераб. И доп. М.: Высшая школа, 1984.- 440с.

Лабораторное занятие № 14

Тема: Электролиз растворов электролитов.

Цель работы – приобретение навыков практического осуществления процессов электролиза и составления схем различных типов.

Материалы и оборудование

Выпрямитель электрического тока типа НЭПП-2. Электролизер. Угольные электроды. Медные электроды – пластинка чистой меди и пластинка черновой меди. Соляная и азотная (конц.) кислоты, аммиак (конц.). Растворы (0,5М): сульфата натрия, йодида калия, сульфата цинка, сульфата меди(II), тиосульфата натрия, хлорида олова. Индикатор фенолфталеин, лакмус. В лабораторной практике используется электролизеры, представляющие собой U-образный сосуд с раствором электролита, в который погружено два электрода, соединяемые с источником постоянного тока.

Содержание и порядок выполнения лабораторной работы

1. Обсуждение теоретических вопросов темы.
2. Проверка подготовленности к выполнению работы.

3. Выполнение лабораторной работы
4. Обсуждение результатов работы.
5. Оформление работы.
6. Защита лабораторной работы.

Методическое описание лабораторной работы № 14

Опыт 1. Электролиз раствора йодида калия.

Электролизер заполните раствором йодида калия, опустите в раствор графитовые электроды и подключите их к источнику постоянного тока. Время проведения 3 минуты. При этом происходит выделение газообразного водорода на катоде и образование свободного йода на аноде, который опускается на дно электролизера тяжелыми струями бурого цвета. Добавьте в раствор несколько капель фенолфталеина в область прикатодного пространства. По окончании опыта анод промойте раствором тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ для удаления йода, а затем дистиллированной водой.

В отчёте:

- составьте схему электролиза и опишите наблюдаемые явления;
- объясните, почему окрасился раствор в области катодного пространства при добавлении фенолфталеина.

Опыт 2. Электролиз раствора сульфата меди.

Налейте в электролизер раствор сульфата меди (II), опустите в него графитовые электроды и пропустите через раствор электрический ток. Через 5 – 10 минут прекратите электролиз и отметьте на катоде красный налет меди. Выключите ток и поменяйте местами электроды. Снова пропустите электрический ток. Что происходит с красным налетом меди?

В отчёте:

- объясните наблюдаемые изменения с красным налётом меди;
- составьте уравнения реакций, происходящих на катоде и аноде, в первом и втором случае.
- приведите значения стандартных потенциалов электродных реакций и вычислите теоретическое напряжение разложения электролита, подвергнувшегося электролизу.

Опыт 3. Электролиз раствора хлорида цинка.

Электролизер заполните раствором хлорида цинка, опустите в него графитовые электроды, подключите их к источнику постоянного тока и проведите электролиз в течение 3-5 минут.

По окончании опыта выньте катод и установите наличие цинкового покрытия на его поверхности. Присутствие хлора в анодной зоне определите по появлению синего окрашивания при добавлении 2-3 капель раствора йодида калия и одной капли раствора крахмала.

По окончании опыта выньте катод обработайте соляной кислотой (осторожно!) для снятия пленки цинка. Электроды и электролизер тщательно промойте водой, предварительно обработав анод раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

В отчёте:

- составьте схему электролиза раствора хлорида цинка.
- приведите значения стандартных потенциалов электродных реакций и вычислите теоретическое напряжение разложения электролита, подвергнувшегося электролизу.

Опыт 4. Электролиз раствора Na_2SO_4

В U – образный сосуд (или стеклянный сосуд) залейте раствор сульфата натрия, прибавьте в оба колена сосуда по 3-4 капли раствора лакмуса. Опустите в оба колена графитовые электроды и пропустите через раствор на катодном и анодном участках?

В отчёте:

- укажите, какие газы выделяются на электродах;
- составьте схему электролиза раствора сульфата натрия.

Опыт 5. Электролиз раствора хлорида олова (II).

Электролизер заполните раствором хлорида олова (II), опустите в него графитовые электроды, подключите их к источнику постоянного тока и проводите электролиз в течение 3-5 минут. Наблюдайте на катоде появление блестящих кристалликов металлического олова. Окисление или восстановление олова происходит на катоде? Напишите уравнение катодного процесса. Докажите образование свободного хлора на аноде, для чего выньте анод из электролиза, прибавьте в анодное пространство в анодное пространство по 3-4 капли растворов йодида калия и крахмала и наблюдайте появление синего окрашивания.

В отчёте:

- составьте схему электролиза раствора хлорида олова (II).
- приведите значения стандартных потенциалов электродных реакций и вычислите теоретическое напряжение разложения электролита, подвергнутого электролизу.

Оформление результатов работы

№	Название опыта	Методика выполнения	Наблюдения	Уравнения реакций Выводы

Контрольные вопросы.

1. Что называется электролизом?
2. В чем сущность электролиза?
3. Какова последовательность электродных процессов на катоде электролизера?
4. Какова последовательность электродных процессов на аноде электролизера?
5. В чем суть электрического рафинирования металлов?
6. какие закономерности определяют процесс электролиза?
7. Какие продукты образуются при электролизе на инертных электродах водных растворов: а) AgNO_3 б) KBr в) Na_2SO_4 ?
8. Неочищенная медь содержит примеси серебра и никеля. Что произойдет с этими примесями при электрическом рафинировании меди?
9. Раствор содержит ионы Fe^{2+} , Ag^+ , Pb^{2+} концентрации. В какой последовательности эти ионы будут выделяться при электролизе, если напряжение достаточно для выделения любого металла.
10. Составьте схемы электролиза водного раствора сульфата цинка, если: а) анод цинковый; б) анод угольный.

Блиц -тест

1. При электролизе водного раствора сульфата калия на катоде протекает процесс:

- A) $\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}^\circ$
- B) $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2^\circ + 4\text{H}^+$
- C) $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
- D) $4\text{OH}^- - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- E) $4\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

2. Неверное утверждение:

A) На катоде источника постоянного тока происходит процесс передачи электронов катионам из раствора или расплава, поэтому катод является восстановителем

- В) На аноде происходит отдача электронов анионами, поэтому анод является окислителем
- С) На катоде происходит окисление катионов из раствора или расплава
- Д) На аноде происходит окисление анионов из раствора или расплава
- Е) На аноде происходит передача электронов анионами, поэтому анод является окислителем

3. Одинаковые продукты при электролизе водного раствора и расплава дает:

- А) CuCl_2
- В) KBr
- С) NaOH
- Д) CuSO_4
- Е) NaI

4. Ёмкости, в которых проводится электролиз, называются:

- А) Конверторами
- В) Электролизерами
- С) Электродами
- Д) Электрофорезами
- Е) Электродегилраторами

5. При электролизе раствора хлорида кальция на катоде выделилось 5,6 г водорода. Какой газ выделился на аноде и какова его масса?

- А) 198,8 г Cl_2
- В) 89,6 г O_2
- С) 243,6 г Cl_2
- Д) 102,2 г HCl
- Е) 202,2 г HCl

Глоссарий

- **Электролиз** – окислительно – восстановительные процессы, происходящие на электродах при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита.
- **Электрохимические процессы** – это процессы взаимного превращения химической и электрической форм энергии.
- **Потенциалом** называется работа по перемещению единичного электрического заряда из бесконечности в данную точку электрического поля.
- **Электроды I рода** - это электроды, составленные из металла, опущенного в раствор собственной соли и обратимые относительно катионов.
Например, Cu/Cu^{2+} , Zn/Zn^{2+} .
- **Электроды II рода** - это электроды, в которых металл электрода покрыт малорастворимой солью этого металла и находится в растворе, содержащем хорошо растворимый электролит с теми же анионами.
Например: $\text{Ag}/\text{AgCl}, \text{KCl}; \text{Hg}/\text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{KCl}$.
- **Стандартный электродный потенциал** - это потенциал электрода при активности потенциалопределяющих ионов, равной единице при стандартных условиях

Литература

1. Коровин Н.В. Общая химия: Учебник для технических направ. и спец. вузов. - М.: Высш. Шк., 2003. -557с.
2. Бегалиева Д.У. Практикум по химии. Учебное пособие. - Алматы: Казахская академия транспорта и коммуникаций, 2004 -139с.

3. Глинка Н.Л. Общая химия. Уч. пособие для ВУЗов- 30 изд., исправленное-М.: Химия, 2004—728с.
4. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии: Учебное пособие для студентов пед. Институтгов. М.: Просвещение, 1991.-320с.
5. Глинка Н.Л. Сборник упражнений и задач по общей химии. М. 2003, -240с.
6. Задачи и упражнения по общей химии под ред. Н.В. Коровина М., 2003, - 255с.
7. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия // учеб. 2-ое изд., перераб. и доп. М.: Высшая школа, 1988. - 693с.
8. Угай Я.А. Общая химия. // Учеб. 2-ое изд., перераб. И доп. М.: Высшая школа, 1984.- 440с.

Лабораторное занятие № 15

Тема: Свойства соединений магния и кальция.

Цель работы - изучение свойств металлов, неметаллов и их соединений р-элементов (III) и (IV) групп.

Материалы и оборудование

Бюретка, пипетка. Колба коническая (250мл). Колонка с катионитом. Аппарат Киппа. Растворы (0,1н; 0,05н): соляной кислоты, аммонийной буферной смеси, трилона Б, сульфата магния, карбоната магния, сульфата кальция, карбоната натрия, карбоната кальция, гидроксида кальция, фосфата натрия, метилоранжа, хромового темно-синего, мыла (2%-ный).

Содержание и порядок выполнения лабораторной работы

1. Обсуждение теоретических вопросов темы.
2. Проверка подготовленности к выполнению работы.
3. Выполнение лабораторной работы
4. Обсуждение результатов работы.
5. Оформление работы.
6. Защита лабораторной работы.

Методическое описание лабораторной работы №15

Опыт1 Получение карбонатов некоторых d-элементов

К растворам солей двухзарядных кобальта, никеля, меди и марганца добавьте раствор карбоната натрия. Укажите цвета образовавшихся осадков. Испытайте отношение полученных осадков к разбавленному раствору соляной кислоты.

В отчете:

- приведите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения всех проведенных реакций, учитывая, что из растворов солей кобальта (II) и меди (II) выпадают в осадки гидрокарбонатов;
- опишите цвет и структуру осадков;
- чем обусловлена окраска изученных карбонатов: катионом и анионом? Какую окраску имеет карбонат- и гидрокарбонат-ионы?

Опыт 2. Получение карбонатов s-элементов II группы

К растворам солей магния, кальция прилейте раствор карбоната натрия до образования осадков карбонатов. Испытайте отношение полученных карбонатов к разбавленному раствору соляной кислоты.

В отчете:

- приведите ионно- молекулярные и молекулярные уравнения проделанных реакций;

- опишите внешний вид осадков образовавшихся карбонатов, укажите величины их произведений растворимости;
- на основании проделанных опытов сделайте общий вывод о растворимости карбонатов в воде и разбавленных кислотах.

Опыт 3. Гидролиз карбонатов и силикатов щелочных металлов

В одну пробирку налейте несколько миллилитров раствора карбоната натрия, а в другую – приблизительно столько же силиката натрия.

Оба раствора должны иметь одинаковую концентрацию. В пробирки добавьте по одной капле раствора фенолфталеина. Какую среду имеют оба раствора? В какой пробирке интенсивность окраски больше? Определите рН растворов с помощью универсального индикатора.

В отчете:

- напишите уравнения гидролиза обеих солей в молекулярной и ионно-молекулярной формах и на их основе ответьте на вопросы, поставленные в описании опыта;
- сравните силу угольной и кремниевой кислот исходя из результатов проделанных опытов.

Контрольные вопросы

1. На основании электронного строения атомов р-элементов III и IV групп Периодической системы Д.И. Менделеева сравните окислительно-восстановительную способность простых элементов в виде простых веществ и кислотно-основные свойства их оксидов и гидроксидов.
2. Укажите важнейшие природные соединения р-элементов III группы. Приведите способы получения соответствующих простых веществ.
3. Напишите уравнение реакций гидролиза $AlCl_3$ и BCl_3 в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Чем объясняется различие в гидролизе этих солей?
4. $Al_2S_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na[Al(OH)_4] \rightarrow Al_2(SO_4)_3$;
5. $B_2O_3 \rightarrow B \rightarrow BCl_3 \rightarrow H_3BO_3$;
6. $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow NaAlO_2 \rightarrow Al(NO_3)_3$;

Блиц - тест

1. Определите сумму стехиометрических коэффициентов в молекулярном уравнении реакции. $B + HNO_3$ (конц., гор.) =

- A) 6.
- B) 8.
- C) 9.
- D) 13.
- E) 10

2. На соединение бора $B(OH)_3$ действуют (а) водой (ж); (б) гидроксидом натрия (конц.); (в) серной кислотой (конц.). Химическая реакция произойдет:

- A) а, б, в.
- B) а, в.
- C) б, в.
- D) б.
- E) а

3. К твердому веществу $Al(OH)_3$ добавляют (а) воду; (б) хлороводородную кислоту (конц.); (в) азотную кислоту (конц.); (г) гидроксид натрия (конц.). химический переход осадка в раствор происходит:

- A) а, б, в, г

- В) б,в,г
- С) в,г
- Д) в
- Е) а,б

4. Сумма стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{O} =$

- А) 3
- В) 5
- С) 8
- Д) 9
- Е) 10

5. Выпал осадок при приливании хлороводородной кислоты к раствору соли:

- А) Na_2CO_3
- В) Na_2SiO_3
- С) $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$
- Д) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- Е) GeCl_2

Глоссарий

- **Белый графит** – нитрид бора BN , белый огнеупорный порошок.
- **Боразон** или **эльбор** – алмазоподобная модификация нитрида бора, астойчивый к нагреванию.
- **Бура** – натриевая соль тетраборной кислоты $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, бесцветное кристаллическое вещество.
- **Корунд** – природный минерал в виде прозрачных кристаллов, окрашенные разновидности которого являются драгоценными камнями (красные – рубины, синие – сапфиры, фиолетовые – аметисты).
- **Глинозём** – оксид алюминия Al_2O_3 , белое, очень тугоплавкое вещество.
- **Активированный уголь** – древесный уголь дополнительно сильно прокалённый в токе перегретого пара с высокой адсорбционной способностью.
- **Жидкое (растворимое) стекло** - концентрированные растворы силикатов калия и натрия.
- **Кварцевое стекло** – расплав кремнезёма SiO_2 при медленном охлаждении.

Литература

1. Коровин Н.В. Общая химия: Учебник для технических направ. и спец. вузов. - М.: Высш. Шк., 2003. -557с.
2. Бегалиева Д.У. Практикум по химии. Учебное пособие. - Алматы: Казахская академия транспорта и коммуникаций, 2004 -139с.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. Уч. пособие для ВУЗов- 30 изд., исправленное-М.: Химия, 2004—728с.
4. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии: Учебное пособие для студентов пед. Институтов. М.: Просвещение, 1991.-320с.
5. Глинка Н.Л. Сборник упражнений и задач по общей химии. М. 2003,-240с.
6. Задачи и упражнения по общей химии под ред. Н.В. Коровина М., 2003,- 255с.
7. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия // учеб. 2-ое изд., перераб. и доп. М.: Высшая школа, 1988. - 693с.
8. Угай Я.А. Общая химия. // Учеб. 2-ое изд., перераб. И доп. М.: Высшая школа, 1984.- 440с.

Лист согласований

Методические указания к лабораторным занятиям

Специальность: 5В070800 Нефтегазовое дело
шифр и наименование специальности

Дисциплина: Нim 2204 Химия
код и наименование дисциплины

Уровень образования: Высшее профессиональное образование (бакалавр)
в соответствии с учебным планом

Форма обучения: очная на базе среднего общего образования

Учебный год: 2016-2017

Проректор по учебной работе

д.п.н., профессор
ученая степень, звание

подпись

Туребаева К.Ж.
Ф.И.О.

«__» _____ 20__ г.

Проректор по учебно-методической работе

Д.п.н., профессор
ученая степень, звание

подпись

Богагариев Т.А.
Ф.И.О.

«__» _____ 20__ г.

Бузова О.В., Волобуева Н.А.

Методические указания
к лабораторным занятиям по дисциплине «Химия»
для студентов специальности 5В070800 - Нефтегазовое дело

Заказ № 495
Тираж 15 экз.

Издательство «Жұбанов университеті»
Актюбинского регионального государственного университета
им. К. Жубанова
(г. Актобе., пр.А.Молдагуловой, 34)

