

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Якутская государственная сельскохозяйственная академия»

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ
ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ
по дисциплине «Б.2.Б.3.Химия»
Общая и неорганическая химия
для студентов агротехнологического и инженерного факультетов

Якутск – 2014 г.

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Якутская государственная сельскохозяйственная академия»

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ
ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ
по дисциплине «Б.2.Б.3.Химия»
Общая и неорганическая химия
для студентов агротехнологического и инженерного факультетов

*по направлениям 110900 «Технология производства и переработки
сельскохозяйственной продукции», 111100 «Зоотехния», 110800 «Агроинженерия»,
280100 «Природообустройство и водопользование», 250100 «Лесное дело»*

Якутск – 2014 г.

УДК 54 (075.8)
ББК 24. 1я7
Р62

Химия: Общая и неорганическая химия: методические указания по выполнению лабораторных работ для студентов агротехнологического и инженерного факультетов. - Якутск: ФГБОУ ВПО «Якутская ГСХА», 2013. – 71 с.

Составители: Дыбина С.М., Наумова Я.И., Рожина М.Я.

Утверждена на заседании кафедры агробиохимии ФГОУ ВПО «Якутская ГСХА»: от «30» октября 2013г., протокол № 20.

Рекомендована к печати на заседании методического совета агротехнологического факультета ФГОУ ВПО «Якутская ГСХА» от «26» ноября 2013г., протокол № 3.

© Федеральное государственное
бюджетное образовательное
учреждение высшего
профессионального образования
«Якутская государственная
сельскохозяйственная академия»,
2014

Дыбина Светлана Михайловна,
Наумова Яна Ивановна,
Рожина Мария Яковлевна.

Методические указания по выполнению лабораторных работ по дисциплине «Химия», Общая и неорганическая химия, для студентов агротехнологического и инженерного факультетов.

Компьютерный набор и верстка:
Ответственный за выпуск

Тараярова Т.А.
Дыбина С.М.

Подписано в печать
Бумага офисная. Формат А5
Гарнитура Times New Roman
Усл.печ.л. 4,4. Тираж 50 экз. Заказ №

Отпечано на ризографе
Отдела автоматизации
Научной библиотеки
Федерального государственного
бюджетного образовательного
учреждения высшего
профессионального образования
«Якутской государственной
сельскохозяйственной академии»
677077, Якутск, ул. Красильникова, 15.

Содержание

Введение.....	3
Тема 1: ХИМИЧЕСКИЙ ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ.....	8

Тема 2: ОБЩИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ.....	12
2.1. Основные понятия и законы термодинамики.....	12
2.2. Скорость химических реакций.....	14
Тема 3: РАСТВОРЫ. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ.....	22
3.1. Способы выражения количественного состава растворов.....	22
3.2. Равновесие в растворах электролитов.....	38
3.3. Гидролиз солей.....	41
3.4. Неравновесные процессы в растворах.....	43
Тема 4: МЕТАЛЛЫ.....	47
4.1. Химические свойства металлов.....	47
4.2. Свойства соединений металлов.....	51
4.3. Коррозия металлов.....	53
Тема 5: ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ. КОЛЛОИДНЫЕ СИСТЕМЫ.....	59
5.1. Способы получения гидрозолей. Методы конденсации.....	59
5.2. Процессы коагуляции гидрозолей.....	62
ПРИЛОЖЕНИЕ.....	64

Введение

Данное методическое указание по выполнению лабораторных работ для дисциплины (модуля) Б.2.Б.3 «Химия» Раздел 1. Общая и неорганическая химия, составлено в соответствии с рабочей программой, разработанной по ФГОС ВПО для студентов агротехнологического и

инженерного факультетов Якутской ГСХА по направлениям: 110900 «Технология производства и переработки сельскохозяйственной продукции»; 111100 «Зоотехния»; 110800 «Агроинженерия»; 280100 «Природообустройство и водопользование»; 250100 «Лесное дело».

Лабораторные работы признаны помочь студенту освоить теоретические основы химии.

Прежде, чем приступить к выполнению лабораторной работы, студент должен изучить соответствующий раздел и тему по лекционному курсу или учебной литературе, продумать ход выполнения работы, подобрать на общем рабочем столе необходимую лабораторную посуду и реактивы для проведения опытов. На выполнение каждой работы отводится 2 академических часа с учетом обработки полученных результатов.

В конце каждой работы приведены контрольные вопросы, включая расчетные задания, выполнение которых позволит студенту проконтролировать усвоение теоретического материала.

Одним из обязательных требований при выполнении лабораторной работы является индивидуальная работа каждого студента.

В методических рекомендациях предусмотрено несколько больше лабораторных работ и опытов, чем рекомендуется программой, для того чтобы можно было исходя из условий (оборудования, наличия реактивов, посуды и т. д.), выбрать соответствующие работы.

Необходимые справочные таблицы для решения расчетных задач приведены в «Приложении».

Правила техники безопасности в химической лаборатории

Проведение лабораторных работ в химической лаборатории требует от студента строгое соблюдение определенных правил техники безопасности.

Меры безопасности при работе с кислотами и щелочами

При проведении лабораторных работ часто используют концентрированные кислоты и щелочи или их растворы. В случае попадания на кожу они могут вызвать тяжелые ожоги, а в глаза – потерю зрения, поэтому такие кислоты и щелочи хранятся только в толстостенной посуде под вытяжным шкафом.

Особую осторожность следует соблюдать при работе с плавиковой кислотой (фтористоводородной). Попадание кислоты на кожу, особенно под ногти, вызывает сильную боль и трудно заживающие раны, а вдыхание ее паров приводит к воспалению верхних дыхательных путей и порче зубов. Работать с плавиковой кислотой следует только в респираторе.

При разбавлении серной кислоты следует лить кислоту в воду, а не наоборот. Необходимо строго соблюдать это правило, так как плотность концентрированной серной кислоты выше плотности воды, и при добавлении серной кислоты к воде она будет растекаться по дну сосуда, что является причиной появления брызг, которые при попадании на кожу способны вызвать ожог.

Меры безопасности при работе с электрооборудованием и электроприборами

Лабораторные работы проводятся только при полной исправности электрооборудования. При обнаружении дефектов в изоляции проводов, неисправности пускателей, рубильников, штепселей, розеток, вилок, а также заземления следует немедленно сообщить об этом преподавателю или лаборанту.

Категорически запрещается:

- работать вблизи открытых токопроводящих частей приборов и оборудования;
- загромождать подступы к электрическим устройствам;
- вешать на штепсельные розетки, выключатели и электропровода различные вещи;
- заменять перегоревшие предохранители пучками проволоки;
- переносить включенные приборы;
- включать и выключать приборы без разрешения преподавателя.

Первая медицинская помощь

Для оказания первой помощи в лаборатории имеются бинты, гигроскопическая вата, 3%-ный раствор йода, 2%-ный раствор борной кислоты, 3%-ный раствор уксусной кислоты, 3-5 %-ный раствор двууглекислого натрия (питьевая сода), коллодий или БФ -6.

При ранениях стеклом нужно удалить из раны осколки, обработать кожу вокруг нее йодом и перевязать пораненное место.

При термических ожогах 1 и 2 степени обожженное место можно присыпать двууглекислым натрием (питьевой содой). Хорошо помогают примочки из свежеприготовленных растворов 2%-ной питьевой соды или 5%-ного марганцевокислого калия. Лучшим средством для примочек является абсолютный или 96%-ный этиловый спирт, он оказывает одновременно и обеззараживающее действие.

При более тяжелых или обширных ожогах пострадавшего необходимо немедленно отправить к врачу.

При ожогах кислотами или щелочами пораженный участок кожи быстро промывают большим количеством воды. Затем обожженное место накладывают примочку: при ожогах кислотой – из 2%-ного раствора питьевой соды, при ожогах щелочью – из слабого (0,5%) раствора уксусной кислоты.

Техника проведения лабораторных работ

При работе в химической лаборатории необходимо придерживаться следующих правил:

1. Внимательно и вдумчиво ознакомиться с методикой проведения лабораторной работы.

2. Не начинать опыт, пока не проверено наличие всего необходимого для него (посуда, реактивы, приборы).

3. При работе точно соблюдать порядок и последовательность проведения опыта, указанных в методическом руководстве.

4. Соблюдать все необходимые меры предосторожности (в случае надобности работать под тягой, осторожно обращаться с легковоспламеняющимися веществами).

5. Внимательно следить за ходом опыта и замечать все изменения. После окончания работы привести в порядок рабочее место.

Правила оформления лабораторных работ

Оформление лабораторной работы необходимо проводить в отдельной тетради для лабораторно-практических работ в следующей последовательности:

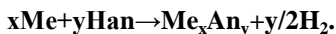
1. Название работы (без сокращения названия работы)
2. Цель работы
3. Краткий ход работы
4. Наблюдения после проведенных опытов
5. Экспериментальные данные (можно оформить в виде произвольной таблицы)
6. Результаты расчетов (если такие необходимо произвести)
7. Выводы по работе
8. Ответить на контрольные вопросы.

Тема 1: ХИМИЧЕСКИЙ ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

Опыт 1: Определение молярной массы эквивалента металла методом вытеснения водорода

Цель работы: опытным путем (экспериментально) определить молярную массу эквивалента металла методом вытеснения водорода.

Сущность метода: Метод основан на реакции растворения навески металла с известной массой в растворе кислоты или щелочи и измерении объема выделившегося водорода:



Навеску металла, взвешенную с точностью $\pm 0,0002$ г растворяют в кислоте или в растворе щелочи и измеряют объем выделившегося водорода с точностью до $\pm 0,05$ мл.

На основе закона эквивалентов вычисляют $M(1/z\text{Me})$ двумя способами:

а) по объему выделившегося водорода (предварительно необходимо привести объем водорода к н.у.):

$$\frac{m(\text{Me})}{V^0(\text{H}_2)} = \frac{M(1/z\text{Me})}{V^0(1/z\text{H}_2)}$$

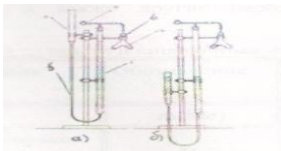
б) по массе выделившегося водорода:

$$\frac{m(\text{Me})}{m(\text{H})} = \frac{M(1/z\text{Me})}{M(1/z\text{H}_2)}$$

(массу выделившегося водорода вычисляют по уравнению Менделеева-Клапейрона).

Задание:

1. Написать уравнение реакции взаимодействия металлического алюминия с раствором щелочи.
2. Определить молярную массу эквивалента алюминия по водороду, вытесненному из раствора щелочи.
3. Вычислить погрешность результата опыта.



Описание прибора: прибор состоит из двух бюреток, соединенных резиновым шлангом. Одна из них (с большим объемом) служит измерительным сосудом, а вторая – уравнительным. К измерительной бюретке посредством резиновых пробок и газоотводных трубок присоединяется колба с длинным горлышком, в которой протекает реакция вытеснения водорода.

Подготовка прибора к работе. Измерительный сосуд устанавливают на штативе так, чтобы нулевое деление шкалы находилось на уровне глаз наблюдателя. Уравнительный сосуд поднимают на высоту, насколько позволяет соединительный шланг (шланг не должен быть пережат) и закрепляют на штативе. Прибор заполняют водой чуть выше нулевой отметки шкалы измерительной бюретки. Измерительный сосуд плотно закрывают пробкой со вставленной в ней газоотводной трубкой и соединяют с реакционной колбой. Чтобы прибор был герметичен, пробки плотно ввертывают в отверстия (винтовым движением, а не вдавливанием).

Проверка прибора на герметичность: Уравнительный сосуд опускают на 10-15 см ниже и закрепляют. При этом уровень воды в измерительном сосуде немного снизится. Если этот уровень в течении 1-2 мин. не изменится, то прибор герметичен. Убедившись в этом, поднимают уравнительный сосуд так, чтобы уровень воды в обоих сосудах был одинаковым (т.е. в измерительном сосуде создается давление равное атмосферному).

Выполнение опыта: в реакционную колбу через воронку (чтобы горлышко колбы оставалось сухим) наливают 4-5 мл раствора щелочи.

Держа колбу горизонтально, помещают на горлышко навеску металла и плотно закрывают ее пробкой, снабженной газоотводной трубкой. Осторожно, чтобы металл не упал в раствор, соединяют колбу с измерительной бюреткой и закрепляют горизонтально. Еще раз проверяют прибор на герметичность. Записывают в таблицу результатов начало отсчета по шкале измерительного сосуда, так как при соединении колбы с прибором уровень воды в ней может опуститься ниже нулевой отметки. Отсчет ведут по нижнему (вогнутому) краю мениска воды, установленному на уровне глаз. Затем приводят колбу в вертикальное положение. При этом металл должен упасть в раствор и начнется реакция. По мере протекания ее необходимо, чтобы уровень воды в обоих сосудах был одинаковый, тогда давление в приборе будет близко к атмосферному. Для выравнивания уровней воды нужно опускать уравнительный или поднимать измерительный сосуды. По окончании реакции дают прибору охладиться до комнатной температуры.

Измерение объема водорода: уравнительный сосуд снимают со штатива и подводят к измерительной бюретке. Выравнивают уровень воды в обоих сосудах (строго) и по шкале измерительной бюретки проводят отсчет объема с точностью $\pm 0,05$ мл. Результат записывают в таблицу.

В таблицу результатов вносится барометрическое давление и температура (измеряют по anerоиду), а также другие необходимые для расчетов справочные данные.

Результаты опыта и справочные данные

NNп/п	Измеряемая величина	Обозначение	Единица измерения	Числовое значение
1.	Масса металла	$m(\text{Me})$	г	
2.	Положение уровня воды: а) до начала опыта б) после реакции	V_1 V_2	мл мл	
3.	Объем выделившегося водорода	$V(\text{H}_2)$	мл	
4.	Температура	t°	$^\circ\text{C}$	
	Температура	T	K	
5.	Давление атмосферное	P	мм.рт.ст.	
	Давление атмосферное	P	Па	
6.	Молярная масса эквивалента водорода	$M(1/z\text{H}_2)$	г/моль	
7.	Объем эквивалента водорода при н.у.	$V^\circ(1/z\text{H}_2)$	л	
8.				
9.				

Выполнив эксперимент, вычисляют молярную массу эквивалента алюминия двумя способами и определяют погрешность результата.

Дополнительные вопросы и задачи по теме:

1. При сгорании 5,00 г металла образуется 9,44 г оксида металла. Определить эквивалентную массу металла.
Ответ: 9,01 г/моль
2. Определить эквивалентные массы металла и серы, если 3,24 г металла образует 3,48 г оксида и 3,72 г сульфида.

Ответ: 108 г/моль и 16,0 г/моль

3. Мышьяк образует два оксида, из которых один содержит 65,2% (масс.) As, а другой 75,7% (масс.) As. Определить эквивалентные массы мышьяка в обоих случаях.

Ответ: 15,0 г/моль; 24,9 г/моль

4. Для растворения 16,8 г металла потребовалось 14,7 г серной кислоты. Определить эквивалентную массу металла и объем выделившегося водорода (условия нормальные).

Ответ: 56,0 г/моль; 3,36 г/моль

5. На восстановление 1,80 г оксида металла израсходовано 883 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Вычислить эквивалентные массы оксида и металла.

Ответ: 24,2 г/моль; 16,2 г/моль

6. Некоторое количество металла, эквивалентная масса которого равна 27,9 г/моль, вытесняет из кислоты 700 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Определить массу металла.

Ответ: 1,74 г

7. 1,60 кальция и 2,61 г цинка вытесняют из кислоты одинаковое количество водорода. Вычислить эквивалентную массу цинка, зная, что эквивалентная масса кальция равна 20,0 г/моль.

Ответ: 32,6 г/моль

8. На нейтрализацию 2,45 г кислоты идет 2,00 г гидроксида натрия. Определить эквивалентную массу кислоты.

Ответ: 49,0 г/моль

9. При взаимодействии 5,95 г некоторого вещества с 2,75 г хлороводорода получилось 4,40 г соли. Вычислить эквивалентные массы вещества и образовавшейся соли.

Ответ: 79,0 г/моль; 58,4 г/моль

10. 0,376 г алюминия при взаимодействии с кислотой вытеснили 0,468 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Определить эквивалентный объем водорода, зная, что эквивалентная масса алюминия равна 8,99 г/моль.

Ответ: 11,2 л/моль

Тема 2: ОБЩИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

2.1. Основные понятия и законы термодинамики

Цель работы: привитие навыков расчета термодинамических величин и ознакомление с тепловыми явлениями при растворении.

Опыт 1. Термохимическое разложение дихромата аммония

Приборы и реактивы: спиртовки, пробирки, штатив, дихромат аммония.

Выполнение опыта:

1. В сухую пробирку насыпают приблизительно 1/10 часть кристаллов дихромата аммония, закрепляют ее в штативе наклонно, отверстием от себя и от других работающих в лаборатории. Осторожно нагревают верхний слой до начала реакции, а затем нагревание прекращают.
2. На основании стандартных значений термодинамических функций (смотреть таблицу 1) рассчитать величины $\Delta H_{x.p.}^{\circ}$, $\Delta S_{x.p.}^{\circ}$, $\Delta G_{x.p.}^{\circ}$ для реакции

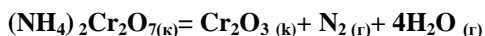


Таблица 1

Химические соединения	H, кДж/моль	S, кДж/моль	G, кДж/моль
Mo (k)	0	28,6	0
MoO ₂ (k)	-586,1	46,28	-533
MoO ₃ (k)	-745,2	77,74	-668
N ₂ (r)	0	191,0	0
NH ₃ (r)	-46,14	192,5	-16
N ₂ H ₄ (ж)	50,53	121,4	
N ₂ H ₄ (r)	95,18	238,36	-199,6
NH ₄ Cl (k)	-343,9	95,72	-202,9
(NH ₄) ₂ Cr ₂ O ₇ (k)	-1799,12	-	-1421,0
NH ₄ O ₃ (k)	-368,4	151,1	-183,9
NH ₂ OH (k)	-114,2	-	-
HNO ₃ (ж)	-174,3	155,7	-80,9
HNO (r)	-133,91	266,2	104,2
Cr ₂ O ₃ (k)	-1440,6	81,2	-1050,0

H ₂ O (г)	-241,6	188,7	-228,4
----------------------	--------	-------	--------

3. Используя следствие из закона Гесса по расчетным значениям термодинамических функций $\Delta H_{x.p.}^{\circ}$, $\Delta S_{x.p.}^{\circ}$, $\Delta G_{x.p.}^{\circ}$ сделать общий вывод:

- По $\Delta H_{x.p.}^{\circ}$ определить тепловой эффект химической реакции;
- По $\Delta S_{x.p.}^{\circ}$ дать объяснение о порядке и беспорядке в системе;
- По $\Delta G_{x.p.}^{\circ}$ выяснить термодинамическую возможность термического разложения дихромата аммония.

Опыт 2. Тепловые явления при растворении

Приборы и реактивы: химические стаканы (по 3 шт. на стол) на 50 мл., термометр, технические весы, мерные цилиндры, спирт, дистиллированная вода NaCl, NaOH.

Выполнение опыта: В три небольших пронумерованных стакана наливают по 15 мл. воды. Измерив температуру воды, в первый стакан помещают 5 г NaCl, во вторую 10 мл спирта, в третий (осторожно) 5 г NaOH. После добавления соли или жидкости тщательно размешивают содержимое и измеряют температуру полученного раствора.

Данные вносят в таблицу:

№ стакана	Вода (мл)	Вещество (г)	Температура начальная t C	Температура конечная t C
1				
2				
3				

Температура растворов будет изменяться по-разному. **Объясните** наблюдаемые явления. **Вычислите ΔH растворения**, принимая удельную теплоемкость раствора = 4,18 Дж/(г.к.)

2.2. Скорость химических реакций

Опыт 1. Влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции

Цель работы: опытным путем изучить зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ.

Задание: на примере взаимодействия металлического цинка с соляной и уксусной кислотами одинаковой концентрации изучить влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции.

Выполнение опыта: Берем 2 сухие, чистые пробирки. В одну пробирку на 2/3 объема добавить 0,1 н. раствор уксусной кислоты (CH_3COOH) и вносим в нее 2-3 гранулы цинка. Во вторую пробирку также на 2/3 объема добавить 0,1 н. соляную кислоту (HCl) и вносим 2-3 гранулы цинка.

Сравнить скорости взаимодействия с цинком соляной и уксусной кислот одинаковой концентрации и дать объяснение наблюдаемым явлениям.

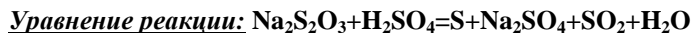
Обработка результатов:

- Записать уравнения реакций в молекулярном, полном ионном и кратком ионном виде
- Сделать вывод о влиянии природы реагирующих веществ на скорость химической реакции

Опыт 2. Зависимость скорости химической реакции от концентрации взаимодействующих веществ

Цель работы: опытным путем изучить зависимость скорости химической реакции от концентрации взаимодействующих веществ (закон действия масс)

Задание: на примере реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой изучить закон действия масс.



В результате реакции выделяется сера в мелкодисперсном состоянии (коллоидная сера), поэтому раствор мутнеет.

Приготовьте пять серий растворов тиосульфата натрия различной концентрации, наливая в *сухие* пробирки указанные в таблице количества капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2O .

№	Число капель раствора			Общий объем раствора	Условная конц-я $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время течения реакции, т.(с)	Скорость реакции $1/\tau$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 3	H_2O	H_2SO_4 4				
1	4	16	1	21	1С		
2	8	12	1	21	2С		
3	12	8	1	21	3С		
4	16	4	1	21	4С		
5	20	-	1	21	5С		

В первую пробирку внесите одну каплю серной кислоты и по секундомеру определите время помутнения раствора, начиная с момента добавления кислоты (При выполнении опыта растворы следует перемешивать, встряхивая пробирку).

Опыт повторите поочередно с пробирками 2-6, полученные результаты внесите в таблицу. Вычислите скорость реакции в условных единицах для каждой концентрации.

Обработка результатов:

1. Напишите математическое выражение закона действия масс для изучаемой реакции. Как изменится выражение закона действия масс для данной реакции, если учесть, что концентрация серной кислоты постоянна?
2. На миллиметровой бумаге постройте график в координатах $V - C$, т.е. $V=f(C)$. Соответствуют ли результаты Вашего опыта закону действия масс?
3. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Опыт 3. Зависимость скорости реакции от температуры

Цель работы: опытным путем изучить зависимость скорости химической реакции от температуры (правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса)

Задание: на примере реакции $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Изучите зависимость скорости реакции от температуры.

Выполнение опыта: в четыре пробирки внесите по 10 капель раствора тиосульфата натрия и в одну пробирку 10 капель серной кислоты, вставьте в нее пипетку.

Для записи результатов опыта приготовьте таблицу:

№	Температура, °С	Время течения реакции, τ (с)	Скорость реакции, $\frac{1}{\tau}$

Налейте в стакан $\frac{3}{4}$ объема воды, измерьте ее температуру и запишите в таблицу. Одну из пробирок с тиосульфатом натрия и пробирку с серной кислотой поместите в стакан, выдержите 2-3 минуты. Затем, не вынимая пробирки из стакана, добавьте в раствор тиосульфата натрия одну каплю серной кислоты. Также как и в первом опыте, отмечайте время помутнения раствора, результат запишите в соответствующую графу таблицы.

Добавляя в стакан с водой горячую воду, поднимите температуру на 10°C выше, поместите в стакан вторую пробирку с тиосульфатом натрия и пробирку с серной кислотой. Проведите реакцию как описано выше.

Реакцию с третьей пробиркой тиосульфата натрия проведите при температуре на 20°C выше, чем в первом опыте, а реакцию с четвертой пробиркой тиосульфата натрия – на 30°C выше.

По полученным данным вычислите скорость реакции в условных единицах – $\frac{1}{\tau}$.

Обработка результатов:

- На миллиметровой бумаге постройте график зависимости скорости реакции от температуры.
- По результатам опыта вычислите:
 - а) температурный коэффициент скорости реакции;
 - б) энергию активации реакции (кДж/моль)
- Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от температуры.

Опыт 4. Влияние катализаторов на скорость химической реакции

Цель работы: опытным путем изучить влияние катализаторов на скорость химической реакции при гомогенном катализе и гетерогенном катализе.

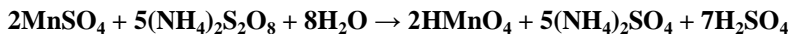
а) Гомогенный катализ

Задание: Проследить каталитическое ускорение окисления соединений марганца(II) до марганца (VII).

Выполнение опыта: Окисление соединений марганца (II) до марганца (VII) легко наблюдать, так как ион Mn^{2+} практически бесцветный, а ион MnO_4^- (в котором марганец имеет степень окисления +7) окрашен в фиолетово-красный цвет.

Внести в две пробирки по 3-4 мл раствора сульфата марганца(II) или нитрата марганца (II) и подкислить таким же объемом 2 н. раствора азотной кислоты. В одну из пробирок добавить одну каплю раствора нитрата серебра и в обе пробирки по щепотке кристаллического персульфата аммония $(NH_4)_2S_2O_8$. Поместить обе пробирки в стакан с водой. В какой пробирке раньше появилось фиолетово-красное окрашивание?

Реакция выражается уравнением:



Азотная кислота на реакцию не расходуется и добавляется для создания определенной кислотности среды в начале реакции. В качестве промежуточных быстро протекающих процессов происходит восстановление ионов серебра ионами марганца (II) и обратное окисление серебра персульфатом аммония.

Обработка результатов:

- Объяснить какой ион является катализатором в данном процессе?
- Сделайте вывод о каталитическом ускорении окисления соединений марганца(II) до марганца (VII).

б) Гетерогенный катализ

Задание: Проследить каталитическое действие разных катализаторов на реакцию разложения пероксида водорода $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ по скорости обесцвечивания индигокармина за счет окисления красителя выделяющимся кислородом.

Выполнение опыта: Налить в три пробирки по десять капель раствора индигокармина. В первую пробирку добавить щепотку оксида марганца (IV) MnO_2 , во вторую – столько же оксида свинца (IV) PbO_2 . Третью пробирку оставить в качестве эталона.

В трех других пробирках приготовить по 3 мл 30%-ного раствора пероксида водорода и быстро перелить их в каждую из пробирок с красителем. Встряхнуть все три пробирки.

Обработка результатов:

- Записать, через какой промежуток времени обесцветится краситель в каждой из трех пробирок
- Сделайте вывод о сравнительном каталитическом действии взятых катализаторов.

Дополнительные вопросы и задачи по теме:

1. Чем измеряется скорость химических реакций и от каких факторов она зависит?
2. Написать математическое выражение для скоростей следующих реакций:
 - a) $2\text{N}_2 + \text{O}_2$,
 - b) $\text{H}_2 + \text{J}_2$,
 - c) $\text{C} + \text{O}_2$,
 - d) $2\text{CO} + \text{O}_2$.
3. Как возрастет скорость реакции при повышении температуры с 10 до 200° (температурный коэффициент равен 3)?
4. Как изменится скорость реакции: $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$

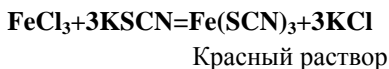
5. Энергия активации реакции равна 62,76 кДж/моль, константа скорости её при 30°C 0,02. Вычислите константу скорости её при 60°C.

2.3. Химическое равновесие и его смещение

Опыт 1. Влияние концентрации веществ на химическое равновесие

Цель работы: опытным путем установить влияние изменения концентрации веществ на сдвиг химического равновесия.

Задание: изучить влияние изменения концентрации веществ на равновесие в системе:



Выполнение опыта:

1. В пробирку налейте на 3/4 объема дистиллированной воды и добавьте по 1-2 капли насыщенных растворов хлорида железа(III) и роданида калия.
2. Разлейте приготовленный раствор поровну в четыре пробирки и одну оставьте для контроля.
3. В одну пробирку добавьте несколько капель насыщенного раствора хлорида железа(III), в другую – насыщенного раствора роданида калия, в третью – один микрошпатель хлорида калия.
4. Перемешайте растворы встряхиванием и сравните интенсивность окраски растворов с интенсивностью окраски контрольного раствора.
Результаты наблюдений запишите в таблицу.

№	Добавленный реактив	Изменение интенсивности окраски раствора	Направление сдвига равновесия
1	FeCl ₃		
2	KSCN		
3	KCl		

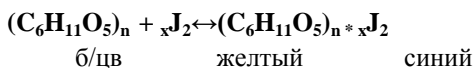
Обработка результатов:

- Напишите выражение константы равновесия для исследуемой системы.
- Объясните наблюдаемые изменения интенсивности окраски растворов исходя из того, что при данной температуре константа равновесия постоянна.
- Сформулируйте вывод о влиянии изменения концентрации веществ в реакционной системе на направление сдвига равновесия.

Опыт 2. Влияние температуры на химическое равновесие

Цель работы: опытным путем установить влияние температуры на сдвиг химического равновесия.

Задание: Изучить влияние изменение температуры на состояние химического равновесия в системе крахмал-йод.



Выполнение опыта:

1. В две пробирки налейте 3-4 мл раствора крахмала и добавьте по несколько капель 0,1 М раствора йода (до появления синей окраски).
2. Одну из пробирок оставьте в качестве контрольной. Другую осторожно нагрейте. Наблюдайте изменение окраски.
3. Охладить пробирку водой из-под крана. Как изменяется окраска раствора?

Результаты наблюдений напишите в таблицу.

Изменение температуры	Изменение интенсивности окраски раствора	Направление смещения равновесия
Контроль		
Нагревание		
Охлаждение		

Обработка результатов:

- По результатам наблюдений на основе принципа Ле Шателье определите – экзотермична или эндотермична прямая реакция.

- Сформулируйте общий вывод о влиянии температуры на направление сдвига равновесия.

Дополнительные вопросы и задачи по теме:

1. В какой момент в системе устанавливается равновесие?
2. Какова взаимосвязь между константами скоростей прямой и обратной реакций и константой равновесия?
3. Написать выражение для констант равновесия следующих обратимых реакций:
 - е) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$,
 - ф) $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$,
 - г) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$,
4. Константа равновесия системы $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2 + \text{CO}_2$ при определенной температуре равна 1. Рассчитать концентрации веществ в момент равновесия, если исходные концентрации $[\text{CO}_2] = 2$ моля/л, а $[\text{H}_2\text{O}] = 3$ моля/л.

*Ответ: $[\text{CO}] = 0,8$ моля/л
 $[\text{H}_2\text{O}] = 1,8$ моля/л
 $[\text{H}_2] = 1,2$ моля/л
 $[\text{CO}_2] = 1,2$ моля/л*
5. Как влияет на равновесие состояние обратимого процесса $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 136$ ккал:
 - а) Увеличение концентраций CO_2 и O_2 ,
 - б) Увеличение концентраций CO_2 ,
 - в) Повышение температуры,
 - г) Уменьшение давления.

Тема 3: РАСТВОРЫ. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ.

3.1. Способы выражения количественного состава растворов

Цель работы: научиться готовить растворы солей по заданной концентрации из сухих веществ и уметь рассчитать различные виды концентраций растворенного вещества в приготовленном растворе.

Опыт 1. Приготовление раствора соли с заданной массовой долей (процентной концентрацией)

Определение: **Процентная концентрация** – указывает число граммов растворенного вещества, содержащееся в 100 г раствора.

Пример 1:

Требуется приготовить 60 г (мл) 40%-ного водного раствора азотнокислого аммония (NH_4NO_3). Из определения массовой доли, выраженной в % (процентной концентрации).

Решение:

1. В 100 г раствора содержится 40 г NH_4NO_3 . Определяем сколько граммов азотнокислого аммония будет содержаться в 60 г раствора. Для этого составляем пропорцию:

$$100 \text{ г р-ра} \text{ ————— } 40 \text{ г р.в.}$$

$$60 \text{ г р-ра} \text{ ————— } m \text{ г р.в.}$$

Отсюда:

$$m_{\text{р.в.}} = \frac{40 \times 60}{100} = \frac{2400}{100} = 24 \text{ (г)}$$

Следовательно, для приготовления 60 г азотнокислого аммония требуется 24 г NH_4NO_3 .

2. Для определения необходимого количества воды из общей массы раствора вычитаем массу растворенного вещества: $60 - 24 = 36$ г. Таким образом, необходимо взять 36 мл чистой воды, считая плотность воды равной единице.

Задание:

1. Получите у преподавателя индивидуальное задание на приготовление определенного объема раствора соли заданного состава.
2. Найдите по справочнику значение плотности получаемого раствора.
3. Рассчитайте массы раствора и растворяемого вещества, а также объема воды.

4. Взвесьте исходное вещество. Отмерьте необходимый объем воды. Используя подходящий вид посуды, приготовьте раствор.
5. Приготовленный раствор количественно перенесите в мерный цилиндр и измерьте его плотность ареометром.
6. По экспериментальному значению плотности найдите фактический состав раствора (ω_3).
7. Сравните фактический состав раствора с заданным и рассчитайте относительную ошибку:
$$\Delta = \frac{(\omega_0 - \omega_3)}{\omega_0} * 100\%$$
8. Рассчитайте молярную (C_M), моляльную (C_{M+}) и молярную концентрацию эквивалента ($C_{н(1/z)}$), титр (Т), мольную долю соли (χ (соли)) и воды (χ (H_2O)) и занесите в таблицу:

Задание	Исходное растворимое вещество	М	Заданный раствор		Приготовленный раствор		Относительная ошибка
			ρ_0		ρ_3		
			ω_0		ω_3		
					C_M		
					$C_{н(1/z)}$		
					C_{M+}		
					Т		
					χ (соли)		
					χ (H_2O)		

Определение: Мольная доля растворенного вещества (χ) – это безразмерная величина равная отношению количества растворенного вещества к общему количеству вещества в растворе:

$$\chi = \frac{\nu(X)}{\nu(X) + \nu(S)}$$

где χ – мольная доля растворенного вещества X; $\nu(X)$ – это количество растворенного вещества, моль; $\nu(S)$ – это количество растворителя, моль.

Сумма мольных долей растворенного вещества и растворителя равна 1.

9. Сделайте вывод: что могло послужить источником полученной погрешности – неточность измерения объема или что-то другое?

Дополнительные вопросы и задачи по теме:

1. Что называется концентрацией раствора?
2. Дайте характеристику важнейших способов выражения концентрации растворов.
3. Как вычисляются эквиваленты кислот, оснований и солей?
4. Выразите в процентах концентрацию раствора, содержащего 10 г вещества в 100 г воды.

Ответ: 9,1%

5. Как готовят процентные растворы? Сколько граммов NaCl потребуется для приготовления 1 л 20-процентного раствора, плотность которого равна 1,148?

Ответ: 229,6 г

6. Сколько воды надо прибавить к 100 мл 20-процентного раствора H_2SO_4 (плотность 1,14), чтобы получить 5-процентный раствор?

Ответ: 342 мл.

7. Как практически готовят молярные и нормальные растворы? Сколько граммов Na_2CO_3 нужно отвесить для приготовления: а) 500 мл 0,2 М раствора; б) 500 мл 0,1 н. раствора?

Ответ: 10,6 и 2,65 г

8. Определить молярность и нормальность раствора серной кислоты, в 2-х литрах которого содержится 19,6 г H_2SO_4 .

Ответ: 0,1 М; 0,2 н.

9. По «правилу креста» рассчитать сколько следует взять весовых частей 40%-ного и 85%-ного для получения 60%-ного раствора серной кислоты.

10. По «правилу креста» рассчитать сколько следует взять весовых частей растворителя (воды) чтобы из 35%-ного водного раствора соли NaCl чтобы получить 25%-ный раствор.

Опыт 2. Приготовление растворов заданной концентрации из кристаллогидратов

Цель работы: научиться готовить растворы заданной концентрации из кристаллогидратов (сухих солей) и производить пересчеты концентраций растворов.

Пример 2: Расчеты связанные с приготовлением процентных растворов из кристаллогидратов.

Сколько граммов глауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ надо отвесить для приготовления 1 кг (1000 г) 20процентного раствора, рассчитанного на безводную соль?

Решение:

1. Рассчитываем, сколько безводной соли должно содержаться в 1 кг 2-процентного раствора:

По определению процентной концентрации (см. пример 1) составляем пропорцию:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ р-ра} \text{ ————— } 2 \text{ г р.в.} \\ 1000 \text{ г р-ра} \text{ ————— } m \text{ г р.в. (безводной соли)} \end{array}$$

Отсюда:

$$m_{\text{р.в. (безводной соли)}} = \frac{1000 \times 2}{100} = 20 \text{ г (безводной соли)}$$

Следовательно, для приготовления 1 кг 2 % раствора глауберовой соли требуется 20 г безводной соли (Na_2SO_4).

2. Находим количество кристаллогидрата, которое содержит 20 г безводной соли: грамм-молекула (молярная масса) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ равна 322 г, грамм-молекула (молярная масса) Na_2SO_4 – 142 г; составляем пропорцию:

$$\begin{array}{l} 322 \text{ г/моль} \text{ ————— } 142 \text{ г/моль} \\ m \text{ г} \text{ ————— } 20 \text{ г} \end{array}$$

Отсюда:

$$m = \frac{322 \times 20}{142} = 45,35 \text{ г (кристаллогидрат)}$$

3. Итак, для приготовления 1 кг 2% раствора: нужно отвесить 45,35 г кристаллогидрата и взять $1000 - 45,4 = 954,6$ г воды (или, округляя, 955 мл воды, считая плотность воды равной 1).

Задание:

- Приготовить 100 мл раствора BaCl_2 с массовой долей вещества указанной преподавателем.
- Измерить ареометром плотность приготовленного раствора и определить его истинную концентрацию.
- Пересчитать массовую долю раствора на молярность, молярную концентрацию эквивалента, мольную долю растворенного вещества.

Выполнение опыта:

1. Вычисляют массу кристаллогидрата $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления 100 мл раствора заданной массовой доли вещества. Плотность раствора данной концентрации находят по справочнику. Если в таблице отсутствует плотность этого раствора, то ее находят методом интерполяции.

Пример: Допустим необходимо приготовить раствор BaCl_2 с $\omega = 3\%$. В таблице даны плотности растворов с ω 4% и 2%. Выписывают данные и находят разность (Δ) величин:

$\omega(\%)$	ρ
4	1,0341
2	1,0159

Δ 2	0,0182

Из этого следует, что изменению концентрации 2% соответствует изменение плотности 0,0182. В узком интервале концентрации зависимость плотности от концентрации можно считать линейной, поэтому составляем пропорцию:

$$0,0182 \text{ ————— } 2\%$$

$$\Delta \rho \text{ ————— } 1\%$$

$$\Delta \rho = 0,0091$$

значит, плотность раствора с ω 3% будет равна $1,0341 - 0,0091 = 1,0250$ или $1,0159 + 0,0091 = 1,0250$.

2. Взвешивают на технохимических весах рассчитанную массу вещества, переносят навеску в мерную колбу на 100,0 мл. Вещество полностью растворяют в небольшом объеме воды, затем доводят объем раствора водой до метки.

Измерение плотности раствора ареометром

Ареометр – прибор для измерения плотности растворов. Он представляет собой стеклянный поплавок, в верхней узкой части которого имеется шкала с

делениями, указывающими плотность. Каждый ареометр предназначен для жидкостей, плотность которых лежит в определенных пределах. Поэтому ареометр необходимо подбирать по ориентировочной плотности приготовленного раствора.

Для приготовления измерения плотности раствор наливают в мерный цилиндр и осторожно опускают ареометр: ареометр не должен касаться стенок цилиндра, а свободно плавать в растворе. По шкале ареометра производят отсчет плотности по нижнему краю мениска. Ареометр позволяет определить плотность с точностью $\pm 0,003$. Измеряют плотность приготовленного раствора ареометром и устанавливают концентрацию его (при необходимости проводят интерполяцию). Пересчитайте массовую долю раствора на другие концентрации (по заданию).

Дополнительные вопросы и задачи по теме:

1. Что называется концентрацией раствора?
2. Дайте характеристику важнейших способов выражения концентрации растворов.
3. Как вычисляются эквиваленты кислот, оснований и солей?
4. Выразите в процентах концентрацию раствора, содержащего 10 г вещества в 100 г воды.

Ответ: 9,1%

5. Как готовят процентные растворы? Сколько граммов NaCl потребуется для приготовления 1 л 20-процентного раствора, плотность которого равна 1,148?

Ответ: 229,6 г

6. Сколько воды надо прибавить к 100 мл 20-процентного раствора H_2SO_4 (плотность 1,14), чтобы получить 5-процентный раствор?

Ответ: 342 мл.

7. Как практически готовят молярные и нормальные растворы? Сколько граммов Na_2CO_3 нужно отвесить для приготовления: а) 500 мл 0,2 М раствора; б) 500 мл 0,1 н. раствора?

Ответ: 10,6 и 2,65 г

8. Определить молярность и нормальность раствора серной кислоты, в 2-х литрах которого содержится 19,6 г H_2SO_4 .

Ответ: 0,1 М; 0,2 н.

9. По «правилу креста» рассчитать сколько следует взять весовых частей 40%-ного и 85%-ного для получения 60%-ного раствора серной кислоты.

10. По «правилу креста» рассчитать сколько следует взять весовых частей растворителя (воды) чтобы из 35%-ного водного раствора соли NaCl чтобы получить 25%-ный раствор.

Опыт 3. Приготовление растворов заданной концентрации путем разбавления более концентрированного

Цель работы: научиться готовить растворы заданной концентрации из концентрированных растворов.

Рассмотрим на примере 3:

а) Приготовить из имеющегося в лаборатории концентрированного раствора H_2SO_4 5 л 28-процентного раствора для заливки аккумуляторов.

Решение:

1. Концентрированная кислота, поступающая в лаборатории, обычно содержит 96% H_2SO_4 и имеет плотность 1,84. Но так как серная кислота гигроскопична, перед употреблением всегда следует измерить ее плотность. Плотность определяется непосредственно при помощи ареометра. Определив плотность (допустим, она равна 1,84), по справочным таблицам, находим процентное содержание кислоты (96%).
2. Находим по таблице плотность 28-процентного раствора: она равна 1,205. Рассчитываем количество чистой H_2SO_4 в 5 л 28-процентного раствора, используя следующие формулы:

$$\rho = \frac{m_{p-ра}}{V} \text{ г/мл}$$

$$\omega = \frac{m_{p.в.}}{m_{p-ра}}$$

Масса раствора $m_{p-ра} = \rho \cdot V = 5000 \cdot 1,205 = 6025$ г; масса растворенного вещества $m_{p.в.} = m_{p-ра} \cdot \omega = 6025 \cdot 0,28 = 1687$ г H_2SO_4 .

3. Учитывая, что масса растворенного вещества в массе раствора 96-процентного раствора будет та же самая 1687 г, находим

необходимую массу раствора для приготовления 96-процентной раствора серной кислоты (H_2SO_4):

$$m_{\text{р-ра}}(96\%) = 0,96 \cdot 1,687 = 1756 \text{ г}$$

4. Переводим массу раствора H_2SO_4 (96%) в необходимый объем по плотности (плотность равна 1,84 г/мл)

$$V = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho} = 954 \text{ мл}$$

Таким образом, для приготовления 5 л 28-процентного раствора нужно отмерить 954 мл 96-процентного раствора H_2SO_4 , осторожно влить их в воду и разбавить водой до 5 л.

а) Задание:

Приготовить из имеющейся в лаборатории концентрированной серной кислоты (H_2SO_4) 100 мл раствора с массовой долей 10%.

б) Приготовить 100 мл раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л из раствора с массовой долей 10%.

Решение:

1. Вычислением находим объем 10%-го раствора серной кислоты необходимый для приготовления заданного раствора. Для этого:

- Находим массу H_2SO_4 , которая содержится в 100 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л:

$$m_{\text{р.в.}} = C_{\text{н}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V = 0,5 \cdot 49 \cdot 0,1 = 2,45 \text{ г}$$

- Находим массу 10%-ной кислоты, содержащей рассчитанную массу H_2SO_4 , используя определение массовой доли, выраженной в процентах (см. пример 1)

$$100 \text{ г. р-ра} - 10 \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4$$

m, г р-ра – 2,45 г H₂SO₄

Отсюда, масса раствора равна 24,5 г

- Вычисляем объем раствора:

$$V = m_{\text{р-ра}} / \rho = 24,5 / 1,066 = 26,12 \text{ мл}$$

2. Приготовление раствора. Из бюретки наливаем 26,12 мл исходного раствора серной кислоты в мерную колбу и доливаем водой до метки при перемешивании. Колбу плотно закрываем пробкой, и раствор тщательно перемешиваем.

Измеряем ареометром плотность приготовленного раствора и определяем точную концентрацию раствора.

б) Задание:

Приготовить 100 мл раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л из раствора с массовой долей 5%.

Дополнительные вопросы и задачи по теме:

1. Что называется концентрацией раствора?
2. Дайте характеристику важнейших способов выражения концентрации растворов.
3. Как вычисляются эквиваленты кислот, оснований и солей?
4. Выразите в процентах концентрацию раствора, содержащего 10 г вещества в 100 г воды.

Ответ: 9,1%

5. Как готовят процентные растворы? Сколько граммов NaCl потребуется для приготовления 1 л 20-процентного раствора, плотность которого равна 1,148?

Ответ: 229,6 г

6. Сколько воды надо прибавить к 100 мл 20-процентного раствора H₂SO₄ (плотность 1,14), чтобы получить 5-процентный раствор?

Ответ: 342 мл.

7. Как практически готовят молярные и нормальные растворы? Сколько граммов Na₂CO₃ нужно отвесить для приготовления: а) 500 мл 0,2 М раствора; б) 500 мл 0,1 н. раствора?

Ответ: 10,6 и 2,65 г

8. Определить молярность и нормальность раствора серной кислоты, в 2-х литрах которого содержится 19,6 г H_2SO_4 .

Ответ: 0,1 М; 0,2 н.

9. По «правилу креста» рассчитать сколько следует взять весовых частей 40%-ного и 85%-ного для получения 60%-ного раствора серной кислоты.
10. По «правилу креста» рассчитать сколько следует взять весовых частей растворителя (воды) чтобы из 35%-ного водного раствора соли NaCl чтобы получить 25%-ный раствор.

Опыт 4. Приготовление молярных растворов

Цель работы: научиться готовить молярные и децимолярные растворы.

Определение: *Молярная концентрация* – выражается числом грамм-молекул (молей) вещества в 1 л раствора. Раствор, содержащий в 1 л 1 моль растворенного вещества, называется одномолярным (М раствор), а содержащий 0,1 моля – децимолярным (0,1 М раствор) и т.п.

Моляльная концентрация – показывает, сколько грамм-молекул вещества растворено в 1000 г растворителя. Этот способ выражения концентрации используется при рассмотрении таких свойств растворов, как упругость их пара, замерзание и кипение.

Пример 4:

- а) Сколько граммов щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ нужно взять для приготовления 1 л 0,1 М раствора? Как практически приготовить этот раствор?

Решение:

Грамм-молекула $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ равна 126 г, а 0,1 грамм-молекулы – 12,6 г. Для приготовления 1 л 0,1 М раствора нужно отвесить 12,6 г кислоты, перенести навеску без потерь в мерную колбу на 1 л, растворить в небольшом количестве воды, добавить раствор до метки водой и хорошо перемешать.

- б) Сколько миллилитров 96-процентной H_2SO_4 (плотность 1,84) нужно взять для приготовления 2 л 0,5 М раствора?

Решение:

Молярная масса H_2SO_4 равна 98 г. Один литр 0,5 М раствора должен содержать $\frac{98}{2} = 49$ г, а два литра $49 \times 2 = 98$ г. Рассчитаем, в каком количестве 96-процентного раствора содержится 98 г H_2SO_4 :

$$\begin{array}{l} 100 \text{ ————— } 96 \\ m_{\text{р-ра}} (\text{H}_2\text{SO}_4) \text{ ————— } 98 \end{array}$$

Отсюда:

$$m_{\text{р-ра}} = \frac{98 \times 100}{96} = 102 \text{ г}$$

$$V = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho} = 954 \text{ мл} = \frac{102}{1,84} = 55 \text{ мл}$$

Таким образом, для приготовления заданного раствора нужно отмерить 55 мл 96-процентного раствора H_2SO_4 осторожно влить их в воду, охладить раствор и долить водой до 2 л.

Задание:

Получите у преподавателя индивидуальное задание на приготовление определенного объема раствора соли заданной молярности и произведите соответствующие расчеты.

Дополнительные вопросы и задачи по теме:

1. Что называется концентрацией раствора?
2. Дайте характеристику важнейших способов выражения концентрации растворов.
3. Как вычисляются эквиваленты кислот, оснований и солей?
4. Выразите в процентах концентрацию раствора, содержащего 10 г вещества в 100 г воды.

Ответ: 9,1%

5. Как готовят процентные растворы? Сколько граммов NaCl потребуется для приготовления 1 л 20-процентного раствора, плотность которого равна 1,148?

Ответ: 229,6 г

6. Сколько воды надо прибавить к 100 мл 20-процентного раствора H_2SO_4 (плотность 1,14), чтобы получить 5-процентный раствор?

Ответ: 342 мл.

7. Как практически готовят молярные и нормальные растворы? Сколько граммов Na_2CO_3 нужно отвесить для приготовления: а) 500 мл 0,2 М раствора; б) 500 мл 0,1 н. раствора?

Ответ: 10,6 и 2,65 г

8. Определить молярность и нормальность раствора серной кислоты, в 2-х литрах которого содержится 19,6 г H_2SO_4

Ответ: 0,1 М; 0,2 н.

9. По «правилу креста» рассчитать сколько следует взять весовых частей 40%-ного и 85%-ного для получения 60%-ного раствора серной кислоты.

10. По «правилу креста» рассчитать сколько следует взять весовых частей растворителя (воды) чтобы из 35%-ного водного раствора соли NaCl чтобы получить 25%-ный раствор

Опыт 5. Приготовление нормальных растворов

Пример 5:

Определение: *Нормальная концентрация – выражается числом грамм-эквивалентов (г-экв) вещества в 1 л раствора. Раствор, содержащий в 1 л 1 грамм-эквивалент растворенного вещества, называется однонормальным (1 н. раствор), а содержащий 0,1 грамм-эквивалент – децинормальным (0,1 н. раствор) и т.п.*

Сколько граммов Na_2CO_3 потребуется для приготовления 2 л 0,2 н. раствора?

Решение:

Грамм-молекула Na_2CO_3 равна 106 г, а 0,1 грамм-эквивалент – 53 г. Один литр 0,2 н. раствора должен содержать 0,2 грамм-эквивалента, т.е. $53 \times 0,2 = 10,6$ г, а два литра – $10,6 \times 2 = 21,2$ г. Для приготовления потребуется 21,2 г Na_2CO_3 .

Практически нормальные растворы готовят так же, как и молярные.

Задание:

Получите у преподавателя индивидуальное задание на приготовление определенного объема раствора соли заданной нормальности и произведите соответствующие расчеты.

Дополнительные вопросы и задачи по теме:

1. Что называется концентрацией раствора?
2. Дайте характеристику важнейших способов выражения концентрации растворов.
3. Как вычисляются эквиваленты кислот, оснований и солей?
4. Выразите в процентах концентрацию раствора, содержащего 10 г вещества в 100 г воды.

Ответ: 9,1%

5. Как готовят процентные растворы? Сколько граммов NaCl потребуется для приготовления 1 л 20-процентного раствора, плотность которого равна 1,148?

Ответ: 229,6 г

6. Сколько воды надо прибавить к 100 мл 20-процентного раствора H_2SO_4 (плотность 1,14), чтобы получить 5-процентный раствор?

Ответ: 342 мл.

7. Как практически готовят молярные и нормальные растворы? Сколько граммов Na_2CO_3 нужно отвесить для приготовления: а) 500 мл 0,2 М раствора; б) 500 мл 0,1 н. раствора?

Ответ: 10,6 и 2,65 г

8. Определить молярность и нормальность раствора серной кислоты, в 2-х литрах которого содержится 19,6 г H_2SO_4 .

Ответ: 0,1 М; 0,2 н.

9. По «правилу креста» рассчитать сколько следует взять весовых частей 40%-ного и 85%-ного для получения 60%-ного раствора серной кислоты.
10. По «правилу креста» рассчитать сколько следует взять весовых частей растворителя (воды) чтобы из 35%-ного водного раствора соли NaCl чтобы получить 25%-ный раствор.

**Опыт 6. Приготовление пересыщенных растворов.
Кристаллизация вещества из пересыщенного раствора**

Цель опыта: научиться готовить пересыщенные растворы и изучить особенность кристаллизации вещества из пересыщенного раствора.

- а) **Приготовление пересыщенного раствора тиосульфата натрия.**

Насыпают в пробирку 1/4 ее объема кристаллический тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и осторожно нагревают до расплавления. Закрывают пробирку ваткой и закрепляют вертикально на штативе. Когда пробирка охладится до комнатной температуры, снимают ее со штатива и резко встряхивают. Что наблюдается?

Снова готовят нагреванием прозрачный раствор. После охлаждения вносят в пробирку кристаллик $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Обратите внимание на скорость кристаллизации и вид кристаллов.

б) Приготовление пересыщенного раствора ацетата натрия.

Растирают в фарфоровой ступке кристаллический ацетат натрия $\text{NaCH}_3\text{COO} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, наполняют этим порошком пробирку на 1/4 ее объема и добавляют 2 капли воды.

Закрепляют пробирку в штативе и нагревают на водяной бане до полного растворения соли. Пробирке дают охладиться до комнатной температуры. Затем внутреннюю поверхность пробирки протирают стеклянной палочкой и наблюдают кристаллизацию вещества из пересыщенного раствора.

Обсуждение результатов и выводы:

Что такое пересыщенный раствор?

Каковы способы и особенности кристаллизации из пересыщенного раствора?

Дополнительные вопросы и задачи по теме:

1. Что называется концентрацией раствора?
2. Дайте характеристику важнейших способов выражения концентрации растворов.
3. Как вычисляются эквиваленты кислот, оснований и солей?
4. Выразите в процентах концентрацию раствора, содержащего 10 г вещества в 100 г воды.

Ответ: 9,1%

5. Как готовят процентные растворы? Сколько граммов NaCl потребуется для приготовления 1 л 20-процентного раствора, плотность которого равна 1,148?

Ответ: 229,6 г

6. Сколько воды надо прибавить к 100 мл 20-процентного раствора H_2SO_4 (плотность 1,14), чтобы получить 5-процентный раствор?

Ответ: 342 мл.

7. Как практически готовят молярные и нормальные растворы? Сколько граммов Na_2CO_3 нужно отвесить для приготовления: а) 500 мл 0,2 М раствора; б) 500 мл 0,1 н. раствора?

Ответ: 10,6 и 2,65 г

8. Определить молярность и нормальность раствора серной кислоты, в 2-х литрах которого содержится 19,6 г H_2SO_4 .

Ответ: 0,1 М; 0,2 н.

9. По «правилу креста» рассчитать сколько следует взять весовых частей 40%-ного и 85%-ного для получения 60%-ного раствора серной кислоты.

10. По «правилу креста» рассчитать сколько следует взять весовых частей растворителя (воды) чтобы из 35%-ного водного раствора соли NaCl чтобы получить 25%-ный раствор.

Практическая часть

Правило смешивания («Правило креста»)

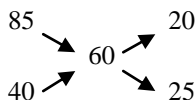
На практике часто приходится готовить растворы определенного процентного содержания не из сухих, а из готовых растворов. Нужно весовое соотношение смешиваемых растворов или раствора и растворителя можно легко определить при помощи правила смешения или диагональной схемы («Правило креста»).

1. Получение растворов требуемой концентрации (в весовых процентах) смешением двух данных растворов.

Требуемую концентрацию раствора пишут в месте пересечения двух линий, а концентрацию в данных растворах – у концов обеих этих линий слева (большая - вверху, меньшая – внизу). Затем на каждой линии производят вычитание одного стоящего на ней числа из другого и разность записывают у свободного конца той же линии. Полученные числа (расположены справа – вверху и внизу) указывают, сколько весовых частей

каждого раствора следует взять, чтобы получить раствор требуемой концентрации.

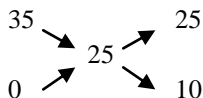
Пример. Для получения 60%-ного раствора из 85%-ного и 40%-ного растворов следует взять 20 весовых частей 85%-ного раствора и 25 весовых частей 40%-ного.



2. *Разбавление раствора до требуемой концентрации (в весовых процентах) прибавлением растворителя*

В этом случае поступают также, как и в первом, только слева внизу вместо меньшей концентрации ставят нуль. Полученные числа (расположены справа – вверху и внизу) указывают, сколько следует взять весовых частей раствора и сколько растворителя.

Пример. Чтобы разбавить 35%-ный водный раствор до 25%-ного, на 25 весовых частей раствора требуется 10 весовых частей воды.



Дополнительные вопросы и задачи по теме:

1. Что называется концентрацией раствора?
2. Дайте характеристику важнейших способов выражения концентрации растворов.
3. Как вычисляются эквиваленты кислот, оснований и солей?
4. Выразите в процентах концентрацию раствора, содержащего 10 г вещества в 100 г воды.
Ответ: 9,1%
5. Как готовят процентные растворы? Сколько граммов NaCl потребуется для приготовления 1 л 20-процентного раствора, плотность которого равна 1,148?
Ответ: 229,6 г

6. Сколько воды надо прибавить к 100 мл 20-процентного раствора H_2SO_4 (плотность 1,14), чтобы получить 5-процентный раствор?
Ответ: 342 мл.
7. Как практически готовят молярные и нормальные растворы? Сколько граммов Na_2CO_3 нужно отвесить для приготовления: а) 500 мл 0,2 М раствора; б) 500 мл 0,1 н. раствора?
Ответ: 10,6 и 2,65 г
8. Определить молярность и нормальность раствора серной кислоты, в 2-х литрах которого содержится 19,6 г H_2SO_4 .
Ответ: 0,1 М; 0,2 н.
9. По «правилу креста» рассчитать сколько следует взять весовых частей 40%-ного и 85%-ного для получения 60%-ного раствора серной кислоты.
10. По «правилу креста» рассчитать сколько следует взять весовых частей растворителя (воды) чтобы из 35%-ного водного раствора соли NaCl чтобы получить 25%-ный раствор.

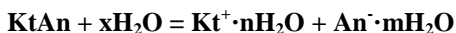
3.2. Равновесие в растворах электролитов

Электролитическая диссоциация

Цель работы: изучить процесс электролитической диссоциации и смещение равновесия в растворах электролитов.

Опыт 1. Гидратация ионов

Диссоциация молекул электролита на ионы происходит под действием полярных молекул воды с образованием гидратированных ионов:



В некоторых случаях окраска негидратированных и гидратированных ионов различна, что можно наблюдать визуально.

Гидратация ионов кобальта. В пробирку с 6-8 каплями спирта внесите несколько кристаллов безводного хлорида кобальта (II), растворите кристаллы и отметьте окраску раствора.

В пробирку по каплям прибавляйте воду и наблюдайте изменение окраски раствора.

Составьте уравнение реакции гидратации иона кобальта Co^{2+} (образуется гексагидрат иона кобальта).

Смочите полученным раствором полоску фильтровальной бумаги и высушите ее над пламенем спиртовки. Как изменяется окраска бумаги? Поясните наблюдаемые явления и сформулируйте общий вывод.

Опыт 2. Сравнение химической активности слабых и сильных электролитов

Взаимодействие соляной и уксусной кислот с мрамором.

Налейте в пробирку на 1/3 ее объема 2н раствора уксусной кислоты, а в другую – столько же 2н раствора соляной кислоты. Внесите в каждую пробирку по кусочку мрамора (по возможности одинаковой величины). По интенсивности выделения газа определите, какая из кислот сильнее.

Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. От концентрации каких ионов зависит скорость выделения газа? В растворе какой кислоты больше концентрация этих ионов? Составьте уравнения электролитической диссоциации данных кислот и выражение константы диссоциации слабой кислоты. Какие электролиты – слабые или сильные – химически активнее?

Опыт 3. Влияние на степень диссоциации слабого электролита введения в раствор одноименных ионов

В две пробирки внесите по 1-1,5 мл раствора аммиака и добавьте в каждую по капле индикатора фенолфталеина, отметьте окраску растворов.

Напишите уравнение диссоциации гидроксида аммония и соответствующее выражение константы диссоциации его. Укажите, под влиянием каких ионов окрашивается индикатор.

Одну из пробирок оставьте в качестве контрольной. В другую внесите несколько кристалликов хлорида аммония, встряхните пробирку для растворения соли. Как изменилась интенсивность окраски раствора по сравнению с контрольным раствором? Какие одноименные ионы были внесены в раствор и как это влияет на степень диссоциации электролита? Как

смещается равновесие диссоциации слабого электролита при введении в раствор одноименных ионов? Сделайте общий вывод.

Опыт 4. Направление реакций в растворах электролитов

а) Реакции образования малорастворимых веществ

В две пробирки внесите по 3-4 капли растворов: в первую – сульфата меди, во вторую – хлорида кальция. В первую пробирку добавьте несколько капель раствора щелочи, во вторую – раствора карбоната натрия. Наблюдайте образование осадков (*вторую пробирку оставьте для опыта в*). Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. В направлении образования каких веществ протекали реакции?

б) Реакции образования слабых электролитов

Налейте в пробирку несколько капель раствора ацетата натрия и прибавьте немного раствора серной кислоты (1:1). Смесь перемешайте и слегка нагрейте. Определите по запаху образование уксусной кислоты (*соблюдайте правило определения газов по запаху!*). Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнение реакции. В каком направлении – в сторону образования какого электролита – протекала реакция?

в) Реакции образования газообразных веществ

В пробирку с осадком карбоната кальция (опыт а) прибавляйте по каплям раствор соляной кислоты. Что наблюдается? Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. Укажите направление протекания реакции.

3.3 Гидролиз солей

Цель работы: опытным путем изучить реакцию гидролиза солей и смещение равновесия при гидролизе.

Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей.

Типы гидролизующихся солей.

Задание:

1. Используя нейтральный раствор лакмуса, определите реакцию среды в растворах данных ниже солей

Выполнение опыта:

В стакане объемом 100 мл приготовьте нейтральный раствор лакмуса и разлейте в семь пробирок. Один из растворов используйте в качестве контрольного. В остальных пробирках растворите по микрошпателью кристаллических солей в следующей последовательности: ацетат натрия, хлорид аммония, ацетат аммония, хлорид натрия, сульфат алюминия, карбонат натрия. Растворы тщательно перемешайте стеклянными палочками (каждый раствор отдельной палочкой) и сравните окраски их с окраской контрольного раствора. Результаты наблюдений запишите в таблицу.

Реакция среды в растворах солей и склонность солей к реакции гидролиза.

№	Формула соли	Окраска лакмуса	рН среды	Соль образована: (сила электролита)		Тип гидролиза		Вид гидролиза:
				основание	кислота	По K_t^{n+}	По An^{m-}	
1	$CH_3COO Na$	синяя	>7	Сильные, NaOH	Слабая, $CH_3COO H$	–	CH_3COO	простой

2. По результатам опыта установите:
 1. Типы солей, подвергающихся гидролизу при растворении в воде и реакцию среды в их растворах;
 2. Типы солей, гидролизующихся ступенчато.
 3. Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакции гидролиза соли.

4. Приведите определение реакции гидролиза соли.

Опыт 2. Влияние температуры на равновесие гидролиза соли.

Цель опыта: Экспериментально установить влияние температуры на равновесие в растворе гидролизующейся соли.

Выполнение опыта:

В пробирку наполовину объема налейте 1 н раствор ацетата натрия и добавьте 2-3 капли фенолфталеина. Объясните окрашивание раствора (в какой цвет?), составив ионно-молекулярное уравнение реакции гидролиза данной соли.

Разделите раствор на две части и одну из пробирок нагрейте. Как изменилась окраска раствора? В каком направлении сместилось равновесие гидролиза соли при повышении температуры?

Охладите пробирку током водопроводной воды. Что происходит с окраской раствора? В какую сторону сместилось равновесие гидролиза? Результаты опыта сведите в таблицу.

Смещение равновесия гидролиза при изменении температуры.
Ионно-молекулярное уравнение гидролиза ацетата натрия:

Изменение температуры	Изменение окраски раствора	Направление сдвига равновесия	Изменение степени гидролиза
повышение			
понижение			

Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза соли.

3.4. Неравновесные процессы в растворах.

Окислительно-восстановительные реакции

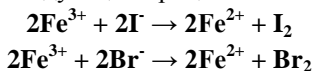
Цель работы: опытным путем изучить окислительно-восстановительные реакции и установить:

- Зависимость окислительно-восстановительных свойств вещества от степени окисления атома в молекуле;

- Влияние реакции среды на характер протекания окислительно-восстановительных реакций;
- Выработать навыки составления уравнений окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций.

Опыт 1. Определение направления редокс-процесса

1. На основе значений стандартных редокс-потенциалов прогнозируют возможность протекания следующих процессов:

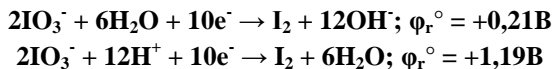


Правильность проведенных расчетов проверяют экспериментально: в две пробирки наливают по 0,5 мл раствора хлорида железа(III). В одну пробирку добавляют 10-15 капель йодида калия, в другую – 10-15 капель раствора бромида калия.

В таблице отмечают наблюдаемые изменения.

№ опыта	Реактив	Уравнение реакции	Результаты наблюдений
1			
2			
3			
4			

2. На основе стандартных редокс-потенциалов прогнозируют направление протекания реакции между йодатом калия и йодидом калия в кислой и нейтральной среде:



Правильность проведенных расчетов проверяют экспериментально: в пробирку наливают 0,5 мл раствора йодата калия и 0,5 мл раствора йодида калия, затем добавляют по каплям раствор серной кислоты до изменения окраски раствора. Наблюдают образование йода. К полученному раствору добавляют по каплям раствор гидроксида натрия 10% до исчезновения

окраски йода. Отмечают наблюдаемые изменения и записывают уравнение химической реакции в таблице.

Влияние реакции среды на характер протекания окислительно-восстановительных реакций

Опыт 2. Окислительные свойства перманганата калия в зависимости от реакции среды.

В три пробирки налейте по 2-3 мл раствора перманганата калия. В одну из них прибавьте 1-2 мл 2 н раствора серной кислоты, во вторую – 2 мл концентрированного раствора щелочи, в третью – такой же объем воды. В каждую пробирку внесите микрошпатель кристаллического сульфита натрия. Наблюдайте изменение окраски растворов в двух пробирках и выпадение бурого осадка диоксида марганца в одной из пробирок.

При записи схемы реакций следует иметь в виду, что ион Mn^{2+} в растворе бесцветен или слабо розовый, а зеленая окраска присуща манганат-иону MnO_4^{2-} .

Составьте схемы реакций и подберите коэффициенты методом полуреакций. Результаты опыта оформите в виде таблицы:

рН среды	Ион среды	Наблюдаемый эффект	Схема превращения перманганат иона
<7	H^+		$MnO_4^- \rightarrow$
7			
>7			

Как зависит окислительная способность перманганат – иона от реакции среды?

Опыт 3. Окислительные свойства галогенов

а) К 1 - 2 мл раствора KJ добавить по каплям хлорную воду (раствор в воде – Cl_2) до появления желто – бурой окраски. Полученный раствор разбавить дистиллированной водой до образования бледно – желтой окраски и добавить несколько капель крахмала.

Какое вещество окрашивает раствор в желтый цвет? Напишите уравнения реакции, составьте к нему электронные уравнения и укажите окислитель и восстановитель.

б) К 4 - 5 мл сероводородной воды (раствор H_2S в воде) добавить по каплям бромную воду (раствор брома в воде – Br_2). Наблюдать обесцвечивание бромной воды и помутнение раствора, напишите уравнение реакции и указать окислитель и восстановитель.

Опыт 4. Окислительные свойства KMnO_4

Налить в пробирку 2 – 3 мл раствора FeSO_4 , добавить столько же разбавленной H_2SO_4 и 1 мл раствора KMnO_4 . Почему обесцвечивается раствор KMnO_4 ? Написать уравнение реакции, составить к нему электронные уравнения и подобрать коэффициенты.

Опыт 5. Окислительные свойства соединений шестивалентного хрома

Налить в пробирку 2 - 3 мл раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, подкислить таким же количеством разбавленной H_2SO_4 и добавить 4 – 5 мл раствора Na_2SO_3 . Наблюдать переход оранжевой окраски в зеленую, характерную для соединений трехвалентного хрома. Написать уравнение реакции, составить к нему электронные уравнения и подобрать коэффициенты.

Опыт 6. Взаимодействие концентрированной и разбавленной HNO_3 с медью.

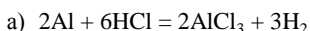
1) В пробирку с медной стружкой прилить (в вытяжном шкафу) 2 – 3 мл концентрированной HNO_3 . Наблюдать выделение бурого газа NO_2 .

2) В пробирку с медной стружкой прилить 2 – 3 мл разбавленной HNO_3 , слегка подогреть (в вытяжном шкафу!) и наблюдать выделение бесцветного газа NO , бурящего у отверстия пробирки.

Написать уравнения происходящих реакций, составить к ним электронные уравнения и подобрать коэффициенты.

Дополнительные вопросы и задачи по теме:

1. Составить уравнения полуреакций окисления и восстановления для следующих реакций и определить, в каком случае водород служит окислителем и в каком – восстановителем:



2. Составить уравнения полуреакций окисления и восстановления с учетом кислотности среды:



- б) Нейтральная среда: $\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$
в) Щелочная среда: $\text{Al} \rightarrow \text{AlO}_2^-$
3. Закончить уравнение реакции: $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} = \text{MnO}_2 +$
 4. Закончить уравнение реакции, в котором окислителем служит концентрированная азотная кислота: $\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CO}_3 +$
 5. Закончить уравнение реакции, в котором окислитель (или восстановитель) дополнительно расходуется на связывание продуктов реакции:
 $\text{NH}_3(\text{избыток}) + \text{Br}_2 \rightarrow \text{N}_2 +$

Тема 4: МЕТАЛЛЫ

4.1. Химические свойства металлов.

Опыт 1: Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с водой.

При работе соблюдайте меры предосторожности:

- *Опыт проведите в вытяжном шкафу при закрытых дверцах;*

- **Работайте с малыми количествами металлов.**

В фарфоровые чашки налейте до половины объема дистиллированную воду. Отберите пинцетом небольшие кусочки металлов и подсушите их между листами фильтровальной бумаги. Внесите металлы каждый в отдельную чашку с водой и наблюдайте за ходом реакций через стекло вытяжного шкафа. По окончании взаимодействия определите реакцию среды в растворах, добавив в них каплю раствора фенолфталеина. Какой газ выделяется в ходе реакции?

Опыты проведите с металлическими натрием, калием и кальцием. Опишите свои наблюдения.

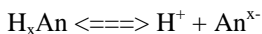
Какой из данных металлов наиболее активно реагирует с водой? Сопоставьте активность металлов с величиной стандартных электродных потенциалов:

Металл	$E^0(\text{В})$	Наблюдаемая активность

Составьте уравнения реакций и методом полуреакций подберите коэффициенты.

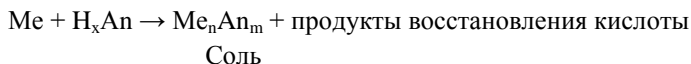
Отношение металлов к кислотам

Кислоты – электролиты, образующие при диссоциации катионы только одного вида – катионы водорода H^+ . Поэтому процесс электролитической диссоциации кислот в общем виде можно выразить уравнением:

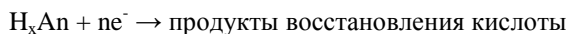
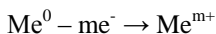


Где An^{x-} – анион кислоты, т.е. кислотный остаток.

При взаимодействии с кислотой металл играет роль восстановителя, а кислота – окислителя:



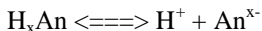
Электронное уравнение:



В зависимости от природы кислоты и ее концентрации в растворе окислителем может быть:

- Катион водорода $H^+ : 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$, или
- Кислотный остаток $An^{x-} : An^{x-} + ne^- \rightarrow$ продукты восстановления.

Разделим кислоты по типу окислителя на две группы:

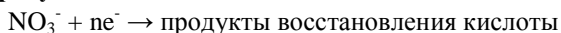


1. Окислитель H^+	2. Окислитель – анион кислоты An^{x-}
Кислоты: HCl, H_2SO_4 (разб.), H_3PO_4, \dots	Кислоты: HNO_3 (разб. и конц.), H_2SO_4 (конц.)

С кислотами 1-й группы реагируют металлы, стандартный электродный потенциал которых меньше нуля – ($E^0 < 0$), т.е. металлы, стоящие в ряду напряжений левее водорода.

Рассмотрим возможные продукты восстановления азотной и концентрированной серной кислот при их взаимодействии с металлами.

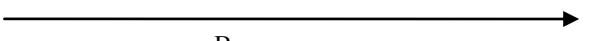
Продукты восстановления азотной кислоты HNO_3



Кол-во e^- – нов:	$+1e^-$	$+3e^-$	$+5e^-$	$+8e^-$
Продукты	NO_2	NO	N_2	$NH_3(NH_4NO_3)$
				
				

Продукты восстановления концентрированной серной кислоты



Кол-во e^- – нов:	$+2e^-$	$+6e^-$	$+5e^-$
Продукты	SO_2	S	H_2S
			

Опыт 2: Взаимодействие металлов с серной кислотой

а) с разбавленной серной кислотой

В две пробирки налейте 1-2 мл разбавленной серной кислоты и опустите в первую – стружки алюминия, во вторую – меди. Что наблюдается? Объясните, чем обусловлено различие в отношении данных металлов к разбавленной серной кислоте?

Составьте уравнения реакций, электронно-ионные уравнения. Укажите восстановитель и окислитель. Приведите обобщенный вывод по опыту.

б) с концентрированной серной кислотой

(Опыт проводится в вытяжном шкафу)

В три пробирки налейте 1-2 мл концентрированной серной кислоты (осторожно!). Внесите в одну пробирку 1/2 микрошпателя порошка железа, во вторую гранулу цинка, в третью – стружки меди.

Пробирку с металлической медью слабо нагрейте. Внимательно следите за изменениями, происходящими в пробирке с гранулой цинка. Через некоторое время (после помутнения раствора) слабо нагрейте пробирку и поднесите к отверстию пробирки «свинцовую» бумагу (фильтровальная бумага пропитанная раствором соли свинца) – почернение бумаги свидетельствует о выделении сероводорода.

(Осторожно! Сероводород ядовит!)

Результаты наблюдений запишите в таблицу:

Металл	$E^0(\text{В})$	Продукты восстановления H_2SO_4		
		SO_2	S	H_2S
Zn	- 0,76			

--	--	--	--	--

Знаком «+» отметьте продукты, образующиеся при восстановлении серной кислоты соответствующим металлом.

Составьте уравнения всех протекающих реакций. Подберите коэффициенты к ним электронно-ионным методом.

Сформулируйте выводы по результатам опыта.

Опыт 3: Отношение металлов к растворам щелочей

В две пробирки налейте по 1-2 мл раствора щелочи и внесите в одну – 1/2 микрошпателя порошка магния, в другую - кусочки алюминиевой стружки. Что наблюдается?

Объясните результаты опыта. Составьте уравнение протекающей реакции по стадиям:

- а) Реакция растворения оксидной пленки металла в щелочи;
- б) Взаимодействие металла с водой;
- в) Реакция растворения образующегося гидроксида металла в избытке щелочи.

Напишите суммарное уравнение стадий б) и в).

Какие металлы (по химической природе) взаимодействуют с растворами щелочей? Какие свойства проявляют металлы в реакции с раствором щелочи? Приведите примеры таких металлов.

4.2. Свойства соединений металлов

Опыт 1: Свойства гидроксидов металлов

а) Получение гидроксидов металлов и изучение их кислотно-основных свойств

В шесть пробирок внесите 3-4 капли растворов солей магния, никеля и меди (порцию каждой соли в две пробирки). К растворам прилейте по каплям до прекращения образования осадков раствор щелочи. Напишите уравнения протекающих реакций в сокращенной ионно-молекулярной форме.

Испытайте действие на осадки растворов а) кислоты и б) щелочи.

Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Сформулируйте выводы.

б) Получение гидроксидов марганца (II) и железа (II) и окисление их на воздухе

Получите осадки гидроксидов $Mn(II)$ и $Fe(II)$ действием щелочи на растворы их солей. Оставьте осадки гидроксидов на некоторое время на воздухе и наблюдайте за происходящими изменениями.

Составьте уравнения реакций окисления гидроксидов железа и марганца на воздухе.

Сделайте вывод об отношении гидроксидов металлов, проявляющих переменную валентность к действию кислорода воздуха и воды.

в) Получение и изучение свойств амфотерных гидроксидов

К растворам солей хрома(III) и цинка добавляйте по каплям раствор щелочи до образования осадков (избегайте избытка щелочи).

Испытайте действие: а) раствора кислоты, б) избытка раствора щелочи на полученные гидроксиды.

Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Сделайте вывод по результатам опыта.

Результаты опытов 1а – 1б оформите в виде следующей таблицы:

Свойства гидроксидов металлов

Формула	Окраск	Отношение к действ-ю	Окислени	Химически
---------	--------	----------------------	----------	-----------

гидроксид а	а осадка	кислоты	щелочи	е на воздухе	й характер
$Mg(OH)_2$	белый	раствори м	нераствори м	не окисляетс я	основной

Опыт 2: Окислительно-восстановительные свойства соединений металлов

К 1 мл раствора перманганата калия прилейте такой же объем раствора сульфата марганца(II). Отметьте исчезновение фиолетовой окраски перманганат-иона и образование бурого осадка MnO_2 . Синей лакмусовой бумагой испытайте реакцию среды в растворе.

Составьте уравнение реакции, имея в виду что она протекает с участием воды. Подберите коэффициенты электронно-ионным методом и укажите, окислитель и восстановитель.

Определите, степени окисления атома марганца в соединениях: $KMnO_4$, MnO_2 , $MnSO_4$.

Исходя из результатов опыта, сделайте общий вывод: какую роль – окислителя или восстановителя – выполняет соединение металла, если оно содержит атом металла:

- в высшей степени окисления ($KMnO_4$) - ?
- в низшей степени окисления ($MnSO_4$) - ?
- В промежуточной степени окисления (MnO_2) - ?

Дополнительные вопросы и задачи по теме:

1. По какому принципу элементы объединяются в группы и подгруппы?

2. Как изменяются валентные возможности и координационные числа элементов главных подгрупп с ростом заряда ядер и их атомов? Разобрать на примере элементов VI группы. Написать формулы серной, селеновой и теллуровой кислот.
3. Чем объясняется отличие свойств элементов 2-го периода от свойств их электронных аналогов в последующих периодах?
4. С каким элементом более сходен молибден по свойствам – с селеном или с хромом? Чем это объединяется?
5. Какими химическими свойствами обладает искусственно полученный элемент с порядковым номером 87? С каким из элементов периодической системы он наиболее сходен?

4.3. Коррозия металлов

Цель работы: опытным путем изучить:

- Процессы химической и электрохимической коррозии металлов;
- Факторы, влияющие на скорость коррозии металлов.

Опыт 1: Обнаружение разности потенциалов на поверхности металлов.

Железную пластинку зачистите наждачной бумагой, промойте водой и промокните фильтровальной бумагой. На поверхность пластинки в нескольких местах нанесите по капле 3%-го раствора хлорида натрия (электролит). Два графитовых электрода, подключенные к микрогальванометру погрузите в капли (разные) раствора. Отклонение стрелки прибора показывает появление в цепи тока. Опыт повторите с пластинкой алюминия.

Объясните результаты опыта. Укажите возможные причины наличия на поверхности металлов участков с различными потенциалами (с разностью потенциалов), что в присутствии электролита обуславливает возникновения микрогальванопар.

Химическая коррозия металлов

Опыт 2: Коррозия натрия на воздухе

(Внимание! Соблюдайте правила работы с щелочными металлами).

Отберите пинцетом небольшой кусочек натрия и просушите между листами фильтровальной бумаги. Поместите металл на сухую чашку Петри и разрежьте скальпелем пополам. Обратите внимание, что свежий срез натрия имеет металлический блеск, который быстро тускнеет на воздухе.

По окончании опыта перенесите кусочки натрия в специальную склянку для его хранения.

Объясните наблюдаемое явление, составьте химическое и электронное уравнение процесса коррозии натрия на воздухе. Какой вид коррозии металла наблюдается?

Электрохимическая коррозия металлов

Опыт 3: Химическая и электрохимическая коррозия цинка.

Влияние образования микрогальванопар на скорость коррозии цинка

а) В две пробирки налейте по 3-4 мл 2 н раствора соляной кислоты и внесите по одной грануле цинка. Наблюдайте выделение газа в пробирках.

Составьте химическое и электронно-ионное уравнения протекающей реакции. Определите, какой вид коррозии цинка происходит.

б) В одну из пробирок (пробирка 2) введите медную проволоку, не касаясь кусочка цинка. Взаимодействует ли медь с кислотой?

Опустите медную проволоку до соприкосновения с гранулой цинка. Обратите внимание на выделение водорода с поверхности меди и на скорость реакции по сравнению с первой пробиркой.

Составьте формулу гальванического элемента, образующегося в пробирке №2. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов металлов, определите анод и катод.

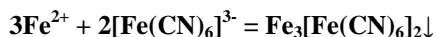
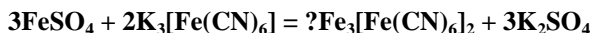
Составьте электронные уравнения электродных процессов. Какой вид электрохимической коррозии цинка протекает во второй пробирке?

По результатам опыта сформулируйте выводы:

1. В чем принципиальные различия процессов химической и электрохимической коррозии металла?
2. Как влияет образование микрогальванопары на скорость коррозии металла?

Опыт 4: Коррозия железа в условиях неравномерной аэрации

При коррозии металлического железа его атомы теряют электроны и превращаются в ионы двухвалентного железа Fe^{2+} . Присутствие в системе ионов Fe^{2+} определяют по характерной синей окраске турбулевого сини, образующейся по реакции:



Турбулевого синь

Химические и эмпирические названия комплексных соединений железа:

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексацианоферрат(III)калия, красная кровяная соль;

$\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ – гексацианоферрат(III)железа(II), турбулевого синь.

На поверхность очищенной (см. опыт 1) железной пластинки нанесите несколько капель раствора хлорида натрия (электролит), содержащего фенолфталеин и красную кровяную соль $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Через несколько минут наблюдайте появление в центре капли синего окрашивания, а по его краям – розового.

Укажите анодный и катодный участки поверхности металла. На каком из участков – анодном или катодном, концентрация растворенного кислорода больше? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

Чем в данном случае обусловлена разность потенциалов, возникающая на поверхности железа и образование гальванического элемента?

Опыт 5: Зависимость скорости коррозии железа от pH среды

В пять пробирок налейте по 3–4 мл следующих растворов:

1 – хлорида натрия (pH 7);

- 2 – хлорида натрия и две капли 2 н раствора NaOH (pH 12);
- 3 – дистиллированной воды и 2 капли 2 н серной кислоты (pH 2);
- 4 – дистиллированной воды (pH 5);
- 5 – водопроводной воды (pH определите по универсальной индикаторной бумаге).

Во все пробирки добавьте по 2 капли раствора $K_3[Fe(CN)_6]$ и опустите в каждую гвоздь.

Отмечайте последовательность появления синего окрашивания турнбулевой сини в пробирках. Результаты наблюдений запишите в таблицу:

Зависимость скорости коррозии железа от pH среды.

№	Состав раствора	pH	Очередность окрашивания	Вид деполяризации	Ион среды: активатор, ингибитор
	NaCl	7			
	NaCl + NaOH	12			
	H ₂ O + H ₂ SO ₄	2			
	H ₂ O дист.	5			
	H ₂ O водопр.				

По результатам опыта сделайте выводы.

Защитные покрытия

Опыт 6: Коррозия оцинкованного и луженого железа в кислой среде

В две пробирки налейте по 4-5 мл дистиллированной воды, добавьте в каждую по 3 капли 2 н раствора серной кислоты и по 2 капли $K_3[Fe(CN)_6]$.

Нанесите скальпелем царапины на пластинках оцинкованного и луженого железа и поместите их в разные пробирки. Через несколько минут наблюдайте появление синего окрашивания в одной из пробирок (в какой?).

Составьте схемы гальванических элементов, образующихся при повреждении защитного покрытия на оцинкованном и луженом железе.

Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, определите анод и катод в каждом из гальванических элементов.

Оформите таблицу:

Образование ГЭ на луженом и оцинкованном железе

Система	E^0 Fe/Fe ²⁺	E^0 Zn/Zn ²⁺ Sn/Sn ²⁺	Анод	Катод	Формула ГЭ
Оцинкованное железо					
Луженое железо					

Ингибиторы коррозии металла

Опыт 7: Ингибирование химической коррозии металла

В пробирку налейте 2-3 мл 1М раствора серной кислоты и опустите в нее железный гвоздь. Что наблюдается? Напишите ионно-молекулярное уравнение реакции и составьте электронное уравнение.

После установления равномерного тока выделяющегося водорода внесите в пробирку половину микрошпателя уротропина $(CH_2)_6N_4$.

Как изменилась скорость газовой выделению? Укажите роль уротропина в процессе коррозии железа. Что такое ингибиторы?

Дополнительные вопросы и задачи по теме:

1. Химическая коррозия металла, механизм этого процесса.

2. В раствор электролита, содержащего растворенный кислород, опустили цинковую и медную пластинку, покрытую медью. В каком случае процесс коррозии в каждом из случаев. Укажите состав продуктов коррозии.
3. Железо покрыто хромом. Какие процессы будут происходить при нарушении целостности защитного покрытия в атмосфере промышленного района – влажный воздух содержит углекислый газ и диоксид серы. Какие продукты коррозии образуются?
4. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии луженой меди при повреждении защитного покрытия в среде хлорида натрия.
5. Для ускорения растворения цинка в соляной кислоте в раствор добавляют немного сульфата меди. Объясните механизм этого процесса.

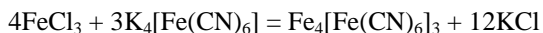
Тема 5: ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ. КОЛЛОИДНЫЕ СИСТЕМЫ

5.1. Способы получения гидрозолей.

Методы конденсации

Опыт 1: Получение гидрозолей берлинской лазури с разноименными зарядами частиц

Для получения данных золей используется реакция обмена:



В результате реакции образуется золь малорастворимого в воде вещества $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ – берлинской лазури.

Названия комплексных солей

Формула вещества	Химическое название	Эмпирическое название
$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Гексацианоферрат(II) калия	Желтая кровяная соль
$\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$	Гексацианоферрат(II) железа(II)	Берлинская лазурь

В работе используются 0,005 н. раствор FeCl_3 и 0,005 н. раствор гексацианоферрата(II) калия.

а) Приготовление золя берлинской лазури при избытке FeCl_3

К 3 мл раствора FeCl_3 прилейте 1 мл раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, перемешайте раствора гексацианоферрата(II) калия. Образуется золь берлинской лазури.

- Что собой представляет золь?
- Укажите фазовый состав полученного золя.
- Составьте формулу мицеллы и укажите знак заряда гранулы.

б) Приготовление золя берлинской лазури при избытке $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Повторите опыт а), изменив соотношение реактивов, а именно, к 3 мл раствора $K_4[Fe(CN)_6]$ прилейте 1 мл раствора $FeCl_3$.

- Определите фазовый состав полученного золя, заряд частиц золя.
- Составьте формулу мицеллы.

Выводы:

1. Что такое золь?
2. Какие вещества и при каких условиях могут образовать золи в водной среде (гидрозоли)?
3. Чем определяется знак заряда частиц золя?

№	Объем раствора, мл		Реактив в избытке	Состав ядра	Потенциал определяющие ионы	Знак заряда гранул
	$FeCl_3$	$K_4[Fe(CN)_6]$				
а	3	1				
б	1	3				

Опыт 2: Определение знака заряда частиц золя

В окрашенных золях знак заряда частиц можно определить методом капиллярного анализа. Он основан на том, что целлюлозные стенки капилляров фильтровальной бумаги заряжены отрицательно, а пропитывающая бумагу вода – положительно. Если нанести на фильтровальную бумагу золь с отрицательным зарядом частиц, то он не адсорбируется бумагой и на ней образуется равномерно окрашенное пятно. Если частицы золя заряжены положительно, то они адсорбируются отрицательно заряженными стенками капилляров и на бумаге образуется пятно, окрашенное в центре и бесцветное по краям.

- Методом капиллярного анализа определите знаки заряда частиц полученных ранее зольей берлинской лазури (опыт 2).
- Совпадают ли результаты анализа со знаками зарядов частиц, которые записаны в формулах мицелл (опыт 2)?

- Результаты опыта запишите в таблицу.

Опыт 3: Получение золя гидроксида железа (III) реакцией гидролиза соли

В пробирку налейте 4-5 мл дистиллированной воды. В нагретую до кипения воду приливайте по каплям (при перемешивании) 2%-й раствор хлорида железа (III) до образования золя гидроксида железа красно-коричневого цвета.

- Изобразите строение мицеллы золя гидроксида железа (III).
- Напишите формулу мицеллы, соответственно правилу Панета-Фаянса.
- Укажите фазовый состав золя.

Метод диспергирования.

Метод химического диспергирования. Пептизация.

Опыт 4: Получение золя гидроксида железа (III) методом пептизации

Приготовьте осадок гидроксида железа действием раствора щелочи на раствор хлорида железа (III). Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Отделите осадок гидроксида железа от раствора центрифугированием. Осадок небольшими порциями внесите в насыщенный раствор хлорида железа, перемешивая после каждого добавления. Наблюдайте исчезновение осадка и изменение окраски раствора из желтого в красно - коричневый, характерный для золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Напишите формулу мицеллы полученного золя гидроксида железа (III), учитывая, что причиной дробления (диспергирования) грубодисперсного осадка является адсорбция на его частицах ионов Fe^{3+} из раствора хлорида железа. Адсорбированные ионы сообщают частицам осадка одноименные заряды, в результате чего частицы отталкиваясь друг от друга, отрываются от осадка и постепенно равномерно распределяются по всему объему жидкости, т.е. происходит пептизация.

5.2. Процессы коагуляции гидрозолей

Цель работы: опытным путем изучить:

- Правило Шульце-Гарди
- Влияние температуры на процесс коагуляции золя
- Образование геля при коагуляции.

Коагуляция гидрозолей электролитами

Опыт 1: Сравнение коагулирующего действия электролитов

Приготовьте золь гидроксида железа (III) по реакции гидролиза хлорида железа (III). Напишите формулу полученного золя.

Разлейте золь на три пробирки. В одну из пробирок прибавляйте по каплям раствор хлорида натрия до начала помутнения золя. Запишите число капель раствора, затраченных на коагуляцию в таблицу. Повторите опыт, прибавляя во вторую пробирку раствор сульфата натрия, в третью – раствор гидрофосфата натрия.

Напишите уравнение диссоциации данных электролитов и определите ионы-коагуляторы (1-ое положение правила Шульце-Гарди).

Результаты опыта запишите в таблицу:

№	Электролит	Ион-коагулятор	Число капель

От чего зависит коагулирующая способность электролита? (2-ое положение правила Шульце-Гарди). Поясните механизм коагуляции.

Опыт 2: Коагуляция гидрозолей при нагревании

Получите золь кремниевой кислоты путем реакции обмена. Для этого налейте в пробирку 1/3 её объема раствора силиката натрия и добавьте при перемешивании немного концентрированной соляной кислоты. Наблюдайте образование золя кремниевой кислоты.

Нагрейте полученный золь кремниевой кислоты. Наблюдайте образование студенистой массы, не выливающейся при перевертывании пробирки вверх дном – геля кремниевой кислоты.

Почему нагревание способствует коагуляции зольей? Что такое гель? Объясните схему процесса образования геля, его структуру.

Опыт 3: Образование геля кремниевой кислоты

В пробирку внесите 6 капель 2 н. раствора соляной кислоты и добавьте 15 капель 10%-го раствора силиката натрия. Образуется золь кремниевой кислоты, который постепенно застудневает с образованием геля. Составьте формулу мицеллы золя кремниевой кислоты. Объясните механизм образования геля.

Дополнительные вопросы и задачи по теме:

1. Исходя из условий образования зольей, укажите, какие из данных веществ могут образовать золи в водной среде (гидрозоли): Na_2S , FeS , MnS , CaS .
2. Осадок гидроксида алюминия осторожно обработали раствором хлорида алюминия. В результате образовался золь вещества осадка с положительно заряженными частицами. Укажите, каким методом приготовлен золь. Составьте формулу мицеллы образовавшегося золя.
3. Для проведения коагуляции к гидрозолью PbS , гранулы которого заряжены отрицательно, прибавили растворы электролитов: NaCl , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$. Укажите ионы, вызывающие коагуляцию данного золя, ион с наибольшей коагулирующей способностью, продукт коагуляции.
4. Осадок сульфида мышьяка (III) As_2S_3 осторожно обработали раствором K_2S . В результате образовался золь вещества осадка с отрицательно заряженными частицами. Укажите, каким методом приготовлен золь. Составьте формулу мицеллы образовавшегося золя.
5. Для получения золя к разбавленному раствору AlCl_3 небольшими порциями прибавляют разбавленный раствор NH_4OH . Укажите золь какого вещества образуется, фазовый состав образующегося золя, химический состав фаз. Определите, какое вещество играет роль электролита-стабилизатора в условиях проведения реакции, потенциалопределяющие ионы, противоионы. Составьте формулу мицеллы.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1.

Основные физические постоянные

Постоянная	Обозначение	Значение
Число Авогардо	N_A	$6,02 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Заряд электрона	e	$1,60 \cdot 10^{-19}$ Кл
Молярный объем газа	V_m	22,4 л/моль*
Постоянная Больцмана	k	$1,38 \cdot 10^{-23}$ Дж/К
Постоянная Планка	h	$6,63 \cdot 10^{-34}$ Дж·с
Постоянная Фарадея	F	$9,65 \cdot 10^4$ Кл/моль
Универсальная газовая постоянная	R	8,31 Дж/(моль·К)

* При нормальных условиях.

Таблица 2.

Групповые названия химических элементов

Актиноиды	Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr
Благородные газы	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
Галогены	F, Cl, Br, I, At
Лантаноиды	La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu
Халькогены	O, S, Se, Te, Po
Семейство железа	Fe, Co, Ni
Семейство платины	Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt
Щелочные металлы	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
Щелочноземельные металлы	Ca, Sr, Ba, Ra

Таблица 3.

Множители и приставки для образования десятичных кратных и дольных единиц

Множитель	Приставка	Обозначение	Множитель	Приставка	Обозначение
10^{12}	тера	Т	10^{-1}	деци	д
10^9	гига	Г	10^{-2}	санти	с
10^6	мега	М	10^{-3}	милли	м
10^3	кило	к	10^{-6}	микро	мк
10^2	гекто	г	10^{-9}	нано	н
10^1	дека	да	10^{-10}	пико	п

Таблица 4.

Стандартные электродные потенциалы (ΔE°) некоторых металлов

Электрод	E° , В	Электрод	E° , В
Li ⁺ /Li	-3,045	Cd ⁺ /Cd	-0,403
Rb ⁺ /Rb	-2,925	Co ²⁺ /Co	-0,277
K ⁺ /K	-2,924	Ni ²⁺ /Ni	-0,25
Cs ⁺ /Cs	-2,923	Sn ²⁺ /Sn	-0,136
Ba ²⁺ /Ba	-2,90	Pb ²⁺ /Pb	-0,127
Ca ²⁺ /Ca	-2,87	Fe ³⁺ /Fe	-0,037
Na ⁺ /Na	-2,714	2H ⁺ /H	-0,000
Mg ²⁺ /Mg	-2,37	Sb ³⁺ /Sb	+0,20
Al ³⁺ /Al	-1,70	Bi ³⁺ /Bi	+0,215
Ti ²⁺ /Ti	-1,603	Cu ²⁺ /Cu	+0,34
Zr ⁴⁺ /Zr	-1,58	Cu ⁺ /Cu	+0,52
Mn ²⁺ /Mn	-1,18	Fe	+0,77
V ²⁺ /V	-1,18	Hg ₂ ²⁺ /2Hg	+0,79
Cr ²⁺ /Cr	-0,913	Ag ⁺ /Ag	+0,80
Zn ²⁺ /Zn	-0,763	Hg ²⁺ /Hg	+0,85
Cr ³⁺ /Cr	-0,74	Pt ²⁺ /Pt	+1,19
Fe ²⁺ /Fe	-0,44	Au ³⁺ /Au	+1,50
		Au ⁺ /Au	+1,70

Таблица 5.

Коэффициенты активности ионов при различных ионных силах раствора

Ионная сила раствора	Заряд иона z			Ионная сила раствора I _c	Заряд иона z		
	±1	±2	±3		±1	±2	±3
0,05	0,84	0,50	0,21	0,3	0,81	0,42	0,14
0,1	0,81	0,44	0,16	0,4	0,82	0,45	0,17
0,2	0,80	0,41	0,14	0,5	0,84	0,50	0,21

Таблица 6.

Свойства важнейших двухцветных кислотно-основных индикаторов

Индикатор	Переход окраски	Интервал pH
Метиловый оранжевый	Красная → оранжевая	3,1 – 4,0
Лакмоид	Красная → синяя	4,0 – 6,4
Метиловый красный	Красная → желтая	4,2 – 6,2
Бромтимоловый	Желтая → синяя	6,0 – 7,6

Таблица 7.

Константы гидролиза некоторых протолитов в водных растворах при 25⁰C

Электролит		Константа протолиза, моль/л
Название	Формула	
Пероксид водорода	H ₂ O ₂	K _{K1} ~ 10 ⁻¹² (H ₂ O ₂ , HO ₂ ⁻ , H ₂ O) K _{K2} ~ 10 ⁻²⁵ (H ₂ O ⁻ , HO ₂ ²⁻ , H ₂ O)
Циановодород	HCN	K _K = 7 · 10 ⁻¹⁰ (HCN, CN ⁻ , H ₂ O)
Метакремниевая кислота	H ₂ SiO ₃	K _{K1} ~ 10 ⁻¹⁰ (H ₂ SiO ₃ , HSiO ₃ ⁻ , H ₂ O) K _{K2} ~ 10 ⁻¹² (HSiO ₃ ⁻ , SiO ₃ ²⁻ , H ₂ O)

Сероводород	H_2S	$K_{K1}=6 \cdot 10^{-8} (H_2S, HS^-, H_2O)$ $K_{K2}=1 \cdot 10^{-14} (HS^-, S^{2-}, H_2O)$
Угльная кислота	H_2CO_3	$K_{K1}=4,5 \cdot 10^{-7} (H_2CO_3, HCO_3^-, H_2O)$ $K_{K2}=4,7 \cdot 10^{-11} (HCO_3^-, CO_3^{2-}, H_2O)$
Гидрат аммиака	$NH_3 \cdot HOH$	$K_0=2 \cdot 10^{-5} (NH_3 \cdot HOH, NH_4^+, H_2O)$
Уксусная кислота	CH_3COOH	$K_K=2 \cdot 10^{-5}$ $(CH_3COOH, CH_3COO^-, H_2O)$
Азотистая кислота	HNO_2	$K_K=4 \cdot 10^{-4} (HNO_2, NO_2^-, H_2O)$
Фтороводород	HF	$K_K=7 \cdot 10^{-4} (HF, F^-, H_2O)$
Ортофосфорная кислота	H_3PO_4	$K_{K1}=8 \cdot 10^{-3} (H_3PO_4, H_2PO_4^-, H_2O)$ $K_{K2}=6 \cdot 10^{-8} (H_2PO_4^-, HPO_4^{2-}, H_2O)$ $K_{K3}=1 \cdot 10^{-12} (HPO_4^{2-}, PO_4^{3-}, H_2O)$
Сернистая кислота	H_2SO_3	$K_{K1}=2 \cdot 10^{-2} (H_2SO_3, HSO_3^-, H_2O)$ $K_{K2}=6 \cdot 10^{-8} (HSO_3^-, SO_3^{2-}, H_2O)$
Азотная кислота	HNO_3	$K_K=43,6 (HNO_3, NO_3^-, H_2O)$
Марганцовая кислота	$HMnO_4$	$K_K=200 (HMnO_4, MnO_4^-, H_2O)$
Серная кислота	H_2SO_4	$K_{K1}=1000 (H_2SO_4, HSO_4^-, H_2O)$ $K_{K2}=1 \cdot 10^{-2} (HSO_4^-, SO_4^{2-}, H_2O)$
Хлороводород	HCl	$K_K=1 \cdot 10^7 (HCl, Cl^-, H_2O)$
Бромоводород	HBr	$K_K=1 \cdot 10^9 (HBr, Br^-, H_2O)$
Йодоводород	HJ	$K_K=1 \cdot 10^{11} (HJ, J^-, H_2O)$

Таблица 8.

Ионное произведение воды (K_w) при разных значениях температуры

$t, ^\circ\text{C}$	$K_w \cdot 10^{-14}$	$t, ^\circ\text{C}$	$K_w \cdot 10^{-14}$
0	0,11	37	2,40
5	0,17	40	2,95
10	0,30	50	5,50
15	0,46	60	9,55
20	0,69	70	15,8
25	1,00	80	25,8
30	1,48	90	38,8
35	2,09	100	55,0

Таблица 9.

Плотности водных растворов некоторых растворов при 20⁰С

Вещество	Масса %									
	2	6	10	16	20	24	30	40	50	н.
NaCl	1,01	1,04	1,07	1,12	1,15	1,19				1,04
KCl	1,01	1,04	1,06	1,10	1,13	1,16				1,04
Na ₂ SO ₄	1,02	1,05	1,09	1,15						1,06
K ₂ SO ₄	1,02	1,05	1,08							1,07
MgSO ₄	1,02	1,06	1,10	1,17	1,22	1,27				
NaNO ₃		1,03	1,07		1,14		1,23			1,05
BaCl ₂		1,04	1,09		1,20	1,27				1,09
NH ₄ NO ₃	1,01		1,04		1,08		1,13	1,18	1,23	
(NH ₄) ₂ SO ₄	1,01		1,06		1,12		1,17	1,23		
NH ₄ Cl	1,00		1,03		1,06	1,07				
FeSO ₄	1,02		1,10	1,17	1,20					
Al ₂ (SO ₄) ₃	1,02		1,10		1,23	1,31				

Таблица 10.

Используемые тривиальные (исторически сложившиеся) названия некоторых неорганических веществ.

Алюмокалиевые квасцы	$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
Аммонийная селитра	NH_4NO_3
Английская соль	$MgSO_4 \cdot 7H_2O$
Барит	$BaSO_4$
Белая сажа	SiO_2
Бертолетова соль	$KClO_3$
Бикарбонат	$NaHCO_3$
Бура	$Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$
Веселящий газ	N_2O
Гашеная известь	$Ca(OH)_2$
Гипосульфит	$Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$
Глауберова соль	$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
Глет свинцовый	PbO
Глинозем	Al_2O_3
Горькая соль	$MgSO_4 \cdot 7H_2O$
Двойной суперфосфат	$Ca(H_2PO_4)_2$
Едкий натр	$NaOH$
Едкое кали	KOH
Жавелевая вода	$KClO$
Железный купорос	$FeSO_4 \cdot 7H_2O$
Железный сурик	Fe_2O_3
Желтая кровяная соль	$K_4Fe(CN)_6 \cdot 3H_2O$
Жженая магнезия	MgO
Индийская селитра	KNO_3
Инертные газы	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
Калиевый щелок	KOH
Калийная селитра	KNO_3
Каломель	Hg_2Cl_2
Кальцинированная соды	Na_2CO_3
Каменная соль	$NaCl$
Каустик (каустическая сода)	$NaOH$

Киноварь	HgS
Красная кровяная соль	$K_3Fe(CN)_6$
Кремнезем	SiO_2
Криолит	$3NaF \cdot AlF_3$
Медный купорос	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$
Мел	$CaCO_3$
Мумия	Fe_2O_3
Натронная селитра	$NaNO_3$
Нашатырь	NH_4Cl
Негашеная известь	CaO
Никелевый купорос	$NiSO_4 \cdot 7H_2O$
Нитрит	$NaNO_2$
Питьевая сода	$NaHCO_3$
Плавиковая кислота	HF
Поваренная соль	$NaCl$
Поташ	K_2CO_3
Преципитат	$CaHPO_4 \cdot 2H_2O$
Пушонка	$Ca(OH)_2$
Свинцовые белила	$2PbCO_3 \cdot Pb(OH)_2$
Свинцовый сахар	$Pb(CH_3COO)_2$
Свинцовый сурик	Pb_3O_4
Свинцовый уксус	$Pb(OH)(CH_3COO)$
Сернистый газ	SO_2
Селикагель	$SiO_2 \cdot xH_2O$
Сулема	$HgCl_2$
Угарный газ	CO
Углекислый газ	CO_2
Хлорная известь	$CaOCl_2$
Хромокалиевые квасцы	$KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
Хромпик	$K_2Cr_2O_7$
Цинковый купорос	$ZnSO_4 \cdot 7H_2O$
Чилийская селитра	$NaNO_3$