



Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Башкирский государственный аграрный университет»

Кафедра ТММП и химии

Методические указания к лабораторным работам
по дисциплине

Б1.О.15 Неорганическая химия

Направление подготовки

**19.03.04. Технология продукции и организация общественного
питания**

Профиль подготовки

Технология организации ресторанного дела

Квалификация выпускника
Бакалавр

Уфа - 2024

Рекомендовано к изданию методической комиссией факультета пищевых технологий

(протокол №1 от «27» августа 2023 г)

Составитель: к.х.н., доцент Шаяхметова Р.Р.

Ответственный за выпуск

Заведующий кафедрой ТММП и химии, д.биол.н., проф. Миронова И.В.

Введение

Обеспечение продуктами питания населения является одной из важных проблем современности, причем продукты питания должны не только удовлетворять потребностям человека в основных питательных веществах и энергии, но и выполнять профилактические и лечебные функции. Огромный вклад в решении этого вопроса принадлежит химии.

Для получения продуктов функционального и лечебного назначения, с увеличенным сроком хранения и совершенно безопасных для человека необходимы знания о химическом составе пищевого сырья, его изменениях в ходе технологического процесса и при хранении продукта. Согласно ФГОС ВО технолог пищевого производства должен уметь проводить: 1) организацию входного контроля качества сырья, пищевых добавок и улучшителей; 2) производственный контроль качества полуфабрикатов и параметров технологического процесса; 3) управление качеством готовой продукции; 4) разработку новых видов продукции и технологий их производства в соответствии с государственной политикой Российской Федерации в области здорового питания населения. Следовательно, при подготовке высококвалифицированных специалистов в области пищевых технологий, особое внимание уделяется лабораторному практикуму, который позволяет закрепить теоретический материал и сформировать практические навыки. Одной из главных задач практикума является развитие у студентов самостоятельного научного поиска, поэтому основная часть работ представляет собой небольшое научное исследование, на базе которого студенты должны грамотно обработать полученные результаты и сделать определенные выводы.

Техника безопасности проведения работ в химической лаборатории

Работа в химической лаборатории связана с использованием химических веществ, электронагревательных приборов, легковоспламеняющихся веществ, поэтому является работой повышенной опасности, требующей предельной аккуратности.

Основные правила работы и техники безопасности в химической лаборатории:

1. Работать в лаборатории можно только под наблюдением преподавателя или лаборанта.
2. Опыты должны быть выполнены строго в соответствии с методическими указаниями к лабораторной работе.
3. В химической лаборатории рекомендуется работать в халате для защиты одежды от действия химических реактивов.
4. Студент обязан поддерживать свое рабочее место в чистоте и порядке и не загромождать его предметами, не относящимися к выполняемой работе.
5. Все опыты проводятся в чистой посуде. Жидкие растворы добавляются к исходному раствору по каплям. Кристаллические вещества берутся шпателем, совочком, ложечкой или сухой чистой пробиркой. После каждой капли раствора или добавления кристаллического вещества содержимое пробирки перемешивают осторожным встряхиванием или при необходимости чисто вымытой стеклянной палочкой. Добавляемый раствор или кристаллическое вещество вводят до появления не исчезающих при перемешивании проявлений реакции.
6. После каждого опыта содержимое пробирки следует вылить в раковину или (по указанию преподавателя) в специальный сосуд. Запрещается выбрасывать в раковину твердые вещества, в том числе кусочки металлов и индикаторные бумажки, оставшиеся после опыта.
7. Пробирку после выполнения опыта необходимо тщательно вымыть с применением ершика.
8. Для отбора жидкости в пипетки обязательно использовать резиновую (силиконовую) грушу или другие приспособления. Категорически запрещается набирать растворы в пипетки, засасывая их ртом.

9. Склянки с реактивами нужно закрывать пробками и ставить на место. Не следует путать пробки от разных склянок. Во избежание загрязнения как рабочего стола, так и реактивов, пробку кладут на стол внешней стороной вниз.

10. Избыток реактивов нельзя высыпать или сливать обратно в склянку. Нельзя пользоваться реактивами, если на склянках нет этикеток. Для предотвращения попадания реактивов на кожу руки следует держать склянку этикеткой в ладонь. Каплю, оставшуюся на горлышке, снимают краем той посуды, куда наливают жидкость.

11. Все опыты с кислотами, щелочами, едкими, ядовитыми, дурно пахнущими веществами следует проводить в вытяжном шкафу. Склянки с этими веществами из вытяжного шкафа выносить запрещается.

12. Для приготовления водных растворов использовать только дистиллированную воду. При этом жидкость большей плотности всегда вливается в жидкость с меньшей плотностью; кислоты всегда вливаются в воду.

13. Запрещается пробовать реактивы на вкус, а также пить воду из химической посуды. Запрещается употреблять любые продукты питания в химической лаборатории.

14. При проведении опытов, в которых может произойти самовозгорание, необходимо иметь в ближайшей доступности песок или другие средства тушения огня. В случае воспламенения необходимо погасить спиртовку (горелку), отставить сосуд и тушить пожар, не поддаваясь панике.

Техника безопасности работ со стеклянной посудой

1. Посуду, имеющую трещины или отбитые края, запрещается использовать для выполнения лабораторных работ.

2. При работе со стеклянной посудой нельзя прилагать большое усилие при разъединении заклинивших шлифов, вынимании пробок, надевании резиновых (силиконовых) шлангов.

3. Осколки, образовавшиеся при случайном повреждении стеклянного сосуда, необходимо убрать с помощью щетки и совка.

4. При мытье посуды ершиками дно сосуда направляют только от себя или вниз.

5. Тонкостенную посуду следует закреплять в зажимах штативов или в пробиркодержателях осторожно, слегка поворачивая вокруг вертикальной оси или перемещая вверх–вниз.

6. Для нагревания жидкостей разрешается использовать только тонкостенные сосуды из термостойкого стекла. На открытом огне используются только круглодонные сосуды. Запрещается заполнять сосуд перед нагреванием жидкостью больше, чем на треть объема.

7. При нагревании стеклянных пластинок и небольших пробирок требуется сначала равномерно прогреть весь предмет, а затем нагревать только зону с реактивом.

8. Горло сосудов при нагревании следует направлять в сторону от работающих.

9. В течение всего процесса нагревания запрещается наклоняться над сосудами и заглядывать в них.

10. Недопустимо нагревать сосуды выше уровня жидкости, а также пустые сосуды с каплями влаги внутри.

Обо всех нарушениях правил техники безопасности и непредвиденных ситуациях немедленно сообщать преподавателю.

Лабораторная посуда и оборудование

№ п/п	Вид	Название	Назначение
1	2	3	4

1		ареометр	прибор для измерения плотности жидкостей
2		бюретка	тонкая градуированная стеклянная трубка ёмкостью 25 мл, открытая на одном конце и снабжённая стеклянным или тефлоновым запорным краном на другом. Предназначена для измерения определённого количества жидкости и используется в химическом анализе
3		воронка	приспособление для переливания жидкостей.
4		колба для титрования — колба Эрленмейера	широко используемый тип лабораторных колб, который характеризуется плоским дном, коническим корпусом и цилиндрическим горлышком. Колба названа по имени немецкого химика Эмиля Эрленмейера, который создал её в 1861 г. Используется в химических лабораториях в титриметрическом анализе.
1	2	3	4
5		мерная колба	мерные колбы – стеклянные емкости, с цилиндрической горловиной, с меткой для определения объема жидкости. Применяются для приготовления растворов заданной концентрацией.

5		мерный цилиндр	представляет собой выполненный из стекла или другого прозрачного материала (полиэтилена, полипропилена) сосуд цилиндрической формы. На наружной стенке сосуда нанесена градуированная шкала с делениями. С помощью этой шкалы определяют объем жидкости, выраженный в кубических сантиметрах или миллилитрах.
6		пробирки	специализированный сосуд цилиндрической формы, имеющий полукруглое, коническое или плоское дно. Широко используется в химических лабораториях для проведения некоторых химических экспериментов

Оформление отчета по лабораторной работе

Отчет по лабораторной работе начинается с порядкового номера работы, даты выполнения, темы и цели работы. Далее необходимо перечислить реактивы и используемое в работе оборудование. Привести ход работы, указать формулы для расчета искомых величин, заполнить таблицы, показать все расчеты, привести графические зависимости и сформулировать выводы.

Лабораторная работа №1 Определение эквивалентной массы сложного вещества

Перед выполнением работы необходимо изучить теорию и примеры решения задач по данной теме, прорешать задачи, согласно вашему варианту, приведенные в методическом указании для расчетно – графической работы, на с. 4 – 8.

Определение массовой доли белка методом формольного титрования, массовой доли лактозы в молоке методом Бертрана или йодометрическим методом, массовой доли кальция в молоке, титруемой кислотности молока, муки и хлеба, массовой доли аскорбиновой кислоты и т.д.. Все эти методики по определению качества сырья основаны на законе эквивалентов.

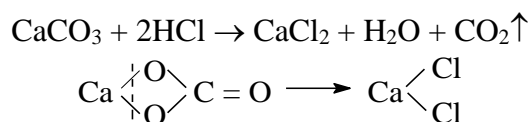
Цель работы: ознакомиться с действием закона эквивалентов на примере реакции карбоната кальция с соляной кислотой.

Задачи: 1)научиться работать с химической посудой; 2) освоить метод титрования; 3) определить объем соляной кислоты, пошедший на реакцию с карбонатом кальция; 4) используя экспериментальные данные, рассчитать молярную массу эквивалента карбоната кальция; 5) сделать оценку точности эксперимента.

Реактивы: 1)навеска $\text{CaCO}_3 \approx 0,4$ г, 2) титрованный раствор HCl (1н), 3) индикатор метилоранж, 4) дистиллированная вода.

Оборудование: 1)бюретка на 25 мл, 2) цилиндр на 10 мл, 3) коническая колба на 100 мл, 4) воронка.

Определение эквивалентной массы карбоната кальция основано на реакции:



число разрывающихся в реакции химических связей $n_{\text{х.св.}} = 2$.

Теоретическое значение молярной массы эквивалента карбоната кальция определяется следующим образом:

$$M_{\text{э}}(\text{CaCO}_3), \text{ теор.} = \frac{M(\text{CaCO}_3)}{n_{\text{х.св}}} = \frac{M(\text{CaCO}_3)}{n_{\text{кт}} \cdot Z_{\text{кт}}} = \frac{100}{1 \cdot 2} = 50 \text{ г / моль - экв}$$

Экспериментально реакцию проводят методом титрования. Титрование – процесс постепенного приливания одного раствора (титранта) к другому до точки эквивалентности, т.е. до окончания реакции, когда оба вещества взаимодействуют в точном соответствии с уравнением реакции, следовательно и с законом эквивалентов.

По закону эквивалентов

$$n_{\text{э}}(\text{CaCO}_3) = n_{\text{э}}(\text{HCl}) \quad (1)$$

или

$$\frac{m(\text{CaCO}_3)}{M_{\text{э}}(\text{CaCO}_3)} = \frac{m(\text{HCl})}{M_{\text{э}}(\text{HCl})}, \quad (2)$$

тогда

$$M_{\text{э}}(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3) \cdot M_{\text{э}}(\text{HCl})}{m(\text{HCl})}. \quad (3)$$

Значит, для определения молярной массы эквивалента карбоната кальция необходимо знать молярную массу эквивалента соляной кислоты и массу соляной кислоты, вступившую в реакцию с $\approx 0,4$ г карбоната кальция.

По определению

$$M_{\text{э}}(\text{HCl}) = \frac{M(\text{HCl})}{n_{\text{х.св.}}} = \frac{M(\text{HCl})}{n_{\text{H}^+}} = \frac{1+35,5}{1} = 36,5 \text{ г / моль - экв}$$

Для титрования мы используем 1 н. раствор соляной кислоты, значит,
в 1 литре раствора содержится 1 моль – экв. вещества HCl или
в 1 литре раствора содержится 36,5 г вещества HCl или
в 1000 мл раствора содержится 36,5 г вещества, тогда
в 1 мл раствора содержится 0,0365 г вещества,
а в V мл раствора содержится $0,0365 \cdot V$ г вещества.

Поэтому

$$M_{\text{э}}(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3) \cdot M_{\text{э}}(\text{HCl})}{m(\text{HCl})} = \frac{0,4 \cdot 36,5}{0,0365 \cdot V} = \frac{0,4 \cdot 1000}{V} = \frac{400}{V} \text{ г / моль - экв} \quad (4)$$

Из формулы (4) следует, что для определения молярной массы эквивалента карбоната кальция необходимо определить только объем соляной кислоты, вступившей в химическую реакцию.

Точку эквивалентности или окончание реакции определяют с помощью индикатора метилоранж. Известно, что в кислой среде раствор метилоранжа имеет розовую окраску, в нейтральной среде и щелочной – желтую и оранжевую. Это свойство метилоранжа и используют при проведении эксперимента.

Ход работы:

1) Подготовить бюретку к работе.

С помощью воронки в бюретку налить дистиллированной воды выше нулевой отметки и слить ее. Аналогичным образом налить в бюретку раствор титранта – 1 н. раствор HCl – выше нулевой отметки и слить его. Далее в бюретку налить раствор соляной кислоты выше

нулевой отметки, удалить пузырьки воздуха из наконечника бюретки и установить уровень титранта на нулевой отметке по нижнему мениску. Бюретка готова к работе.

2) В коническую колбу для титрования поместить навеску CaCO_3 , взвешанную на аналитических весах с точностью до 0,0001 г. Массу навески записать в тетрадь.

3) Прилить ≈ 10 мл дистиллированной воды, отмерив этот объем мерным цилиндром.

4) Добавить 1 каплю индикатора метилоранжа, все тщательно перемешать.

5) В колбу с CaCO_3 из бюретки прилить примерно 5-6 мл 1н. HCl , перемешать до полного исчезновения розовой окраски.

6) Далее HCl добавлять медленно, по каплям, тщательно перемешивая содержимое колбы до перехода розовой окраски раствора в желтую. Если розовая окраска не исчезнет после перемешивания в течение 1-2 мин., значит, произошло полное растворение CaCO_3 . Записать объем кислоты HCl , пошедший на реакцию.

7) Используя формулу (4), рассчитать молярную массу эквивалента карбоната кальция.

8) Сравнить полученный результат с теоретическим значением, определить абсолютную и относительную ошибку эксперимента.

$$\text{Абсолютная ошибка } \Delta = M_3^{\text{эксп}} - M_3^{\text{теор}} \text{ (г/моль - экв)} \quad (5)$$

$$\text{Относительная ошибка} = \frac{\Delta \cdot 100\%}{M_3^{\text{теор}}} \quad (6)$$

При качественном выполнении эксперимента относительная ошибка не превышает 0,5 – 1%.

Контрольные вопросы

1. Классификация неорганических соединений.
2. Эквивалент простого и сложного вещества. Молярная масса эквивалента.
3. Закон эквивалентов.
4. Вычислите массу вещества, содержащегося в заданном количестве моль - эквивалентов: 1) 0,2 моль – экв. фосфорной кислоты; 2) 2 моль – экв. карбоната натрия; 3) 0,5 моль – экв. гидроксида кальция; 4) 0,05 моль – экв. нитрата серебра.
5. Рассчитайте молярную массу эквивалента вещества гидроксида кальция в реакции неполного обмена гидроксид – ионов с соляной кислотой.

Лабораторная работа №2 Строение атома

Цель работы: изучить видимую часть спектра щелочных и щелочно-земельных металлов в пламени.

Реактивы и оборудование: соли натрия, стронция и бария; этиловый спирт, фарфоровые чашки, шпатели, спички.

Теория строения атома представлена в виде блок-схемы (рисунок 7.1). Экспериментально предлагается изучить природу оптических спектров щелочных и щелочноземельных металлов.

Спектры свободных атомов в газообразном состоянии называются атомными спектрами. Они состоят из ограниченного числа спектральных линий, каждая из которых

характеризуется определенной длиной волны. Так, желтое окрашивание пламени горелки при испарении в нем соли натрия обуславливается характеристической линией спектра натрия: $\lambda = 5893 \text{ \AA}$ или $589,3 \text{ нм}$.

Атомы в возбужденном состоянии испускают световые излучения, характеризующиеся спектральными линиями. При нагревании атома его электроны приобретают избыточную энергию и переходят на более высокие энергетические уровни (возбужденное состояние атома). В возбужденном состоянии электроны находятся короткое время ($10^{-7} - 10^{-8} \text{ с}$), далее они возвращаются на низкие энергетические уровни и при этом излучают энергию в виде спектральных линий.

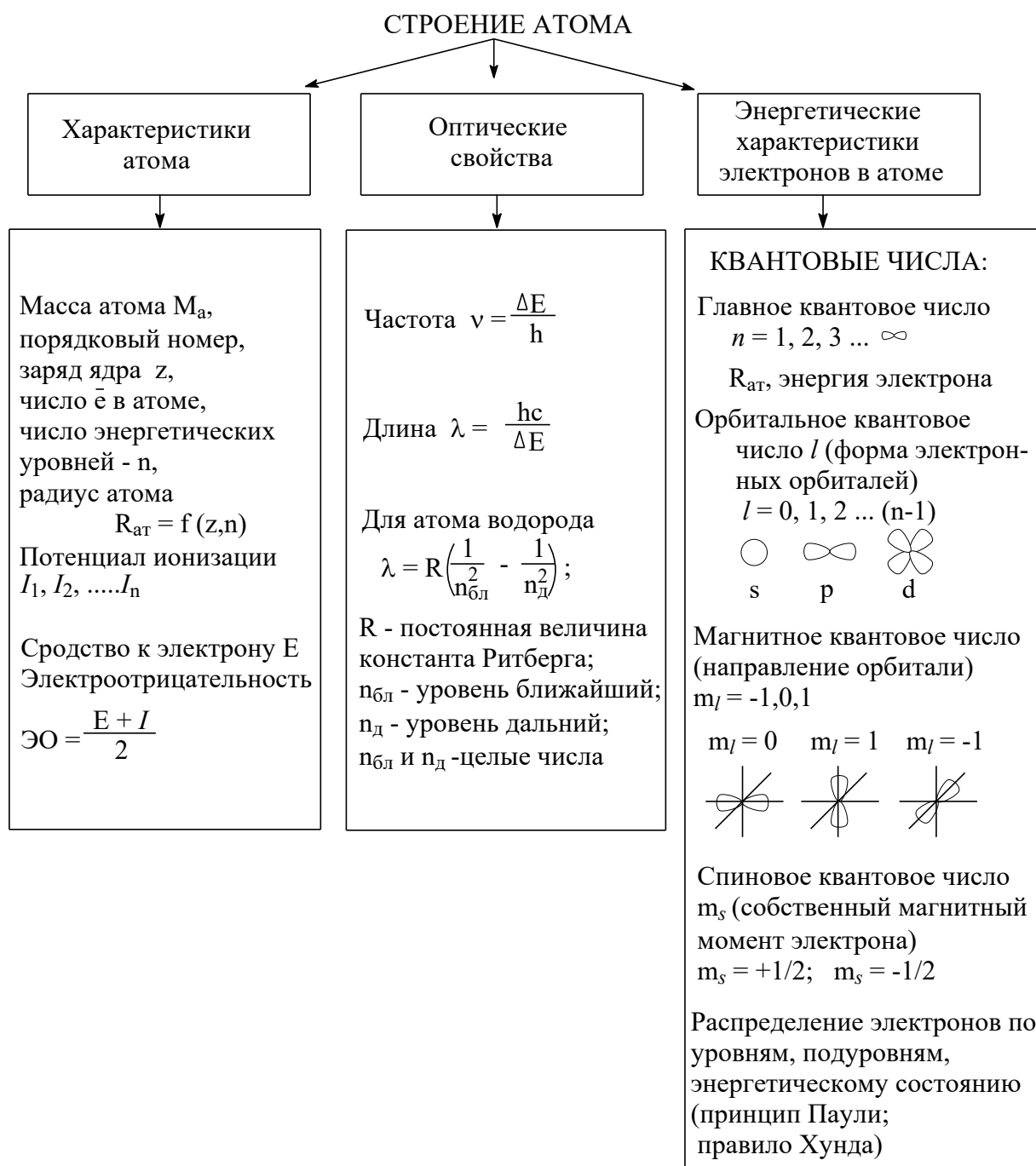


Рисунок 7.1 Блок-схема «Строение атома»

На примере атома лития на рисунке 7.2 показаны энергетические уровни вероятных перескоков наружных s-электронов в возбужденном состоянии на нижние уровни.

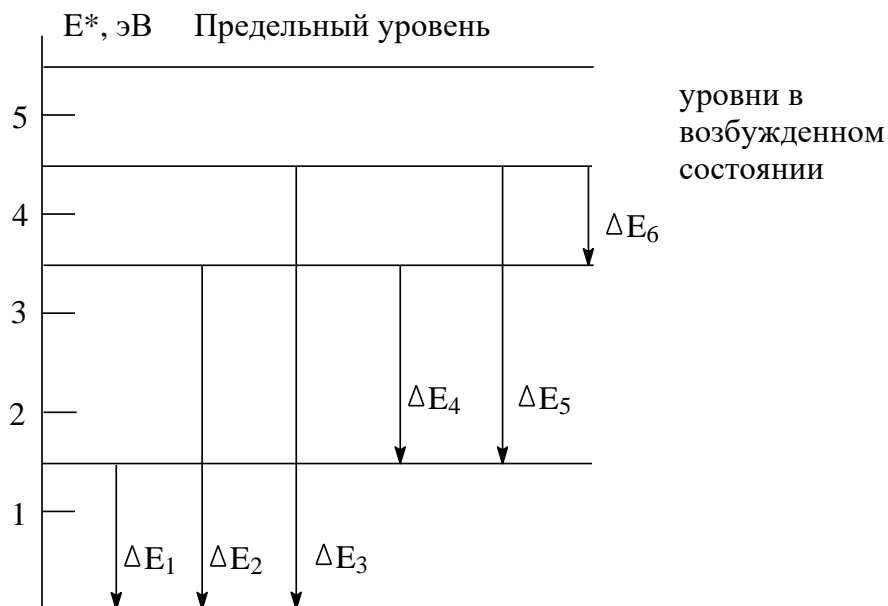


Рисунок 7.2 Энергетические уровни вероятных перескоков наружного электрона в возбужденном состоянии и соответствующие им энергии

Избыточная энергия электронов ΔE равна разности энергии электронов на высшем E_v и низшем E_n уровнях.

Согласно уравнению М. Планка, $E = h\nu$, где h – постоянная Планка ($h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ Дж/с); ν -

частота излучения; $\nu = \frac{c}{\lambda}$, где $c = 3 \cdot 10^8$ мс⁻¹, отсюда $\Delta E = \frac{hc}{\lambda}$

Для щелочных и щелочноземельных металлов длина излучаемых электронами электромагнитных волн находится в пределах длин волн видимого света. В таблице 7.1 приведены энергии квантовых уровней, на которые возможен перескок наружного электрона s-элементов в возбужденном состоянии.

Спектр атома водорода, получаемый действием электрических разрядов в трубке, состоит из многочисленных линий, расположенных в ультрафиолетовых, видимых и инфракрасных лучах. Согласно теории атомных спектров Н. Бора, длины волн спектра атома водорода выражаются уравнением:

$$\lambda = R \left(\frac{1}{n_{\text{бл}}^2} - \frac{1}{n_{\text{д}}^2} \right),$$

т.е. каждой длине волны λ соответствует величина $\Delta E = E_{\text{д}} - E_{\text{бл}}$.

Для элементов длины волн характерных линий могут быть вычислены с достаточной

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E}$$

точностью. Для определения длины волны и h , c в числитель, получим, что:

$$\lambda = \frac{1240,8}{\Delta E} \text{ (нм)}.$$

Таблица 7.1 Энергия наружных электронов водорода и s-элементов на различных энергетических уровнях, эВ

Атомы	E_1^*	E_2^*	E_3^*	E_4^*	E_5^*	E_6^*
H	10,15	12,83	12,69	13,16	13,26	13,59
Li	1,84	-	3,90	4,5	-	5,39
Na	3,027	-	-	-	5,11	5,14
K	1,272	-	2,544	-	4,14	4,34
Sr	2,483	4,38	-	4,71	4,98	5,89
Ba	2,99	3,74	-	-	4,92	5,81

Согласно заданию (таблица 7.2) постройте диаграмму энергетических уровней вероятных перескоков наружного электрона атома s-элемента. Пользуясь данными таблицы 7.1, вычислите значение ΔE и длину волны, соответствующую этому переходу.

$$\begin{aligned} \lambda' &= \frac{1240,8}{\Delta E'}; \\ \Delta E' &= E_5^* - E_1^*; \\ \lambda'' &= \frac{1240,8}{\Delta E''}; \\ \Delta E'' &= E_4^* - E_1^*; \\ \lambda''' &= \frac{1240,8}{\Delta E'''}; \\ \Delta E''' &= E_3^* - E_1^*; \\ \lambda'''' &= \frac{1240,8}{\Delta E''''} \text{ и т.д.} \\ \Delta E'''' &= E_2^* - E_1^*; \end{aligned}$$

Таблица 7.2 Варианты заданий

Вариант	1	2	3	4	5
Соль	LiNO_3	NaNO_3	KNO_3	$\text{Sr(NO}_3)_2$	$\text{Ba(NO}_3)_2$

Возьмите с помощью шпателя небольшое количество соли. В фарфоровую чашку налейте 3-5 мл спирта, зажгите спичкой спирт и всыпьте небольшое количество соли в пламя, постукивая шпатель, чтобы крупинки соли постепенно падали в пламя. Наблюдайте цвет пламени. Определите в соответствии с таблицы 7.3, каким длинам волн соответствует увиденная вами окраска пламени.

Таблица 7.5. Значения длин волн в видимой области спектра

λ , нм	Цвет	λ , нм	Цвет
390-410	Фиолетовый	540-580	Желтый
420-450	Синий	580-610	Оранжевый
470-530	Зеленый	620-780	Красный

Сопоставьте области длин волн для наблюдаемого вами цвета пламени с расчетными длинами волн при вероятных перескоках наружных электронов (λ' , λ'' , λ''' , λ''''). Совпавшее значение расчетной длины волны со значениями длин волн, соответствующих наблюдаемому вами цвету пламени, позволяет сделать заключение, что характерная окраска пламени вследствие интенсивного излучения атома в возбужденном состоянии, при внесении в пламя, обусловлена перескоком электрона с n-го уровня на основной. Ввиду того, что наблюдение за окраской вы проводите визуально, точность эксперимента относительно невелика, не позволяет судить о природе оптических спектров.

Контрольные вопросы

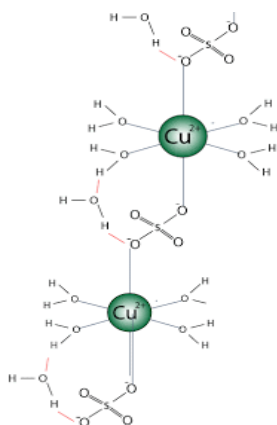
1. Раскройте физический смысл квантовых чисел.
2. Чем обусловлено различное количество элементов в 1-, 2-, 3-, 4-м периодах?

Лабораторная работа № 3 Кристаллогидраты

Цель работы: получить кристаллогидрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ из безводной соли сульфата меди CuSO_4 , освоить метод перекристаллизации как один из методов очистки веществ

Реактивы и оборудование: сульфат меди прокаленный (бледно-голубого цвета), весы, стаканчик на 100 мл, воронка, стеклянная палочка, фильтровальная бумага.

Соли очень распространенные соединения. При растворении солей в воде протекает сложный физико-химический процесс. В присутствии воды происходит взаимодействие ионов с дипольными молекулами растворителя, т.е. гидратация ионов, в результате у каждого иона появляется сольватная оболочка. В некоторых случаях связь молекул воды с ионами настолько прочная, что образуются акваионы. При кристаллизации таких солей из водных растворов выделяются кристаллогидраты. Кристаллогидраты относятся к комплексным соединениям, лигандами в которых является вода. Например, в купоросах общей формулой $\text{RSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, где



$\text{R} = \text{Mg}^{2+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Cu}^{2+}$, а n изменяется от 1 до 7, содержится координационно связанная вода, образующая с ионом – комплексообразователем ($\text{Mg}^{2+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Cu}^{2+}$) химические связи по донорно-акцепторному механизму, и вода, связывающая анион с катионом с помощью водородных связей (рис.8.1).

Рисунок 8.1 Строение медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Увеличение воды в кристаллогидрате приводит к возрастанию межионного расстояния между комплексными ионами в кристаллогидрате и снижению энергии кристаллической решетки.

В связи с этим, при нагревании кристаллогидрат легко теряет воду.

Процесс дегидратации воды протекает ступенчато. Потерю

кристаллизационной воды можно описать схемой: 1) нагрев кристаллогидрата до температуры потери связанной воды ($\Delta H_{\text{нагр}}$); 2) дегидратация кристаллогидрата ($\Delta H_{\text{дегидр}}$); 3) испарение выделившейся воды ($\Delta H_{\text{исп}}$). Причем основной вклад в суммарный эндотермический тепловой эффект вносят энтальпия дегидратации кристаллогидрата $\Delta H_{\text{дегидр}}$ и испарения выделившейся воды $\Delta H_{\text{исп}}$. Данное свойство кристаллогидратов применяют при создании новых термостойких конструкционных материалов с низким уровнем пожароопасности. Потеря кристаллизационной воды приводит и к изменению структуры кристаллогидрата, меняется энергия расщепления d – орбиталей иона – комплексообразователя. Об этом свидетельствует, например, изменение окраски кристаллогидрата хлорида кобальта $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (рис.8.11), применяемого для определения содержания влаги в трансформаторных маслах и в метеорологии для изготовления индикаторной бумаги, с помощью которой можно определить атмосферную влажность.

Рисунок 8.2 Изменение окраски кристаллогидрата $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ в зависимости от содержания воды.

- 1) $\text{CoCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CoCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{CoCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CoCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{CoCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CoCl}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{CoCl}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CoCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{CoCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CoCl}_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- 6) $\text{CoCl}_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Область применения кристаллогидратов обширна. Медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (рис.8.3) нашел себя и в гальванике, и в качестве консерванта «Е519», фунгицид, имеющий в медицине как антисептик, средство.

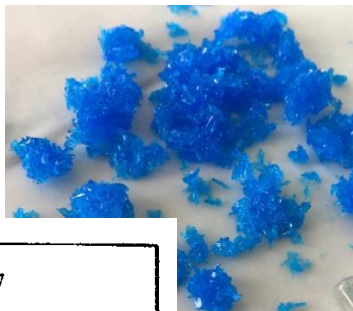
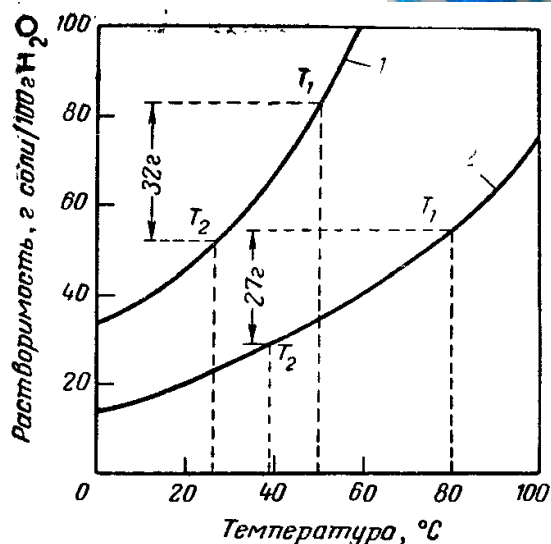


Рисунок 8.3 Медный купорос



$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, полученный в результате перекристаллизации сульфата меди CuSO_4 .

Кристаллогидраты d- и f-элементов применяют в качестве катализаторов превращения первичных спиртов в алкилхинолины.

Очистка солей перекристаллизацией основана на изменении растворимости вещества с изменением температуры. Для большинства веществ с повышением температуры растворимость возрастает. На рис. 8.4 приведена растворимость сульфата меди и ацетата натрия в воде

Рисунок 8.4 Растворимость ацетата натрия (1) и сульфата меди (2) в воде

Способность вещества растворяться в данной жидкости всегда ограничена. *Растворимость* – количество вещества, которое может раствориться при данной температуре в определенном количестве растворителя. Определяется природой вещества, его агрегатным состоянием и внешними условиями. Раствор, в котором при данной температуре вещество больше растворяться не может, называется *насыщенным*, следовательно, *концентрация* растворенного вещества в насыщенном растворе равна его растворимости и указывает на количественный состав раствора.

Раствор, насыщенный при температуре T_1 , после охлаждения до температуры T_2 становится насыщенным при более низкой температуре, а количество образовавшегося твердого осадка теоретически определяется разностью между растворимостью данного вещества при этих двух температурах

Если насыщенный раствор ацетата натрия охлаждается от 50° до 26°C , то кристаллизуется 32 г соли на 100 г воды, причем в этом температурном интервале соль кристаллизуется с тремя молекулами воды $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, поэтому образуется 53 г кристаллогидрата на 79 г воды или 67 г трехводной соли на 100 г воды.

Ход работы:

1. Взвесить 20 г безводной соли сульфата меди и растворить при постоянном помешивании стеклянной палочкой в 50 мл воды при 90°C .
2. Горячий раствор отфильтровать через складчатый фильтр в стеклянный стаканчик.
3. Полученный фильтрат охладить под струей холодной воды до 20°C .
4. Выпавшие кристаллы отфильтровать, осадок высушить между листами фильтровальной бумаги и взвесить.
5. Рассчитать практический выход кристаллогидрата.

Контрольные вопросы

1. Перекристаллизация – метод очистки неорганических соединений.
2. Растворимость соли, насыщенные растворы. Способы повышения растворимости.
3. Расчет выхода продукта кристаллизации.

Лабораторная работа №4

Основные классы неорганических веществ

Вещества подразделяются на простые и сложные.

Простые вещества состоят из атомов одного химического элемента, а сложные – из атомов различных элементов. Сложные вещества называются химическими соединениями. ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА подразделяются на металлы и неметаллы. К неметаллам относятся вещества, образованные атомами двадцати двух химических элементов: водорода, благородных газов, галогенов, кислорода, серы, селена, теллура, азота, фосфора, мышьяка, углерода, кремния, бора. Все остальные химические элементы и их простые вещества – металлы.

Металлы в химических реакциях только отдают электроны, то есть являются восстановителями, поэтому в соединениях их атомы находятся только в положительных степенях окисления. Неметаллы в реакциях могут принимать и отдавать электроны, т.е. вести себя и как окислители, и как восстановители, поэтому степени окисления неметаллов в соединениях могут быть как отрицательными, так и положительными.

СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА (химические соединения) очень многочисленны и разнообразны по составу и свойствам. Изучение веществ облегчает их классификация, так как, зная особенности класса соединений, можно охарактеризовать свойства их отдельных представителей.

Основными классами неорганических соединений являются оксиды, гидроксиды и соли.

Оксидами называются бинарные соединения химических элементов с кислородом, в которых степень окисления кислорода равна –2.

По химическим свойствам оксиды подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие или безразличные (CO , NO , N_2O). Солеобразующие оксиды, в свою очередь, подразделяются на основные (Na_2O , CaO , FeO и др.), кислотные (SO_2 , SO_3 , SiO_2 , CO_2 и т.д.) и амфотерные (ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , SnO и др.).

Гидроксидами являются соединения солеобразующих оксидов с водой. По типу и продуктам электролитической диссоциации в водных растворах и по химическим свойствам гидроксиды подразделяются на основания (NaOH , KOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и др.), кислоты (H_2SO_3 , H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , HClO_4 и др.) и амфотерные гидроксиды, или амфолиты ($\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_4$ и др.).

Соли представляют собой продукты замещения атомов водорода в кислоте на металл или гидроксид-анионов в основаниях на кислотный остаток. Согласно теории электролитической диссоциации, солями называются вещества, при диссоциации которых образуются катионы металлов (а также NH_4^+ – катион аммония) и анионы кислотных остатков. Соли подразделяются на нормальные, или средние (Na_2SO_4 , K_2S , Na_2SiO_3 и др.), кислые, или гидросоли (NaHCO_3 , KHSO_4 , NaHS и др.), основные, или гидроксосоли (ZnOHCl , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$ и т. д.), двойные (KNaCO_3 , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ и др.), смешанные (CaClOCl , или CaOCl_2 , $\text{Sr}(\text{HS})\text{Cl}$ и др.) и оксосоли (SbOCl , BiONO_3 , TiOCl_2 и др.).

Существуют соединения, которые не относятся к основным классам веществ: гидриды, карбиды, нитриды, сульфокислоты и сульфосоли, комплексные соединения и др. Они изучаются на занятиях по химии элементов и их соединений.

Экспериментальная часть

Целью работы является получение и исследование свойств наиболее распространенных соединений

Задача: получение и изучение свойств различных классов неорганических соединений.

Реактивы и оборудование: аппарат Киппа, Mg , Na , Fe , Zn , Cu , CuO , ZnO , $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Cr_2O_3 , CaCO_3 , 2н раствор NaOH , 1н раствор HCl , 30% раствор NaOH , 1М раствор H_2SO_4 , NaCl , концентрированный раствор H_2SO_4 , раствор HNO_3 , 2н растворы CuSO_4 , NiSO_4 , FeCl_3 , BaCl_2 ,

Pb(NO₃)₂, Na₂CO₃, KCl, KI, KNO₃, Na₂SiO₃, фенолфталеин, лакмус, метилоранж, лакмусовая бумага, пробирки для полумикроанализа.

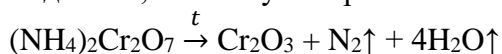
Лабораторная работа № 4.1 Получение и свойства оксидов

1. Получение оксида магния. Серебристо-белый легкий металл магний при 500 °С вспыхивает и быстро сгорает ослепительно ярким пламенем. Горение сопровождается излучением света и выделением большого количества тепла. На сильном выделении света при горении магния основано его применение для изготовления осветительных ракет и в фотографии (магниева вспышка). Образующийся оксид MgO (жженная магнезия) применяется в медицине как средство от изжоги, как сорбент и катализатор, он входит в состав огнеупорных изделий.

Взять щипцами небольшой кусочек стружки магния и поджечь его пламенем спиртовки. Горящий магний держать над фарфоровой чашкой. В чашку с образовавшимся оксидом магния добавить несколько миллилитров воды, размешать стеклянной палочкой и определить среду раствора индикатором фенолфталеином или универсальной индикаторной бумагой.

В отчете описать опыт, составить уравнения реакций горения магния и взаимодействия оксида магния с водой, объяснить среду раствора и сделать вывод о химической природе оксида магния.

2. Получение оксида хрома (III) разложением соли. Темно-зеленый оксид хрома Cr₂O₃ получают разложением гидроксида хрома (III) или хромосодержащих солей. Он применяется в качестве пигмента, катализатора, полирующего материала, вводится в стекла для их окраски. В фарфоровую чашку поместить небольшой горкой кристаллический дихромат аммония и ввести в центр горки горящую спичку. Наблюдать разложение соли, которое вначале идет медленно, а затем убыстряется. Схема реакции:



Описать опыт и указать, какое природное явление он напоминает в уменьшенном масштабе. Переписать схему реакции, составить к ней электронные схемы окисления и восстановления, определить стехиометрические коэффициенты перед веществами и тип реакции.

3. Получение CO₂ в аппарате Киппа. Оксид углерода (IV) – углекислый газ – содержится в небольшом количестве в атмосфере (0,03 %) и в растворенном виде в некоторых минеральных источниках. В технике его получают прокаливанием известняка по реакции: $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$,

а в лабораториях – разложением мрамора соляной кислотой в аппарате Киппа по уравнению: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

Главным потребителем углекислого газа является пищевая промышленность: производство сахара, пива, газированной воды. Он применяется также в качестве хладагента (сухой лед), для тушения пожаров и в качестве нагнетающего газа для перекачки легковоспламеняющихся жидкостей. В химической промышленности диоксид углерода используется при получении кальцинированной соды – карбоната натрия Na₂CO₃.

В течение примерно трех минут большую пробирку наполнять углекислым газом из аппарата Киппа, затем внести в неё 10–15 капель раствора NaOH, тотчас закрыть пробирку смоченным водой большим пальцем и встряхнуть, после чего пробирка свободно повисает на пальце. Углекислый газ взаимодействует со щелочью, в результате чего в пробирке образуется вакуум и внешнее давление прочно прижимает ее к пальцу. Эту реакцию применяют в промышленности для удаления CO₂ из газовых смесей.

Углекислый газ тяжелее воздуха, поэтому его можно «переливать», как воду. В течение примерно трех минут заполнять углекислым газом химический стакан емкостью 100 мл. Затем «перелить» газ во второй стакан и опустить в него горящую лучинку. Пламя гаснет, так как углекислый газ не поддерживает горения.

В отчете нарисовать аппарат Киппа (рис. 1) и описать принцип его действия. Написать уравнение реакции получения углекислого газа и его взаимодействия с NaOH. Сделать вывод о химической природе этого оксида.

4. Изучение свойств оксида цинка. Оксид цинка имеется в каждом помещении, где окна и двери окрашены белой краской. Эта краска (цинковые белила) является самой распространенной из всех белил. Оксид цинка применяется также при изготовлении белой резины, в косметике и в медицине.

В две пробирки поместить по одному микрошпателю порошкообразного оксида цинка. В первую пробирку добавить 15–20 капель одномолярной серной кислоты, а в другую – столько же 30%-го раствора гидроксида натрия. Для ускорения реакций подогреть пробирки на спиртовке. Записать уравнения реакций и сделать вывод о химической природе оксида цинка.

Лабораторная работа № 4.2

Получение и исследование свойств щелочей

Гидроксиды-основания подразделяются на растворимые и нерастворимые. Растворимые основания – это гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. Они называются щелочами. Самое распространенное среди щелочей вещество – гидроксид натрия (едкий натр). По масштабам производства и применения он занимает среди неорганических веществ третье место после серной кислоты и карбоната натрия. В промышленности его получают электролизом раствора хлорида натрия, а в лабораторных условиях – взаимодействием натрия с водой. Эта реакция протекает бурно с разбрызгиванием получаемой щелочи, поэтому при проведении опыта необходимо соблюдать осторожность.

1. Получение гидроксида натрия. В фарфоровую чашку или кристаллизатор налить до половины дистиллированной воды. Из банки, в которой находится натрий под слоем керосина, пинцетом извлечь натрий, осушить фильтровальной бумагой от керосина, отрезать ножом кусочек (не более половины горошины) и опустить в воду. После окончания реакции определить с помощью индикатора среду полученного раствора.

В отчете описать опыт и объяснить наблюдаемые эффекты (шипение, «бегание» кусочка по поверхности, разбрызгивание и т.д.). Написать уравнение реакции получения NaOH. Объяснить, почему щелочные металлы хранят под слоем керосина. Составить список всех щелочей (их должно быть десять).

2. Взаимодействие щелочи с кислотой. В результате реакций щелочей с кислотами среда раствора становится нейтральной, поэтому эти реакции называются реакциями нейтрализации. Независимо от состава взаимодействующих щелочей и кислот, все реакции нейтрализации выражаются одним и тем же ионным уравнением:



Реакции нейтрализации фиксируются по изменению окраски индикаторов.

Заполнить пробирку десятью каплями раствора гидроксида натрия и добавить одну каплю индикатора фенолфталеина. Затем прибавлять по каплям соляную кислоту до изменения окраски раствора. Опыт повторить несколько раз, заменив фенолфталеин сначала на метилоранж, а затем на другие имеющиеся индикаторы.

В отчете написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде, начертить и заполнить таблицу окраски индикаторов в различных средах.

Название индикатора	Цвет индикатора в различных средах		
	в кислой	в нейтральной	в щелочной

Лабораторная работа № 4.3

Получение и исследование свойств малорастворимых оснований

Большинство металлов, кроме щелочных и щелочно-земельных, образуют малорастворимые в воде основания. Они применяются как сорбенты, катализаторы, красители и как исходные вещества при получении солей, оксидов и других соединений.

Из имеющихся реактивов получить малорастворимые основания: гидроксид меди (II), гидроксид никеля (II) и гидроксид железа (III). Написать уравнения реакций, указать цвет осадков.

Пробирку с гидроксидом меди (II) подогреть на спиртовке до изменения цвета осадка (потемнения). Написать уравнение реакции разложения $\text{Cu}(\text{OH})_2$ при нагревании.

Из остальных трех пробирок осторожно слить жидкость и к оставшимся осадкам добавлять по каплям соляную кислоту, наблюдать исчезновение осадков. Написать уравнения протекающих реакций.

Лабораторная работа № 4.4

Получение и исследование свойств амфотерных оснований

Амфотерность – интересное явление, характерное для многих гидроксидов. Оно означает их способность проявлять свойства как оснований, так и кислот, и проявляется тем сильнее, чем меньше радиус металла и выше его степень окисления (валентность). Поэтому среди гидроксидов одновалентных металлов амфотерные отсутствуют, среди двухвалентных их только пять ($\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Ge}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$ и $\text{Pb}(\text{OH})_2$), среди трехвалентных – большинство ($\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Sc}(\text{OH})_3$ и др.), а гидроксиды четырехвалентных металлов все являются сильно амфотерными. Гидроксиды металлов в более высоких степенях окисления уже являются кислотами (H_2CrO_4 , HMnO_4 , HVO_3).

Получить в пробирке гидроксид цинка, добавляя к раствору его соли раствор разбавленного гидроксида натрия (осторожно, по каплям). Половину полученного осадка перенести в другую пробирку. На оставшийся в первой пробирке осадок подействовать соляной кислотой, на содержимое второй пробирки – тем же раствором NaOH .

В отчете описать опыт и наблюдения. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций: а) получения гидроксида цинка; б) его взаимодействия с HCl ; в) его взаимодействия с раствором NaOH . Написать схемы электролитической диссоциации $\text{Zn}(\text{OH})_2$ по типу основания и кислоты. Провести и описать такой же опыт по получению и исследованию свойств гидроксида алюминия, ответить на те же вопросы.

Лабораторная работа № 4.5

Получение и исследование свойств кислот

1. Получение соляной кислоты из её соли. Промышленный способ получения соляной кислоты – синтез из хлора и водорода. Эта реакция является классическим примером цепной реакции, на свету она может принимать взрывной характер, поэтому в учебных лабораториях её не проводят. В отдельных случаях применяется старый способ получения соляной кислоты – взаимодействием хлорида натрия с серной кислотой.

В сухую пробирку поместить один микрошпатель хлорида натрия и несколько (8–10) капель концентрированной серной кислоты (опыт проводить в вытяжном шкафу!). Наблюдать выделение бесцветного газа. Поднести к пробирке смоченную дистиллированной водой синюю лакмусовую бумагу и наблюдать изменение её окраски.

В отчете описать опыт и наблюдения, записать уравнение реакции, объяснить изменение окраски индикатора.

2. Взаимодействие соляной кислоты с металлами. В четыре пробирки налить по 10 капель разбавленной соляной кислоты. В первую опустить кусочек магния, во вторую – железа, в третью – цинка, в четвертую – меди. В отчете записать уравнения протекающих реакций. Объяснить, почему в четвертой пробирке реакция не идет.

3. Взаимодействие азотной кислоты с оксидами. В три пробирки поместить по одному микрошпателью оксидов цинка, меди и хрома. В каждую пробирку внести по 10 капель азотной кислоты, наблюдать протекание реакций. В отчете записать уравнения реакций.

4. Взаимодействие серной кислоты с солями. В три пробирки поместить по 10 капель растворов хлорида бария, нитрата свинца (II) и карбоната натрия. В каждую пробирку добавить по 5–6 капель серной кислоты. Наблюдать образование осадков в первых двух пробирках и выделение газа в третьей. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном

виде. В общем выводе к опыту 10 сформулировать отношение кислот к металлам, оксидам, основаниям и солям.

Лабораторная работа № 4.6 Получение солей и их свойства

1. **Получение солей свинца и серебра.** К пяти каплям раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ прибавить 5 капель раствора любого хлорида, например KCl . Наблюдать выпадение осадка PbCl_2 . Самостоятельно подобрать реактивы и получить сульфат свинца PbSO_4 и йодид свинца PbI_2 . Описать опыты, записать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Подобрать необходимые реактивы и получить галогениды серебра: хлорид, бромид и йодид. Обратить внимание на различную окраску полученных солей (что используется в качественном анализе). Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

2. **Взаимодействие солей со щелочами.** В трех пробирках провести реакции растворов солей никеля (NiSO_4), железа (FeCl_3) и меди (CuSO_4) с гидроксидом натрия (NaOH). Описать опыт, записать уравнения реакций.

3. **Взаимодействие солей с солями.** В трех пробирках смешать растворы солей: в первой BaCl_2 и Na_2CO_3 , во второй $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и CuSO_4 , в третьей KNO_3 и NaCl . Написать уравнения реакций в первой и второй пробирках. Объяснить, почему в третьей пробирке реакция не идет.

4. **Взаимодействие солей с кислотами.** Соли взаимодействуют с кислотами в том случае, если образующаяся новая соль или кислота выпадает в осадок. Реакции солей с кислотами с образованием новых нерастворимых солей были проведены в опыте 4.5. В этом опыте следует получить одну из немногих малорастворимых кислот. Для этого налить в пробирку 4–6 капель раствора силиката натрия и добавить по каплям разбавленную соляную кислоту. Наблюдать образование гелеобразного осадка метакремниевой кислоты. В отчете описать внешние признаки геля кремниевой кислоты, написать уравнение реакции.

5. **Окислительные свойства солей (опыт «огонь – художник»).** Нитраты щелочных металлов при нагревании выделяют кислород, поэтому используются как окислители в составе спичек, зажигательных смесей, пороха, ракетного горючего.

Концентрированным раствором KNO_3 сделать рисунок на фильтровальной бумаге в виде спирали (линия должна быть непрерывной, без пересечений). Конец линии отметить карандашом. Подождать высыхания и исчезновения рисунка, после чего прикоснуться тлеющей спичкой к метке. Огонь продвигается по рисунку, «проявляя» его.

Описать и объяснить опыт. В общем выводе к опыту 11 перечислить способы получения солей и их важнейшие химические свойства.

Контролирующие задания

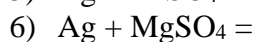
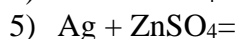
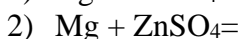
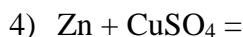
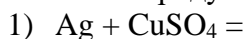
1. Какие вещества называются простыми, по каким свойствам они подразделяются на металлы и неметаллы?

2. Среди оксидов (CaO , SnO , NO , SO_3) найти амфотерный и показать его амфотерность уравнениями реакций.

3. Распределите предложенные соединения (Na_2SO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, HAlO_2 , SbOCl , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$, KHSO_4 , K_2S) по классам: кислоты, основания, соли. Приведите названия всех веществ.

4. Из каких кислот (HCl , H_2SO_4 (разб.), H_2SO_4 (конц.), HNO_3 (разб.), HNO_3 (конц.), H_3PO_4) можно получить водород при их взаимодействии с цинком?

5. Напишите продукты возможных реакций:



6. Определите массовую долю примесей в 100 г известняка (CaCO_3), если при его термическом разложении выделилось 20 л CO_2 .

7. Чем отличается протекание реакций между гидроксидами алюминия и натрия в растворе и расплаве? Напишите уравнения реакц

Лабораторная работа № 5

Комплексные соединения

Перед выполнением работы необходимо изучить теорию и примеры решения задач по данной теме, прорешать задачи, согласно вашему варианту, приведенные в методическом указании для расчетно – графической работы, на с. 29 – 39.

Комплексные соединения широко используются в технологии пищевых продуктов: для определения жесткости воды применяется трилон Б, для предотвращения слеживания и комкования – гексацианоферрат (III) калия, в качестве красителя – хлорофилл, алюмофосфат натрия – регулятор кислотности, разрыхлитель.

Цель работы: познакомиться с реакциями комплексообразования.

Задача: получение комплексных соединений из простых веществ, оценка границ их устойчивости.

Реактивы и оборудование: 2н растворы: CuSO_4 , NiSO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, MnSO_4 , FeCl_3 , FeSO_4 (свежеприготовленный раствор), NaOH ; 0,05н раствор CoCl_2 ; $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; трилон Б (комплексон III); концентрированный раствор NH_4OH ; концентрированный раствор NH_4SCN ; 2н раствор NaOH ; насыщенный раствор $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; амиловый спирт; аммиачная буферная смесь ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$); индикатор хромоген черный (раствор); пробирки для полумикроанализа; предметные стекла.

Лабораторная работа № 5.1

Получение комплексных катионов и анионов

1) В одну пробирку поместите 3 капли раствора MnSO_4 , в другую - 3 капли раствора соли NiSO_4 . В каждую пробирку добавляйте постепенно по 15 капель концентрированного раствора NH_4OH . Отметьте первоначальное образование осадка в обеих пробирках и дальнейшее растворение его во второй пробирке. Напишите уравнения химических реакций с учетом образования комплексного катиона $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$. Назовите комплексное соединение.

2) В одну пробирку внесите 3 капли раствора FeCl_3 , в другую – столько же раствора соли $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$. В каждую пробирку добавляйте по каплям раствор NaOH (в избыточном количестве). Отметьте первоначальное образование осадков в каждой пробирке и растворение осадка во второй пробирке. Обратите внимание на цвет раствора. Напишите уравнения химических реакций с учетом образования комплексного аниона $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$, назовите комплексное соединение.

Сделайте вывод о возможности использования реакции комплексообразования для качественного анализа катионов, обладающих зарядом и принадлежащих к одной аналитической группе.

Лабораторная работа № 5.2

Комплексные соединения в реакциях обмена

1) На два предметных стекла нанесите по 1 капле раствора соли FeSO_4 . Затем на одно стекло добавьте 1 каплю раствора соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, на другое – столько же раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметьте, на каком стекле появилось синее окрашивание, обусловленное образованием турбулевоисиний $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$.

2) На два предметных стекла нанесите по 1 капле раствора соли $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. Затем на одно стекло добавьте 1 каплю раствора соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, на другое – столько же раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметьте, на каком стекле появилось синее окрашивание, обусловленное образованием берлинской лазури $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$.

Напишите уравнения химических реакций и сделайте вывод о возможности использования реакций комплексообразования для качественного анализа катионов одной аналитической группы.

Лабораторная работа № 5.3

Устойчивость комплексных соединений в различных растворителях

В пробирку внесите 2-3 капли 0,05н раствора CoCl_2 и добавьте 5-6 капель концентрированного раствора роданида аммония NH_4SCN . Отметьте появление синей окраски, обусловленной образованием комплексного иона $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$. Добавьте в пробирку 10-15 капель дистиллированной воды. Отметьте появление розовой окраски за счет образования комплексного иона $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$. Добавьте в эту же пробирку 8-10 капель амилового спирта и встряхните ее. После отстаивания отметьте появление синего кольца в слое амилового спирта. Сделайте вывод о большей степени устойчивости комплексного иона $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$ в менее полярном растворителе $\mu(\text{H}_2\text{O}) = 1,84 \text{ Д}$, $\mu(\text{C}_6\text{H}_{11}\text{OH}) = 1,65 \text{ Д}$. Это свойство используется для извлечения малых количеств катионов кобальта, содержащихся в водных растворах.

Лабораторная работа № 5.4

Образование внутрикомплексных соединений

К 5 мл водопроводной воды добавьте 1-2 капли аммиачной буферной смеси и добавьте 1-2 капли раствора индикатора хромогена черного до появления хорошо заметной, но не очень темной винно-красной окраски, обусловленной образованием комплекса с ионами Ca^{2+} и Mg^{2+} . Добавьте 3-4 капли 0,05н. раствора трилона Б (комплексона III) до перехода винно-красной окраски в синюю. Сравните константы нестойкости комплексов Ca^{2+} и Mg^{2+} с хромогеном черным (соответственно $4 \cdot 10^{-6}$ и $1 \cdot 10^{-7}$) и комплексом III ($2,7 \cdot 10^{-11}$ и $2 \cdot 10^{-9}$). Сделайте вывод о прочности комплексных соединений и о возможности использования этой реакции для открытия ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} и их количественного определения в воде (общая жесткость воды).

Лабораторная работа № 5.5

Диссоциация комплексных соединений

- 1) В две пробирки налейте по 4-5 капель раствора CuSO_4 . В одну из них добавьте 3-4 капли раствора NaOH , в другую - $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Обратите внимание на цвет осадков в каждой пробирке и составьте уравнения характерных реакций на ион меди Cu^{2+} .
- 2) В пробирку налейте 4-5 капель раствора CuSO_4 и добавьте столько же капель раствора NH_4OH до образования осадка. Отметьте цвет осадка и напишите уравнение реакции. Продолжайте прибавление по каплям раствора NH_4OH до растворения осадка с образованием комплексной соли $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ в избытке NH_4OH . Отметьте цвет раствора. Напишите уравнение реакции и назовите полученную комплексную соль. Сохраните полученный раствор для пункта в).
- 3) Разделите поровну в 2 пробирки раствор комплексной соли $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, полученный в предыдущем опыте. В одну из них добавьте 2-3 капли раствора NaOH , в другую 3-4 капли $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Имеются ли видимые изменения в каждой пробирке? Напишите уравнения диссоциации комплексной соли и комплексного катиона $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ и выражение для его константы нестойкости. Объясните наблюдаемые явления, исходя из данных о величинах произведения растворимости $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и CuS : $\text{PP}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1,2 \cdot 10^{-12}$, $\text{PP}(\text{CuS}) = 3,2 \cdot 10^{-38}$. Сделайте вывод о том, какие ионы обнаружены при диссоциации комплексных соединений.

Контрольные вопросы

1. Строение комплексных соединений.

2. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости и константа устойчивости комплексных соединений.
3. Влияние природы лиганда на окраску и магнитные свойства комплексных соединений с точки зрения теории кристаллического поля.

Лабораторная работа №6 **Химическая кинетика и химическое равновесие**

Перед выполнением работы необходимо изучить теорию и примеры решения задач по данной теме, прорешать задачи, согласно вашему варианту, приведенные в методическом указании для расчетно – графической работы, на с. 9 – 15.

В основе ряда пищевых технологий лежат химические превращения. К ним относят получение патоки, кристаллической глюкозы путем кислотного гидролиза крахмала, различных жиров способом гидрогенизации и переэтерификации, инвертного сахара путем кислотного гидролиза сахарозы, сквашивание молока, созревание теста, мяса и т.д. Каждый этап технологического производства характеризуется определенной скоростью химического процесса и описывается состоянием химического равновесия.

Цель работы: изучить влияние различных факторов на скорость реакции и химическое равновесие.

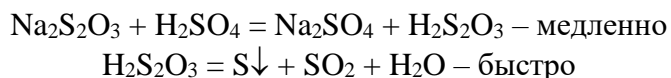
Задачи: 1) выявить влияние концентрации тиосульфата натрия на скорость взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой; 2) доказать влияние температуры на скорость взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой; 3) проверить, согласуются ли полученные результаты с законом действующих масс и правилом Вант – Гоффа; 4) изучить влияние концентраций хлорида аммония, роданида калия и хлорида железа (III) на смещение химического равновесия.

Реактивы: 1) 0,5 М раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$; 2) 0,5 М раствор серной кислоты H_2SO_4 ; 3) дистиллированная вода; 4) 0,002 М раствор роданида калия KSCN ; 5) 0,002 М раствор хлорида железа (III) FeCl_3 ; 6) насыщенный раствор роданида калия; 7) насыщенный раствор хлорида железа (III); 8) кристаллический хлорид калия KCl .

Оборудование: 1) секундомер; 2) бюретки – 3 шт; 3) штатив с пробирками; 4) термостат; 5) термометр; 6) цилиндр на 10 мл – 2 шт.; 7) стакан на 50 мл; 8) стеклянная палочка.

Лабораторная работа № 6.1 **Изучение влияния концентрации вещества на скорость реакции**

На примере реакции взаимодействия серной кислоты с тиосульфатом натрия изучим влияние концентрации тиосульфата натрия на скорость реакции.



Как видно, механизм реакции сложный, состоит из двух стадий, причем самой медленной реакцией (лимитирующей стадией) является реакция образования тиосерной кислоты, которая неустойчива и быстро распадается с образованием коллоидной серы. О наличии реакции можно судить по изменению окраски раствора, сначала он прозрачный, а потом приобретает молочный оттенок, при этом наблюдается опалесценция – свойство, характерное для коллоидных растворов – изменение окраски раствора при пропускании через него луча света.

Согласно закону действующих масс (Гульдберг, Вааге, 1847) скорость реакции прямо пропорциональна концентрациям реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, стоящим в уравнении реакции. Поэтому для данной химической реакции

$$v = k \cdot [Na_2S_2O_3] \cdot [H_2SO_4]. \quad (1)$$

При проведении эксперимента концентрация серной кислоты остается постоянной $[H_2SO_4] = \text{const}$ и скорость реакции зависит только от концентрации тиосульфата натрия

$$v = k' \cdot [Na_2S_2O_3], \text{ где } k' = k \cdot [H_2SO_4]. \quad (2)$$

На сколько быстро протекает реакция судим по времени, так как по определению скорость реакции - это изменение концентрации вещества в единицу времени.

$$v = \frac{\Delta[Na_2S_2O_3]}{\Delta t}. \quad (3)$$

Ход работы:

1) Подготовить бюретки к работе. Сначала промыть их дистиллированной водой, затем рабочим раствором. Далее налить в каждую бюретку рабочий раствор выше нулевой отметки, убедиться в отсутствии пузырьков воздуха в наконечнике бюретки и установить уровень жидкости на нулевой отметке по нижнему мениску.

1 – ая бюретка – 0,5 М раствор $Na_2S_2O_3$,

2 – ая бюретка – дистиллированная вода,

3 – ая бюретка – 0,5 М раствор H_2SO_4 .

2) В 1 – ую пробирку из бюретки налить 8 мл 0,5 М раствора $Na_2S_2O_3$; во 2 – ую пробирку из бюретки налить 4 мл 0,5 М раствора $Na_2S_2O_3$ и 4 мл воды; в 3 – ю пробирку из бюретки налить 2 мл 0,5 М раствора $Na_2S_2O_3$ и 6 мл воды. Таким образом, при одинаковом общем объеме растворов концентрации тиосульфата натрия в пробирках относятся, как 1:0,5:0,25.

3) Приготовить секундомер и включить его при добавлении в каждую пробирку из бюретки 2 мл 0,5 М раствора H_2SO_4 . Секундомер выключить при появлении помутнения раствора. Показания секундомера занести в таблицу 1.

4) Оформить таблицу 2.1.

Таблица 2.1. Зависимость скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия при температуре 20°C

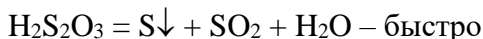
№ п/п	Объем, мл			$[Na_2S_2O_3]_{\text{отн}}$	Время, сек.	Относительная скорость реакции
	$Na_2S_2O_3$	H_2O	H_2SO_4			
1	8	-	2	1		$v = \frac{1}{t}$
2	4	4	2	0,5		$v = \frac{0,5}{t}$
3	2	6	2	0,25		$v = \frac{0,25}{t}$

5) По полученным данным построить график зависимости относительной скорости реакции от относительной концентрации вещества $v_{\text{отн}} = f([Na_2S_2O_3]_{\text{отн}})$ и убедиться в том, что полученные данные согласуются с законом действующих масс.

Лабораторная работа № 6.2

Изучение влияния температуры на скорость реакции

Исследование зависимости скорости реакции от температуры осуществляют на примере реакции взаимодействия серной кислоты с тиосульфатом натрия.



По правилу Вант – Гоффа при увеличении температуры на 10 ° скорость реакции возрастает в 2 – 4 раза.

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \quad (4)$$

где v_2 - скорость реакции при температуре t_2 ;

v_1 - скорость реакции при температуре t_1 ;

γ - температурный коэффициент.

Изучение влияния температуры на скорость реакции проводят при 20°C, 30°C, 40°C.

Ход работы:

- 1) Установить термостат на нужную температуру.
- 2) В пробирку из бюретки отмерить 2 мл 0,5 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 6 мл воды, в другую пробирку - 2 мл 0,5 М раствора H_2SO_4 , поместить в термостат на 10 мин.
- 3) Приготовить секундомер и включить его при смешивании растворов. Секундомер выключить при появлении помутнения раствора. Показания секундомера занести в таблицу 2.2.
- 4) Аналогичным образом провести эксперимент при другой температуре.
- 5) Заполнить таблицу 2.2, причем данные для температуры 20°C взять из таблицы 2.1.

Таблица 2.2 Зависимость скорости реакции от температуры

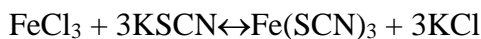
	t, °C	Объем, мл			$[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]_{\text{отн}}$	Время, сек.	$v_{\text{отн}} = \frac{0,25}{t}$
		$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4			
1	20	2	6	2	0,25		
2	30	2	6	2	0,25		
3	40	2	6	2	0,25		

- 6) Построить график зависимости относительной скорости реакции от температуры $v_{\text{отн}} = f(t, ^\circ\text{C})$.
- 7) Проверить, выполняется ли правило Вант – Гоффа.

Лабораторная работа № 6.3

Изучение влияния концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия

Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие рассмотрим на примере взаимодействия хлорида железа (III) и роданида калия. В результате протекания реакции образуется роданид железа (III), при этом раствор окрашивается в красный цвет, интенсивность которого зависит от концентрации вещества $\text{Fe}(\text{SCN})_3$.



Смещение равновесия легко наблюдать по изменению интенсивности окраски раствора.

Ход работы:

- 1) С помощью цилиндра отмерить по 10 мл 0,002 моль/л раствора хлорида железа (III) и 10 мл 0,002 моль/л раствора роданида калия.
- 2) Смешать эти растворы в стакане. Получится раствор с характерной красной окраской, обусловленной присутствием малодиссоциированных молекул роданида железа (III) $\text{Fe}(\text{SCN})_3$.
- 3) Разлить полученный красный раствор поровну в 4 пробирки.
- 4) 1-ую пробирку оставить для сравнения;
во 2-ую добавить несколько капель насыщенного раствора хлорида железа (III);
в 3-ю – несколько капель насыщенного раствора роданида калия.
в 4-ю пробирку прибавить сухую соль хлорида калия и энергично перемешать стеклянной палочкой.
- 5) Записать свои наблюдения;
- 6) Используя закон действующих масс, записать выражение для константы равновесия.
- 7) Объяснить полученные изменения окраски.
- 8) Выполняется ли принцип Ле – Шателье?

Контрольные вопросы

1. Скорость химической реакции.
2. Влияние концентрации на скорость реакции. Закон действующих масс.
3. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант – Гоффа.
4. Обратимые и необратимые химические реакции.
5. Константа равновесия химической реакции.
6. Влияние внешних факторов на смещение химического равновесия. Принцип Ле – Шателье.

Лабораторная работа № 7

Способы выражения концентрации раствора

Перед выполнением работы необходимо изучить теорию и примеры решения задач по данной теме, прорешать задачи, согласно вашему варианту, приведенные в методическом указании для расчетно – графической работы, на с. 15 – 29.

Определение массовой доли белка методом формольного титрования, массовой доли лактозы в молоке методом Бертрана или йодометрическим методом, массовой доли кальция в молоке, титруемой кислотности молока, муки и хлеба, массовой доли аскорбиновой кислоты и т.д. и т.п. Каждая из приведенных методик по определению качества сырья подразумевает использование растворов с точной концентрацией вещества.

Цель работы: научиться готовить растворы с различными концентрациями.

Задачи: 1) сделать расчеты и приготовить раствор в соответствии с полученным заданием;
2) определить плотность приготовленного раствора;
3) используя значение плотности раствора и метод интерполяции, определить массовую долю растворенного вещества в растворе.

Реактивы и оборудование: 1) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (или $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$); 2) технические весы, 3) набор ареометров; 4) пергаментная бумага или калька; 5) коническая колба на 100 мл; 6) мерная колба на 50 мл; 7) мерные цилиндры на 50, 100мл; 8) воронка; 9) стеклянная палочка.

Растворы – гомогенные смеси переменного состава. Растворы состоят из растворенного вещества и растворителя. Растворителем называют компонент, который сохраняет свое фазовое состояние при образовании раствора и его концентрация выше концентрации других компонентов. *Концентрация* раствора указывает на количественный состав раствора. Существует несколько способов выражения концентрации растворов.

1. *Молярная доля, χ* – величина, показывающая отношение количества молей данного вещества n_i к общему количеству молей всех веществ, находящихся в смеси или в растворе

$$\chi = \frac{n_i}{\sum_{i=1}^N n_i} \quad (1)$$

2. *Массовая доля вещества ω* – показывает массу растворенного вещества в 100 г раствора:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}}, \quad (2)$$

где $m_{\text{в-ва}}$ – масса растворенного вещества, г;

$m_{\text{р-ра}}$ – масса раствора, г;

$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{в-ва}} + m_{\text{р-ля}}$

Массовая доля может быть выражена в процентах – *процентная концентрация*:

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \% \quad (3)$$

Например, 5 % - ный раствор NaCl, значит в 100 г раствора содержится 5 г NaCl, а для приготовления 100 г 5 % - ного раствора необходимо 5 г NaCl растворить в 95 г воды.

3. *Молярная концентрация вещества C_m* – показывает количество молей растворенного вещества в 1 литре раствора, размерность моль/л или М:

$$C_m = \frac{n}{V}, \quad (4)$$

где n – количество молей растворенного вещества, моль;

V – объем раствора, л.

Например, для приготовления 0,5 М раствора NaNO_3 необходимо 0,5 моль вещества поместить в мерную колбу на 1 л, растворить в небольшом количестве воды, далее объем раствора довести до метки.

4. *Эквивалентная концентрация или нормальная концентрация C_n* – показывает количество молей – эквивалентов растворенного вещества в 1 литре раствора, размерность моль – экв/л или н:

$$C_n = \frac{n_{\text{экв}}}{V}, \quad (5)$$

где $n_{\text{экв}}$ – количество молей – эквивалентов растворенного вещества, моль – экв;

V – объем раствора, л.

Например, для приготовления 0,5 н раствора $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ необходимо 0,5 моль - эквивалентов вещества поместить в мерную колбу на 1 л, растворить в небольшом количестве воды, далее объем раствора довести до метки.

5. *Моляльная концентрация, C_μ* , показывает количество молей растворенного вещества, находящегося в 1 кг растворителя, моль/кг

$$C_\mu = \frac{n}{m_{\text{р-ля}}}, \quad (6)$$

Где n – количество молей растворенного вещества,

$m_{\text{р-ля}}$ – масса растворителя, кг

Например, для приготовления 0,5 моляльного раствора хлорида магния необходимо 0,5 моль вещества растворить в 1 кг воды

6. *Титр раствора, T* – масса вещества в 1 мл раствора, г/мл

$$T = \frac{m}{V} \quad (7)$$

Все концентрации взаимосвязаны друг с другом. Зная, например, молярную концентрацию раствора, можно легко получить моляльную или эквивалентную концентрацию раствора.

Лабораторная работа № 7.1

Приготовление раствора с заданной массовой долей ($\omega\%$)

1. Получить задание у преподавателя (табл.4.1).
2. Вычислить навеску $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления раствора с заданным параметром ($m_{\text{р-ра}}$ и m_{CuSO_4} из таблицы 4.1), взвесить на технических весах с точностью до 0,01 г и перенести в коническую колбу.
2. Рассчитать объем дистиллированной воды, отмерить мерным цилиндром и перелить в колбу с навеской.
3. Осторожно и тщательно перемешать раствор до полного растворения навески.
4. Измерить ареометром плотность приготовленного раствора (ρ_x).
5. Используя данные таблицы 4.2 и метод интерполяции, определить точное процентное содержание ω_x (CuSO_4) в приготовленном растворе. Сравнить полученную величину с заданной.
6. Рассчитать молярность и нормальность приготовленного раствора.

Лабораторная работа № 7.2

Приготовление раствора молярной и нормальной концентраций

1. Получить задание у преподавателя (табл.4.1).
2. Рассчитать навеску $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, соответствующую заданию, отвесить на технических весах с точностью до 0,01 г, перенести с помощью воронки в мерную колбу заданного объема, тщательно смыть дистиллированной водой с воронки оставшуюся на ней соль.
3. В мерную колбу с навеской прилить небольшое количество дистиллированной воды для растворения навески.
4. После полного растворения навески довести объем раствора в мерной колбе дистиллированной водой до метки по нижнему мениску, образуемому раствором. Раствор тщательно перемешать.
5. Перелить полученный раствор в цилиндр и измерить плотность приготовленного раствора.
6. Вычислить массовую долю (ω) полученного раствора.

Правила работы с ареометром

- 1) Цилиндр емкостью на 50 мл ополоснуть небольшим количеством приготовленного раствора.
- 2) Заполнить цилиндр определяемым раствором на 2/3 объема.
- 3) Плавнo опустить ареометр в раствор. То деление, до которого ареометр свободно погружается в жидкость, показывает значение плотности (ρ_x) раствора (отсчет производить по шкале сверху вниз по верхней части мениска раствора) (рис.4.1). Полученное значение ρ_x позволяет определить массовую долю ω_x растворенного вещества в растворе.

Таблица 4.1 Индивидуальные задания по приготовлению растворов различной концентрации

№ п/п	$m_p, г$	$\omega\%$ CuSO_4	№ п/п	$V_p, мл$	$C_m,$ $моль/л$	№ п/п	$V_p, мл$	$C_n,$ $моль-экв/л$
1	50	6,00	2	50	0,10	3	50	0,20
4	50	5,50	5	50	0,15	6	50	0,30
7	50	5,00	8	50	0,20	9	50	0,40
10	50	4,50	11	50	0,22	12	50	0,45
13	50	4,00	14	50	0,25	15	50	0,50
16	50	3,50	17	50	0,30	18	50	0,60

19	50	3,00	20	50	0,35	21	50	0,70
----	----	------	----	----	------	----	----	------

Таблица 4.2 Плотность водных растворов CuSO₄

ρ , г/мл	$\omega\%$	ρ , г/мл	$\omega\%$
1,009	1	1,049	5
1,019	2	1,059	6
1,029	3	1,069	7
1,039	4	1,079	8

Таблица 4.3 Плотность водных растворов Na₂CO₃

ρ , г/мл	$\omega\%$	ρ , г/мл	$\omega\%$
1,009	1	1,049	5
1,019	2	1,059	6
1,029	3	1,069	7
1,039	4	1,079	8

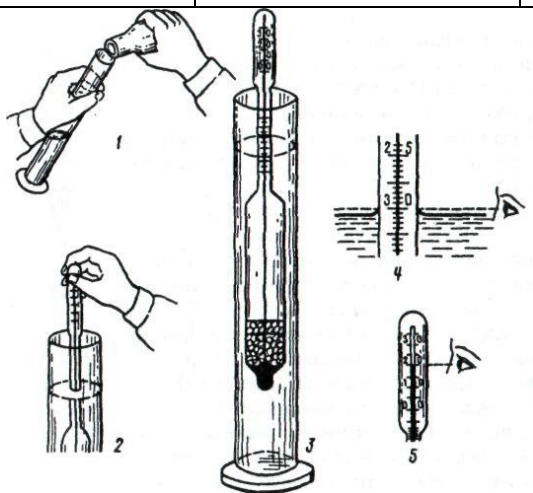


Рисунок 4.1 Определение плотности раствора

Метод интерполяции

Данный метод применяется в случае, если в справочной таблице не окажется числового значения плотности, соответствующего приготовленному раствору. Для расчета используют значения, ближайшие по величине к приготовленному раствору: строится график $\rho = f(\omega\%)$, значения ρ и $\omega\%$ необходимо взять из таблицы 3.2 и 3.3. Затем, используя полученное значение ρ_x , по графику определяем значение $\omega_x\%$.

Аналитический способ.

1) $\Delta\rho_{\text{табл.}} = \rho_2 - \rho_1$

2) $\Delta\omega_{\text{табл.}} = \omega_2 - \omega_1$

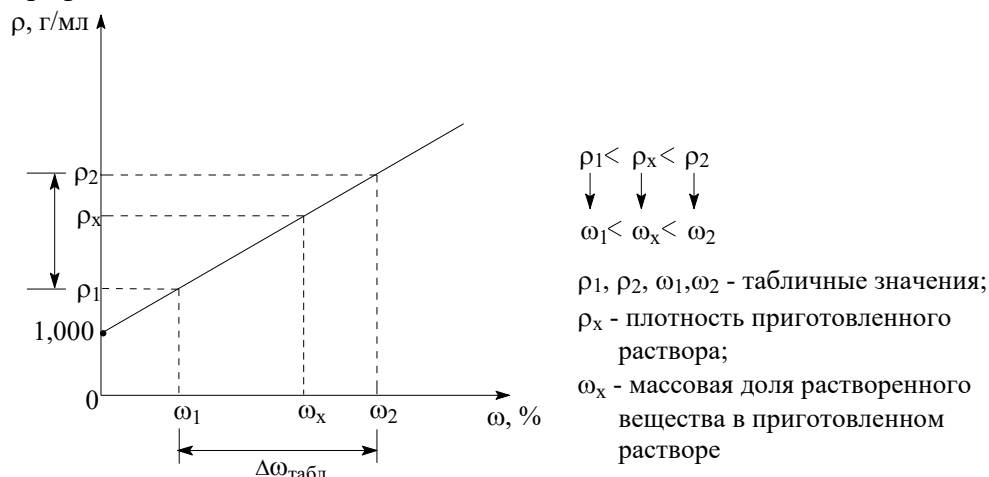
3) $\Delta\rho_x = \rho_2 - \rho_x$

4) $\Delta\omega_x$ можно найти из пропорции:

$$\frac{\Delta\rho_{\text{табл.}}}{\Delta\rho_x} = \frac{\Delta\omega_{\text{табл.}}}{\Delta\omega_x} \quad \left| \quad \Delta\omega_x = \frac{\Delta\rho_x \cdot \Delta\omega_{\text{табл.}}}{\Delta\rho_{\text{табл.}}}\right.$$

$$5) \Delta\omega_x = \omega_2 - \omega_x \Rightarrow \omega_x = \omega_2 - \Delta\omega_x$$

Графический способ.



В отчёте по лабораторной работе представить все выполненные расчёты, привести метод интерполяции в графическом и аналитическом виде, сформулировать вывод о проделанной работе.

Заключительный этап работы

Допустим, вам нужно было приготовить раствор с молярной концентрацией сульфата меди $C_M = 0,5$ моль/л.

В ходе работы вы с помощью ареометра определили плотность раствора $\rho_x = 1,075$ г/мл и методом интерполяции процентную концентрацию $\varpi_x = 7,6\%$.

Далее по известным формулам рассчитываем молярную и нормальную концентрации

$$C_{Mx} = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{M} = \frac{7,6 \cdot 1,075 \cdot 10}{160} = 0,51 \text{ моль/л.}$$

$$C_{нх} = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{M_{\text{экв}}} = \frac{7,6 \cdot 1,075 \cdot 10}{80} = 1,02 \text{ моль – экв/л} = 1,02 \text{ н.}$$

$C_M = 0,5$ моль/л – молярная концентрация теоретическая C (теор)

$C_{Mx} = 0,51$ моль/л – молярная концентрация практическая C (практ)

Абсолютная ошибка показывает, на сколько единиц практическое значение величины отличается от теоретической

$$\text{Абсолютная ошибка} = |C(\text{теор}) - C(\text{практ})| = 0,01 \text{ (моль/л)}$$

Относительная ошибка показывает отклонение в процентах

$$\text{Относительная ошибка} = \frac{C_{\text{теор}} - C_{\text{практ}}}{C_{\text{теор}}} \cdot 100\% = \frac{0,01}{0,5} \cdot 100 = 2\%.$$

Вывод: в выводе проанализировать свой результат, если относительная ошибка значительна (больше 10 %), то необходимо перечислить этапы работы, где возможно вы бы сделали ошибку, неточность и т.п.

Контрольные вопросы

1. Растворы – гомогенные системы переменного состава. Растворенное вещество и растворитель.
2. Количественный состав раствора: мольная доля, массовая доля, процентная концентрация, молярная концентрация, моляльная концентрация, эквивалентная (нормальная) концентрация, титр раствора.

3. Рассчитайте мольную долю, массовую долю, молярную концентрацию, моляльную концентрацию, эквивалентную (нормальную) концентрацию, титр раствора 15%-ного раствора серной кислоты, если плотность раствора 1,1 г/мл.

Лабораторная работа № 8

Теория электролитической диссоциации

Перед выполнением работы необходимо изучить теорию и примеры решения задач по данной теме, прорешать задачи, согласно вашему варианту, приведенные в методическом указании для расчетно – графической работы, на с. 15 – 29.

В состав сырья и пищевых продуктов входят белки, жиры и углеводы, биологически активные вещества: витамины и минеральные вещества. В ходе технологического процесса или при хранении пищевого продукта происходят химические превращения, в результате которых образуются новые вещества, оказывающие влияние на вкусовые качества продукта. Например, при хранении молока образуется молочная кислота, приводящая к его скисанию. При хранении жира появляется неприятный привкус, обусловленный масляной кислотой. В результате брожения образуются уксусная, молочная кислоты, что приводит к изменению кислотности продукта. Теоретические основы применения регуляторов кислотности пищевых продуктов основаны на теории электролитической диссоциации.

Цель работы: изучение химических свойств различных видов электролитов в водных растворах.

Задачи: 1) рассмотреть реакции электролитов в свете теории электролитической диссоциации; 2) отметить особенности поведения амфотерных электролитов.

Реактивы и оборудование: 1) 2н. растворы HCl, CH₃COOH, NaOH или KOH, 2) 0,5н растворы NaCl, CaCl₂, NH₄Cl, ZnSO₄ или ZnCl₂, или Zn(NO₃)₂, KClO₃, 3) 0,1н раствор AgNO₃, 4) металлический цинк, 5) штативы с пробирками, 6) пробиркодержатель, 7) водяная баня, 8) пинцет.

Лабораторная работа № 8.1

Зависимость степени диссоциации от природы электролита

- 1) В одну пробирку налейте 4-5 капель 2н. раствора HCl, в другую – столько же 2н. раствора CH₃COOH.
- 2) В каждую пробирку опустите по одинаковому кусочку цинка.
- 3) Обе пробирки поместите в стакан с горячей водой (водяная баня).
- 4) Наблюдайте выделение водорода и отметьте, в какой из пробирок водород выделяется более энергично, дайте объяснение. Для этого используйте $K_{\text{дисс.}}$ кислот, приведенные в таблице.
- 5) Происходящие реакции представьте молекулярными, полными и сокращенными ионно-молекулярными уравнениями.

Лабораторная работа № 8.2

Реакции ионов с образованием осадка

- 1) В три пробирки налейте по 2-3 капли растворов 0,5н. NaCl, 2н HCl, 0,5н. CaCl₂.
- 2) В каждую пробирку добавьте по 2-3 капли раствора AgNO₃. Наблюдайте выпадение осадков.

- 3) Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме. Какое сокращенное ионно-молекулярное уравнение выражает сущность всех этих реакций?
- 4) Прибавьте AgNO_3 к раствору KClO_3 . Почему в этом случае не получается осадок?

Лабораторная работа № 8.3

Реакции ионов с образованием слабого электролита

- 1) Налейте в пробирку 3-4 капли NH_4Cl и прилейте 3-4 капли NaOH или KOH .
- 2) Нагрейте на водяной бане. Определите по запаху выделяющийся газ.
- 3) Напишите уравнения реакции в молекулярной, полной и сокращенной ионно-молекулярной форме.

Лабораторная работа № 8.4

Реакции амфотерных электролитов

- 1) В пробирку налейте 2-3 капли ZnSO_4 , добавьте 1-2 капли NaOH . Наблюдайте выпадение осадка.
- 2) Встряхните содержимое пробирки, половину перенесите в другую пробирку.
- 3) В одну из пробирок прилейте 2-3 капли 2н. раствора HCl , в другую – 2-3 капли 2н. раствора NaOH .
- 4) Наблюдайте растворение осадка. Почему гидроксид цинка взаимодействует и с кислотой и со щелочью?
- 5) Составьте молекулярные, полные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения происходящих реакций.

Контрольные вопросы

1. Слабые и сильные электролиты.
2. Слабые электролиты. Степень и константа диссоциации.
3. Сильные электролиты. Ионная сила раствора. Активность раствора. Коэффициент активности раствора.
4. Ионные уравнения.

Лабораторная работа № 9

Гидролиз солей

Перед выполнением работы необходимо изучить теорию и примеры решения задач по данной теме, прорешать задачи, согласно вашему варианту, приведенные в методическом указании для расчетно – графической работы, на с. 15 – 29.

Реакция гидролиза имеет большое значение в технологии пищевых продуктов. Получение инвертного сиропа – это реакция гидролиза сахарозы.

Цель работы: изучение влияния различных факторов на гидролиз.

Задачи: 1) выяснить возможности использования индикаторов для определения наличия и типа гидролиза солей; 2) освоить методику рассмотрения процессов гидролиза солей всех типов.

Реактивы и оборудование: 1) HNO_3 , (конц.), 2н. растворы HCl , NaOH ; 2) 0,5н. растворы KNO_3 , CH_3COONa , $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2CO_3 ; 3) индикаторы: тимоловый синий, фенолфталеин, метилоранж; 4) штативы с пробирками; 5) пробиркодержатель; 6) водяная баня.

Лабораторная работа № 9.1

Качественное определение pH водных растворов неорганических веществ

- 1) Для каждой системы приготовить по 3 пробирки (по числу индикаторов).
- 2) Так как более отчетливо переход окраски индикаторов происходит в разбавленных растворах, поэтому общий объем системы должен составлять ≈ 10 -12 капель: 6-8 капель дистиллированной воды плюс 1-2 капли для растворов кислот и щелочей и 4-6 капель для растворов солей.
- 3) Полученные результаты внесите в таблицу 5.1, укажите среду этих растворов.

Таблица 5.1 Определение среды водных растворов электролитов

№ п/п	Электролит	Цветиндикаторов			Среда раствора (слабокислая, сильнокислая, нейтральная, слабощелочная, сильнощелочная)
		Метил-оранж	Фенол-фталеин	Тимоло-выйсиний	
1	H ₂ O водопр				
2	H ₂ O дистил.				
3	HCl				
4	NaOH				
5	Na ₂ CO ₃				
6	KNO ₃				
7	Al ₂ (SO ₄) ₃				

Лабораторная работа № 9.2

Влияние природы соли на реакцию среды

- 1) Возьмите 4 пробирки. В одну налейте 8-10 капель дистиллированной воды, во вторую 2-3 капли Na₂CO₃, в третью 2-3 капли Al₂(SO₄)₃, в четвертую 2-3 капли KNO₃.
- 2) Во вторую, третью, четвертую пробирки добавьте по 6 - 8 капель дистиллированной воды.
- 3) Прилейте в каждую пробирку по 1-2 капли индикатора тимолового синего. Пробирка с водой служит для сравнения полученных окрасок.
- 4) Какие из этих солей подверглись гидролизу? Напишите уравнения реакций гидролиза солей в ионной и молекулярной формах.
- 5) Используя значения K_{дисс.} кислот, рассчитайте pH растворов солей и определите среду раствора. Полученный результат сравните с экспериментальным.

Лабораторная работа № 9.3

Влияние температуры на степень гидролиза

- 1) В пробирку налейте 3-4 капли раствора CH₃COONa и 1-2 капли индикатора фенолфталеина. Заметьте интенсивность окраски.
- 2) Нагрейте пробирку с раствором до кипения. Как меняется интенсивность окраски? Объясните полученный результат.
- 3) Дайте немного остыть пробирке и охладите ее в холодной воде (под струей водопроводной воды). Что происходит?
- 4) Напишите в ионной и молекулярной форме уравнения гидролиза CH₃COONa.

Лабораторная работа № 9.4

Влияние разбавления раствора на степень гидролиза

- 1) К 3-4 каплям раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ по каплям прибавляйте дистиллированную воду. Наблюдайте образование осадка основной соли $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$.
- 2) Напишите в ионной и молекулярной форме уравнения реакций, считая, что вначале образуется $\text{BiOH}(\text{NO}_3)_2$, которая затем превращается в $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$. Раствор с полученным осадком сохраните для следующего опыта.

Лабораторная работа № 9.5

Влияние реакции среды на степень гидролиза (обратимость гидролиза)

К раствору с полученным осадком в опыте 3 прибавьте по каплям концентрированную HNO_3 до растворения осадка (при приливании каждой капли HNO_3 перемешивайте). При повторном разбавлении водой осадок выпадает вновь. Объясните наблюдаемые явления.

Лабораторная работа № 9.6

Необратимый гидролиз

В пробирку налейте 3-4 капли раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и 3-4 капли Na_2CO_3 . Наблюдайте выделение пузырьков углекислого газа и образование осадка $\text{Al}(\text{OH})_3$. Как можно доказать состав продуктов? Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Контрольные вопросы

1. Вода – слабый электролит. Ионное произведение воды.
2. Водородный и гидроксильный показатель.
3. Качественное определение кислотности среды.
4. Гидролиз солей.
5. Степень и константа гидролиза соли.
6. Вывод формул для расчета pH гидролизующихся солей
7. Факторы, влияющие на степень гидролиза.
8. Необратимый гидролиз.

Лабораторная работа № 10

Окислительно – восстановительные реакции

Окисление является причиной прогоркания жиров, реакции брожения также являются окислительно – восстановительными реакциями.

Цель работы: изучение влияния различных факторов на окислительно – восстановительные реакции.

Задача: выяснить влияние среды, концентрации и температуры на продукты окислительно – восстановительных реакций.

Реактивы: растворы: NaOH (2н), H_2SO_4 (2н), CuSO_4 (0,5н), KI (0,5н), $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (0,5н), KNO_2 (0,5н), KMnO_4 (0,1н), H_2SO_4 (конц), HNO_3 (конц.), пероксид водорода, хлорная вода,

сероводородная вода или водный раствор Na_2S , бензол (или толуол), Na_2SO_3 (крист.), металлический Zn , медная стружка, железный гвоздь;

Оборудование: пробирки вместимостью 10 см³, штативы для пробирок; наждачная бумага.

Лабораторная работа № 10.1

Окислительно-восстановительные процессы в реакциях замещения

В раствор сульфата меди (2-3 капли) опустить на 3-5 минут железный гвоздь, поверхность которого очищена наждачной бумагой. Что происходит? Составьте уравнение реакции.

Лабораторная работа № 10.2

Окислительные свойства хлорной воды

В пробирку с 2-3 каплями раствора иодида калия добавить 4-5 капель толуола (или бензола) и 3-5 капель хлорной воды. Встряхнуть пробирку и дать жидкостям расслоиться. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Лабораторная работа № 10.3

Восстановительные свойства сероводорода

К 2 каплям раствора перманганата калия добавить 1-2 капли раствора серной кислоты и по каплям прибавить сероводородную воду до обесцвечивания раствора. Что происходит? Прodelать аналогичный опыт, взяв вместо перманганата калия раствор дихромата калия. Написать уравнения реакций электронно-ионным методом (ЭИМ).

Лабораторная работа № 10.4

Окислительные свойства перманганата калия в различных средах

В три пробирки поместить по 3 капли раствора перманганата калия. Затем в первую пробирку добавить 2 капли раствора 2н серной кислоты, во вторую – 2 капли раствора гидроксида натрия, после чего добавить в каждую пробирку несколько кристалликов сухой соли сульфита натрия до исчезновения окраски растворов. Как изменится цвет растворов? Написать уравнения реакций, используя ЭИМ.

Лабораторная работа № 10.5

Восстановительные и окислительные свойства сернистой кислоты и ее солей – сульфитов

а) В пробирку внести 2-3 капли раствора дихромата калия, подкислить 2-3 каплями раствора серной кислоты, по каплям добавить сульфит натрия до появления зеленой окраски раствора. Написать уравнение реакции, используя ЭИМ.

б) К 2 каплям раствора сульфита натрия прибавить 2 капли раствора сульфида натрия. Смесь подкислить 1-2 каплями раствора серной кислоты. Наблюдать появление чуть желтоватой мути (коллоидная сера). Написать уравнение реакции и сравнить свойства сульфита натрия с предыдущим случаем.

Лабораторная работа № 10.6

Восстановительные и окислительные свойства азотистой кислоты и ее солей – нитритов

а) В одну пробирку поместить 2-3 капли раствора перманганата калия, а в другую – 2-3 капли раствора дихромата калия. В оба раствора добавить по 3 капли 2н раствора серной кислоты и затем по несколько мл раствора нитрита калия. Объяснить изменения окраски растворов.

б) Внести в пробирку 3 капли раствора иодида калия, 5 капель 2н раствора серной кислоты и немного бензола (или толуола). К этой смеси прибавить 5 капель раствора нитрита калия. Написать уравнение реакции и сравнить свойства нитрит-ионов с предыдущими случаями.

Лабораторная работа № 10.7

Окислительные и восстановительные свойства пероксида водорода

а) К 3-4 каплям раствора иодида калия прибавить 2 капли 2н раствора серной кислоты и затем по каплям прибавить раствор пероксида водорода до появления желтой окраски. Для обнаружения в растворе йода внести в пробирку несколько капель толуола (или бензола) и пробирку встряхнуть.

б) К 2-3 каплям раствора перманганата калия прибавить 2 капли 2н раствора серной кислоты и затем по каплям прибавить раствор пероксида водорода до обесцвечивания раствора в пробирке. Наблюдать выделение пузырьков газа. Составить уравнение реакции и сравнить свойства пероксида водорода с предыдущим опытом.

Лабораторная работа № 10.8

Окислительные свойства азотной кислоты

В пробирку с медной стружкой добавить (под тягой!) 2-3 мл концентрированной азотной кислоты. Наблюдать выделение газа (какого цвета?). Составить уравнение реакции.

Лабораторная работа № 10.9

Окислительные свойства концентрированной серной кислоты

В две пробирки поместить немного металлического цинка. В одну пробирку добавить 2-3 капли разбавленной серной кислоты, а в другую – концентрированной серной кислоты (под тягой!) и немного нагреть. Что происходит? Написать уравнения реакций.

Контрольные вопросы

1. Классификация окислительно – восстановительных реакций.
2. Метод полуреакций расстановки коэффициентов в окислительно – восстановительных реакциях.
3. Важнейшие окислители и восстановители.

Лабораторная работа № 11

Электролиз растворов электролитов

Цель работы: изучить процесс электролиза раствора иодида калия.

Оборудование и реактивы: 1) прибор для электролиза; 2) источник постоянного тока; 3) термометр; 4) наждачная бумага; 5) фильтровальная бумага; 6) 0,5 н раствор иодида калия; 7) фенолфталеин.

Ход работы:

1) В U-образную трубку электролизера (рисунок 11.3) налить 0,5 н раствор иодида калия. В левую часть коленья трубки добавить 1 - 2 капли индикатора фенолфталеина.



2) Вставить в оба конца трубки угольные электроды. Присоединить электроды к источнику постоянного тока и включить прибор.

3) Установить ток на приборе по амперметру на делении 2 - 5А, а напряжение на 15-20V.

4) Пропускать ток в течение 10-15 мин. Наблюдать пузырьки газа на аноде и появление окрашивания раствора на аноде и на катоде. Какой это газ? Что выделяется на аноде, и что выделяется на катоде?

5) Составить схему электролиза раствора иодида калия. Объясните происходящие явление. После опыта очистить U-образную трубку электролизера, промыв дистиллированной водой.

Контрольные вопросы

1. Что такое двойной электрический слой? Как он возникает?
2. От чего зависит заряд электрода (положительный или отрицательный)?
3. Какие процессы возникают на катоде и аноде?
4. В чем причина возникновения ЭДС?
5. Может ли ЭДС быть равной нулю?
6. В чем различие между электролизом и работой гальванического элемента?

Лабораторная работа №12

Определение общей жесткости воды комплексонометрическим методом

Перед выполнением работы необходимо изучить теорию и примеры решения задач по данной теме, прорешать задачи, согласно вашему варианту, приведенные в методическом указании для расчетно – графической работы, на с. 29 – 39.

Вода является основным компонентом многих пищевых продуктов, поэтому водоподготовка является важным этапом в технологическом процессе, поскольку от воды зависит качество продукта. Кроме этого, вода широко применяется в технологическом процессе в качестве хладагента и теплоносителя, следовательно, от воды зависит исправная работа технологического оборудования. В природе чистая вода не встречается, она всегда содержит примеси каких – либо веществ. Жесткость воды определяется содержанием в воде ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} . Количественно жесткость воды выражается числом миллиэквивалентов (мэкв) катионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , содержащихся в 1 л воды:

$$\text{Ж} = \frac{[\text{Ca}^{2+}]}{20,04} + \frac{[\text{Mg}^{2+}]}{12,16}, \quad (1)$$

где $[\text{Ca}^{2+}]$ и $[\text{Mg}^{2+}]$ – концентрации ионов в мг/л,
 20,04 мг/л – 1 миллиэкв кальция,
 12,16 мг/л – 1 миллиэкв магния.

По значению жесткости воду различают как очень мягкую – с жесткостью до 1,5, мягкую от 1,5 до 4, средней жесткости – от 4 до 8, жесткую – от 8 до 12 и очень жесткую – свыше 12 мэкв/л.

Количественно общую жесткость воды определяют комплексонометрическим методом. Суть метода изложена в работе 6.4.

Цель работы: доказать, что кипячение воды и фильтрование воды приводят к уменьшению общей жесткости воды.

Задачи: 1) определить общую жесткость водопроводной воды комплексонометрическим методом; 2) определить общую жесткость кипяченой воды комплексонометрическим методом; 3) определить общую жесткость отфильтрованной воды комплексонометрическим методом; 4) сравнить полученные результаты и сделать соответствующие выводы.

Реактивы: 1) раствор трилона Б (0,05 н); 2) аммиачный буферный раствор (рН = 11); 3) индикатор эриохром черный Т (хромоген черный), 4) водопроводная вода.

Оборудование: 1) бюретка на 25 мл, 2) цилиндр на 10 и на 100 мл, 3) коническая колба на 250 мл, 4) воронка, 5) фильтр для водопроводной воды.

Ход работы:

1. Подготовить бюретку к работе: промыть её дистиллированной водой, раствором титранта – трилоном Б, налить в бюретку раствор титранта и установить уровень титранта на нулевой отметке.

2. В колбу для титрования отмерить с помощью цилиндра 100 мл водопроводной воды, добавить 10 мл аммиачно – буферной смеси, добавить индикатор хромоген черной до появления хорошо заметной, но не очень темной винно-красной окраски, обусловленной образованием комплекса с ионами Ca^{2+} и Mg^{2+} .

3. Титровать трилоном Б до перехода окраски в синий цвет.

4. Рассчитать жесткость воды

$$\text{Ж} = \frac{0,05 \cdot V_{\text{трилон Б}} \cdot 1000}{100}, \text{ ммоль – экв/л}$$

5. Аналогичным образом определить жесткость кипяченой воды и фильтрованной воды.

6. Из полученных результатов сделать соответствующие выводы.

Контрольные вопросы

1. Анализ воды показал, что в ней содержатся гидрокарбонат кальция массой 1386 мг, хлорид кальция массой 610 мг, хлорид натрия массой 480 мг. Объем воды составил 5 л. Определите общую жесткость воды, карбонатную и некарбонатную жесткость воды.

2. На умягчение воды объемом 10 л израсходовано 3,7 г гидроксида кальция и 1,06 г карбоната натрия. Рассчитайте общую жесткость воды. Составьте уравнения процессов умягчения воды.

3. Определите общую, карбонатную и некарбонатную жесткость воды, если на титрование ее 100 мл потребовалось 8 мл 0,1 н. раствора трилона Б и 5 мл 0,1 н. раствора соляной кислоты.

Лабораторная работа №13

Химические свойства р-элементов IIIA и IVA групп

Цель работы: изучение химических свойств р-элементов IIIA и IVA групп на примере металлов алюминия, свинца и их соединений.

Задача: получить и изучить химические свойства элементов на примере соединений алюминия и свинца.

Реактивы и оборудование: 2 н. растворы HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , NaOH , NH_4OH ; 1 н. растворы $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, HCl , NaOH ; 30%-ный раствор NaOH ; насыщенный раствор $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; концентрированная HNO_3 ; 0,5 н растворы $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, KI , Na_2CO_3 , K_2CrO_4 ; алюминиевые стружки, кусочки свинца; лучинка, пробирки, воронка, водяная баня.

Лабораторная работа № 13.1

Действие кислот на алюминий

В три пробирки налить порознь по 5 капель 2 н растворов кислот – соляной, серной и азотной – и внести в каждую пробирку немного алюминиевых стружек. Во всех ли пробирках происходит реакция?

Форма записи

Формула кислоты	Концентрация кислоты	Происходит ли реакция?	Уравнение реакции

Лабораторная работа №13.2

Пассивирование алюминия

В пробирку поместить кусочек алюминия и прилить 5 капель концентрированной азотной кислоты. Через 3-4 мин слить кислоту, промыть металл водой и прилить 5 капель 2 н. раствора соляной кислоты. Почему алюминий теперь не реагирует с соляной кислотой?

Лабораторная работа № 13.3

Действие щелочи на алюминий

Поместить в пробирку немного алюминиевых стружек и прилить 5-7 капель 30%-ного раствора NaOH; слегка подогреть. Когда начнется энергичное выделение газа, поднести к отверстию зажженную лучинку. Что наблюдается?

Составить уравнения происходящих реакций.

Лабораторная работа № 13.4

Получение и свойства гидроксида алюминия

Налить в три пробирки по 4 капли 1 н. раствора сульфата алюминия. В первую и вторую пробирки прибавлять по каплям 2 н. раствор гидроксида натрия до образования объемистого осадка, а в третью прилить раствор гидроксида аммония. Подействовать на образовавшиеся осадки: а) раствором гидроксида натрия в избытке; б) раствором соляной кислоты; в) раствором гидроксида аммония в избытке. Написать уравнения реакций.

Лабораторная работа № 13.5

Гидролиз солей алюминия

Испытать на лакмус реакцию водного раствора сульфата алюминия и составить ионное уравнение гидролиза, имея в виду, что на холоду гидролиз сульфата идет до образования иона AlOH^{2+} .

Лабораторная работа № 13.6

Разложение сульфида алюминия (проводить под тягой!)

К 5 каплям 1 н раствора сульфата алюминия прибавить раствор сернистого аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Полученный осадок отфильтровать и промыть на фильтре водой. Разделить осадок на 2 части. К одной части прилить разбавленную соляную кислоту. Что служит доказательством того, что осадок не является сульфидом алюминия? К другой части осадка прилить раствор щелочи. Что наблюдается? Что представляет собой осадок, полученный в результате взаимодействия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ $(\text{NH}_4)_2\text{S}$? Написать уравнения реакций.

Лабораторная работа № 13.7

Взаимодействие свинца с кислотами

В три пробирки поместить по маленькому кусочку свинца (около 0,1 г) и добавить по 5-6 капель 2 н. растворов кислот; в первую - соляной, во вторую – серной, в третью – азотной. Что наблюдается? Нагреть все три пробирки на водяной бане. Во всех ли пробирках протекает реакция? В какой кислоте свинец растворяется практически полностью? Написать уравнения реакции растворения свинца.

Лабораторная работа № 13.8

Взаимодействие свинца со щелочью

К небольшому кусочку свинца (0,1 г), помещенному в пробирку, прибавить 6-10 капель 30%-ного раствора гидроксида натрия. Пробирку с содержимым подогреть на водяной бане. Написать уравнение протекающей реакции.

Лабораторная работа № 13.9

Малорастворимые соли свинца (II)

В шесть пробирок налить по 2-3 капли 2н раствора ацетата свинца $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ и добавить по 2-3 капли 2н растворов: в первую – соляной кислоты, во вторую – серной кислоты, в третью – иодида калия, в четвертую – сульфида аммония, в пятую – хромата калия, в шестую – карбоната натрия. Обратить внимание на цвет каждого осадка. Написать уравнения реакций в ионном виде.

Контрольные вопросы

1. Укажите отношение алюминия к воде, кислотам и щелочам. Подтвердите ответы уравнениями происходящих реакций.
2. Какие вам известны комплексные соединения алюминия?
3. Какие продукты образуются при взаимодействии гидроксида алюминия со щелочью в растворе и при сплавлении? Составьте уравнения протекающих реакций.

Лабораторная работа № 14

Химические свойства элементов VIII В – группы

Цель работы: изучение химических свойств элементов VIII В - группы на примере железа, кобальта, никеля.

Задача: получить и изучить химические свойства элементов на примере железа, кобальта, никеля.

Реактивы: 2н растворы: FeSO_4 , CoCl_2 , NiSO_4 , FeCl_3 , KI ; конц. Растворы CoCl_2 , NH_4CNS ; 2н раствор NaOH ; бромная вода; гранулы цинка; диэтиловый эфир; амиловый спирт.

Лабораторная работа № 14.1

Получение гидроксидов металла

В конические пробирки поместить отдельно по 2-3 капли растворов солей железа (II), кобальта (II) и никеля (II) и подействовать на них по каплям 2н. раствором щелочи. Наблюдать выпадение осадков. Осадок в пробирке с солью железа при перемешивании стеклянной палочкой буреет вследствие образования $\text{Fe}(\text{OH})_3$. В пробирке с солью кобальта сначала выпадает осадок основной соли, который при добавлении щелочи и нагревании переходит в розовый: $\text{Co}(\text{OH})_2$.

В пробирки с осадками кобальта и никеля добавить по 3-5 капель бромной воды (тяга!). В какой пробирке заметно протекает реакция?

Пробирку с $\text{Ni}(\text{OH})_2$ и бромной водой нагреть на водяной бане. Протекает реакция

$$2 \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 = \text{Ni}_2\text{O}_3 + 2\text{HBr} + \text{H}_2\text{O}$$

Сделать вывод об относительной легкости окисления ионов Fe^{2+} , Co^{2+} и Ni^{2+} . Чем объясняется различное отношение гидроксидов железа, кобальта и никеля к кислороду воздуха?

Лабораторная работа № 14.2

Окислительные свойства иона железа (III)

В две конические пробирки внести по 4-5 капель раствора FeCl_3 . В первую добавить 2-3 капли раствора иодида калия, во вторую бросить кусочек цинка. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Лабораторная работа № 14.3

Образование роданидного комплекса кобальта (II)

В пробирку с 3 каплями концентрированного раствора хлорида кобальта (II) прибавить 8 капель концентрированного раствора роданида аммония или несколько кристаллов твердой соли. Отметить цвета раствора – цвет иона $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$. Написать уравнение реакции. К полученному раствору прибавлять по каплям дистиллированную воду до получения розовой окраски. Чем она вызвана? Затем в эту же пробирку добавить 8-10 капель смеси эфира с амиловым спиртом и сильно взболтать. Чем объяснить получение в эфирном слое цвета, характерного для комплекса.

На основании сделанных опытов сделать заключение об устойчивости комплекса в воде и эфирном слое. Эту реакцию используют для обнаружения кобальта.

Контрольные вопросы

1. Как окрашены ионы железа (II) и ионы железа (III) в водных растворах их солей?
2. Какими характерными реакциями можно определить наличие ионов железа (II) и железа (III)?
3. Почему цвет гидроксида железа со временем меняется?
4. Что представляют собой оксиды железа (II) и (III)? Напишите структурную формулу этих соединений

Лабораторная работа № 15

Химические свойства элементов подгруппы хрома

Цель работы: изучение химических свойств элементов подгруппы хрома.

Задача: определить влияние среды на образование состава продуктов.

Реактивы и оборудование : 2н растворы: CrCl_3 , Na_2CO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KI , NaNO_2 , Na_2SO_3 конц. р-р HCl ; 2н растворы: NaOH , NH_4OH ; 1н раствор H_2SO_4 ; 0,1н HCl ; конц. HCl ; бензол; гранулы цинка, индикаторная бумага, пробирки, водяная баня.

Лабораторная работа № 15.1 **Получение соединения хрома (II)**

В цилиндрическую пробирку внести 10-15 капель раствора хлорида хрома (III), добавить 5-7 капель концентрированного раствора соляной кислоты и около миллилитра бензина или бензола. Последние, образуя верхний слой, предохраняют хром (II) от окисления кислородом воздуха.

После этого в пробирку внести 1-2 маленькие гранулы цинка. Обратить внимание на изменение окраски раствора. Составить уравнение реакции. Полученный раствор хлорида хрома (II) сохранить для следующего опыта.

Лабораторная работа № 15.2 **Получение гидроксида хрома (II)**

К 5-7 каплям раствора хлорида хрома (II), полученного в опыте 1, прибавлять по каплям избыток раствора щелочи. Что образуется? Какими свойствами обладает гидроксид хрома (II)?\

Лабораторная работа № 15.3 **Получение и свойства гидроксида хрома (III)**

В две конические пробирки внести по 5 капель раствора соли хрома (III) и добавить по каплям разбавленный раствор аммиака до образования обильного осадка гидроксида хрома (III). В одну из пробирок прилить 1н. раствор серной кислоты, в другую – 2н. раствор гидроксида натрия до растворения осадков. Отметить цвет растворов.

Затем во вторую пробирку по каплям добавлять 0,1н. раствор соляной кислоты до появления муты или осадка. Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнения всех протекающих реакций.

Лабораторная работа № 15.4 **Гидролиз солей хрома (III)**

С помощью индикаторной бумаги определить реакцию (кислая, нейтральная или щелочная) водных растворов солей хрома (III), имеющихся в лаборатории. Затем в коническую пробирку внести 10 капель раствора соли хрома (III), добавить по каплям раствор карбоната натрия, наблюдать образование осадка. Карбонат хрома не образуется, так как в водном растворе подвергается полному гидролизу. Написать уравнение реакции гидролиза.

Лабораторная работа № 15.5 **Окислительные свойства дихроматов**

В три конические пробирки налить по 4-5 капель раствора дихромата калия и добавить по 2-3 капли раствора серной кислоты. Затем в первую пробирку прилить 2-3 капли раствора иодида калия, во вторую и третью столько же соответственно растворов нитрита и сульфита натрия. Нагреть растворы в пробирках на водяной бане и наблюдать изменение окраски. Составить уравнения соответствующих реакций методом полуреакций.

Лабораторная работа № 16 **Химические свойства элементов I В – группы**

Цель работы: изучение химических свойств элементов I В - группы.

Задача: получить и изучить химические свойства соединений меди.

Реактивы и оборудование : 2н растворы: CuSO_4 , 10%-й Na_2CO_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, CuCl_2 , KI , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$; 2н раствор NaOH ; 30%-й раствор NaOH ; лакмусовая бумага пробирки, водяная баня, стеклянная палочка.

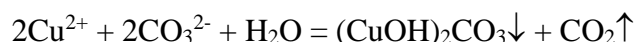
Лабораторная работа № 16.1 **Получение и свойства гидроксида меди (II)**

В коническую пробирку внести 5-7 капель раствора соли меди (II) и добавить такой же объем раствора щелочи. Каков цвет выпавшего осадка?

Перемешать стеклянной палочкой осадок в пробирке, а затем содержимое разделить на две части. К одной части добавить разбавленный раствор соляной кислоты, к другой – концентрированный раствор щелочи (30%-ный раствор). Что наблюдается? К каким гидроксидам по своим свойствам относится гидроксид меди (II)?

Лабораторная работа № 16.2 **Гидролиз солей меди (II)**

Поместить в коническую пробирку 3-5 капель раствора сульфата меди (II) и добавить такой же объем 10%-ного раствора соды. Выпадает зеленый осадок – карбонат гидроксомеди (II):

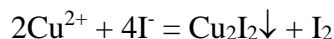


Лабораторная работа № 16.3 **Гидролиз сульфата меди (II)**

Нанести на полоски синей и красной лакмусовой бумаги по 1-2 капли раствора сульфата меди (II). Какая реакция среды? Повторить этот опыт с растворами нитрата и хлорида меди. Написать уравнения реакций гидролиза в ионном виде.

Лабораторная работа № 16.4 **Окислительные свойства иона меди (II)**

К 3-5 каплям раствора сульфата меди (II) добавить столько же раствора иодида калия. Наблюдать изменение цвета раствора и выпадение осадка. Чтобы определить цвет осадка, следует удалить выделившейся иод. Для этого внести в пробирку несколько капель тиосульфата натрия до полного исчезновения желтой окраски иода. Каков цвет осадка? Уравнение реакции



При приливании избытка тиосульфата натрия иодид меди (I) может перейти в раствор с образованием соединения $\text{Na}_3[\text{Cu}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$.

Контрольные вопросы

1. Чем обусловлена комплексообразующая способность меди, серебра, золота?
2. Напишите уравнения реакции взаимодействия меди, серебра, золота с концентрированной азотной кислотой.
3. Царская водка – что это? Напишите уравнения реакций.

Литература

1. Практикум по неорганической химии. / Р.Ф. Халимов, Р.А. Нурушев, Н.Г. Калегина, Г.Ю. Нуриева, Г.Б. Шабаева, Башкирский ГАУ. – Уфа: Изд – во БГАУ, 2006. – 180 с.
2. Ганиева Е.С. Общая и неорганическая химия / Е.С. Ганиева, Г.Б. Шабаева, Р.А. Нурушев, Р.Р. Зарипов. – Башкирский ГАУ. – Уфа: Изд – во БГАУ, 2017. – 192 с.
3. Князев Д.А. Неорганическая химия / Д.А. Князев, С.Н. Смарыгин. – М.: Дрофа, 2012.
4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл – Пресс, 2009. – 250 с.
5. Теоретические вопросы неорганической химии [Электронный ресурс] : учебное пособие для бакалавров по направлению подготовки 19.03.02 Продукты питания из растительного сырья, 19.03.03 Продукты питания животного происхождения, 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания / Е. С. Ганиева [и др.] ; Башкирский государственный аграрный университет. - Уфа : Башкирский ГАУ, 2021. - 230 с. - Библиогр.: с. 228. - ISBN 978-5-7456-0756-1. Лицензионный договор № 22/2021 от 27.05.2021 г. <http://biblio.bsau.ru/metodic/131021.pdf>