

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
**«БЕЛГОРОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ
ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**
(Н И У « Б е л Г У »)

ИНСТИТУТ ФАРМАЦИИ, ХИМИИ И БИОЛОГИИ

КАФЕДРА ОБЩЕЙ ХИМИИ

**СИСТЕМАТИЗАЦИЯ И РАЗРАБОТКА КОЛИЧЕСТВЕННЫХ ЗАДАЧ
И ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМА ПО РАЗДЕЛУ «МЕТАЛЛЫ
ГЛАВНЫХ ПОДГРУПП» ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ
Д.М. МЕНДЕЛЕЕВА**

Магистерская диссертация
обучающегося по направлению подготовки 04.04.01 Химия
очной формы обучения, группы 11001740
Кыдырхан Акерке Анваркызы

Научный руководитель:
к.пед.н., доцент
общей химии
Колчанова Л.В.

Рецензент:
зам. директора лицея
№32. г. Белгорода
Акулова Ж.В.

БЕЛГОРОД 2019

ВВЕДЕНИЕ.....	5
1 ОБЗОР ЛИТЕРАТУРЫ	
1.1. Анализ содержания школьных программ по разделу «Металлы главных подгрупп.....	7
1.2. Сравнительная характеристика металлов главных подгрупп.....	14
1.3 Роль химического эксперимента в совершенствовании химических знаний учащихся.....	22
1.4 Анализ количественных задач по химии.....	27
2 ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ	
2.1 Содержание лабораторного практикума по разделу «Металлы главных подгрупп». Техника безопасности	
2.3 Демонстрационный эксперимент: Металлы главных подгрупп I A.....	32
2.3.1 Взаимодействие лития и калия с водой.....	34
2.3.2 Горение натрия на воздухе.....	35
2.3.3 Окрашивание пламени солями щелочных металлов.....	36
2.4 Лабораторные работы и демонстрационный эксперимент: Металлы главных подгрупп II A	
2.4.1 Горение магния на воздухе.....	37
2.4.2 Взаимодействие магния с водой.....	38
2.4.3 Влияние соли аммония на растворение магния в воде.....	38
2.4.4 Реакции магния с углекислым газом.....	39
2.4.5 Окраска пламени летучими солями щелочноземельных металлов.....	39
2.5 Лабораторные работы и демонстрационный эксперимент: Металлы главных подгрупп III A	
2.5.1 Взаимодействие алюминия с йодом.....	40
2.5.5. Взаимодействие алюминия с серой.....	41
2.5.6 Полный или совместный гидролиз. Влияние карбоната натрия на гидролиз солей алюминия.....	41
2.5.7 Аллюминотермия.....	41
3 Количественные задачи по разделу металлы главных подгрупп.....	45

ВВЕДЕНИЕ

В концепции развития образования Республики Казахстан до 2015 года, Государственной программе развития образования Республики Казахстан на 2011-2020 годы в качестве основной задачи образования отмечена необходимость перехода от образовательного уровня – к компетентностному подходу, ориентированному на результат.

Основная цель процесса обучения химии - развитие творческих способностей учащихся через полное понимание и освоение основ химических знаний. Для тех, кто в будущем готовит химическую специальность, очень полезно овладеть методикой решения химических задач различных типов. Химические расчеты - один из основных средств определения качества знаний учащихся по химии. Поэтому, когда в системе школьного образования происходят существенные изменения, главной целью для учителя должно стать ориентирование учащихся на овладение творческой деятельностью. Учащиеся не могут получить глубокие знания, только прочитав сам учебник для освоения химии или выслушав объяснения учителя. Решение задач в химическом образовании играет важную роль, так как это одна из форм обучения, обеспечивающая более глубокое и полное усвоение учебного материала и обучающая умению самостоятельно применять полученные знания. Об этом сообщил известный ученый-методист Д. Пойа говорил: « умение решать задачи - это искусство, получаемое на практике ».

При изучении химии особое значение имеет решение задач и выполнение упражнений. Решение задач и выполнение упражнений прививает не только к проверке знаний, но и к самостоятельному поиску учащихся. При решении задач, выполнении тренировочных работ развиваются творческие способности учащихся, повышается ответственность за порученное дело, а также они являются одним из эффективных методов по проверке и оценке полученных знаний учащихся. Учащиеся, получившие

теоретическое объяснение, углубляют и закрепляют полученные знания путем решения задач и выполнения упражнений. Решение химических задач дополняет теорию и обеспечивает его хорошее усвоение. Включение в учебный процесс количественных задач позволяет решить следующие дидактические задачи обучения: обучение активной самостоятельной работе; формирование у учащихся прочных знаний и навыков; тесная связь обучения с жизнью; решение проблемы профессиональной ориентации при обучении химии.

Лабораторные и практические работы по химии, особенно исследовательского характера, оказывающие сильное влияние на мотивационную и эмоциональную сферу личности школьника и студента, стимулируют познавательный интерес, формируют технологическое мышление, требуют совершенствования форм, методов и средств их постановки и реализации.

В этом плане химический эксперимент приобретает особую важность и значимость, а разработка и совершенствование практикумов по химии, как одной из форм организации самостоятельной работы является актуально.

1 ОБЗОР ЛИТЕРАТУРЫ

1. 1. Анализ содержания школьных программ по разделу «Металлы главных подгрупп»

Стратегия Казахстан 2030 характеризуется формированием национальной модели образования и интеграцией системы образования Казахстана в мировое образовательное пространство. В настоящее время, используя систематическое применение новых идей в преподавании государственного языка на каждом уроке, поиск наиболее эффективных путей нового обучения является современным требованием. Формирование Казахстана как независимого государства тесно связано с развитием системы среднего образования.

Уровень развития современной науки и техники требует от каждого студента хороших и глубоких знаний, навыков и умения мыслить. Основной целью учебного процесса по химии является развитие у студентов творческих способностей через полное понимание и усвоение основ химического образования [1].

Химические знания необходимы для полноценного формирования закономерностей окружающей среды мира, реалистичного, научного материального отношения предмета к миру, культуры мышления и дисциплины. Обучение химии в школах и учебных заведениях с полным средним образованием является обязательным для 8-11 классов. Сложная проблема химического образования в школе занимает очень важное место, так как, во-первых, большая часть молодежи в республике занимает химическую подготовку только в школе, а во-вторых, указанное специализированное образование высшего учебного заведения требует продолжения химического образования в средней школе на базе фундаментальных знаний.

Учебный предмет «Химия» имеет важное значение для формирования целостной научной картины мира, естественнонаучного мировоззрения у

обучающихся, бережного отношения к природе, развития критического мышления и исследовательских навыков.

Целью изучения учебного предмета «Химия» в школе является формирование естественнонаучного мировоззрения, системы знаний о веществах, их превращениях, законах и теориях, объясняющих зависимость свойств веществ от их состава, строения и развитие умений применения знаний о веществах и химических реакциях в жизни [2].

Химия - экспериментальная наука. Поэтому большое значение имеет лабораторный опыт в повышении способности учащихся к чтению, самостоятельности, поиске материала по теме, наполнению знаний. Теоретические знания учащихся хорошо запоминаются только в том случае, если через лабораторные эксперименты можно понять, какие вещества образуются при взаимодействии одного вещества с другим, в результате чего они служат для понимания химического значения наблюдаемого явления. Учащиеся опираются на химический эксперимент, проводимый в виде лабораторных работ при получении теоретических знаний, ознакомлении с научными данными. Химический эксперимент-уникальное динамическое, самостоятельно изменяющееся наглядное пособие. Лабораторные эксперименты оказывают большое влияние на повышение качества образования и формируют самостоятельную работу учащихся

В общеобразовательных школах Казахстана химия изучается с 7 по 11 классы. Обучение любого уровня химии не может осуществляться без организации соответствующего химического эксперимента. Химический эксперимент - источник знаний о химических веществах и их циркуляциях. Он привлекает учащихся к химическим знаниям, способствует активному функционированию познавательной деятельности учащихся, развивающей возможности применения теоретических знаний в практике [3]. Поэтому мы рассмотрим тему занятий по химии, изучаемой в средней школе по разделу «Металлы», и количество проводимых демонстрационного эксперимента лабораторных работ.

Раздел "Металлы" изучается в средних школах с 8 класса. По разделу «Металлы» рассматриваются следующие тематики: окисление металлов, коррозия металлов, взаимодействие металлов с водой, взаимодействие металлов с растворами кислот, растворами солей, ряд активности металлов; семейства щелочных металлов, металлы и неметаллы [4]. Изучая эту тему, учащиеся понимают такие понятия сравнение активности металлов, По учебной программе должны быть выполнены 2 демонстрации, 1 лабораторный опыт.

Несмотря на то, что у ученика сформировались теоретические знания по этим темам, для его глубокого понимания и укрепления необходимы ряд экспериментов. Химический эксперимент относится к сильному средству чувствительных форм познания. В процессе обучения мышление учащихся совпадает с главными особенностями научно-познавательного процесса.

По разделу «Металлы» в 9 классе учащиеся будут рассматривать следующие подтемы: общая характеристика металлов, металлическая связь и кристаллическая решетка металлов, способность металлов проявлять только восстановительные свойства, сплавы железа и их применение, понятие о металлургии, развитие металлургии в Казахстане, способы получения металлов и их сплавов, важнейшие месторождения металлов и их соединений в Казахстане, процессы добычи металлов, влияние на окружающую среду и получение металлов. Кроме того, изучаются атомное строение металлов I-III группы, общая характеристика щелочных металлов, кальций и его соединения из металлов II группы, а из металлов III группы - важные природные соединения алюминия [5]. Но количество лабораторных и демонстрационных работ всего 3.

Практически все количество часов предназначено для теоретических знаний. Из-за недостатка лабораторных работ и демонстрационного эксперимента у учащихся не видя закономерностей изменения явлений на практике, не экспериментируя своими руками, ограничиваясь только теоретическими знаниями снижает интерес к предмету.

На 10 классе по разделу «Металлы» изучаются такие тематика, как место s-элементов в периодической системе химических элементов, особенности строения атома, их металлические и восстановительные свойства, Na, K, Ca, Mg и их важные соединения, их физические и химические свойства, получение, применение, биологическая роль. А также рассматриваются месторождения щелочных металлов и щелочно-земельных природных соединений в Казахстане, виды коррозии, меры профилактики, алюминий и его соединения [6]. Объем учебной нагрузки составляет 2 часа в неделю, 68 часов в учебном году. Из них 22 часа посвящено теме «Металлы». Количество лабораторных экспериментов составляет 3. Демонстрационный эксперимент отсутствует.

11 класс в основном предназначен для обучения органической химии. Предусматриваются виды химической связи, в том числе металлической связи.

Сравнение образовательных программ общеобразовательных школ Казахстана и России. Учебные программы русских школ идентичны казахским школам, но имеют свои особенности. В русских школах тема металлов рассматривается в 9 классе и в 11 классе. Все темы, связанные с металлами, рассматриваются и дается достаточно теоретические материалы и расчеты для полного изучения металлов. Необходимо увеличить количество лабораторных работ, чтобы учащиеся имели возможность в совершенстве освоить тему.

Таблица 1.1

Сравнение образовательных программ общеобразовательных школ
Казахстана и России

Казахские школы	Русские школы
Демонстрационные и лабораторные работы по разделу «Металлы главных подгрупп» в 8 классе	
Объем учебной нагрузки составляет 2 часа в неделю, 68 часов в учебном году. Выделено 5 часов	Объем учебной нагрузки составляет 2 часа в неделю, 70 часов в учебном году

<p>Взаимодействие натрия с водой Реакции металлов с растворами кислот. Реакции металлов с растворами солей Вытеснение металлов из растворов солей. Ряд активности металлов</p>	<p>Есть лабораторные работы для металлов побочных подгрупп. А для главных подгрупп отсутствует</p>
<p>Демонстрационные и лабораторные работы по разделу «Металлы главных подгрупп» в 9 классе</p>	
<p>Объем учебной нагрузки составляет 2 часа в неделю, 68 часов в учебном году выделено 20 часов</p>	<p>Объем учебной нагрузки составляет 2 часа в неделю, 70 часов в учебном году</p>
<p>Взаимодействие натрия с водой Взаимодействие кальция с водой, раствором кислоты Алюминий и его сплавы Взаимодействие алюминия с раствором кислоты и щелочи</p>	<p>Знакомство с образцами важнейших солей натрия, калия, природных соединений кальция Взаимодействие щелочных, щелочноземельных металлов и алюминия с водой Ознакомление с образцами важнейших солей натрия, калия и кальция. Ознакомление с природными соединениями кальция. Ознакомление с образцами алюминия и его сплавов</p>
<p>Демонстрационные и лабораторные работы по разделу «Металлы главных подгрупп» в 9 классе</p>	
<p>Объем учебной нагрузки составляет 2 часа в неделю, 68 часов в учебном году Выделено 22 часов</p>	<p>Объем учебной нагрузки составляет 2 часа в неделю, 70 часов в учебном году</p>
<p>Химические свойства типовых металлов, неметаллов и амфотерных элементов Содержание важнейших солей Na, K, Ca, Mg ознакомление с образцами металлов, сравнение химической активности металлов Пламенная окраска солей щелочных и щелочноземельных металлов</p>	<p>В курсе 10 класса изучается органическая химия</p>
<p>Демонстрационные и лабораторные работы по разделу «Металлы главных подгрупп» в 9 классе</p>	
<p>Объем учебной нагрузки составляет 2 часа в неделю, 68 часов в учебном году</p>	<p>Объем учебной нагрузки составляет 1 часа в неделю, 35 часов в учебном году выделено 8 часов</p>
<p>В курсе 11 класса изучается органическая химия Предусматриваются виды химической связи, в том числе металлической связи</p>	<p>Ознакомление с образцами металлов и их соединений, сплавы, взаимодействие металлов с кислородом, кислотами, водой; доказательство амфотерности алюминия и его гидроксида</p>

Как видно на таблице, количество химических экспериментов, проводимых во всех классах, очень мало. Она связана не только с

недостатком лабораторных практикумов по химии, но и с уменьшением количества часов на изучении химии. Несмотря на то, что количество экспериментов в русских школах больше, чем в казахских школах, количество экспериментов для основных подгрупп металлов в обоих недостаточно.

Кроме того, в обеих странах пройдет Единый государственный экзамен (ЕГЭ и ЕНТ). На этом экзамене подавляющее большинство вопросов по химии в основном зависит от химических реакций, происходящих между двумя простыми или сложными веществами, образующихся продуктов и реакционных веществ, их свойств. При проведении эксперимента и наблюдения за закономерностью прохождения этих реакции, явлениями превращения друг в друга, уравнениями происходящей реакции учащиеся могут правильно ответить на вопросы экзамена.

Но анализируя содержание образовательной программы, было отмечено, что количество химических экспериментов в части металлов основной подгруппы очень мало. Следовательно, учащиеся имеют меньшую возможность наблюдать за химическими реакциями и химическими явлениями. Наблюдение за явлениями - первый экспериментальный познавательный процесс. В современной дидактике наблюдения рассматриваются как метод обучения, так и как вид учебной деятельности. Развитие мышления учащихся тесно связано с процессом контроля. Контроль - это не только метод обучения материала, но и метод правильного воспитания [7].

В русских и казахских школах учебные программы аналогичны. Поэтому нехватка количества химических экспериментов для металлов основной подгруппы наблюдается в школах двух стран.

Поэтому очень важное значение имеет разработка лабораторного практикума на эту тему с целью повышения интереса учащихся к химии.

Ученики убеждаются в том, что химическими процессами можно управлять. Их знание обеспечивает возможность широкого использования химических превращений в практической деятельности людей.

Обучение химии в средней школе, повышение успеваемости учащихся не ограничивается только методикой проведения уроков учителем. Так как потребность в химии в быту растет с каждым днем, ее недостаточно теоретически совершенствовать. Вместе с тем, непрерывное развитие химической промышленности в стране, повышение ее технологических требований требуют освоения различных технических схем. При этом большую роль в углублении химических понятий в школе играет проведение химических экспериментов на уроках и во внеурочное время. Поэтому учащиеся, наряду с теоретическим изучением химии, активно проводят химические эксперименты, имеющие практическую значимость.

Особенностью химического эксперимента, как одной из его основных методик в овладении химическими знаниями, является то, что в процессе эксперимента ученик, наблюдая за экспериментом и при самостоятельной работе, имеет возможность вести работу с химическими процессами, проводить их в своих целях, познать вначале неясный опыт.

1.2. Сравнительная характеристика металлов главных подгрупп

Количество элементов, проявляющих свойства металлов, значительно больше чем количество элементов, отражающих неметаллические свойства. В настоящее время из 110 известных элементов периодической таблицы Д.И.Менделеева 92 являются металлами и только 22 неметаллами.

Металлы имеют большой радиус, характеризуются низкими значениями ионизации, электроотрицательной энергии и близости к электрону по сравнению с неметаллическими атомами. Поэтому у металлов преобладают восстановительные свойства, т. е. способность атомов отдавать электроны. Особо ярко восстановительные свойства выражены у атомов металлов I и II групп главных подгрупп или s- элементов. Самый сильный восстановитель - франций, а в водной среде - литий, за счет более высокого значения энергии гидратации. В твердом состоянии металлы имеют кристаллическую структуру; в состоянии пара они одноатомные. Атомы металлов легко отдают свои внешние (валентные) электроны.

К самым активным металлам относятся элементы с низкой энергией ионизации и низкой электроотрицательностью, с максимально большим радиусом атома и малым числом внешних электронов.

По мере заполнения наружной электронной оболочки число электронов на внешнем слое у атомов элементов растет, а радиус уменьшается, поэтому они в большей степени стремятся присоединять электроны, а не отдавать их. В связи с этим в периоде металлические свойства у элементов уменьшаются.

Металлический блеск характерен только для компактных металлов. Очень тонкие серебряные и золотые фольги (толщиной 10 ~ 4 нм) являются полупрозрачными и имеют светло-зеленовато-синий цвет. Очень мелкие металлические порошки часто бывают черного или серо-черного цвета. Некоторые металлы (цинк, сурьма и висмут (Zn, Sb и Bi)) становятся хрупкими при комнатной температуре и становятся пластичными только при нагревании. Все эти свойства характерны для типичных металлов (например, меди, золота, серебра и железа) при нормальных условиях (атмосферное

давление и комнатная температура). При очень высоких давлениях (около 105-106 атмосфер) металлы могут претерпевать существенные изменения, а неметаллы могут приобретать металлические свойства[8].

Соответственно, эти металлы делятся на d-группу и две f-группы, лантаноиды и актиноиды соответственно. Основные подгруппы содержат 22 металла.

Таблица 1.2.1

Металлы главных подгрупп

Период	Группы элементов					
	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA
2	Li	Be				
3	Na	Mg	Al			
4	K	Ca	Ga	Ge		
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po
7	Fr	Ra				

Различают металлы главной и побочной подгрупп в зависимости от места, занимаемого элементом в периодической таблице . Металлы главных подгрупп (А- подгруппы) также называют непременными металлами. Они характеризуются последовательным заполнением их атомных s- и p-орбиталей. В периодической таблице s-элементы расположены в I-A и II-A группах. Элементы первой группы называются щелочными металлами. Элементы второй группы: кальций, стронций, барий и радий называются щелочноземельными металлами [8].

Таблица 1.2.2

Свойства металлов главных подгрупп

Элемент	Валентные электроны	Температура, °C		Радиус атома, нм	Энергия ионизации, кДж/моль	Электродный потенциал, В
		плавления	кипения			
I-A группа						

Литий	$2s^1$	180	1330	0,15 5	520	-3,01
Натрий	$3s^1$	98	892	0,18 9	496	- 2,71
Калий	$4s^1$	64	760	0,23 6	419	- 2,92
Рубидий	$5s^1$	39	688	0,24 8	403	- 2,92
Цезий	$6s^1$	29	690	0,26 8	375	- 2,92
II-A группа						
Бериллий	$2s^2$	1280	2770	0,10 4	899	-1,70
Магний	$3s^2$	650	1110	0,12 8	738	- 2,36
Кальций	$4s^2$	840	1440	0,16 9	590	- 2,87
Стронций	$5s^2$	768	1380	0,18 4	549	- 2,89
Барий	$6s^2$	714	1640	0,20 6	503	- 2,91
III-A группа						
Алюминий	$3s^23p^1$	660	2270	0,14 3	578	- 1,66
Галлий	$4s^24p^1$	29,8	2237	0,12 2	579	- 0,52
Индий	$5s^25p^1$	156,4	2109	0,16 2	558	- 0,34
Таллий	$6s^26p^1$	304,5	1457	0,16 7	589	+0,7 1
IV-A группа						
Германий	$4s^24p^2$	937	2700	0,13 9	762	
Олово	$5s^25p^2$	232	2200	0,15 8	709	- 0,14
Свинец	$6s^26p^2$	327	1740	0,17 5	716	- 0,13
V-A группа						
Сурьма	$5s^25p^3$	630	1380	0,16 1	833	+0,2 4
Висмут	$6s^26p^3$	274	1560	0,18 2	702	+0,2 1
VI-A группа						
Полоний	$6s^26p^4$	254	952	0,15 3	813	+0,3 7

Элементы I-A и II-A группы характеризуются сходными свойствами, так как имеют однотипное строение не только валентного слоя, но и одинаковое строение предвнешней электронной оболочки (за исключением лития (Li) и бериллия (Be)).

С ростом радиуса атома в группах s-элементов связь валентных электронов с ядром ослабевает, следовательно, энергия ионизации уменьшается, а химическая активность увеличивается. Элементы главных подгрупп I и II группы являются типичными металлами, обладая ярко выраженными восстановительными свойствами, они очень активны.

У металлов основной подгруппы второй группы заряд ядра на единицу больше, чем у металлов основной подгруппы первой группы, а радиус – меньше, поэтому внешние электроны сильнее притягиваются к ядру. Поэтому металлы второй группы имеют более высокие энергии ионизации и меньшую химическую активность по сравнению со щелочными металлами. Меньшая химическая активность металлов II группы обуславливается и большей прочностью их кристаллической решетки. Из-за высокой химической активности s-элементы в природе в свободном виде не встречаются [9,10]. Несмотря на общность свойств у s-элементов I группы литий (Li), и в некоторой степени натрий (Na) отличаются от других щелочных металлов. Это связано с существенным различием радиусов их атомов и с различным строением предвнешнего электронного слоя. По этой же причине во II- A группе свойства магния (Mg) и особенно бериллия (Be) в значительной степени отличаются от свойств остальных щелочноземельных металлов. Кроме того, кальций (Ca), стронций (Sr) и барий (Ba) имеют свободные d- орбитали, близкие по энергии к ns- орбиталям. Радиус атома бериллия намного меньше радиуса атомов остальных s-элементов, а энергия ионизации – значительно выше. Бериллий является амфотерным элементом и по свойствам напоминает алюминий (диагональная периодичность).

В ряду металлов Al – Ga – In – Tl радиус в целом по группе увеличивается и, следовательно, металлические свойства элементов усиливаются (табл. 4). Среди p-элементов третьей группы алюминий (Al) и галлий (Ga) проявляют амфотерные свойства. При переходе от алюминия (Al) к галлий (Ga) радиус несколько уменьшается за счет d-сжатия (перед галлием расположены десять d-элементов), и поэтому у галлия металлические свойства выражены несколько слабее, чем у алюминия. А дальше от галлия (Ga) к таллий (Tl) снова идет усиление металлических свойств. Металлические свойства у p-элементов III группы выражены слабее, чем у соответствующих металлов II-A и I-A группы в связи с уменьшением радиуса в периоде и увеличением числа электронов на внешнем слое (таблица 1.2.2).

Из элементов главной подгруппы IV-A группы периодической системы германий (Ge), олово (Sn) и свинец (Pb) относятся к металлам. Атомы этих металлов на последнем электронном уровне имеют по четыре электрона, а на предпоследнем энергетическом уровне – по восемнадцать электронов. Общая электронная формула валентного слоя электронов металлов данной подгруппы может быть записана как ns^2np^2 .

В нормальном состоянии все атомы имеют на внешнем слое по два неспаренных p-электрона. При очень незначительной затрате энергии один s-электрон переходит на p-подуровень. В таком состоянии все четыре валентных электрона являются неспаренными, поэтому характерной валентностью металлов является валентность два и четыре, степень окисления – +2 и +4.

С увеличением порядкового номера у элементов IV-A группы радиусы атомов увеличиваются, в связи с этим уменьшается энергия ионизации и электроотрицательность элементов, а металлические

свойства увеличиваются [11].

В ряду Ge – Sn – Pb с увеличением порядкового номера более устойчивой становится более низкая степень окисления, поэтому для германия более устойчива степень окисления +4, а для свинца – +2.

Германий, олово и свинец образуют соединения с ионными, ковалентными и координационными связями. Тенденция к образованию ковалентных связей уменьшается от германия к свинцу. Способность к отдаче электронов у этих элементов выражена слабее, чем у атомов металлов I–III групп, поэтому у элементов IV группы происходит уменьшение металлических свойств, эти металлы проявляют амфотерные свойства.

Сурьма (Sb) и висмут (Bi) являются металлами, расположенными в основной подгруппе группы V. Они по сравнению с s-элементами, имеют большое число валентных электронов и меньший радиус, и поэтому их металлические свойства выражены слабее. Сурьма (Sb) - амфотерный, висмут (Bi) имеет преимущественное металлическое свойство. Степень окисления (+5) нестабильна для висмута. Соединения висмута (+5) степени окисления являются сильными окислителями. Висмут не образует оксидов типа $\text{Э}_2\text{O}_5$.

Полоний (Po) является единственным химическим элементом, который при низкой температуре образует одноатомную простую кубическую кристаллическую решётку [12].

Таблица 1.2.3

Некоторые химические свойства металлов основных подгрупп

Взаимодействие с кислородом	Взаимодействие с неметаллами	Взаимодействие с кислотами
-----------------------------	------------------------------	----------------------------

<p>Li с кислородом образует оксид: $4 \text{Li} + \text{O}_2 = 2 \text{Li}_2\text{O}$; Na с кислородом образует пероксид: $2 \text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$ K, Rb и Cs с кислородом образуют надпероксиды (супероксиды): $\text{K} + \text{O}_2 = \text{KO}_2$ (K_2O_4)</p>	$2 \text{Na} + \text{Cl}_2 = 2 \text{NaCl}$ $2\text{K}(\text{Rb},\text{Cs})+\text{Br}_{2(\text{ж})}=2\text{KBr}_{(\text{взрыв})}$; $2\text{Na} + \text{S} \xrightarrow{t} 2\text{Na}_2\text{S}$ $6 \text{Li} + \text{N}_2 = 2 \text{Li}_3\text{N}$ $2 \text{Na} + \text{H}_2 = 2 \text{NaNH}$	$2 \text{Na} + 2 \text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\uparrow$ $\text{K} + 2 \text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{KNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) = \text{NaNO}_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
<p>Ca (Be, Mg и Sr) с кислородом образуют оксиды: $2 \text{Ca} + \text{O}_2 = 2 \text{CaO}$ Барий образует пероксид: $\text{Ba} + \text{O}_2 = \text{BaO}_2$</p>	$\text{Mg} + \text{Cl}_2 = \text{CaCl}_2$ $\text{Ca} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{CaS}$ $\text{Ba} + \text{Br}_{2(\text{ж})} = \text{BaBr}_2$ $3 \text{Ca} + \text{N}_2 \xrightarrow{t} \text{Ca}_3\text{N}_2$ $\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2$	$3 \text{Mg} + 8 \text{HNO}_{3(\text{конц.})} = 3 \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO}\uparrow + 4 \text{H}_2\text{O}$ $4 \text{Mg} + 10 \text{HNO}_{3(\text{разб.})} = 4 \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5 \text{H}_2\text{O}$ $4 \text{Mg} + 10 \text{HNO}_{3(\text{сч. разб.})} = 4 \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$ Бериллий концентрированными серной и азотной кислотами пассивируется. Из всех s-элементов только бериллий обладает амфотерными свойствами; $\text{Be} + 2 \text{HCl} = \text{BeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
$4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 = 2 \text{Al}_2\text{O}_3$ $4\text{Tl} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Tl}_2\text{O}$	$\text{Al} + \text{Cl}_2 = \text{AlCl}_3$ $2\text{Ga}+3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t} 2\text{GaCl}_3$ $2\text{Tl} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ\text{C}} 2\text{TlCl}$	$2\text{Al}+ 6\text{HCl} =2\text{AlCl}_3+ 3\text{H}_2\uparrow$ $2\text{Ga}+ 6\text{HCl} =2\text{GaCl}_3+ 3\text{H}_2\uparrow$ $\text{Al}+4\text{HNO}_{3(\text{конц.})}\rightarrow\text{Al}(\text{NO}_3)_3 +\text{NO}\uparrow +2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Tl}+6\text{HNO}_3 \xrightarrow{t} \text{Tl}(\text{NO}_3)_3 +3\text{NO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
$\text{Ge}(\text{Sn}) + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{GeO}_2$ $2\text{Pb} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{PbO}$	$\text{Ge}(\text{Sn}) + 2\text{F}_2 \xrightarrow{t} \text{GeF}_4$ (SnF_4) $\text{Pb} + \text{F}_2 \xrightarrow{t} \text{PbF}_2$ $\text{Pb} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{PbS}$	$\text{Ge}+\text{HCl}_{(\text{разб.})} \rightarrow \text{не взаим.}$ $\text{Ge}+\text{HCl}_{(\text{конц.})} \rightarrow \text{не взаим.}$ $\text{Sn}+2\text{HCl}_{(\text{разб.})} \rightarrow \text{SnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow(\text{оч.мед.})$ $\text{Sn}+2\text{HCl}_{(\text{конц.})} \rightarrow \text{SnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow(\text{дов.быс.})$ $\text{Sn}+\text{HCl}_{(\text{разб.})} \rightarrow \text{PbCl}_2\downarrow + \text{H}_2\uparrow(\text{прак. не идет})$ $\text{Sn}+\text{HCl}_{(\text{разб.})} \xrightarrow{t} \text{H}_2[\text{PbCl}_4] + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Ge}+\text{HNO}_{3(\text{разб.})} \rightarrow \text{H}_2\text{GeO}_3 + 4\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ge}+\text{HNO}_{3(\text{конц.})} \xrightarrow{t} \text{H}_2\text{GeO}_3 + 4\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Sn}+\text{HNO}_{3(\text{разб.})} \rightarrow \text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Sn}+\text{HNO}_{3(\text{конц.})} \xrightarrow{t} \text{H}_2\text{SnO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Pb}+\text{HNO}_{3(\text{разб.})} \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Pb}+\text{HNO}_{3(\text{конц.})} \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
$\text{Sb} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{Sb}_2\text{O}_3$ $\text{Bi} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{Bi}_2\text{O}_3$	$2\text{Sb} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{SbCl}_3$ $\text{Sb} + \text{H}_2 \rightarrow \text{SbH}_3$ $\text{Sb} + \text{N}_2 \rightarrow \text{не реак.}$ $2\text{Bi} + 3\text{Br}_2 \xrightarrow{t} 2\text{BiBr}_3$ $2\text{Bi} + 3\text{Br}_2 \xrightarrow{t} 2\text{Bi}_2\text{S}_3$	$\text{Sb} + \text{HNO}_{3(\text{разб.})} = \text{Sb}(\text{NO}_3)_3 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Sb} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \rightarrow \text{HSbO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Bi} + \text{HNO}_{3(\text{разб.})} \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Bi} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \xrightarrow{t} \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Bi} + 3\text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{BiCl}_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
$\text{Po} + \text{O}_2$	$\text{Po} + \text{Mg} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{Po}$	$\text{Po} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{PoCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$

Металлы в основном в свободном виде являются восстановителями. Но реакционная способность невелика из-за того, что они покрыты оксидной пленкой, с разной степенью устойчивы к действию таких химических реактивов, как кислота, щелочи и вода.

Свинец всегда покрыт оксидной пленкой, для его перехода в раствор требуется воздействие реактива и нагревание. При реакции алюминия с водой препятствует оксидная пленка, но при помощи щелочей и кислот можно разрушить.

1.3 Роль химического эксперимента в совершенствовании химических знаний учащихся

Химический эксперимент может дать эффективный результат при прохождении в специально оборудованной химической лаборатории. Например, некоторые дополнительные виды различных химических емкостей, необходимого оборудования (дистиллятор, сушильный шкаф, муфельная печь, весы и т. д.) при достаточной организации у учащихся формируется научный подход к предмету. Учащиеся при выполнении заданий должны в первую очередь выбирать необходимое для исследования вещество и химическую реакцию, под влиянием которой можно получить и использовать знания об общих химических законах. Они сами конструируют приборы, выполняют аналитическое задание и каждый учится критически оценивать результаты своей работы. Конкретизируются практические навыки, формируемые при обучении химии.

С помощью проверки достоверности выводов и результатов, полученных из химических экспериментов, развивается мышление учащихся, повышается сознание. Одним из требований к уровню знаний учащихся, отвечающим государственным стандартам образования, является формирование у него навыков экспериментирования.

Наиболее значимым в изучении словесно – наглядных и словесно – визуальных методов является химический эксперимент. Он играет важную роль в обучении химии. Химический эксперимент знакомит учащихся не только с именами, но и с методами химической науки. Большой вклад в химический эксперимент внесли ученые: В.Н.Верховский, В.В.Фельдт, К.Я.Парменов, В.В.Левченко, В.С.Полосин, Д.М.Кирюшкин, Л.А.Цветков.

К.Я. Парменов акцентировал внимание не только на технике эксперимента, но и на методике в процессе обучения. Он сказал – «при проведении демонстрационной практики необходимо подготовить учащихся к наблюдению и смелому ведению опыта».

Химический эксперимент в освоении химии играет важную роль как составная часть учебного процесса. Каждое научное понятие должно быть логичным (логическим) из поставленной задачи и закреплено на практике, и только тогда признается экспериментальный характер химии.

В учебно-воспитательном процессе по химии должен быть тесно связан эксперимент и теория для формирования у учащихся глубоких качественных знаний.

Используя различные виды химического эксперимента, учитель учит ученика уточнять, обобщать и на практике реализовывать теоретические знания. Химический эксперимент поможет учащимся углубить теоретически изученные, приобретенные знания.

Химический эксперимент - основной инструмент раскрытия явлений. С помощью эксперимента учащиеся убедительно убедились, что в явлении нет никаких загадок, скрытых красок, они также подчиняются природному закону, что знание законов способствует широкому использованию химических изменений в умственных практиках человека. Эксперимент осуществляет взаимосвязь теории с практикой в процессе обучения, превращает знания в доверие.

В школьной практике проводятся три вида химического эксперимента: демонстрационный эксперимент, эксперимент при лабораторных и практических занятиях.

Демонстрационный эксперимент проводится в основном для формирования химических представлений для создания у учащихся точных представлений о веществах, химических явлениях и процессах при интерпретации нового материала. Он позволяет в кратчайшие сроки обобщать новый материал и объяснить важные выводы. Кроме того, учит проводить лабораторные эксперименты и другие операции. Внимание учащихся будет направлено на выполнение опыта и контроль исходящих из него результатов. Используя различные виды химического эксперимента, учитель учит ученика уточнять, обобщать и на практике реализовывать

теоретические знания. Химический эксперимент поможет учащимся углубить теоретически изученные, усвоенные понятия и сформированные знания на практике с помощью визуального зрения, создания руками. Учащиеся могут использовать накопленные знания, умения и сформированные навыки не только в средней школе, но и в дальнейшем.

В школьной практике проводятся три вида химического эксперимента: демонстрационный эксперимент, эксперимент при лабораторных и практических занятиях.

Демонстрационный эксперимент проводится в основном для формирования химических представлений для создания у учащихся точных представлений о веществах, химических явлениях и процессах при интерпретации нового материала. Он позволяет в кратчайшие сроки обобщать новый материал и объяснить важные выводы. Кроме того, учит проводить лабораторные эксперименты и другие операции. Внимание учащихся будет направлено на выполнение опыта и контроль исходящих из него результатов.

Требования к проведению демонстрационного эксперимента. Содержание урока имеет специфические особенности каждого демонстрационного эксперимента в зависимости от рассматриваемой в нем проблемы, характера исследуемых явлений и процессов и конкретных учебно-воспитательных задач, и к ним предъявляются следующие требования:

- эксперимент должен быть наглядным;
- техника проведения эксперимента должна быть проста, чтобы быть понятной учащимся;
- для понимания цели, содержания эксперимента преподаватель должен дать учащимся краткую предварительную информацию;
- учащиеся должны понимать, какую роль играет каждый механизм установки;

▪ эксперимент должен быть безопасным; ▪ эксперимент должен успешно пройти

По окончании демонстрации необходимо проанализировать наблюдаемые явления, систематизировать все выводы, провести необходимые уравнения реакции и расчеты.

Лабораторные эксперименты- форма работы, которую учащиеся выполняют самостоятельно под контролем учителя. Лабораторные эксперименты-это вид опыта, который создается в любой удобной части урока для полного усвоения нового материала и получения конкретных, обоснованных знаний. Лабораторные эксперименты не получают всех частей урока, делаются только в определенной части, то есть, в какое время можно сделать эксперимент, учитель решает сам заранее.

Лабораторные опыты включают в себя такие работы, как ознакомление с физическими и химическими свойствами веществ, наблюдение за физико – химическими явлениями и другие для уточнения некоторых понятий.

Иногда лабораторная практика проводится в познавательных целях для практической интерпретации нового материала. Этот вид опыта носит исследовательский характер, который активизирует мыслительную деятельность учащихся. По сравнению с демонстрационным экспериментом, при лабораторной практике учащиеся начинают постепенно формироваться экспериментальные умения и навыки, так как они работают самостоятельно. Это основное отличие лабораторной практики от демонстрационной практики. Еще одно отличие-все лабораторные опыты могут занять много времени на проведение лабораторных экспериментов. Только в школах, где проводятся общие эксперименты, лабораторные эксперименты могут проводиться качественно и эффективно в заданное время.

В целях обеспечения профессионального образования учащихся в процессе обучения химии проводится специальная практическая работа для самостоятельного выполнения учащимися химических экспериментов после прохождения определенной темы, раздела. Одной из основных целей

практических занятий является закрепление знаний учащихся, обучение применять полученные теоретические знания на практике и развитие практических навыков.

1.4 Анализ количественных задач по химии

Одним из эффективных способов успешного освоения теоретического материала курса химии является формирование и освоение навыков решения количественных задач в химии.

Недостаточно хорошо знать теоретический курс химии при решении сложных задач, если не сформированы навыки решения задач. К сожалению, при изучении курса химии в школе не выделялись часы на должном уровне для решения задач. В целом, существует самостоятельная последовательность решения задач, методика решения. Поэтому необходимо сформировать навыки решения количественных задач с разными уровнями сложности, освоив решение простых типовых задач с уровнями сложности.

С помощью решения количественных задач формируются следующие навыки:

- освоение знаний в области химической науки;
- закрепление теоретических знаний, полученных учащимися по предмету;
- развитие мышления учащихся;
- освоение практических знаний;
- развитие интереса, интеллекта и творческих способностей учащихся;
- воспитание творческих отношений учащихся при получении образования
- овладение основами содержания научных данных, понятий, законов и теории;
- формирование дидактического подхода к учащимся через раскрытие научного значения химии;

Химические задачи - один из основных инструментов развития химического кругозора учащихся, способ осуществления взаимосвязи между теоретическими знаниями и практикой . Задача состоит в том, чтобы

вооружить учащихся новыми химическими знаниями, систематизировать и конкретизировать сформированные умения и навыки. В процессе решения задач, наряду с развитием знаний, интеллекта, мышления, формируется глубокое понимание химических знаний, законов, явлений. Для совершенствования знаний, полученных учащимися по химии, особое значение имеет решение задач, выполнение тренировочных работ в соответствии со всеми темами курса химии.

Химические задачи делят на две большие группы: количественные и качественные задачи. В методике преподавания химии помимо этих двух типов встречаются комбинированные задачи. Количественные задачи основаны на контроле, получении конкретных предметов, распознавании веществ, определении наличия каких-либо соединений в данной смеси. Решение количественных задач является важной частью освоения основ химической науки [13].

Так как количественные и качественные показатели вещества передаются по химической формуле, количественные характеристики химических реакций, химические уравнения, химические термины (растворимость, массовая доля растворенного вещества и т. д.), приведенные выше типы можно назвать по-другому:

- 1) Расчеты по химическим формулам;
- 2) Расчеты по химическим уравнениям;
- 3) Химические термины (расчеты по понятиям).

Химические расчеты осуществляются не через самих объектов, а через формулы, уравнение и термин, обозначающий их:

- определение соотношения массы элементов, содержащихся в веществе;
- определение абсолютной массы вещества;
- определение относительной плотности газа;
- определение абсолютной плотности газа;
- найти химическую формулу;

- определение массы вещества по определенному количеству;
- вычисления объемов газов по уравнению реакции;
- вычисление массовой доли выхода продукта реакции;
- вычисление массы или объема продукта реакции по известной массе или объему исходного вещества, содержащего определенную массовую долю примесей и т. д.

Количественные задачи можно разделить на следующие типы (С. Г. Астана Шаповаленко):

1. Расчет соотношения масс элементов и химических формул;
2. Расчет по формуле массы элементов, содержащихся в веществе;
3. Определение относительной молекулярной массы в зависимости от относительной плотности и через объем газа;
4. Расчеты с помощью химического уравнения;
5. Расчеты для растворов;
6. Составление простых и молекулярных формул.

В работе [14] выделено 9 типов количественные задач

Качественные задачи также подразделяются на несколько типов:

1. Получение химических веществ;
2. Определение качественного состава вещества;
3. Умение различать химические вещества друг от друга;
4. Контроль и интерпретация химических явлений;
5. Умение относить вещества и явления к типам и отдельным классам;
6. Приготовление растворов;
7. Определение содержания смеси в заданных веществах и определение содержания вещества из смеси.

При решении количественных задач и выполнении упражнений повторяются химические понятия, углубляются полученные знания, развивается кругозор учащихся. При этом они учат работать самостоятельно. Через решение задач учащиеся учатся к труду, несут ответственность, проявляют настойчивость для достижения цели.

Нами предлагаются задачи, способные вызвать интерес школьников к различным наукам: экологии, медицине, истории, машиностроению и т.д.

В решении задач осуществляется междисциплинарный контакт, сочетается связь науки и образования с жизнью. Формируется представление о целостности природы. В решении задач развиваются умственная деятельность и деятельность учащихся. Они изучают такие элементы мышления, аргументация, анализ. Знания, полученные в будущем, будут адаптированы к использованию в выборе профессии.

Вывод к 1 главе

- В ходе анализа было отмечено нехватка количество демонстрационного эксперимента и лабораторных работ по химии по разделу «Металлы главных подгрупп»
- Проведен сравнительный анализ свойств металлов. Выявлено, что физические и химические свойства элементов главных подгрупп: имеют большой радиус, имеют в свободном виде восстановительные свойства
- Для повышения интереса учащихся к химии необходимы новые формы количественных задач по химии

2 ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

2.1 Содержание лабораторного практикума по разделу «Металлы главных подгрупп». Техника безопасности

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ

При выполнении любого из запланированных видов лабораторного эксперимента должны соблюдаться следующие правила безопасности.

1. Работа с химическими веществами разрешается только в лаборатории, имеющей проточно-вытяжную вентиляцию и оборудованную вытяжными шкафами. Вытяжка включается за 20-30 минут после ее окончания.
2. Работать одному запрещается. Приступать к работе можно только в присутствии преподавателя или лаборанта.
3. Нельзя работать в лаборатории без халата и защитных очков.
4. Работать с ядовитыми, раздражающими органы дыхания и сильно пахнущими веществами необходимо только в вытяжном шкафу в резиновых перчатках. Нельзя брать вещества голыми руками.
5. Сыпучие реактивы отбирайте только сухим шпателем или специальной ложкой.
6. Нельзя держать при нагревании пробирку или колбу отверстием на себе или в сторону стоящего рядом человека.
7. Запрещается пробовать химические вещества на вкус. При исследовании запаха вещества следует осторожно направлять к себе ее пары легким движением руки.
8. Концентрированные кислоты, щелочи, ядовитые и сильно пахнущие вещества обязательно хранить в вытяжном шкафу.
9. При попадании кислот на кожу нужно быстро промыть это место струей воды, а затем 2-3% -м раствором соды. При ожоге едкими щелочами надо также хорошо промыть обожженное место водой, а затем 2-3% -м раствором уксусной кислоты. При случайном попадании кислоты или щелочи в глаза тотчас промыть их большим количеством воды, а затем

обработать тампоном, смоченным в растворе соды или борной кислоты, и вновь промыть водой.

10. Со всеми возникающими вопросами сразу же обращаться к преподавателю или лаборанту.

2.2 Правила работы с металлическим натрием

1. При работе с этим металлом необходимо соблюдать (во избежание взрыва) особую осторожность: не допускать соприкосновения с водой, а также с галогеносодержащими соединениями и твердой окисью углерода (сухим льдом). Запрещается работать с металлическим натрием в помещении с высокой влажностью воздуха.
2. Хранят металлический натрий под слоем сухого минерального масла или керосина.
3. Вынимать металл из тары и переносить в сосуды следует только сухим пинцетом или тигельными щипцами. Защитное масло или керосин удаляют с поверхности металла фильтровальной бумагой.
4. Резать натрий необходимо на фильтровальной бумаге сухим острым ножом или скальпелем.
5. Отходы натрия необходимо собирать отдельно в толстостенную посуду и хранить до уничтожения под слоем керосина.
6. При работе с металлическим натрием следует пользоваться посудой из термостойкого стекла.
7. Работать с металлом необходимо на противнях в вытяжном шкафу, вдали от источников воды.
8. В лабораториях, где проводятся работы с металлом, должны быть в исправном состоянии первичные средства пожаротушения и средства оказания первой помощи.

2.3 Демонстрационный эксперимент: Металлы главных подгрупп I A

2.3.1 Взаимодействие лития и калия с водой

Оборудования и посуды: фильтровальная бумага, химическая воронка, пинцет, скальпель, химический стакан, пробирки, спиртовка, асбестированная сетка, штатив

Реактивы : куски металлического лития (Li) и калия (K) , вода (H₂O), фенолфталеин, кристаллы хлорида натрия (NaCl), концентрированная соляная кислота (HCl), платиновая проволока, галиды лития, натрия, и калия.

Порядок выполнения работы: Извлечем кусочек лития из керосина, очистим его при помощи фильтровальной бумаги. Поместим кусочек лития в стакан, наполненную водой. Литий спокойно взаимодействует с водой. Кусочек лития уменьшается на глазах. Выделяется водород и образуется гидроксид лития. При добавлении капли раствора фенолфталеина в стакан появляется малиновая окраска (рис. 1).

Реакция с калием проводится так: Отрезаем кусочек калия размером с горошину, тщательно просушиваем фильтровальной бумагой. Как и остальные щелочные металлы, калий очень легко окисляется на воздухе и активно взаимодействует с водой. Поместим кусочек калия в стакан, закрываем поверхность воронкой. В процессе реакции также образуется щелочь - гидроксид калия и водород (рис. 2).

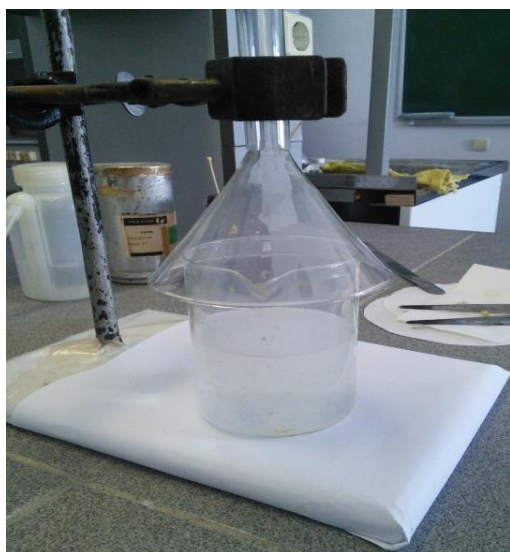


Рис. 1. Взаимодействие щелочных металлов: а) натрия с водой; б) лития с водой

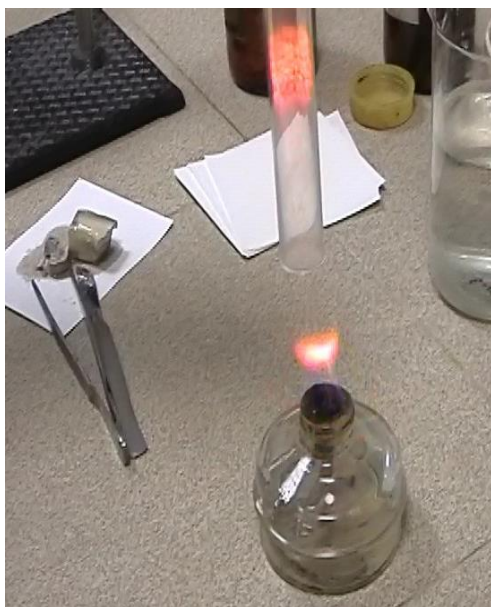


Рис. 2. Проверка выделения водорода и щелочей

2.3.2 Горение натрия на воздухе

Режем кусочек натрия размером с горошину, просушиваем фильтровальной бумагой, кладем на асбестированную сетку. Подождем снизу спиртовкой. Зажженный на воздухе натрий горит ярким пламенем. На стенке воронки осаждает оксид натрия. Опыт безопасен, при помощи воронки не будет никакого взрыва.



Рис. 3. Горение натрия на воздухе

2.3.3 Окрашивание пламени солями щелочных металлов

Вносят проволочку в бесцветное пламя горелки. Если пламя окрашено, очищают проволочку погружением в концентрированную соляную кислоту с последующим прокаливанием. Опускают проволочку последовательно в насыщенные растворы галидов лития, натрия, и калия. Отмечают цвет пламени (лития- карминовый, натрия желтый, калия- фиолетовый). Фиолетовый цвет пламени солей калия может маскироваться ничтожными примесями солей натрия в реактиве; поэтому цвет пламени лучше рассматривать через призму или сосуд, заполненные раствором синего индиго.

2.4 Лабораторные работы и демонстрационный эксперимент: Металлы главных подгрупп II A

Оборудование и посуда: химический стакан, чашки Петри, пинцет, спиртовка, пробирки.

Реактивы и растворы: Металлический магний (Mg) и кальций (Ca), вода (H₂O), хлорид аммония, хлорид кальция, хлорид стронция, хлорид бария.

2.4.1 Горение магния на воздухе

Порядок выполнения работы: При помощи держателя берем стружку магния и подожжем на пламени спиртовки. В воздухе металл горит. В атмосфере кислорода, магний вспыхивает белым пламенем. При горении магния образуется белый порошкообразный оксид.



Рис. 4. Горение магния на воздухе

2.4.1 Взаимодействие кальция с водой

Кусок кальция очищают наждачной бумагой, небольшой кусок бросают в кристаллизатор с водой и накрывают его цилиндром или пробиркой с водой. Последнюю целесообразно заполнить водой только на 2/3 объема, чтобы водород перемещался с воздухом и при сгорании был слышен хлопок. Если взять значительное количество кальция, то видно, как в

виде легкой мути опускается вниз малорастворимый гидроксид кальция. Выделяющийся водород заполняет пробирку (рис. 5). Его поджигают. В воду добавляют раствор фенолфталеина.

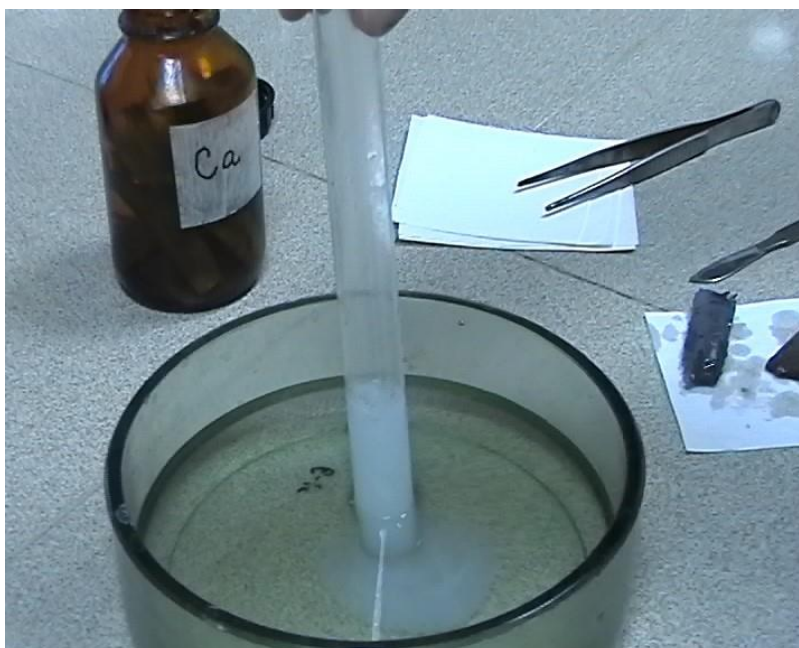


Рис. 5. Взаимодействие кальция с водой

2.4.2 Взаимодействие магния с водой

Кусочек ленты магния, очищенный от оксида наждачной бумагой, опускают в пробирку с 6-7 каплями дистиллированной воды. Пробирку закрепляют в штативе и отметив отсутствие реакции при комнатной температуре, нагрейте пробирку до кипения. Что наблюдается? Дают пробирке остыть и прибавляют к полученному раствору 2-3 капли спиртового раствора фенолфталеина. Как изменилась окраска раствора? Запишите уравнение происходящей реакции.

2.4.3 Влияние соли аммония на растворение магния в воде

В две пробирки с 5-6 каплями воды опускают по кусочку магния, затем в одну из них добавляют немного сухого хлорида аммония. Что происходит? Нагрейте растворы до кипения. Почему присутствие хлорида аммония ускоряет растворение магния? Приведите уравнения реакций.

2.4.4 Реакции магния с углекислым газом

Собираем в стакан углекислый газ. Опустим в нее горящий магний. Магний продолжает гореть. На стенках сосуда оседают черные частицы углерода. При сгорании магния в углекислом газе образуются уголь и оксид магния.

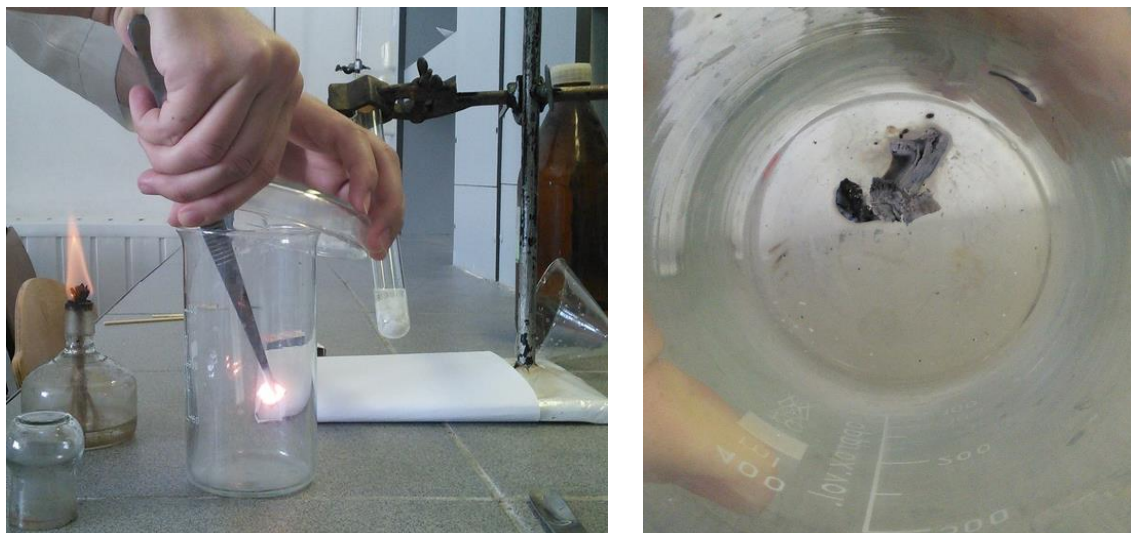


Рис. 5. Горение магния в углекислом газе. Образование оксида магния и углерода

2.4.5 Окраска пламени летучими солями щелочноземельных металлов

Соли кальция, стронция и бария окрашивают бесцветное пламя в различные цвета: в кирпично-красный- соли кальция, в карминово-красный- соли стронция, и в желто-зеленый- соли бария. Платиновую или нихромовую проволочку с ушком на конце опускают в концентрированную HCl и затем прокалывают в пламени горелки. Очищенная проволока не должна окрашивать пламя. Чистую проволоку опускают в насыщенный раствор соли бария и вносят в пламя горелки, наблюдая окраску пламени. Вновь очищают проволоку HCl , прокалывают и повторяют процедуру вначале с солью кальция, затем- стронция.

2.5 Лабораторные работы и демонстрационный эксперимент: Металлы главных подгрупп III A

Оборудование и посуда: штатив, спиртовка, колокол, горелка, фильтровальная бумага.

Реактивы и растворы: алюминиевый порошок (Al), иод порошкообразный (I₂), оксида железа (III) Fe₂O₃, сера порошкообразная (S), карбонат натрия (Na₂CO₃ раствор), хлорид алюминия (NH₄Cl).

2.5.1 Взаимодействие алюминия с иодом

Порядок выполнения работы: На стеклянной пластинке смешиваем равные объемы истертого в порошок иода и порошка алюминия. Смесь собирают шпателем в небольшую кучку, в углубление которой капают из пипетки воду. Между иодом и алюминием при каталитическом действии воды начинается бурная реакция с образованием иодида алюминия. Закрываем поверхность колоколом. Непрореагировавший йод образует фиолетовые пары.



Рис. 6. Взаимодействие алюминия с иодом

Реакцию лучше проводить под тягой. Подобный опыт можно проделать с цинковой пылью.

2.5.5. Взаимодействие алюминия с серой

Порошок алюминия смешаем с порошком серы в соотношениях 1:2. Важно тщательно приготовить смесь. Чтобы начать реакция, потребуется нагревание. Приготовленную смесь высыпаяем на фарфуровую чашку и расположим на асбестовую сетку. Подносим лучину. Реакция протекает бурно.



Рис. 7. Взаимодействие алюминия с серой

2.5.6 Полный или совместный гидролиз. Влияние карбоната натрия на гидролиз солей алюминия

К 5- 8 каплям раствора соли алюминия добавляют 5-8 капли раствора карбоната натрия (Na_2CO_3). Наблюдаются образование осадка гидроксида алюминия и выделение газа. Образование каких веществ в данной реакции обуславливает течение гидролиза до конца?

2.5.7 Аллюминотермия

Готовят смесь из 3 г оксида железа (III) Fe_2O_3 и 1 г порошка алюминия. Смесь тщательно перемешивают на листе бумаги при помощи стеклянной палочки, так чтобы порошок алюминия равномерно смешался с оксидом железа. На поверхность смеси оксида железа (III) с алюминием высыпают

запал, состоящий из перемешанных в отношении 1:1 порошков алюминия и измельченного в ступке перманганата калия (по 400 мг). В приготовленную смесь вставляют ленту магния и поджигают лучиной.

Наблюдают ослепительно яркую вспышку. Тигельными щипцами из песка вынимают раскаленный королек металла, покрытый шлаком. После остывания шлак его разбивают и вынимают кусочек железа. Подействуйте на полученное железо магнитом. Напишите возможные уравнения реакции.

Внимание! Опыт надо проводить подтягой!

Химический Эксперимент используется как метод проверки знаний, умений и навыков учащихся. Кроме того, эксперимент развивает наблюдательные, поисковые способности учащихся, воспитывает самостоятельное получение знаний, его совершенствование, умение применять полученные знания на практике. Эксперимент также используется на уроках химии, экспериментальных занятиях как средство доказывания и проверки.

Разработанный лабораторный практикум содержит 7 демонстрационного эксперимента и 6 лабораторных работ по разделу «Металлы главных подгрупп». Эксперименты в составе предлагаемого лабораторного практикума отсутствуют в программе казахской и русской школы.

Таблица 2.1 Содержание демонстрационного эксперимента

№	Название эксперимента
1	Взаимодействие щелочных металлов с водой (Li, K).
2	Горение натрия на воздухе
3	Взаимодействие кальция с водой
4	Реакции магния с углекислым газом
5	Взаимодействие алюминия с иодом
6	Взаимодействие алюминия с серой
7	Алюминотермия

Таблица 2.2 Содержание лабораторных работ

№	Название эксперимента
1	Взаимодействие магния с водой
2	Окрашивание пламени солями щелочных металлов
3	Горение магния на воздухе

4	Влияние соли аммония на растворение магния в воде
5	Окраска пламени летучими солями щелочноземельных металлов
6	Полный или совместный гидролиз. Влияние карбоната натрия на гидролиз солей алюминия

Представленные выше эксперименты очень наглядные и интересные. Включив эти эксперименты в программу, можно повысить стимул учащихся к уроку, повысить интерес к химии.

По разделу совершенствования лабораторного практикума

- Предлагается новый вид демонстрационного эксперимента;
- Особое внимание уделяется безопасности проведения опытов;
- Предлагается техника проведения эксперимента по теме металлов

3 Количественные задачи по разделу металлы главных подгрупп

Задача 1. Название металла происходит от латинского слова «горькая соль». Когда его открыли в 1825г он стоил в 1500 раз дороже железа. Лишь к концу XIX в., после изобретения электролиза цена на него упала. Сульфат металла применяют для очистки воды.

1. Определите элемент и составьте уравнения реакции получения сульфат металла согласно схеме превращений: $Me \rightarrow \text{оксид} \rightarrow \text{комплексные соединения} \rightarrow \text{сульфат}$.
2. Какие свойства соли сульфата металла позволяет применять его для очистки воды?
3. В настоящее время как можно получить металла в промышленности ?
4. Вычислите массу оксида металла, образовавшегося при действии кислорода на металл массой 54 г, если выход продукта составляет 95% от теоретически возможного

Задача 2. С 1898 г в некоторых моделях автомобилей появились надувные подушки безопасности. Такая подушка содержала соединение, состоящее из 83,13% металла, окрашивающего пламя в желтый цвет и 16,87% элемента, названного безжизненным. Лобовое столкновение автомашин приводит к быстрому разложению этого соединения и заполнению подушки безопасности.

1. Определите формулу соединения
2. Составьте уравнение реакции, происходящей при лобовом столкновении автомашин.
3. Расчитайте, какое количество этого соединения потребуется для наполнения подушки безопасности объёмом 60 л.

Задача 3. Металл достаточно мягкий, пластичный, при комнатной температуре не взаимодействует с водой, так как покрыт тончайшей пленкой оксида. Взаимодействует с водой только при ее кипячении, не обладает

амфотерными свойствами. Сгорает на воздухе ослепительно ярким пламенем с образованием жжёной магнезии, которая в лаборатории легко получается при разложении белой магнезии. Металл - сильный восстановитель, поэтому используется с пероксидом бария в пиротехнике. Соль данного металла, полученную впервые осторожным упариванием воды минерального источника вблизи города Эпсон в Англии, использовали в качестве слабительного средства.

1. Определите элемент
2. Напишите уравнения реакций его с водой и реакцию горения
3. Предскажите формулу жжёной и белой магнезии, составьте уравнения реакций их получения.
4. Составьте уравнение реакции, лежащей в основе его использования в пиротехнике.
5. Определите формулу соли, используемой в качестве слабительного средства, если известно, что в состав кристаллогидрата его входит 44,8% этой соли.

Задача 4. Во второй половине 19 в. Бельгийский химик Эрнст Сольве разработал аммиачный способ получения кальцинированной соды и в 1863 г построил первый завод пищевой соды. Вначале получают пищевую соду взаимодействием растворов NaCl. Выпавший осадок пищевой соды (плохорастворимый в концентрированном растворе NaCl) отфильтровывали, подвергали сальцинированию (превращая в сред. соль). Гениальность Сольве заключалась в том, что он нашел дешевый способ возвращения NH_3 в реакционную смесь. Для этого соль аммиака нагревали с гашеной известью.

1. Составьте соответствующие уравнения реакций
2. Сформулируйте формулу кальцинированной и пищевой соды
3. Можно ли аналогичным способом получить поташ и почему?
4. Какой объем (н.у) аммиака можно получить, нагревая смесь 25г хлорида аммония с 25 г гашеной известью?

Задача 5. Металл принадлежит к числу атомов предсказанных Д.И.Менделееву, который в 1871 году определил его место в периодической системе, описал свойства и предсказал открытие методом спектрального анализа. В 1875г. Поль Эмиль Лекок Де Буабодран обнаружил спектр этого элемента и дал ему имя в честь своей родины- римской провинции на территории современной Франции. По свойствам напоминает Al, плавится в теплой воде при $t = 29,8^{\circ}\text{C}$.

1. Определите металл
2. Чем можно объяснить низкую температуру плавления Me?
3. Какие свойства какие свойства металла аналогичны алюминию?
4. Имеется 0,3 моль металла. Определите массу и число имеющихся атомов металла

Задача 6. Название вещества происходит от латинского слова «salx». Древние использовали это соединение для приготовления строительных растворов. Для этого распространенный в природе в природе минерал подвергали жжигу, получали новое вещество, которое гасили водой, получали соединение, без которого и сейчас не обходится строительство.

1. Определите вещество
2. Напишите соответствующие уравнения реакций и проводите эксперимент, описанный в условии задачи.
- 3.

Задача 7. Соединения щелочных металлов окрашивают по-разному пламя, благодаря чему получили названия «темно-красный», «небесно-голубой». В свободном состоянии эти элементы имеют кубическую объемную кристаллическую решетку, мягкие, быстро разлагающиеся H_2O , быстро окисляющиеся во влажном воздухе, разлагающие воду при обычных условиях.

1. Определите элементы
2. Напишите реакцию окисления на влажном воздухе
3. В настоящее время как можно получить их?

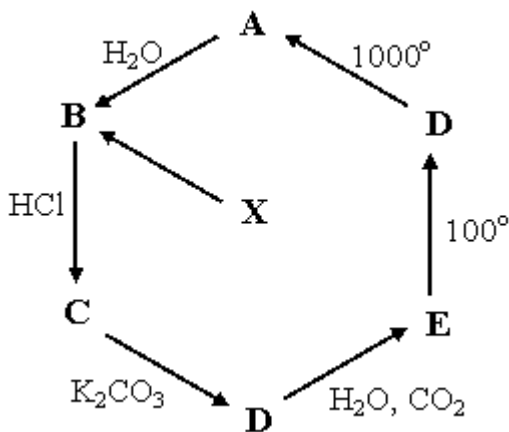
4. Раствор ацетата металла массой 450 г подвергли электролизу с инертным анодом до полного разложения соли. Для нейтрализации образовавшейся щелочи потребовалось 56 мл 20% раствора соляной кислоты (плотность 1.14 г/мл). Определите массовую долю ацетата металла в исходном растворе

Задача 8. В разбавленную азотную кислоту добавили избыток металла розового цвета. При этом образовался голубой раствор и бесцветный газ.

1. Какая масса металла вступила в реакцию с азотной кислотой, если в результате ее образовалось 1,5 л бесцветный газ.
2. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

Задача 9. На схеме показаны превращения соединений химического элемента **X**. Известно также, что соединение **D**, присутствующее на схеме, в природе образует минерал «известняк».

1. Определите элемент **X** и назовите вещества, обозначенные буквами, напишите уравнения реакции;
2. Сколько граммов известняка образуется при добавлении раствора карбоната калия к 300 г 12% раствора **C**.



Задача 10. Каустическая сода впервые была обнаружена в 1736г. французским химическом Анри Луи Дьюалилем де Мансо в кальцинированной соде и образуется при ее гидролизе. Другим способом ее получения является взаимодействие кальцинированной соды с известью. В наше время каустическую соду получают электролизом растворов солей

1. Напишите формулу каустической соды

2. Как можно получить его при гидролизе?
3. При электролизе ацетата натрия на катоде образовывалась 60г 40% каустическая сода и на аноде выделился 27,2л газ. Сколько граммов ацетата натрия вступила в реакцию?

Задача 11. Элемент получил название в переводе греческого «тяжелый», в виде простого вещества выделен Г.Деви в 1808г. Растворимые соединения его токсичны. Если оксид металла выдержать в атм. O_2 или на воздухе при $t \sim 500^\circ C$ реакция протекает дальше с образованием соединения, которое в старину использовали для получения газа, необходимого для дыхания.

1. Определите элемент
2. Какое соединение использовали в старину для получения газа?
3. Составьте уравнения реакции образования оксида металла
4. Какой объем кислорода можно выделить при сгорании 10г соединения, учитывая что потери при проведении реакции составляет 5% ?

Задача 12. Долгое время считали, что Al в самородном состоянии в природе отсутствует. В 1978 г в породах Сибирской платформы был обнаружен самородный Al в виде кристаллов, объяснить происхождение древно Al можно несколькими путями:

- Конденсацией из пара, который образуется при нагревании галогенидов Al. Они начинают испаряться при $180^\circ C$. При сильном нагревании галогениды алюминия (1) диспропорционируют;
- Восстановлениям из руд с помощью щелочных металлов с углем;
- В настоящее время Al получают электролизом расплава боксита в расплавленном криолите.

1. Составьте соответствующие уравнения реакции
2. Объясните механизм процесса получения Al при градоитовых электродах.
3. Найдите моль алюминия получающегося при электролизе расплава оксида алюминия массой 58 г.

Задача 13. На воздухе вещества сгорает ослепительной вспышкой с образованием белого порошка- смеси двух веществ. При гидролизе этой смеси выделяется газ с характерным резким запахом, являющийся хорошим восстановителем металлов из оксидов.

1. Определите металла
2. Напишите возможные уравнения реакции при гидролизе

Задача 14. Металл принадлежит к числу атомов предсказанных Д.И.Менделееву, который в 1871 году определил его место в периодической системе, описал свойства и предсказал открытие методом спектрального анализа. В 1875г. Поль Эмиль Лекок Де Буабодран обнаружил спектр этого элемента и дал ему имя в честь своей родины- римской провинции на территории современной Франции. По свойствам напоминает Al, плавится в теплой воде при $t = 29,8^{\circ}\text{C}$.

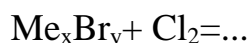
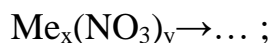
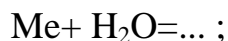
1. Определите металл
2. Напишите реакцию металла с водой
3. Имеется 0,3 моль металла. Определите массу и число имеющихся атомов металла
4. На воздухе вещества сгорает ослепительной вспышкой с образованием белого порошка - смеси двух веществ. При гидролизе этой смеси выделяется газ с характерным резким запахом, являющийся хорошим восстановителем металлов из оксидов.

Задача 15. В бромной воде растворили иодид калия, выпавший кристаллический осадок высушили, смешали с алюминием и добавили в качестве катализатора каплю воды- произошло бурное взаимодействие. Составьте уравнения соответствующих реакций. В качестве катализатора что еще можно использовать? Почему? Поясните свои ответы.

Задача 16. Впервые Хэмфри Дэви при помощи электролиза получил маленькие шарики с сильным металлическим блеском. Некоторые из них сгорали со взрывом. В настоящее время этот металл является замечательным. Замечателен он не только потому, что режется ножом,

плавает в воде, вспыхивает на ней со взрывом и горит, окрашивая пламя в фиолетовый цвет.

1. Определите элемент
2. Напишите следующие уравнения реакции:



3. Напишите реакцию получения металла
4. Какова масса лития, вступившего в реакцию с водой, если при этом выделился 1 л водорода (н.у.) ?
5. Как хранится металл?

Задача 17. Определите металл который, при сгорании в кислороде и фторе выделяется много тепла. Поэтому его используют как присадку к ракетному топливу. Его получил известный физик Эрстед. Он пропускал хлор через раскаленную смесь глинозема с углем и полученный безводный хлористый металл нагревал с амальгамой калия.

1. О каком металле идет речь?
2. Напишите уравнение реакций сгорания в кислороде и фторе
3. Еще где можно использовать его
4. В реакции металла с серной кислотой образовалось 6,84 г сульфат. Определите массу и количество металла, вступившего в реакцию.

На основе восприятия наблюдаемых явлений у учащихся формируются представления, а затем понятия. После того как учащиеся вооружились теорией, приобрели практические умения и навыки, эксперимент становится не только источником знаний новых фактов, но и методом проверки суждений, нахождения неизвестного(например, для решения экспериментальных задач).

Нами предлагаются задачи, способные вызвать интерес школьников к различным наукам: экологии, медицине, истории, машиностроению и т.д.

Заключение

- Проведены анализ содержания школьных программ по теме исследования
- Разработан содержания лабораторного практикума;
- Проведены эксперименты по теме исследования
- Разработаны количественные задачи «Металлы главных подгрупп»