

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО СВЯЗИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«ПОВОЛЖСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ТЕЛЕКОММУНИКАЦИЙ И ИНФОРМАТИКИ»

Кафедра физики

Г.Н. Гончарова

ХИМИЯ

Методические рекомендации по подготовке к лабораторным занятиям

Самара
2017

УДК 54

Г

Рекомендовано к изданию методическим советом ПГУТИ,
протокол № 51 от 13.03.2017 г

Гончарова Г.Н.

Методические рекомендации по подготовке к лабораторным занятиям по курсу «Химия» / Г.Н.Гончарова – Самара: ПГУТИ, 2017. – 36 с.

Настоящие методические рекомендации разработаны для проведения лабораторных работ по химии в соответствии с ФГОС ВПО по направлениям подготовки бакалавров и магистров: 12.03.03 – Фотоника и оптоинформатика, 11.03.01 – Радиотехника, 27.03.05 - Инноватика, 27.03.04-Управление в технических системах, 09.03.02 – Информационные системы и технологии, 11.05.01 - Радиоэлектронные системы и комплексы (квалификация (степень) «дипломированный специалист»). Методические рекомендации предназначены для студентов 1 курса ФБТО и ФИСТ, содержат теоретическую часть и инструкции к выполнению лабораторных работ с использованием компьютерной программы.

ISBN

©, Гончарова Г.Н., 2017

Введение

Цель и задачи лабораторных занятий:

— создание у студентов достаточной теоретической подготовки в области химии, обеспечивающей будущим специалистам возможность использования новых химических разработок принципов в тех областях знаний, на которых они специализируются;

— формирование у студентов научного мышления и современной естественнонаучной картины мира;

— подготовка к самостоятельной учебной, научной и профессиональной работе.

Задачи дисциплины:

— ознакомить студентов с основными химическими явлениями и законами общей, неорганической и органической химии, помогающих студентам в дальнейшем решать практические задачи;

— ознакомить студентов с современными тенденциями развития науки о веществах и материалах и выработать начальные навыки проведения научных исследований.

Роль и место лабораторных работ в изучении курса;

Дисциплина относится к *базовой* части раздела Б.1 *Дисциплины (модули)* основной образовательной программы.

Изучение данной дисциплины базируется на следующих дисциплинах:

1. *Математика (ОК-1, ОПК -2, ПК -25)*

Основные положения дисциплины должны быть использованы в дальнейшем при изучении следующих дисциплин

1. *Экология (ОК-5, ПК-14)*

2. *Физика (ОК-6, ОПК-2)*

3. *Безопасность жизнедеятельности (ПК-8)*

Требования к знаниям и умениям, приобретаемым при выполнении лабораторных работ по данной дисциплине в соответствии с квалификационной характеристикой выпускника:

Уметь применять методы и средства познания, обучения и самоконтроля для интеллектуального развития, повышения культурного уровня, профессиональной компетенции, сохранения своего здоровья, нравственного и физического самосовершенствования

Знать:

— фундаментальные научно-исследовательские работы в области химии

— виды, формы организации самостоятельной работы по дисциплине,

— виды, формы контроля успеваемости по дисциплине.

Уметь:

— системно анализировать, обобщать информацию, формулировать цели и самостоятельно находить пути их достижения;

— использовать в образовательном процессе разнообразные образовательные ресурсы. — проводить научные исследования,

—применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования.

Владеть:

— навыками самостоятельной научно-исследовательской работы;

— навыками рациональной организации и поэтапного выполнения своей учебно-профессиональной деятельности.

— способностью самостоятельно формулировать результаты своей научно-исследовательской работы.

Лабораторные работы выполняются с использованием компьютерной программы.

Темы и цели лабораторных работ дополняют лекционный материал.

Форма контроля знаний по лабораторным работам состоит из письменного отчета и устного собеседования с преподавателем

Оглавление

Лабораторная работа №1 Изучение свойств водорода.....	6
Лабораторная работа №2 Галогены – <i>p</i> -элементы VII группы периодической системы Д.И.Менделеева.....	11
Лабораторная работа № 3 Кислород и сера – <i>p</i> -элементы VI группы периодической системы Д.И.Менделеева.....	19
Лабораторная работа № 4 Элементы V группы периодической системы Д.И.Менделеева	25
Лабораторная работа № 5 <i>p</i> -Элементы IV группы периодической системы Д.И. Менделеева	30
Лабораторная работа № 6 Электролиз	34

Лабораторная работа №1 Изучение свойств водорода

Цель работы

1. Познакомиться с электронным строением атома водорода, молекулы H_2 , H_2O , H_2O_2 .
2. Изучить реакции получения водорода в лабораторных условиях.
3. Изучить окислительно-восстановительные реакции на примере взаимодействия йодида калия и перманганата калия с перекисью водорода.

Краткое теоретическое введение

Водород принадлежит к распространенным в природе элементам. Он входит в состав воды, глины, каменного и бурого угля, нефти, во все животные и растительные организмы. Его кларк равен 1%.

Кларк - относительная распространенность (в массовых долях, выраженная в %) элемента в таких составных частях Земли, как ее каменная кора глубиной до 16 км от уровня моря, воды океанов, морей, озер и рек, воздушная оболочка высотой до 50 км (граница стратосферы).

Водород не принадлежит ни к одной из групп периодической системы. Он обнаруживает те или иные физико-химические свойства, сходные с элементами почти всех *A*-групп. Атом водорода по сравнению со всеми остальными элементами имеет самую простую электронную конфигурацию $1s^1$ - один электрон на одной *s*-АО. Основная особенность водорода заключается в том, что в отличие от всех других элементов (кроме гелия) в его атоме валентный электрон находится непосредственно в сфере действия атомного ядра – у него нет промежуточного слоя. Положительно заряженный ион водорода H^+ представляет собой элементарную частицу протон.

Особенность строения электронной оболочки атома водорода не позволяет однозначно решить, в какой группе периодической системы он должен находиться. Действительно, если исходить из числа валентных электронов его атома, то водород должен находиться в первой группе, что подтверждается также сходством спектров щелочных металлов и водорода. Со щелочными металлами сближает водород и его способность давать в растворах гидратированный положительный однозарядный ион H^+ (р). Однако в состоянии свободного иона H^+ (р) – протона – он не имеет ничего общего с ионами щелочных металлов.

Согласно теоретическим представлениям при огромных давлениях водород должен переходить в металлическое состояние. В этих условиях должно происходить превращение молекулярного водорода в атомный и должна образовываться кристаллическая решетка, в узлах которой находятся протоны, а электроны становятся общими для всего кристалла; такой кристалл должен обладать металлической проводимостью. Но энергия ионизации атома водорода намного больше энергии ионизации атомов щелочных металлов.

Если же исходить из того, что для завершения внешнего электронного слоя атому водорода не хватает одного электрона, то водород следует поместить в VII группу. Атомы водорода, как и атомы галогенов, характеризуются высокими значениями ионизации.

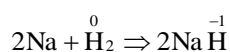
Размещение водорода в I или VII группе таблицы в значительной мере условно.

Физико - химические свойства. Водород – газ без цвета, вкуса и запаха. Во всех трех агрегатных состояниях он находится в виде молекул H_2 . Его температура плавления – $259,20^\circ\text{C}$, кипения – $252,80^\circ\text{C}$. Растворимость в 1л воды при 250°C составляет 0,0175 л (при 0°C и 0,1 МПа). Плотность водорода по отношению к воздуху равна 0,06952. В обычных условиях водород ведет себя как идеальный газ.

Водород является смесью 25% пара-водорода и 75% орто-водорода. Он способен давать химические соединения с большинством химических элементов, за исключением благородных газов.

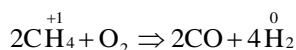
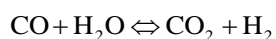
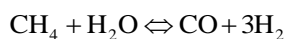
Атомарный водород химически очень активен как восстановитель при $T=180^\circ\text{C}$ и более восстанавливает до металлов многие оксиды: Ag_2O , Bi_2O_3 , SnO , PbO , HgO и другие.

Некоторые металлы растворяют водород (Ni, Pt, Pd). Щелочные, щелочно-земельные металлы, а также титан, цирконий, уран взаимодействуют с ним с образованием гидридов (KH , CaH_2 , UH_3 , TiH_2 и другие). Водород играет роль окислителя:



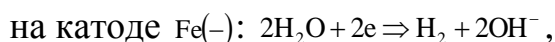
Водород вызывает физическую коррозию Fe и стали – металлы становятся хрупкими и под нагрузкой расслаиваются.

В промышленности водород получают главным образом из природных и попутных газов (до 90% метана), продуктов газификации топлива (водяного и паро-воздушного газов) и коксового газа. Производство водорода основано на каталитических реакциях взаимодействия с водяным паром (конверсии) углеводородов (главным образом метана) и оксида углерода (II), например над никелевым катализатором при $T = 800^\circ\text{C}$:

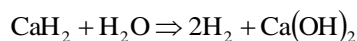


Затем из полученной смеси газов удаляют CO_2 , сначала поглощая его водой под давлением, а затем – водным раствором этанол-аммиака.

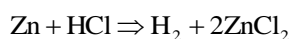
Наиболее чистый водород получают электрическим разложением воды, содержащей для увеличения ее электрической проводимости NaOH и KOH:



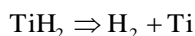
Также H_2 получают по реакции:



и в лабораториях:



и из гидрида титана при терморазложении:



Гидридами называются бинарные соединения H с более электроположительными элементами. По характеру химической связи все гидриды делят на ионные (солеобразные), ковалентные и металлообразные.

Водород широко используется как для химического синтеза веществ, так и в качестве «экологически чистого» топлива (горючего). При горении водорода в кислороде возникает высокая температура (до 2600°C), позволяющая сваривать и резать тугоплавкие металлы, кварц и пр.

В атомной энергетике для осуществления ядерных реакций синтеза гелия имеют большое значение изотопы водорода – тритий и дейтерий.

Водород – основа химической технологии и энергетики будущего.

Домашнее задание студентам для подготовки к выполнению лабораторной работы.

Подготовить заготовку по лабораторной работе. Заготовка содержит титульный лист, цель работы, краткую теорию (содержание ответов на контрольные вопросы к зачету по лабораторной работе и вопросы для самоконтроля). Изучить теорию по теме лабораторной работы.

Варианты заданий на выполнение работы.

В зависимости от номера учебной недели подготовить ответы на вопросы для самоконтроля. Вопросы смотри в приложении.

Схема и методика выполнения работы.

Компьютер с установленной программой «1С: Химия».

На «рабочем столе» ПК найдите значок программы «1С: Химия». После загрузки программы, найдите вкладку «Альбом» / «Водород».

Порядок выполнения лабораторной работы.

1. Изучить строение атома водорода, молекулы H_2 , H_2O , H_2O_2 .
2. Наблюдать проведение следующих опытов и записать уравнения реакций.

2.1. Взаимодействие цинка с соляной кислотой, в результате которой выделяется водород. При нагревании реакция ускоряется, при охлаждении замедляется.

2.2. Взаимодействие цинка с гидроксидом натрия. Водород выделяется только при нагревании.

2.3. Взаимодействие йодида калия с перекисью водорода. Выделяется йод.

2.4. Взаимодействие перекиси водорода с перманганатом калия в щелочной среде. Если прилить к перманганату калия раствор перекиси водорода, реакция не происходит. При добавлении гидроксида натрия перманганат калия восстанавливается.

2.5. Взаимодействие сульфида свинца с перекисью водорода. Перекись водорода окисляет сульфид свинца и образуется белый осадок сульфата свинца.

2.6. Взаимодействие натрия с водой. Спиртовой раствор фенолфталеина используется в качестве индикатора. Идет бурная реакция с выделением водорода.

2.7. Промышленные методы получения водорода.

2.7.1. Конверсия метана.

2.7.2. Неполное окисление метана.

2.7.3. Конверсия оксида углерода (II).

Содержание отчета. Требования к отчету.

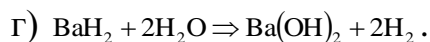
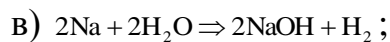
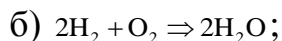
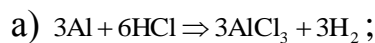
Отчёт выполняется в рукописном виде на двойных тетрадных листочках и содержит:

1. Цель работы.
2. Краткое содержание ответов на контрольные вопросы к зачету по лабораторной работе и вопросы для самоконтроля
3. Зарисовать строение атома водорода, молекулы H_2 , H_2O , H_2O_2 .
4. Записать уравнения реакций наблюдаемых опытов.
5. В каждой окислительно — восстановительной реакции проставить степени окисления и записать полуреакции окисления и восстановления.
6. Распределить химические вещества, участвующие в предложенных выше реакциях по следующим группам: простые вещества, оксиды, щелочи (основания), кислоты, соли.
7. Написать названия соединений в химических реакциях.

Контрольные вопросы к зачету по лабораторной работе.

1. Как получают водород в промышленности и в лаборатории? Привести уравнения реакций.
2. Опишите строение атома водорода. Напишите электронную формулу. В чем заключается особенность электронного строения атома водорода?
3. Назовите изотопы водорода, охарактеризуйте их.

4. Описать строение молекулы водорода.
5. Описать строение молекулы воды.
6. Указать способы получения пероксида водорода. Описать строение молекулы H_2O_2 .
7. Химические индикаторы. Применение индикаторов и их виды. Перечислите распространенные кислотно-основные индикаторы, охарактеризуйте их.
8. Какие реакции называются окислительно-восстановительными? Дайте определения окислителем и восстановителем.
9. Какие степени окисления может принимать водород в реакциях?
10. До каких продуктов может быть окислена вода:
а) до O и H^+ ; б) до OH^- ; в) до 2OH^- ?
11. Составить уравнения полуреакций окисления и восстановления для следующих реакций и определить, в каких случаях водород служит окислителем, а в каких – восстановителем:



Лабораторная работа №2 Галогены – *p*-элементы VII группы периодической системы Д.И.Менделеева

Цель работы

1. Изучить электронное строение и свойства элементов VII группы главной подгруппы A периодической системы Д.И.Менделеева.
2. На примере галогенов проанализировать вертикальную периодичность в таблице Д.И.Менделеева.
3. Познакомиться с энергетическими характеристиками атомов (энергия ионизации, энергия сродства атома к электрону, электроотрицательность).
4. Познакомиться с электронным строением молекул Cl_2 ; HCl .

Краткое теоретическое введение.

Элементы главной подгруппы A VII группы имеют групповое название «галогены», иначе «солеобразователи». К этим элементам относятся F – фтор, Cl – хлор, Br – бром, I – йод, At – астат.

Электронные формулы:

F – $1s^2 2s^2 2p^5$ (фтор);

Cl – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ (хлор);

Br – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ (бром);

I – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$ (йод);

At – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^5$ (астат).

Все свойства элементов, определяемые электронной оболочкой атома, закономерно изменяются по периодам и группам периодической системы. В ряду элементов-аналогов электронные структуры сходны, но нетождественны.

У галогенов в их соединениях встречаются нечетные степени окисления от (-I) до (+VII). Только фтор имеет одну степень окисления (-I), так как является всегда акцептором электрона (табл. 1).

Таблица 1

Степени окисления галогенов и отвечающие им соединения

F^{-1}	HF, F_2O , F_2O_2 , KF
F^0	F_2
Cl^{-1}	HCl, KCl
Cl^0	Cl_2
Cl^{+1}	Cl_2O , HClO, KClO
Cl^{+3}	$HClO_2$, $NaClO_2$
Cl^{+4}	ClO_2
Cl^{+5}	$HClO_3$, $Ba(ClO_3)_2$
Cl^{+7}	Cl_2O_7 , $HClO_4$, $LiClO_4$
Br^{-1}	HBr, KBr

Br^0	Br_2
Br^{+1}	Br_2O , HBrO , NaBrO
Br^{+5}	HBrO_3 , KBrO_3
I^{-1}	HI , KI
I^0	I_2
I^{+1}	HIO , KIO
I^{+5}	I_2O_5 , HIO_3 , NaIO_3
I^{+7}	I_2O_7 , H_5IO_6 , K_5IO_6

Электроотрицательность элементов связана, с одной стороны, со склонностью свободного атома удерживать свои внешние электроны ($E_{\text{и}}$ атома), а с другой стороны, со склонностью атома притягивать дополнительные электроны (средство атома к электрону F). Поэтому электроотрицательность часто рассматривается как функция этих двух видов энергии.

Следовательно, если известно, как меняется в периодической системе $E_{\text{и}}$ и F , то можно определить характер изменения χ .

В периоде слева направо $F \uparrow$ $E_{\text{и}} \uparrow$, следовательно, $\chi \uparrow$ (т.к. радиус уменьшается). В подгруппах сверху вниз $r \uparrow$, следовательно, $\chi \downarrow$ (основная тенденция). Как и в характере изменения $E_{\text{и}}$ в подгруппах по тем же законам наблюдается эффект вторичной периодичности.

Понятие электроотрицательности является условным. Оно позволяет оценить способность атома данного элемента оттягивать на себя электронную плотность по сравнению с атомами других элементов в соединении. Имеется около 20 шкал электроотрицательности. Значения электроотрицательности разных шкал различаются, но относительное расположение элементов в ряду электроотрицательностей примерно одинаково. Наибольшее распространение в России имеет шкала **Полинга** (табл. 2).

Таблица 2

Электроотрицательности s - и p -элементов в их стабильных степенях окисления.

I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A
Li	Be	B	C	N	O	F
1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0,9	1,3	1,5	1,8	2,2	2,6	3,16
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br

0,8	1,0	1,6	1,8	2,0	2,4	2,8
Rb	Sr	Jn	Sn	Sb	Te	J
0,8	1,0	1,7	1,8	1,9	2,1	2,5
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At
0,7	0,9	(III)	(II)	1,9	2,0	2,2
		1,8	1,6			

Характерно вытеснение более электроположительного галогена из его соединений с металлами более электроотрицательным галогеном. Например, F_2 вытесняет другие галогены из их галогенидов, а бром – только иод из иодидов металлов: $2I^- + Br_2 = I_2 + 2Br^-$. Это свойство галогенов обусловлено значениями их стандартных электродных потенциалов (φ° , В), равных для F_2 , Cl_2 , Br_2 и I_2 соответственно 2,87; 1,36; 1,09; 0,54 (для кислых водных растворов).

Причиной высокого сродства галогенов к электрону является наличие пяти электронов на атомной р-орбитали, в том числе одного неспаренного. Присоединение электрона приводит к образованию галогенидных ионов (F^- , Cl^- , Br^- , I^- и At^-) с устойчивой 8-электронной оболочкой следующего за галогеном благородного газа.

Химическая природа элемента обуславливается способностью его атома терять и приобретать электроны. Эта способность может быть количественно оценена двумя характеристиками **энергией ионизации**, E_u (**потенциал ионизации**) атома и его **энергией сродства к электрону F**.

Энергия ионизации – энергия, необходимая для полного удаления электрона из нейтрального газового атома (образование положительного иона) в его основном состоянии без сообщения электрону кинетической энергии. Размерность (единицы измерения) $[E_u] \sim [кДж / моль]$ или $\sim [эВ / моль]$ (электрон – вольт на моль).

Значение E_u всегда положительное. Например, E_u водорода $H(r) = H^+(r) + e^-$, равная +1312,1 кДж\моль, представляет собой переход с $1s$ –АО (E_1) на АО с $n=\infty$ с $E_\infty=0$.

У многоэлектронных атомов различают первую (E_{1u}), вторую (E_{2u}), третью (E_{3u}) и т.д. энергию ионизации по последовательному удалению электронов от ядра атома. При этом $E_{1u} < E_{2u} < E_{3u}$, поскольку второй, третий электрон приходится отрывать от положительно заряженного иона, заряд которого возрастает после удаления каждого электрона. Например, для лития $E_{1u} = 521,1$ кДж\моль, $E_{2u} = 7295,4$ кДж\моль, $E_{3u} = 11817,6$ кДж\моль.

Наибольшим значением энергии ионизации обладают атомы благородных газов, имеющие полностью заселенный электронами энергетический уровень ns^2np^6 . Наименьшее значение энергии ионизации обнаружено у атомов щелочных элементов, у которых на внешней ns – АО находится всего один

электрон, надежно экранированный от воздействия ядра 8-электронной оболочкой предыдущего благородного газа (кроме Li).

Цель применения E_u в химии:

1. Оценка восстановительных свойств атомов (можно использовать для любых атомов).

2. Так как металлы обладают только восстановительными свойствами, то E_u можно использовать для оценки химической активности металлов. Чем меньше E_u , тем больше восстановительные свойства атомов, тем активнее металл.

Однако, E_u не является однозначной характеристикой для оценки восстановительных свойств веществ и активности металлов.

Это связано с тем, что большинство элементов находятся в связанном состоянии (образуют молекулы – F_2 – либо металлические решетки или решетки другого типа). Для того, чтобы вещество вступило в реакцию, необходимо не только отрывать электроны от атомов, но и разрывать химические связи, которые зачастую очень прочны.

Несмотря на то, что E_u часто играет ведущую роль, во многих случаях реальный эффект зависит от прочности химической связи.

Изменение E_u атомов вдоль периода. Вдоль периода радиус атомов уменьшается, что приводит к увеличению прочности связи электрона с ядром → увеличение E_u слева направо (рис. 1.). Однако характер изменения E_u несколько усложняется из-за двух причин:

1) в электронной конфигурации некоторых атомов появляются новые электроны.

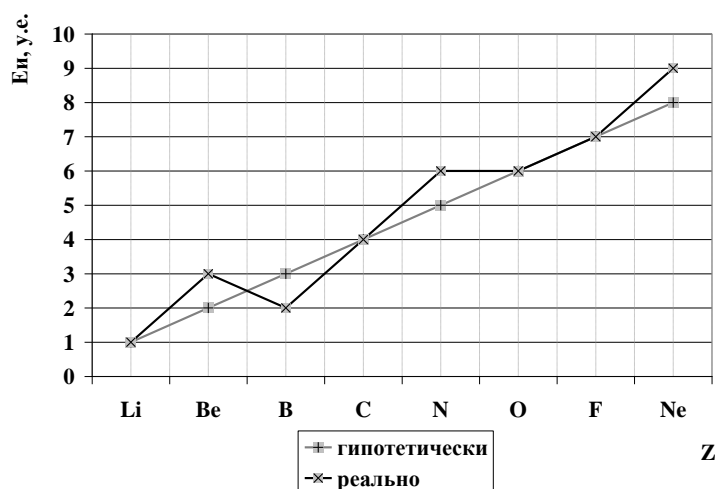


Рис. 1. Изменение энергии ионизации в периоде

2) электронные конфигурации с наполовину заполненными (или полностью) квантовыми ячейками наиболее устойчивы, и электроны из них труднее удалять. Это приводит к относительному увеличению энергии ионизации.

Слева направо убывают восстановительные свойства атомов (но не монотонно).

Изменение E_u в подгруппах. Сверху вниз из-за увеличения радиуса прочность связи электрона с ядром уменьшается, и E_u уменьшается. Это основная тенденция. Но так как радиус атомов изменяется немонотонно (в подгруппах p - и d -металлов – эффект вторичной периодичности), то этот эффект также проявляется в изменении E_u . В точках, где случается относительное сжатие, происходит относительное увеличение E_u (см. рис. 2, 3).

E_u d -металлов IV и V периодов очень близки между собой, а E_u металла VI периода очень высока, значит, превышает E_u IV. В побочных подгруппах металлическая активность ослабляется.

Даже небольшое уменьшение E_u V периода по сравнению с IV не приводит к увеличению металлической активности, так как это свойство будет зависеть не только от E_u , но и от E кристаллической решетки (которая в подгруппах сверху вниз всегда возрастает, о чем свидетельствует увеличение t° плавления сверху вниз в побочных подгруппах).

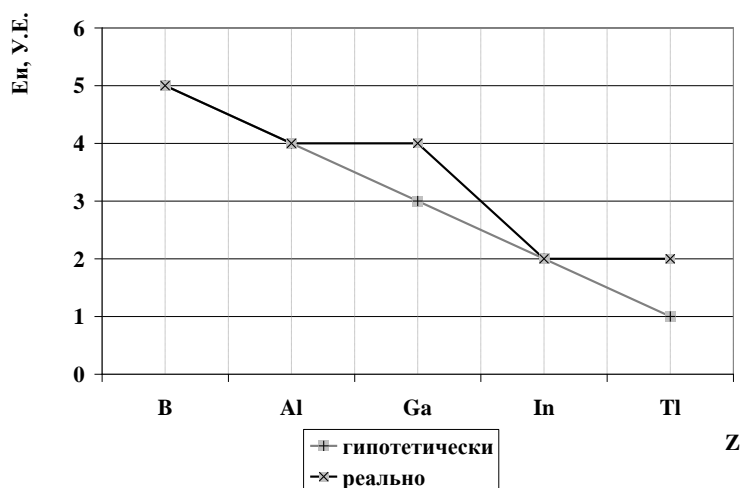


Рис. 2. Изменение энергии ионизации в подгруппе p -металлов

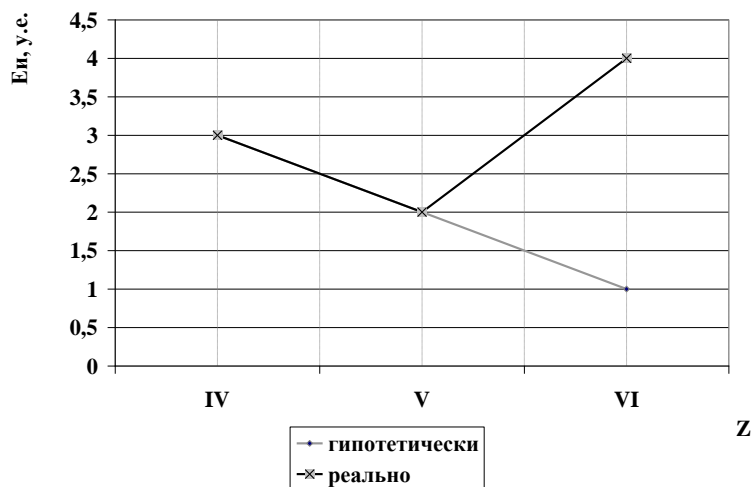
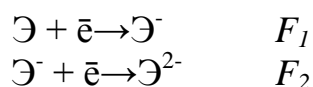


Рис. 3. Изменение энергии ионизации в подгруппе d -металлов

Энергия сродства к электрону (F). Энергией сродства к электрону называется энергия, выделяющаяся при присоединении электрона к атому.

$[F] = \text{ккал/моль}$. $[F] \sim [\text{кДж / моль}]$ или $\sim [\text{эВ / моль}]$.

Характеризует следующий процесс:



Чем прочнее связываются с атомом избыточные электроны, тем больше энергия сродства к электрону. Присоединение электронов характерно для неметаллов. Металлы их практически не присоединяют. Таким образом, F характеризует прочность связи с ядром избыточных (чужих) электронов. Обычно атом не может присоединить большого числа электронов, и максимальное их количество определяется правилом октета. Фтор может присоединить 1 электрон, кислород – 2 электрона.

Энергию сродства к электрону F используют для оценки окислительных свойств атомов, а в случае типичных неметаллов – для оценки химической активности. Это связано с тем, что для типичных неметаллов (Cl_2 , F_2 , Br_2) характерно вступать в реакции с присоединением электронов, т.е. они являются окислителями.

Прочность связи присоединившихся электронов с ядром также зависит от размера атома: $r \downarrow$, следовательно, связь прочнее, $F \uparrow$. В результате, F меняется в периодической системе по тем же законам, что и $E_{\text{и}}$. Однако F применяется для характеристики меньшего числа групп, конкретно – для подгрупп типичных неметаллов (VI, VII, V главной подгруппы).

Электроотрицательность (χ) характеризует способность атомов притягивать к себе электронную плотность ковалентной связи в соединении. Тогда атом, обладающий большей электроотрицательностью и притягивающий электронную плотность в соединении, называется электроотрицательным, а другой – электроположительным.

Впервые понятие электроотрицательности было введено химиком Полингом. Он ввел 4х-балльную шкалу электроотрицательности, максимальное значение 4 имеет фтор. Однако по шкале Полинга χ лишена физического смысла. В настоящее время существуют различные шкалы измерения χ , но широкое применение нашла шкала χ по Малликену. Здесь χ имеет четкий физический смысл:

$$\chi = 1/2 (E_{\text{и}} + F)$$

Домашнее задание студентам для подготовки к выполнению лабораторной работы.

Подготовить заготовку по лабораторной работе. Заготовка содержит титульный лист, цель работы, краткую теорию (содержание ответов на контрольные вопросы к зачету по лабораторной работе и вопросы для самоконтроля). Изучить теорию по теме лабораторной работы.

Варианты заданий на выполнение работы.

В зависимости от номера учебной недели подготовить ответы на вопросы для самоконтроля. Вопросы смотри в приложении.

Схема и методика выполнения работы.

Компьютер с установленной программой «1С: Химия».

После загрузки программы, найдите вкладку «Альбом» / «Галогены – р-элементы VII группы».

Порядок выполнения лабораторной работы.

1. Изучить строение молекул Cl_2 ; HCl .
2. Наблюдать проведение следующих опытов и записать уравнения реакций.
 - 2.1. Взаимодействие хлорида натрия с серной кислотой. Выделяется хлороводород.
 - 2.2. Взаимодействие нитрата серебра с хлоридом калия, бромидом калия, йодидом калия. Выпадают осадки солей серебра.
 - 2.3. Взаимодействие бромида натрия с серной кислотой. Выделяется бромоводород и бром.
 - 2.4. Взаимодействие алюминия с йодом. Образуется йодид алюминия.
 - 2.5. Взаимодействие брома и йодида калия.
 - 2.6. Взаимодействие бромида свинца с йодидом калия. Образуется осадок йодида свинца.
 - 2.7. Взаимодействие оксида меди (II) с соляной кислотой.
 - 2.8. Взаимодействие бромида калия с броматом калия в кислой среде. Выделяется бром.
 - 2.9. Взаимодействие брома со щелочью. Образуется бромид и бромат натрия.
 - 2.10. Взаимодействие перманганата калия с йодидом калия. Образуется йод.
 - 2.11. Взаимодействие перманганата калия с соляной кислотой. Выделяется хлор.
3. В каждой окислительно – восстановительной реакции проставить степени окисления и записать полуреакции окисления и восстановления.
4. Написать названия химических соединений, участвующих в реакциях.

Содержание отчета. Требования к отчету.

Отчёт выполняется в рукописном виде на двойных тетрадных листочках и содержит:

1. Цель работы.
2. Краткое содержание ответов на контрольные вопросы к зачету по лабораторной работе и вопросы для самоконтроля

3. Зарисовать строение атомов хлора, фтора и структурные формулы молекул Cl_2 ; HCl и их геометрию.
4. Записать уравнения реакций наблюдаемых опытов.
 - Взаимодействие хлорида натрия с серной кислотой.
 - Взаимодействие нитрата серебра с хлоридом калия, бромидом калия, йодидом калия.
 - Взаимодействие бромида натрия с серной кислотой.
 - Взаимодействие алюминия с йодом.
 - Взаимодействие брома и йодида калия.
 - Взаимодействие бромида свинца с йодидом калия.
 - Взаимодействие оксида меди (II) с соляной кислотой.
 - Взаимодействие бромида калия с броматом калия в кислой среде.
 - Взаимодействие брома со щелочью.
 - Взаимодействие перманганата калия с йодидом калия.
 - Взаимодействие перманганата калия с соляной кислотой.
5. В каждой окислительно — восстановительной реакции проставить степени окисления и записать полуреакции окисления и восстановления.
6. Распределить химические вещества, участвующие в предложенных выше реакциях по следующим группам: простые вещества, оксиды, щелочи (основания), кислоты, соли.
7. Написать названия соединений в химических реакциях.

Контрольные вопросы к зачету по лабораторной работе.

1. Какие степени окисления характерны для галогенов?
2. Описать внешний электронный слой атомов галогенов.
3. Что называют энергией ионизации атома?
4. Что называют электроотрицательностью элемента?
5. Какие реакции называются необратимыми? Привести пример.
6. Распространение галогенов в природе.
7. Физические свойства галогенов.
8. Приведите примеры реакций, демонстрирующих окислительные свойства галогенов.
9. Назовите и приведите формулы некоторых кислородсодержащих соединений галогенов.
10. Напишите реакции образования хлорноватистой кислоты и ее превращений в растворе.
11. Как изменяется сила кислот и их окислительные свойства в ряду: хлорноватистая кислота — хлористая — хлорноватая — хлорная?

Лабораторная работа № 3 Кислород и сера – *p*-элементы VI группы периодической системы Д.И.Менделеева

Цель работы

1. Изучить электронное строение и свойства элементов VI группы главной подгруппы *A* периодической системы Д.И.Менделеева на примере типических элементов кислорода и серы.
2. На примере элементов VI группы главной подгруппы *A* проанализировать вертикальную периодичность в таблице Д.И.Менделеева.
3. Познакомиться с аллотропными модификациями на примере серы.
4. Изучить окислительно-восстановительные свойства серы. Познакомиться с реакциями диспропорционирования.

Краткое теоретическое введение.

К элементам VI группы главной подгруппы *A* относятся типические элементы: *o* – кислород, *s* – сера и элементы подгруппы селена: *se* – селен, *te* – теллур, *po* – полоний.

Электронные формулы:

o - $1s^2 2s^2 2p^4$ (кислород);

s - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ (сера);

se - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ (селен);

te - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4$ (теллур);

po - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^4$ (полоний).

В ряду *o*, *s*, *se*, *te*, *po* уменьшаются энергии ионизации, увеличиваются размеры атомов и ионов. Это ослабляет неметаллические признаки элементов и увеличивает металлические: *o* – кислород, *s* – сера – элементы неметаллы, *po* - полоний – металл.

Элементы VI *A* подгруппы имеют конфигурацию валентных электронов $s^2 p^4$. В образовании связей вовлекаются непарные электроны, а также одна или две электронные пары. Поэтому наиболее устойчивые четные степени окисления: -2; +2; +4; +6.

Сера – типичный неметаллический элемент. По электроотрицательности уступает только галогенам, кислороду и азоту. Наиболее устойчивы, как уже говорилось, четные степени окисления серы (-2,+2,+4,+6). Наиболее характерны для серы высшая и низшая степени окисления. Известны соединения серы почти со всеми элементами. Сера – весьма распространенный на Земле элемент. По распространённости в Космосе сера занимает 9 место после *h*, *he*, *o*, *ne*, *n*, *c*, *si*, *mg*. Сера – биогенный элемент, входит в состав белков. Она содержится в нефти, углях, природных газов.

В соответствии с характерными степенями окисления сера в природе встречается в виде сульфидных (*ZnS*, *HgS*, *PbS*, *Cu₂S*, *FeS₂*, *CuFeS₂* и др.) и сульфатных (*Na₂SO₄ · 10H₂O*, *CaSO₄ · 2H₂O*, *BaSO₄* и др.) минералов, а также в самородном состоянии.

Серу получают, главным образом, выплавкой самородной серы непосредственно в местах её залегания под землёй. Она применяется в производстве серной кислоты, для вулканизации каучука. Как инсектицид в сельском хозяйстве и т.д.

Один и тот же элемент может образовывать несколько разных типов простых веществ, называемых аллотропными модификациями. Явление аллотропии может быть обусловлено либо различным составом молекул простого вещества данного элемента (аллотропия состава), либо способом размещения молекул или атомов в кристаллах (аллотропия формы).

Сера, в отличие от кислорода, способна образовывать аллотропные модификации (гомоцепи) $s-s-s$, имеющие зигзагообразную форму (рис.1), поскольку в их образовании принимают участие электроны взаимно перпендикулярно расположенных p -орбиталей атома. Наиболее стабильны циклические молекулы s_8 , имеющие форму короны (рис.2).

Возможны молекулы s_6 , s_4 и с открытыми цепями s_n (пластическая сера, малоустойчивая).

Две устойчивые в обычных условиях модификации: ромбическая ρ - s (плотность $2,07 \text{ г/см}^3$; $T_{\text{пл.}} - 112,8^\circ\text{C}$) и моноклинная δ - s (плотность $1,96 \text{ г/см}^3$; $T_{\text{пл.}} - 119,3^\circ\text{C}$) (s_8). Неустойчивые модификации: s_2 (пурпурная); s_6 (оранжево-желтая) и др.

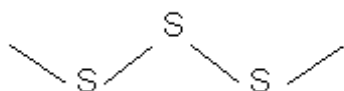


Рис. 1. Аллотропная модификация серы (гомоцепь)

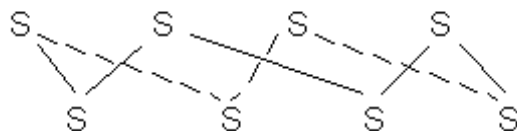


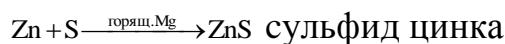
Рис. 2. Аллотропная модификация серы s_8

Если нагревать расплавленную серу, она превращается в легко подвижную жидкость желтого цвета, при температуре $t=160^\circ\text{C}$ темнеет и её вязкость повышается, при температуре 200°C сера становится темно-коричневой и вязкой, как смола (кольцевые молекулы s_8 разрушаются и образуются цепи s_n). При температуре выше 250°C цепи разрываются и жидкость снова становится подвижной. При $444,6^\circ\text{C}$ сера закипает.

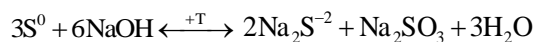
Вязкость серы ≈ 1 при $t=100^\circ\text{C}$. Около 190°C \approx вязкость примерно в 9000 раз больше, чем при 160°C (см. рис. 3).

Сера – достаточно активный неметалл. Даже при умеренном нагревании она окисляет многие простые вещества, но и сама довольно легко окисляется кислородом и галогенами:

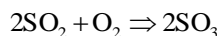




Сера диспропорционирует:



В технике оксид серы (VI) получают окислением SO_2 в присутствии катализатора (платина или оксид ванадия):



а также обжигом пирита:

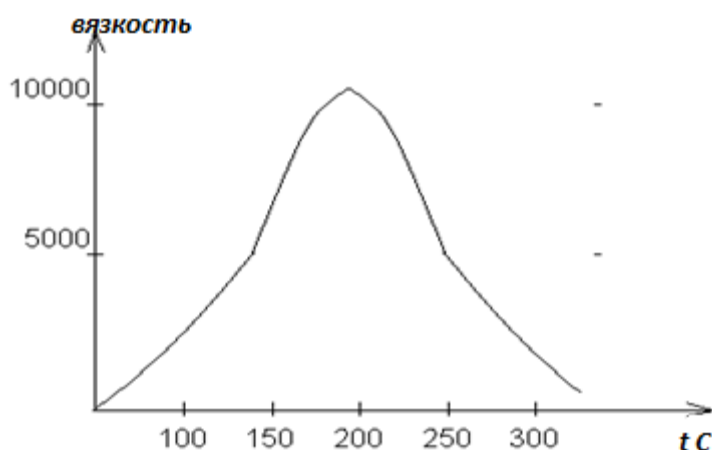
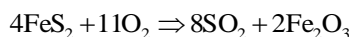
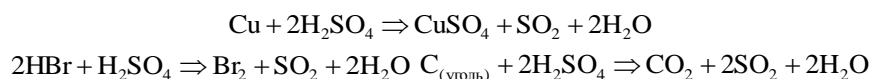


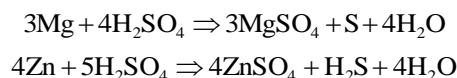
Рис. 3. Зависимость вязкости серы от температуры

Диоксиды серы SO_2 применяют для получения серной кислоты; в бумажном и текстильном производстве в качестве отбеливающего средства, для консервации плодов. Жидкий SO_2 используют в качестве неводного растворителя для проведения различных синтезов.

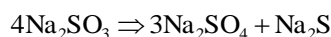
Малоактивные металлы Cu , Sb и др., а также бромоводород и некоторые неметаллы восстанавливают концентрированную серную кислоту до SO_2 :



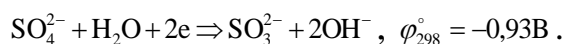
Активные металлы (Mg , Zn и т.п.) восстанавливают концентрированную H_2SO_4 до свободной серы или сероводорода:



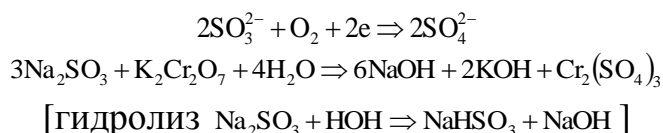
При нагревании сульфиты диспропорционируют:



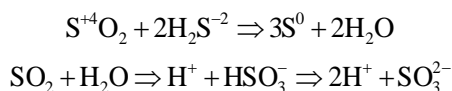
Ион SO_3^{2-} легко переходит в ион SO_4^{2-} т.к. обладает довольно сильными восстановительными свойствами:



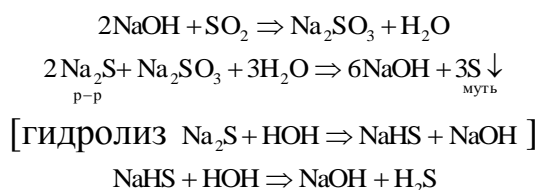
Сульфиты в растворах постепенно окисляются даже кислородом воздуха:



Сера (IV) при взаимодействии с более сильным восстановителем проявляет окислительные свойства:



В щелочной среде легко смещается вправо:



Сера в высшей степени окисления +6 образует различные соединения, из которых наибольший интерес представляет серная кислота. Концентрированная серная кислота является окислителем за счет серы (VI). Разбавленная серная кислота окисляет своим ионом водорода.

Домашнее задание студентам для подготовки к выполнению лабораторной работы.

Подготовить заготовку по лабораторной работе. Заготовка содержит титульный лист, цель работы, краткую теорию (содержание ответов на контрольные вопросы к зачету по лабораторной работе и вопросы для самоконтроля). Изучить теорию по теме лабораторной работы.

Варианты заданий на выполнение работы, в том числе с элементами исследования.

В зависимости от номера учебной недели подготовить ответы на вопросы для самоконтроля. Вопросы смотри в приложении.

Схема и методика выполнения работы.

Компьютер с установленной программой «1С: Химия».

На «рабочем столе» ПК найдите значок программы «1С:Химия». После загрузки программы, найдите вкладку «Альбом»/»Элементы V группы».

Порядок выполнения лабораторной работы.

1. Изучить строение молекул: SO_3 , O_2 , S_8 озона сероводорода H_2SO_3 , SO_2 , H_2SO_4 строения атомов кислорода и серы.
2. Наблюдать опыты и написать уравнения следующих реакций:

- 2.1. Горение лития.
- 2.2. Горение фосфора на воздухе.
- 2.3. Взаимодействие нитрата натрия с углём. Нитрат – ион в расплаве является окислителем.
- 2.4. Взаимодействие алюминия с серой. Образуется сульфид алюминия.
- 2.5. Взаимодействие цинка с серой. Образуется сульфид цинка.
- 2.6. Взаимодействие серы с концентрированной серной кислотой. Выделяется оксид серы (IV) SO_2 .
- 2.7. Взаимодействие хлорида железа (II) с сульфидом натрия. Образуется осадок сульфида железа (II).
- 2.8. Взаимодействие бромида свинца с сульфидом натрия. Выделяется сульфид свинца.
- 2.9. Взаимодействие брома с сульфидом натрия. Выделяется сера в виде белой мути.
- 2.10. Взаимодействия хлорида алюминия с сульфидом натрия. Образуется гидроксид алюминия и сероводород.
- 2.11. Взаимодействие сульфида натрия с сульфитом натрия. Выделяется сера в виде белого осадка.
- 2.12. Взаимодействие сульфида натрия с бихроматом калия. Образуется раствор сульфата хрома (III) $Cr_2(SO_4)_3$.
- 2.13. Взаимодействие меди с серной кислотой. Выделяется сернистый газ.
- 2.14. Взаимодействие сульфита натрия с бихроматом калия. Образуется сульфат хрома (III).
- 2.15. Разложение медного купороса $CuSO_4 \cdot nH_2O$.
- 2.16. Взаимодействие хлорида бария с сульфатом натрия. Сульфат бария выделяется в виде осадка.
- 2.17. Разложение перманганата калия.
- 2.18. Окисление оксида серы (IV).
- 2.19. Обжиг пирита в кипящем слое (FeS_2).

Содержание отчета. Требования к отчету.

Отчёт выполняется в рукописном виде на двойных тетрадных листочках и содержит:

1. Цель работы.
2. Краткое содержание ответов на контрольные вопросы к зачету по лабораторной работе и вопросы для самоконтроля
3. Зарисовать схему строения атомов кислорода и серы структурные и геометрические формулы молекул оксида серы (VI) SO_3 . кислорода O_2 . озона. серы S_8 . сероводорода сернистой кислоты H_2SO_3 . (диоксида серы) оксида серы (IV) SO_2 . серной кислоты H_2SO_4 .
4. Записать уравнения реакций наблюдаемых опытов.
 - Горение лития.
 - Горение фосфора на воздухе.

- Взаимодействие нитрата натрия с углём.
- Взаимодействие алюминия с серой.
- Взаимодействие цинка с серой.
- Взаимодействие серы с концентрированной серной кислотой.
- Взаимодействие хлорида железа (II) с сульфидом натрия.
- Взаимодействие бромида свинца с сульфидом натрия.
- Взаимодействие брома с сульфидом натрия.
- Взаимодействия хлорида алюминия с сульфидом натрия.
- Взаимодействие сульфида натрия с сульфитом натрия.
- Взаимодействие сульфида натрия с бихроматом калия.
- Взаимодействие меди с серной кислотой.
- Взаимодействие сульфита натрия с бихроматом калия.
- Разложение медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.
- Взаимодействие хлорида бария с сульфатом натрия.
- Разложение перманганата калия.
- Окисление оксида серы (IV).
- Обжиг пирита в кипящем слое (FeS_2).

5. В каждой окислительно — восстановительной реакции проставить степени окисления и записать полуреакции окисления и восстановления.

6. Распределить химические вещества, участвующие в предложенных выше реакциях по следующим группам: простые вещества, оксиды, щелочи (основания), кислоты, соли.

7. Написать названия соединений в химических реакциях.

Контрольные вопросы к зачету по лабораторной работе.

1. Какую конфигурацию внешнего электронного слоя атомов имеют элементы VI группы главной подгруппы A? Назовите наиболее устойчивые степени окисления для этой подгруппы.

2. Понятие аллотропных модификаций на примере серы.

3. Определить степень окисления серы в следующих соединениях: SO_2 ; H_2S ; Na_2SO_3 ; CS_2 ; H_2SO_4 .

4. Какие реакции называются реакциями диспропорционирования? Приведите пример.

5. Какие свойства, окислительные или восстановительные, проявляет концентрированная серная кислота? Чем это объясняется?

Лабораторная работа № 4 Элементы V группы периодической системы Д.И.Менделеева

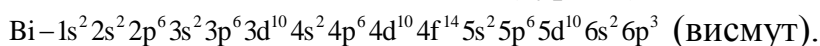
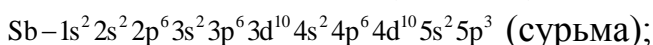
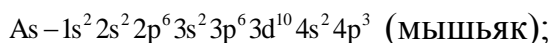
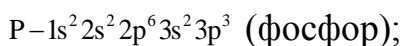
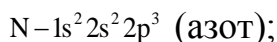
Цель работы

1. Изучить электронное строение и свойства элементов V группы главной подгруппы.
2. Изучить окислительно-восстановительные свойства азота.
3. Познакомиться с аллотропными модификациями на примере фосфора.
4. Изучить механизм разложения солей аммония и азотной кислоты.

Краткое теоретическое введение.

К элементам V группы главной подгруппы A относятся: N – азот, P – фосфор, As – мышьяк, Sb – сурьма, Bi – висмут.

Электронные формулы:

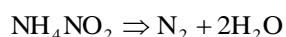


Азот и фосфор относятся к типическим элементам, а мышьяк, сурьму и висмут объединяют в подгруппу мышьяка. Размеры атомов и ионов увеличиваются в группе сверху вниз по вертикали от N к Bi, а энергии ионизации уменьшаются. Этим обусловлено ослабление признаков неметаллических элементов.

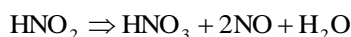
Азот – типичный неметаллический элемент, по электроотрицательности уступает лишь фтору и кислороду.

Элементы подгруппы мышьяка имеют неметаллические и металлические модификации. Устойчивые в обычных условиях модификации – серый мышьяк, серая сурьма, висмут – имеют металлический вид, электрическую проводимость, хрупкие из-за солистой структуры (типа черного фосфора).

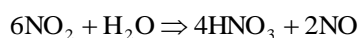
Азот занимает 5 место по распространённости химических элементов в Космосе. Основная масса его входит в состав атмосферы в виде простого вещества. Азот входит в состав белковых тел всех растительных и животных организмов, обнаружен в газовых туманностях и солнечной атмосфере, на Уране и Нептуне. Степени окисления азота в соединениях -3; -1; +1; +3; +5, а также -2, +2 и +4. В обычных условиях азот непосредственно взаимодействует лишь литием с образованием Li_3N . При активации молекул N_2 (нагревании, действии электроразряда или ионизирующего излучения) азот выступает как окислитель, а при взаимодействии с фтором и кислородом как восстановитель. В промышленности азот получают фракционированной перегонкой жидкого воздуха, в лаборатории – термическим разложением соединений, чаще всего нитрата аммиака NH_4NO_2 :



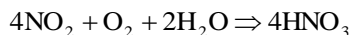
Азотистая кислота нестойка и быстро разлагается:



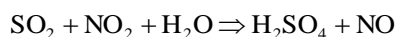
Следовательно,



NO в присутствии кислорода воздуха окисляется до NO₂ и, в конечном итоге, полностью переходит в HNO₃:

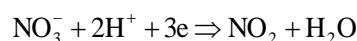
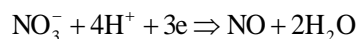


Диоксид азота – очень энергичный окислитель. Многие вещества могут гореть в атмосфере NO₂, отнимая от него кислород. На этом свойстве основан нитрозный метод получения серной кислоты:



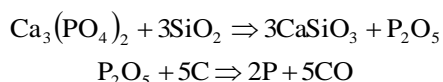
В атмосфере NO₂ горят уголь, сера, фосфор. Диоксид азота применяют как нитрующий агент, например, для получения безводных нитратов.

Азотистая кислота обладает сильно выраженными окислительными свойствами:



Она разрушает животные и растительные ткани, окисляет почти все металлы и неметаллы. Образование тех или иных продуктов взаимодействия зависит от концентрации HNO₃, активности простого вещества и температуры. Достаточно разбавленная кислота восстанавливается до NH₄NO₃, с повышением её концентрации более характерно образование NO; концентрированная HNO₃ восстанавливается до NO₂.

Фосфор вследствие легкой окисляемости в свободном состоянии в природе не встречается. Из природных соединений фосфора самым важным является ортофосфат кальция Ca₃(PO₄)₂, который в виде минерала *фосфорита* иногда образует большие залежи. Минерал *апатит* содержит, кроме Ca₃(PO₄)₂, еще CaF₂ или CaCl₂. Для получения фосфора природный фосфорит или апатит измельчают, смешивают с песком и углем и накаливают в печах с помощью электрического тока без доступа воздуха:



Фосфор выделяется в виде паров, которые конденсируются в приемнике под водой.

Фосфор образует несколько аллотропных видоизменений: белый фосфор, красный и черный.

Домашнее задание студентам для подготовки к выполнению лабораторной работы.

Подготовить заготовку по лабораторной работе. Заготовка содержит титульный лист, цель работы, краткую теорию (содержание ответов на контрольные вопросы к зачету по лабораторной работе и вопросы для самоконтроля). Изучить теорию по теме лабораторной работы.

Варианты заданий на выполнение работы, в том числе с элементами исследования.

В зависимости от номера учебной недели подготовить ответы на вопросы для самоконтроля. Вопросы смотри в приложении.

Схема и методика выполнения работы.

Компьютер с установленной программой «1С: Химия».

На «рабочем столе» ПК найдите значок программы «1С:Химия». После загрузки программы, найдите вкладку «Альбом»/»Элементы V группы».

Порядок выполнения лабораторной работы.

1. Изучить строение атомов азота и фосфора, молекул: оксида фосфора (III) P_4O_6 ; белого фосфора P_4 ; аммиака NH_3 ; азота N_2 ; фосфина PH_3 ; азотистой кислоты HNO_2 ; азотной кислоты HNO_3 ; фосфорной кислоты H_3PO_4 ; фосфористой кислоты H_3PO_3 ; оксида фосфора (V) P_4O_{10} ; оксидов азота: оксид азота (I) – N_2O ; оксид азота (II) – NO ; оксид азота (IV) – NO_2 .

2. Наблюдать опыты:

2.1. Взаимодействие нитрата серебра с фосфатом натрия. Образуется фосфат серебра.

2.2. Разложение бихромата аммония.

2.3. Взаимодействие фосфора с концентрированной азотной кислотой.

2.4. Разложение хлорида аммония при нагревании. Образуется аммиак и хлороводород.

2.5. Разложение нитрата аммония.

2.6. Взаимодействие оксида серебра с аммиаком.

2.7. Взаимодействие амальгама натрия с хлоридом аммония.

2.8. Взаимодействие нитрита натрия с соляной кислотой. Образуется бурый газ оксида азота (IV).

2.9. Взаимодействие меди с азотной кислотой. Выделяется оксид азота (IV), при нагревании реакция ускоряется.

2.10. Разложение нитрата меди при нагревании. Образуется оксид азота (IV) бурого цвета и оксид меди (II) черного цвета.

2.11. Разложение азотной кислоты при нагревании. Образуется оксид азота (IV) NO_2 .

2.12. Взаимодействие свинца с азотной кислотой. При нагревании выделяется оксид азота (I) N_2O . Без нагрева реакция останавливается.

2.13. Взаимодействие оксида фосфора (V) с водой.

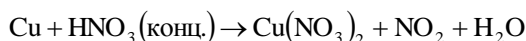
2.14. Окисление аммиака.

Содержание отчета. Требования к отчету.

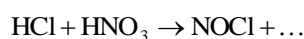
1. Цель работы.
2. Краткое содержание ответов на контрольные вопросы к зачету по лабораторной работе и вопросы для самоконтроля
3. Зарисовать схему электронного строения атомов азота и фосфора, структурные и геометрические формулы молекул: оксида фосфора (III) P_4O_6 ; белого фосфора P_4 ; аммиака NH_3 ; азота N_2 ; фосфина PH_3 ; азотистой кислоты HNO_2 ; азотной кислоты HNO_3 ; фосфорной кислоты H_3PO_4 ; фосфористой кислоты H_3PO_3 ; оксида фосфора (V) P_4O_{10} ; оксидов азота: оксид азота (I) – N_2O ; оксид азота (II) – NO ; оксид азота (IV) – NO_2 .
4. Записать уравнения реакций наблюдаемых опытов.
 - Взаимодействие нитрата серебра с фосфатом натрия.
 - Разложение бихромата аммония.
 - Взаимодействие фосфора с концентрированной азотной кислотой.
 - Разложение хлорида аммония при нагревании.
 - Разложение нитрата аммония.
 - Взаимодействие оксида серебра с аммиаком.
 - Взаимодействие амальгама натрия с хлоридом аммония.
 - Взаимодействие нитрита натрия с соляной кислотой. Образуется бурый газ оксида азота (IV).
 - Взаимодействие меди с азотной кислотой.
 - Разложение нитрата меди при нагревании. Образуется оксид азота (IV) бурого цвета и оксид меди (II) черного цвета.
 - Разложение азотной кислоты при нагревании.
 - Взаимодействие свинца с азотной кислотой. При нагревании выделяется оксид азота (I) N_2O . Без нагрева реакция останавливается.
 - Взаимодействие оксида фосфора (V) с водой.
 - Окисление аммиака.
5. В каждой окислительно — восстановительной реакции проставить степени окисления и записать полуреакции окисления и восстановления.
6. Распределить химические вещества, участвующие в предложенных выше реакциях по следующим группам: простые вещества, оксиды, щелочи (основания), кислоты, соли.
7. Написать названия соединений в химических реакциях.

Контрольные вопросы к зачету по лабораторной работе.

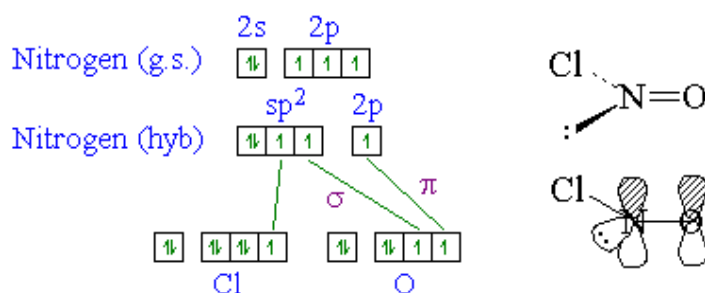
1. Напишите конфигурацию внешнего электронного слоя атомов элементов V группы главной подгруппы? Назовите наиболее устойчивые степени окисления для этой подгруппы.
2. Перечислите типы химической связи. Назовите характерные особенности каждого типа связи. Приведите примеры веществ, используемых в лабораторной работе, с различными типами связи.
3. Почему возможно использование азота в качестве инертного наполнителя? Опишите строение молекулы азота. Какой тип связи реализован в молекуле азота?
4. Опишите электронное строение NH_3 , NH_4^+ , N_2O , HNO_3 .
5. Назовите соединения азота, имеющие широкое применение.
6. Объясните, в чем заключается вертикальная периодичность элементов в периодической системе элементов Д.И. Менделеева на примере V группы главной подгруппы.
7. До каких соединений восстанавливается HNO_3 в зависимости от концентрации? Напишите уравнения реакций.
8. Напишите и поясните реакцию получения азотной кислоты.
9. Расставьте коэффициенты в следующих реакциях:



10. Продолжите уравнения реакций, если известно, что окислительное действие «царской водки» обусловлено хлором. Расставьте коэффициенты:



11. Сравните степень окисления и валентность азота в хлориде нитрозила.



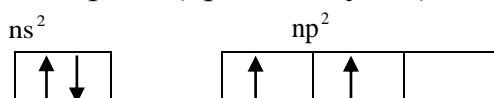
Лабораторная работа № 5 р-Элементы IV группы периодической системы Д.И. Менделеева

Цель работы

1. Изучить электронное строение и свойства элементов IV группы главной А подгруппы на примере типических элементов углерода с и кремния si.
2. На примере соединений углерода проанализировать образование σ -связей и гибридизацию атомных орбиталей (sp^3 , sp^2 , sp).

Краткое теоретическое введение.

В IV группу входят углерод с, кремний si, германий Ge, олово Sn и свинец Pb. Электронная конфигурация невозбужденных атомов элементов $ns^2 np^2$ (валентные электроны), причем на p -орбиталях находится 2 неспаренных электрона (правило Гунда):

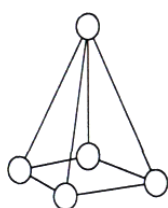
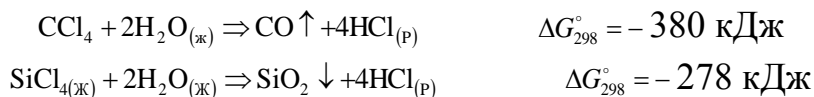


В своих соединениях элементы IV-А- группы, имеют, как правило, две степени окисления: (+II) или (+IV). Устойчивость соединений со степенью окисления (+II) увеличивается от С к Pb, что подтверждается в частности изменением энергии Гиббса

Из значений ΔG_{298}° следует, что соединения Ge (II) должны быть сильными восстановителями, а соединения Pb (IV) - сильными окислителями (PbO_2 , $PbCl_2$).

Элементы IV - А - группы в степени окисления (+IV) образуют слабые кислоты (H_2CO_3 , H_4SiO_4 , $H_2[Ge(OH)_6]$, $H_2[Si(OH)_6]$, $H_2[Pb(OH)_6]$), а со степенью окисления (+II) – малорастворимые основания составов $Sn_6O_4(OH)_4$, $Pb_6O_4(OH)_4$, которые проявляют амфотерные свойства. Устойчивость гидридов резко падает от метана CH_4 ($\Delta G_{298}^\circ = +51$ кДж/моль) к плумбату PbH_4 . Уже моносилан SiH_4 является эндотермическим соединением ($\Delta G_{298}^\circ = +57$ кДж/моль).

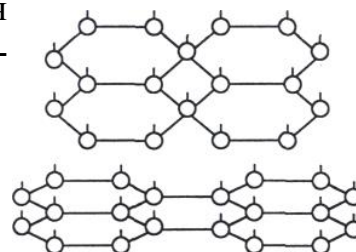
Гидролиз всех тетрагалогенов термодинамически возможен:



Углерод, кремний и германий имеют несколько аллотропных модификаций, одной из которых является модификация с атомной кристаллической решеткой алмаза.

Алмаз - метастабильная модификация углерода. В его кристаллах каждый атом углерода окружен 4 такими же атомами, располагающимися в вершинах правильного тетраэдра.

Графит - стабильная аллотропная модификация углерода со слоистой структурой, состоящая из шестичленных бесконечных колец.

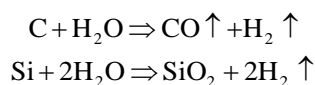


угле-
сти-

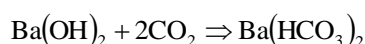
Кристаллическую решётку графита можно считать переходной между молекулярной и металлической решетками.

Кристаллическая решётка третьей аллотропной модификации углерода - карбина состоит из линейных цепей:

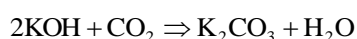
Расстояние между ними меньше, чем между слоями графита, за счет более сильного межмолекулярного взаимодействия. Карбин образует кристаллы белого цвета. У углерода допускают существование еще двух малоизученных модификации металлического углерода (углерод (III) и углерода c_8). Химическая активность возрастает от углерода (графит) к германию, а среди аллотропных модификаций углерода наименее химически активен алмаз. При пропускании водяного пара через сильно нагретые C, Si или Ge можно наблюдать реакции:



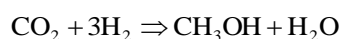
Диоксид углерода превращает водные растворы щелочных и щелочноземельных металлов и магния в гидрокарбонаты при избытке CO_2 :



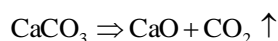
Гидроксиды и оксиды этих же элементов поглощают CO_2 из воздуха:



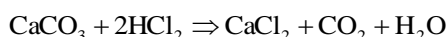
Диоксид углерода и водорода взаимодействуют ($400^\circ C$, 30МПа) в присутствии катализатора (смесь ZnO и Cr_2O_3) с образованием метанола:



CO_2 получают в промышленности при разложении известняка:



В лаборатории его получают по реакции:

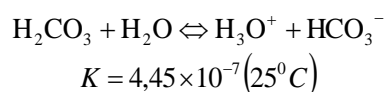


В свободном виде мономерные кислородные кислоты углерода, кремния и германия (H_2CO_3 , H_4SiO_4 , H_4GeO_4) не получены.

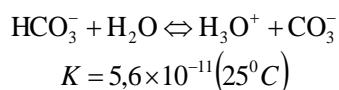
Карбонаты под действием кислот выделяют CO_2 :



Протолиз H_2CO_3 в водном растворе протекает в основном до образования гидрокарбонатных анионов.



Анионная кислота HCO_3^- является еще более слабой:



Кремниевые и германиевые кислоты слабее угольной, они выпадают в осадок при пропускании CO_2 через их водный раствор.

Домашнее задание студентам для подготовки к выполнению лабораторной работы.

Подготовить заготовку по лабораторной работе. Заготовка содержит титульный лист, цель работы, краткую теорию (содержание ответов на контрольные вопросы к зачету по лабораторной работе и вопросы для самоконтроля). Изучить теорию по теме лабораторной работы.

Варианты заданий на выполнение работы, в том числе с элементами исследования.

В зависимости от номера учебной недели подготовить ответы на вопросы для самоконтроля. Вопросы смотри в приложении.

Схема и методика выполнения работы.

Компьютер с установленной программой «1С: Химия».

На «рабочем столе» ПК найдите значок программы «1С: Химия». После загрузки программы, найдите вкладку «Альбом» / «Элементы IV группы: C, Si».

Порядок выполнения лабораторной работы.

1. Изучить строение атомов C ; Si и молекул образуемых ими оксидов: кремния SiO_2 ; углерода (II) CO; углерода (IV) CO_2 и кислот: угольной H_2CO_3 , кремниевой H_2SiO_3 .

2. Наблюдать проведение следующих опытов:

2.1. Взаимодействие карбида кальция с водой в присутствии индикатора фенолфталеина. Выделяется ацетилен.

2.2. Взаимодействие мрамора (или мела) с соляной кислотой. Выделяется углекислый газ.

2.3. Взаимодействие карбоната натрия с водой. Выделяется углекислый газ. Изменение среды со щелочной на кислую и вновь на щелочную.

2.4. Взаимодействие гидроксида кальция с угольной кислотой. Выделяется осадок карбоната кальция, который растворяется при избытке угольной кислоты.

2.5. Взаимодействие силиката натрия с соляной кислотой. Выделяется осадок кремниевой кислоты.

2.6. Промышленные методы получения оксида углерода (II).

2.6.1. Пропускание воздуха или углекислого газа через раскаленный уголь.

2.6.2. Газификация угля.

Содержание отчета. Требования к отчету.

Отчёт выполняется в рукописном виде на двойных тетрадных листочках и содержит:

1. Цель работы.
2. Краткое содержание ответов на контрольные вопросы к зачету по лабораторной работе и вопросы для самоконтроля
3. Зарисовать электронное строение атомов C и Si. и структурные и геометрические формулы молекул оксидов кремния SiO_2 ; углерода (II) CO ; углерода (IV) CO_2 и кислот. угольной H_2CO_3 , кремниевой H_2SiO_3 .
4. Записать уравнения реакций наблюдаемых опытов.
 - Взаимодействие карбида кальция с водой в присутствии индикатора фенолфталеина.
 - Взаимодействие мрамора (или мела) с соляной кислотой.
 - Взаимодействие карбоната натрия с водой.
 - Взаимодействие гидроксида кальция с угольной кислотой.
 - Взаимодействие силиката натрия с соляной кислотой.
 - Промышленные методы получения оксида углерода (II).
 - Пропускание воздуха или углекислого газа через раскаленный уголь.
 - Газификация угля.
5. В каждой окислительно — восстановительной реакции проставить степени окисления и записать полуреакции окисления и восстановления.
6. Распределить химические вещества, участвующие в предложенных выше реакциях по следующим группам: простые вещества, оксиды, щелочи (основания), кислоты, соли.
7. Написать названия соединений в химических реакциях.

Контрольные вопросы к зачету по лабораторной работе.

1. Охарактеризовать аллотропные модификации углерода и указать причину различия их свойств.
2. Какие типы гибридизации атомных орбиталей характерны для углерода в соединениях?
3. В каких случаях при горении угля образуется оксид углерода (II) - CO ?
4. Дать краткую характеристику кремнию, указав: а) электронное строение атома и его валентные возможности; б) химические свойства свободного кремния.
5. Описать свойства угольной кислоты.
6. Указать тип гибридизации атомных орбиталей кремния в молекулах SiH_4 и SiF_4 . Полярны ли эти молекулы?
7. Водяной газ представляет собой смесь равных объемов водорода и оксида углерода (II). Найти количество теплоты, выделяющейся при сжигании 112 л водяного газа, взятого при нормальных условиях.

Лабораторная работа № 6 Электролиз

Цель работы

1. Познакомиться с электрохимическими процессами, происходящими при электролизе.
2. Научиться записывать уравнения процессов электролиза растворов и расплавов солей, щелочей и кислот.

Краткое теоретическое введение.

Электролизом называется окислительно-восстановительный процесс, протекающий при прохождении электрического тока, подаваемого от внешнего источника, через раствор или расплав электролита. При этом энергия постоянного тока превращается в химическую.

Электролизером называют ячейку с электролитом, в которую помещены два электрода, соединенных с внешним источником постоянного тока. Для исключения взаимодействия продуктов электролиза, образующихся на катоде и аноде, применяют диафрагмы или мембраны. Например, ионообменные мембраны, проницаемые только для ионов одного знака. Обычно катоды изготавливают из графита, стали, ртути, платины и никеля; аноды - из нержавеющей стали, графита, платины, никеля, а также из титана, покрытого оксидами металлов.

Электролиз протекает при определенном значении внешней разности потенциалов, называемом напряжением (потенциалом) разложения $U_{нр}$. Потенциал разложения - это минимальное значение внешней разности потенциалов, приложенной к электродам, при котором начинается электролиз данного соединения. Это характерная для каждого соединения величина, стандартное значение которой приводится в справочниках.

Для простых соединений типа nCl , nBr , nI и др. $U_{нр}$ почти совпадает со стандартными окислительными потенциалами процессов их образования.

Количественные соотношения при электролизе подчиняются общим закономерностям всех электрохимических систем - законам Фарадея. Их общая формулировка: масса электролита, подвергающаяся превращению при электролизе, а так же масса образующихся на электродах веществ прямо пропорциональны количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита, и эквивалентным массам соответствующих веществ:

$$m = \frac{\mathcal{E} \cdot I \cdot t}{F}, \text{ где}$$

m – масса образовавшегося или подвергнувшегося превращению вещества; \mathcal{E} – его эквивалентная масса; I – сила тока; t – время; $F = 96500 \text{ Кл/моль}$ - число Фарадея, т.е. количество электричества, необходимое для осуществления электрохимического превращения одного эквивалента вещества.

Характер протекания электродных процессов при электролизе зависит от многих факторов, важнейшими из которых являются состав электролита, материал электродов и режим электролиза (температура, напряжение, плотность тока и др.).

Процессы, протекающие при электролизе можно разбить на группы:

1. электролиз, сопровождающийся хим. разложением электролита;
2. электролиз, сопровождающийся хим. разложением растворителя;
3. электролиз растворов солей ряда металлов с растворимыми анодами из тех же металлов.

Часто 1 и 2 группы объединяют под общим названием электролиза с нерастворимыми (инертными) анодами. Инертные аноды в процессе электролиза химически не изменяются, а служат лишь для передачи электронов во внешнюю цепь.

Электролиз расплавов электролитов протекает наиболее просто, поскольку в электролите находится лишь один вид катионов и один вид анионов:

Электролиз растворов электролитов сложен из-за присутствия нескольких видов катионов и анионов, а так же недиссоциированных молекул воды. Когда на одном и том же электроде возможно протекание двух или более процессов, наиболее вероятен тот, осуществление которого связано с минимальной затратой энергии. Последовательность протекания электродных процессов определяется значениями их потенциалов и величиной поляризации. Поэтому на катоде восстанавливаются в первую очередь окисленные формы окислительно-восстановительных систем (окислители) с наибольшим (наиболее положительным) электродным потенциалом, а на аноде окисляются восстановленные формы (восстановители) с наименьшим (наиболее отрицательным) электродным потенциалом.

Домашнее задание студентам для подготовки к выполнению лабораторной работы.

Подготовить заготовку по лабораторной работе. Заготовка содержит титульный лист, цель работы, краткую теорию (содержание ответов на контрольные вопросы к зачету по лабораторной работе и вопросы для самоконтроля). Изучить теорию по теме лабораторной работы.

Варианты заданий на выполнение работы, в том числе с элементами исследования.

В зависимости от номера учебной недели подготовить ответы на вопросы для самоконтроля. Вопросы смотри в приложении.

Схема и методика выполнения работы.

Компьютер с установленной программой «1С: Химия».

На «рабочем столе» ПК найдите значок программы «1С: Химия». После загрузки программы, найдите вкладку «Альбом».

Порядок выполнения лабораторной работы.

1. Постепенно открывая гипертекстовые ссылки, указанные ниже, наблюдайте проведение опытов и запишите уравнения реакций для следующих процессов электролиза:

- ссылка «Водород» 1.1. Электролиз водного раствора гидроксида калия.
- ссылка «Галогены» 1.2. Электролиз фтороводорода.

1.3. Электролиз хлорида натрия.

- **ссылка « Элементы III группы»**

1.4. Электролиз раствора оксида алюминия в расплавленном криолите.

• **ссылка « Элементы II группы»** 1.5. Электролиз расплава хлорида кальция.

• **ссылка « Элементы I группы»** 1.6 Электролиз расплава гидроксида натрия. 1.7 Электролиз расплава хлорида калия.

• **ссылка « Переходные металлы»** 1.8 Электролиз водного раствора сульфата марганца. 1.9 Электролитическое рафинирование меди.

Содержание отчета. Требования к отчету.

Отчёт выполняется в рукописном виде на двойных тетрадных листочках и содержит:

1. Цель работы.
2. Краткое содержание ответов на контрольные вопросы к зачету по лабораторной работе и вопросы для самоконтроля.
3. Составьте схемы процессов электролиза:
 - водного раствора гидроксида калия.
 - фтороводорода.
 - хлорида натрия.
 - раствора оксида алюминия в расплавленном криолите.
 - расплава хлорида кальция.
 - расплава гидроксида натрия.
 - расплава хлорида калия.
 - водного раствора сульфата марганца.
 - электролитического рафинирование меди.

Контрольные вопросы к зачету по лабораторной работе.

1. Какой процесс называется электролизом?
2. Какая величина называется «потенциалом разложения»?
3. Каким закономерностям подчиняются количественные соотношения при электролизе?
4. От каких факторов зависит процесс электролиза, на какие группы он делится?
5. Будут ли отличаться по составу продукты электролиза расплава и водного раствора CaCl_2 ?
6. Составить схемы электролиза водных растворов H_2SO_4 , CuCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ с платиновыми электродами.
7. Написать уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водных растворов FeCl_3 и $\text{Ca}(\text{NO}_4)_2$ с инертным анодом.
8. Составить схемы электролиза водного раствора сульфата меди, если:
 - а) анод медный; б) анод угольный.
9. В какой последовательности будут выделяться металлы при электролизе раствора, содержащего в одинаковой концентрации сульфаты никеля, серебра, меди?
10. При электролизе растворов CuCl_2 на аноде выделилось 560 мл газа (условия нормальные). Найти массу меди, выделившейся на катоде.