МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ**

**«ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

**(ДГТУ)**

КАФЕДРА «Химия»

**Свойства p-металлов и их соединений**

**Практикум**

по выполнению лабораторной работы № 12

по дисциплине

«Химия»

Ростов-на-Дону

2024 г

Составители: к.х.н., доцент Таутиева М.А., к.х.н., доцент Новикова А.А.

Практикум по выполнению лабораторной работы по дисциплине «Химия». ДГТУ, г. Ростов-на-Дону, 2024 г.

В практикуме кратко изложены теоретические вопросы, необходимые для успешного выполнения лабораторной работы, рабочее задание и контрольные вопросы для самопроверки.

Предназначено для обучающихся по направлению подготовки (код, название):

090302 Информационные системы и технологии

150301 Машиностроение

230302 Наземные транспортно–технологические комплексы

Ответственный за выпуск:

Зав. кафедрой (руководитель структурного подразделения, ответственного за реализацию ОПОП) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

 Ф.И.О.

ã Издательский центр ДГТУ, 2024 г.

**Введение**

В ПСЭ Д.И. Менделеева насчитывается 36 р-элементов, по 6 последних элементов в каждом периоде. Они расположены в главных подгруппах III-VIII групп. В подгруппе IIIА рассматривают отдельно В, Al и подгруппу галлия (Ga, In, Tl), в IVА – С, Si и подгруппу германия (Ge, Sn, Pb), в VА – N, P и подгруппу мышьяка (As, Sb, Bi), в VIА – О и подгруппу халькогенов (S, Se, Te, Po), в VIIА – галогены (F, Cl, Br, I, At), в VIIIА – Ne, Ar и подгруппу криптона (Kr, Xe, Rn). Общая электронная формула р-элементов элементов, являющихся металлами (кроме Н и Не), для элементов р-блока в наиболее четкой формуле выражена тенденция периодического изменения свойств, так как происходит заполнение электронами внешнего энергетического уровня

**Теоретическая часть**

Свойства р-элементов (на примере Al, Sn, Pb). Атомы изучаемых р-металлов на внешнем электронном уровне имеют следующее расположение р-электронов:

13Al..3s2 3p1 ;

50Sn..5s2 5p2 ;

82Pb…6s26p2

 Алюминий – активный металл; воздухе покрыт прочной оксидной пленкой Al2O3 (∆fН0298 = -1645 кДж/моль) предохраняющей его от дальнейшей коррозии. Наличие на поверхности алюминия прочной оксидной пленки не позволяет осуществлять пайку алюминия низкотемпературными припоями (на основе олова). В таких случаях возможно применение реактивно-флюсовой пайки, основанной на восстановлении металла их флюса, при этом металл становится припоем. Например, при температуре 673 К алюминий вытесняет цинк из расплава соли (флюса) по реакции:

3ZnCl2 + 2Al → 2AlCl3 + 3Zn

Образовавшийся цинк является припоем, соединяющим детали из алюминия. Алюминий относится к числу химически активных металлов, он сильный восстановитель (E0Al 3+/Al = - 1,66В) и разлагает воду с выделением водорода:

2Al(амальгированный) + 3H2O = Al2O3 + 3H2↑

Алюминий – амфотерный химический элемент, способный растворяться в кислотах и щелочах. Алюминий вытесняет водород из кислот слабых окислителей HCl, H2SO4(р):

 2Al + 6HCl → 2AlCl3 + 3H2↑

Разбавленную азотную кислоту он восстанавливает до N2O и частично до NH3 :

8Al + 30HNO3(p) = 8Al(NO3)3 + 3N2O + 15H2O

В концентрированных HNO3 и H2SO4 он не растворяется (пассивация) – не взаимодействует с концентрированными кислотами-окислителями. Алюминий растворяется в щелочах образуя гидроксосоли:

2Al + 6H2O + 2NaOH = 2Na[Al(OH)4] + 3H2↑

При нагревании гидроксосоли теряют воду, переходят в метаалюминаты:

Na[Al(OH)4] = NaAlO2 + 2H2O

Восстановительные свойства алюминия проявляются, например, при взаимодействии с KMnO4:

10Al + 6KMnO4 + 24H2SO4 = 5Al2(SO4)3 + 6MnSO4 + 3K2SO4 + 24H2O

Гидроксид Al(OH)3 – амфотерен, причем диссоциацию с образованием ионов H+ доминирует – константа диссоциации этого процесса во много раз больше, чем при образовании ионов OH-:

Al3+ + 3ОН- ↔ Al(OH)3 ↔ H+ + AlO2- + H2O

В кислотной среде образуются соли алюминия:

Al(OH)3 + 3HCl ↔ AlCl3 + 3H2O

В щелочной среде образуются алюминаты:

Al(OH)3 + NaOH ↔ Na[Al(OH)4]

Соли алюминия, образованные слабыми основаниями, в водных растворах сильно гидролизованы и имеют кислую реакцию:

AlCl3 + H2O = Al(OH)Cl2 + HCl

Al(OH)CL3 + H2O = Al(OH)3Cl+HCl

При выпаривании раствора AlCl3 вся соль превращается в гидроксид:

AlCl3 + 3H2O = AlCl3 + 3HCl

Полностью гидролизованы алюминиевые соли слабых кислот: угольной, сероводородной, синильной:

2AlCl3 + 3Na2CO3 = Al2(CO3)3 + 6NaCl

Al3(CO3)3 + 3H2O = 2Al(OH)3 + 3CO2↑

Алюминий способен к комплексообразованию. Координационное число алюминия в соединениях обычно равно 4 или 6 (тетраэдрическое и октаэдрическое расположение лигандов): [Al(OH)4] - ; [Al(OH)6]3-; [Al(H2O)6]3+.

 Олово и свинец – легкоплавкие (tпл(Sn) = 232 0C, tпл(Pb) = 327 0C), мягкие металлы серебристо-белого (олова) и голубоватого (свинец) цвета. Оба металла проявляют стабильные степени окисления +2 и; +4. В виде простых веществ олово и свинец химически устойчивы. Это обусловлено невысокими отрицательными значениями их электродных потенциалов, а также образованием на их поверхности защитных пленок оксидов и солей. В мягкой воде при свободном доступе CO2 и O2 свинец постепенно растворяется вследствие образования растворимых гидрокарбонатов свинца:

2Pb + O2 + 2H2O + 4CO2 = 2Pb(HCO3)2

В соляной кислоте Sn и Pb окисляются до Sn2+ и Pb2+. Со свинцом эта реакция идет только в концентрированной кислоте при нагревании, так как образующиеся PbCl2 в холодной кислоте мало растворим:

Sn + HCl = SnCl2 + H2↑

Pb + HCl(к) = H[PbCl3] + H2↑

Разбавленная серная кислота на олово, а особенно на свинец, практически не действует из-за образования пленки из малорастворимых солей PbSO4; SnSO4. В концентрированной серной кислоте (80% и выше) Sn и Pb окисляется:

Sn + 4H2SO4 (конц.) = Sn(SO4)2 + 2SO2 ↑+ 4H2O

Pb + 3H2SO4 (конц.) = Pb(HSO4)2 + SO2↑+ 2H2O

В разбавленной азотной кислоте олово образует осадок метаоловянной (β-оловянной) кислоты:

Sn + 4HNO3 (к) = H2SnO3↓ + 4NO2 ↑ + H2O

Pb + 4HNO3 (к)= Pb(NO3)2 + 2NO2↑ + 2H2O

Олово и свинец с кислородом образует два типа оксидов SnO; PbO и SnO2; PbO2. В воде оксиды почти нерастворимы, поэтому их гидроксиды получают действием щелочек на растворы солей:

SnCl2 + 2NaOH = 2NaCl + Sn(OH)2

PbSO4 + 2NaOH = 2NaNO3 + Pb(OH)2

Sn(SO4)2 + 4NaOH = 2Na2SO4 + Sn(OH)4

Оксиды и гидроксиды олова и свинца амфотерны. Реагируя с избытком раствора щелочи оксиды и гидроксиды этих металлов со степенью окисления +2 образуют соли – гидрокстаниты и гидроксоплюмбиты:

Pb(OH)2 + 2NaOH = Na2[Pb(OH)4]

При степени окисления +4 образуют соли – гидроксостанаты и гидроксоплюмбаты:

Sn(OH)4 + 2NaOH = Na2[Sn(OH)6]

Свинец кроме оксидов PbO и PbO2 также смешенные оксиды Pb2O3(PbO•PbO2) и Pb3O4(2PbO•PbO2) – сурик.

Соли олова (II) легко переходият в соли олова (IV). Для свинца наоборот более устойчивы соли свинца (II). Соли Sn (II) используются в качестве хороших восстановителей в различных средах:

SnCl2 + 2FeCl3 = SnCl4 + 2FeCl2

SnCl2 + 2FeCl3 + 2HCl = H2[SnCl6] + 2FeCl2

Часто для реакций окисления используют PbO2:

2KJ + PbO2 + 2H2SO4 = J2 + PbSO4 + K2SO4 + 2H2O

В водных растворах соли олова и свинца подвергаются гидролизу.

SnCl2 + H2O= Sn(OH)Cl↓ + HCl

Pb(NO3)2 + H2O = Pb(OH)NO3↓ + HNO3

Pb(OH)NO3 + H2O = Pb(OH)2↓ + HNO3

**Инструкция по технике безопасности при выполнении лабораторной работы**

При работе в химической лаборатории необходимо придерживаться следующих правил:

1. Предварительно прочитать соответствующие разделы учебника, записи лекций и познакомится с содержанием лабораторной работы.

2. Внимательно следить за ходом опыта и замечать все изменения.

3. Если нет указания о дозировки реактивов для данного опыта, то брать их надо в возможном меньшем количестве (экономия материалов и времени, затрачиваемого на операцию).

4. Излишек реактива не высыпать и не выливать обратно в сосуд, из которого он был взят.

5. Не уносить приборы, аппараты, реактивы общего пользования на свое рабочее место. Не путать пробки от капельных пипеток и реактивных склянок.

6. Все опыты с ядовитыми и неприятно пахнущими веществами проводить в вытяжном шкафу.

7. С первых дней приучить себя работать аккуратно, внимательно, без торопливости.

8. Содержать своё рабочее место в чистоте: грязь нередко бывает причиной искажения результатов. Приборы и посуду мыть тотчас после окончания опыта, не откладывая до окончания всей работы. Если пролита вода или реактивы, быстро вытереть стол, но будьте осторожны, чтобы не повредить руки и одежду. Разбитое стекло, куски бумаги, испорченные сухие реактивы и т. д. не оставлять на столах, а выбросить в специальный бак, ни в коем случае не в водопроводную раковину.

9. Не загромождать стол ненужными в данный момент предметами, приборами, книгами. Личные вещи убирайте в ящик лабораторного стола.

10. Соблюдайте в лаборатории тишину.

11. По окончании работы вылить и сдать лаборанту приборы и посуду, привести в порядок рабочее место.

12. Обязательно вести запись проведённых лабораторных работ. Пока выполненный опыт не записан, не переходить к следующему.

**Цель работы:**

ознакомление со свойствами р-элементов и их соединений на примере алюминия, олова и свинца.

**Рабочее задание**

1. Изучить теоретический материал по теме лабораторной работы
2. Ознакомиться с методикой проведения лабораторных опытов
3. Ознакомиться с правилами техники безопасности в химической лаборатории
4. Выполнить экспериментальную часть лабораторной работы
5. Написать и предоставить преподавателю отчет по лабораторной работе
6. Ответить на вопросы преподавателя при защите лабораторной работы.

**Общие положения**

1. *Подготовка к выполнению лабораторной работы*

Домашняя подготовка студента к выполнению лабораторной работы включает следующие этапы:

¾ Студент должен по учебникам (учебному пособию) проработать соответствующий теоретический материал, имеющий непосредственное отношение к теме лабораторной работы. Это нужно для осмысленного выполнения опытов. Краткие теоретические основы работы есть в «Лабораторном практикуме».

¾ Студент должен ознакомиться с методикой выполнения эксперимента по «Лабораторному практикуму». Студент знакомится с целью работы, необходимым оборудованием и материалами для работы, а также с ходом выполнения лабораторных работ.

¾ Студент описывает методику выполнения работы в своем лабораторном журнале (в тетради для лабораторных работ).

1. *Выполнение лабораторной работы на занятии*

Студент должен ознакомиться с лабораторной работой на рабочем месте (техникой безопасности, оборудованием, материалами и т.п.).

Только после получения у преподавателя допуска к выполнению лабораторной работы студент может приступать к работе.

В соответствии с «Лабораторным практикумом» выполнить всю практическую работу.

По полученным данным студенты производят расчеты (если необходимо), записывают наблюдения, строят графики и делают выводы. В конце занятия студенты получают у преподавателя письменное подтверждение, что работа выполнена верно. Для этого преподаватель расписывается в лабораторной тетради: пишет «выполнено», ставит дату и подпись. В случае получения неправильных результатов, работу надо переделать, т.е. выполнить повторно.

1. *Оформление лабораторной работы*

В большинстве случаев это домашний этап работы. В лабораторном журнале студент оформляет работу: заполняет отчеты по проведенным экспериментам. В отчетах должна быть представлена следующая информация: тема работы; цель работы; материалы и оборудование; результаты выполнения работы: наблюдения; ответы на контрольные вопросы; при необходимости начерчены графики функций; по целям работы должны быть сформулированы выводы.

Если время позволяет, то оформить работу можно на занятии (после выполнения лабораторной работы и подтверждения преподавателем правильности полученных результатов). Если студент по какой-либо причине не успевает это сделать на занятии, то оформляет работу дома.

1. *Защита лабораторной работы*

Под защитой лабораторной работы подразумевается:

¾ Представление преподавателю своего лабораторного журнала (тетради) с полностью оформленной работой и проверка её преподавателем.

¾ Ответы на контрольные вопросы по теории и методике эксперимента, которые приводятся в «Лабораторном практикуме».

¾ Сдать работу преподавателю (т.е. защитить её на оценку) можно на этом же занятии. Но если оформление работы громоздкое или большая часть времени ушла на выполнение работы, то чаще всего защита выполненной лабораторной работы проводится на следующем занятии.

Преподаватель в конце занятия выдает каждому студенту индивидуальных задачи, решение которых студент представляет преподавателю на следующем занятии. Правильное решение задач оценивается определенной суммой баллов и засчитывается преподавателем как защита выполненной лабораторной работы.

Студенты, не защитившие лабораторные работы в срок и не набравшие необходимой суммы баллов, защищают все выполненные лабораторные работы на занятии, выделенном как защита блока лабораторных работ. Студенты, уже защитившие часть лабораторных работ, защищают последнюю из выполненных работ. Защита выполненных лабораторных работ допускается не более двух раз и оценивается при этом минимальным количеством баллов. Лабораторный практикум считается выполненным, если студент отработал и защитил все лабораторные работы, набрав при этом минимально необходимую сумму баллов.

Для оценки результатов лабораторной работы используются следующие критерии:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Критерий | Показатель | Вес |
| 1. Выполнение лабораторной работы | - освоение типовой методики проведения лабораторной работы, с использованием необходимого оборудования, включая подготовку образцов | 0,15 |
| 2. Подготовка отчета по лабораторной работе | - краткое теоретическое описание физических основ используемого метода, включающее, описание компоновки и принципа работы оборудования,схемы работы оборудования и этапы проведения обработки образцов,- достоверность полученных данных,- правильность статистической обработки массива экспериментальных данных- наглядность представления полученных результатов (табличное, графическое, аналитическое)- логичность, обоснованность сделанных в работе выводов | 0,35 |
| 3. Защита лабораторной работы  | - правильность и полнота ответов, их обоснованность- анализ недостатков и достоинств использованного метода исследования | 0,35 |
| 4. Соблюдение требований по оформлению отчета | - правильное оформление текста отчета, грамотность и культура изложения- правильность оформления графического материала с указанием единиц измерения величин | 0,15 |

**Материально-техническое обеспечение работы**

Химическая лаборатория: лабораторные столы, лабораторные стулья, вытяжной шкаф, меловая доска;

лабораторная посуда: пробирки;

химические реактивы: Al, Sn, Pb (гранулы), 2н HCl, 2н H2SO4, 2н HNO3, конц HCl, конц H2SO4, конц HNO3, 2н NaOH, 2н NH4OH, конц NaOH, конц NH4OH, растворы солей - AlCl3, CuCl2, CuSO4, Cu(NO3)2, Na2CO3, FeCl3, SnCl2, K3[Fe(CN)6], K2Cr2O7, Pb(CH3COO)2, KI

химическое оборудование: cпиртовка, зажим для пробирок

**Порядок выполнения работы**

Опыт 1. Взаимодействие алюминия с кислотами

В три пробирки положите по кусочку металлического алюминия и добавьте по 5-10 капель последовательно 2 н раствора соляной кислоты, 2 н раствора серной кислоты, концентрированной серной кислоты. Сравните активность взаимодействия алюминия с соляной и серной кислотой на холоду. Подогрейте пробирки с разбавленными кислотами. Объясните, какой газ выделяется в обоих случаях на холоду и при нагревании? Напишите соответствующие уравнения реакций. По запаху установите выделение SO2 при взаимодействии алюминия с концентрированной серной кислотой на холоду. Осторожно нагрейте пробирку. Объясните происходящие изменения. Напишите уравнения соответствующих реакций.

 Опыт 2. Взаимодействие металлического алюминия со щелочью Маленький кусочек алюминия поместите в пробирку и добавьте 5-10 капель 2 н раствора щелочи. Легко ли алюминий растворяется в щелочи? Напишите суммарное уравнение реакции и подберите коэффициенты.

Опыт 3. Получение гидроксида алюминия и исследование его свойств

В две пробирки поместите по 4-6 капель раствора соли алюминия, и осторожно добавьте в каждую по 1-3 капли 2 н раствора едкого натра до образования осадка гидроксида алюминия. К полученному осадку прибавьте в одной пробирке 3-5 капель 2 н раствора едкого натра, в другой - соляной кислоты. Объясните, что наблюдается в обоих случаях? Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций получения гидроксида алюминия, взаимодействие гидроксида алюминия с кислотой и щелочью, диссоциации гидроксида алюминия.

Опыт 4. Взаимодействие алюминия с солями меди (II). Опыт проводится в пробирках. Поместите в три пробирки стержни из алюминия и налейте воды примерно наполовину пробирок. В первую пробирку добавьте 6-7 капель раствора CuCl2, во вторую 6-7 капель CuSO4, в третью – раствора Cu(NO3)2. В первых двух случаях алюминий будет вытеснять медь из ионного состояния, а из нитрата медь выделяться не будет. Оксидная пленка на поверхности алюминия, упрочняясь в окислительной среде раствора азотной кислоты, будет этому препятствовать. Отметьте цвет выделяющейся меди и напишите уравнения реакций.

Опыт 5. Влияние карбоната натрия на гидролиз соли алюминия. На стеклянную пластину нанесите 1 каплю раствора соли алюминия и добавьте 2 капли раствора Na2CO3. Наблюдайте образование осадка. Напишите уравнение реакции гидролиза соли алюминия в растворе, содержащем Na2CO3. Образование каких веществ в данной реакции обуславливает течение гидролиза до конца?

Опыт 6. Взаимодействие олова с кислотами

В пять пробирок положите по маленькому кусочку металлического олова. В каждую пробирку добавьте последовательно по 5-10 капель растворов кислоты: соляной, серной, концентрированной серной, разбавленной азотной и концентрированной азотной кислот. Отметьте, что наблюдается в каждом случае. Напишите соответствующие уравнения реакций, подберите коэффициенты методом электронно-ионного баланса.

Опыт 7. Восстановительные свойства иона Sn 2+

а) Восстановление железа (III). В две пробирки внесите по 1-3 капли растворов хлорида железа (III), одну пробирку сохраните для сравнения в качестве контрольной, в другую добавьте 2-4 капли раствора хлорида олова (II). В обе пробирке добавьте гексациано(III)феррата калия K3[Fe(CN)6] и по 5-10 капель воды. Отметьте окраску полученного раствора. Как изменилась окраска по сравнению с первоначальной? Напишите уравнение реакции восстановления FeCl3 хлоридом олова и взаимодействия получившегося хлорида железа (II) с K3[Fe(CN)6].

б) Восстановление бихромата калия. Внесите в пробирку 5-10 капель раствора соли хлорида олова (II) и 4-5 капель соляной кислоты. К полученному раствору постепенно по 1 капле добавьте бихромат калия. Как изменилась окраска раствора? Напишите уравнение реакций. Коэффициенты подберите методом электронно-ионного баланса.

Опыт 8. Получение гидроксида олова (II) и изучение его свойств.

На стеклянную пластину последовательно нанесите 2 капли раствора соли олова (II), расположив капли рядом. К каждой капле раствора соли добавьте по 2 капли раствора гидроксида натрия NaOH. Выпадает белый осадок. Далее, к первой капле добавьте еще 1-у каплю концентрированного раствора NaOH, ко второй – 2 капли раствора H2SO4, подождите 2-3 минуты. Что происходит с осадками? Напишите уравнения реакций, укажите химический характер гидроксида олова (II).

Опыт 9. Взаимодействие свинца с кислотами.

Опыт проводится в пробирках. Поместите в две пробирки стержни из свинца. В одну добавьте 6-7 капель раствора соляной кислоты HCl, в другую – 6-7 капель раствора серной кислоты H2SO4. Что наблюдаете? Как действуют на свинец концентрированные кислоты? Напишите уравнения реакций взаимодействия свинца с концентрированными соляной HCl и серной H2SO4, а также с азотной HNO3 кислотами.

Опыт 10. Получение и свойства гидроксида свинца (II)

На стеклянную пластинку последовательно нанесите 2 капли раствора ацетата свинца Pb(CH3COO)2, расположив капли рядом. Добавьте к каждой капле раствора соли по одной капле раствора NaOH. Наблюдайте выпадение белых осадков. Далее, к 1-й капле добавьте еще 3 капли концентрированного раствора щелочи, ко 2-й капле – 2 капли раствора серной кислоты H2SO4. Подождите 2-3 минуты. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций, сделайте вывод о химическом характере гидроскида свинца Pb(OH)2.

Опыт 11. Характерная реакция на ион Pb+2.

На стеклянную пластинку нанесите 1 каплю раствора соли свинца Pb(CH3COO)2 и добавьте 1 каплю раствора иодита калия KJ. Выпадает осадок желтого цвета. Напишите уравнение реакции. Попытайтесь перевести желтый осадок в золотистые кристаллики добавление избытка KJ и осторожным нагреванием по реакции:

KJ + PbJ2 = K2[PbJ4]

**Контрольные вопросы и задачи**

1. Какие химические свойства характерны для р-металлов?
2. В какие свойства характерны для солей р-металлов? Приведите примеры реакций.
3. Почему металл алюминий считается амфотерным элементом?
4. Объясните, почему у алюминия только одна степень окисления, а у олова и свинца несколько?
5. Что такое состояние пассивации? Чем оно обусловлено?
6. Какие кислоты олова и свинца вам известны? Как называются соли этих кислот?
7. Почему алюминий способен вытеснять водород даже из воды, а олово и свинец только из кислот и то разбавленных?
8. Чем обусловлена стойкость алюминия на воздухе?
9. Какие оксиды олова и свинца имеют амфотерный характер?
10. В чем заключается процесс алюмотермии? Напишите соответствующее уравнение реакции.
11. Осуществить цепочки превращений:

а) Al → AlCl3 → Al(NO3)3 → KАlO2 → K[Al(OH)4] → Al(OH)3 → Al

б) Pb → Pb(NO3)2 → Pb(OH)2 → K2[Pb(OH)4]

в) Sn → SnCl2 → Sn(OH)2 → Sn(SO4)2 → Sn(OH)4 → Na[Sn(OH)6].

12. Объясните различное действие избытка NaOH и NH4OH на растворы солей алюминия. Напишите уравнения реакций.

13. Как повлияет на равновесие гидролиза солей AlCl3 добавление: а) ацетата натрия CH3COONa; б) HCl; в) Na2CO3.

14. Можно ли получить: а) сильфид алюминия Al2S3; б) карбонат алюминия Al2(CO3)3 обменной реакцией в водной растворе. Ответ иллюстрируйте уравнениями реакций.

15. Чем объясняется, что алюминий не вытесняет водород из воды, но легко вытесняет его из раствора щелочи?

16. Вычислите ∆G0298 реакцией взаимодействия Al2O3(к) с SO3(к) и Na2O(к). Какая из функций – основная или кислотная преобладает у Al2O3 в указанных реакциях?

17. Какие процессы будут протекать в растворе, содержащем ионы Pb2+ и Sn2+ при добавлении: а) небольшого количества щелочи, а затем избытка её; б) сульфида аммония (NH4)2S?

18. В растворе находятся ионы Sn2+ и Pb2+. Как их можно разделить? Составьте уравнения реакций.

19.Приведите примеры комплексных соединений олова и свинца. Какие координационные числа для них характерны?

20. Вычислите ∆G0298 для следующих реакций:

Ge(к) + GeO2(к) = 2GeO(к)

Sn(к) + SnO2(к) = 2SnO(к)

Pb(к) + PbO2(к) = 2PbO(к)

**Перечень информационных ресурсов**

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов. Издательство: М.: Интеграл-Пресс, 2003. - 728 с.

2 Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для вузов. Издательство: Москва "Интеграл-Пресс", 2005. - 240 с.

3. Коровин Н.В. Общая химия: учебник для технических направлений и спец.вузов. Издательство: М.: Высшая школа, 1998.- 559 с.

4. Лабораторный практикум по курсу химии для технических университетов: Методические указания / Березина С.Л., Голубев А. М., Горшкова В.М. и др.; Под ред. Г.Н. Фадеева. – Ч.1. М.: Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2005, - 99 с.: ил

**Приложения**

Приложение А

**Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева**

