

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования  
«Курганский государственный университет»

Кафедра физической и прикладной химии

## **Неорганическая химия**

Методические указания  
к выполнению лабораторных работ для студентов  
I курса специальности 020201.65 «Фундаментальная и прикладная химия»  
/Часть II, работы 8 — 14/

Курган 2013

Кафедра физической и прикладной химии

Дисциплина: «Неорганическая химия»  
(специальность 020201.65)

Составил: канд. хим. наук Л.А. Бубнова

Утверждены на заседании кафедры « 29 » января 2013 г.

Рекомендованы методическим советом университета « 14 » февраля 2013 г.

## ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ МЕТАЛЛОВ

К металлам относится большая часть химических элементов. Это все элементы s-семейства, кроме водорода и гелия, все элементы d-, f- и часть элементов p-семейств.

При нормальной температуре это твердые вещества (кроме ртути) с характерным металлическим блеском, имеющие высокую электро- и теплопроводность. При ударе металл, как правило, не раскалывается, а расплющивается. Это свойство называется пластичностью, или ковкостью. Металлы образуют между собой разнообразные сплавы, которые тоже обладают металлическими свойствами.

Атомы металлов всегда имеют достаточное количество свободных орбиталей, по которым могут распределяться валентные электроны. При этом между атомами возникает особая металлическая связь, которая описывается методом молекулярных орбиталей. В металлах с малым числом валентных электронов (группы IA и IIA) все электроны образуют металлическую связь. У металлов с достаточно большим числом валентных электронов (элементы d-блока) могут одновременно возникать и металлические, и ковалентные связи.

Степени окисления металлов в сложных веществах, за редким исключением, положительны. Поэтому получение металлов из руд, т.е. природных соединений, всегда является процессом восстановления.

По химической активности металлы сильно отличаются друг от друга. Есть очень активные металлы, бурно реагирующие с водой, но есть и очень устойчивые к концентрированным кислотам и кислороду (например, золото, платина). Металлы можно расположить в ряду по уменьшению их восстановительной способности в водной среде:

Li>Rb>K>Ba>Sr>Ca>Na>Mg>Al>Mn>Zn>Cr>Fe>Cd>Co>Ni>Sn>Pb>H>Sb>Bi>  
Cu>Hg>Ag>Pd>Pt>Au

Это электрохимический ряд напряжений металлов.

Типичными соединениями металлов являются оксиды, гидроксиды, бинарные и кислородсодержащие соли, комплексные соединения.

Многие элементы—металлы необходимы для жизни. Особенно выделяется среди них кальций, содержание которого в организме человека близко к 1 кг. Далее идут калий и натрий, которые можно назвать элементами нервной проводимости. Еще более десяти элементов—металлов в малых количествах необходимы для жизни. Они регулируют скорость биохимических превращений, находясь в составе ферментов.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 8

### ТЕМА: ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

#### Опыт 1: Ряд напряжений металлов

Таблица 1 - Ряд напряжений металлов

металлы соли	ZnSO <sub>4</sub>	FeSO <sub>4</sub>	SnCl <sub>2</sub>	HCl	CuSO <sub>4</sub>	AgNO <sub>3</sub>
Zn (проволока)	X					
Fe (проволока)		X				
Al (проволока)						
Cu (проволока)					X	
Sn (гранулы)			X			

Перепишите таблицу 1 в тетрадь. В отдельные пробирки налейте по 2-3 мл растворов, указанных в таблице солей и соляной кислоты. Для проведения опытов нужно проволоку одного и того же металла опускать поочередно в каждый раствор, наблюдая при этом, вытесняет ли данный металл из соли другой металл или водород из кислоты.

Практические указания:

Проволоку после погружения в раствор соли всякий раз протирайте фильтровальной бумагой и зачищайте наждачной бумагой.

Растворы в пробирках не меняйте до конца всех опытов.

Гранулы олова опускайте в растворы в последнюю очередь. Через некоторое время растворы из пробирок вылейте, а гранулы поместите на фильтровальную бумагу и посмотрите, в каких растворах с ними произошли изменения?

Во время проведения опытов заполняйте таблицу, приняв обозначения: «+» (данный металл вытесняет другой металл или водород из раствора), «-» (не вытесняет), «X» (опыт не проводить).

Опишите наблюдаемое. На основе проведенных опытов сделайте вывод, соответствует ли приведенный порядок металлов их положению в ряду напряжений? Напишите уравнения реакций.

#### Опыт 2: Коррозия металлов

а) коррозия, возникающая при контакте двух различных металлов

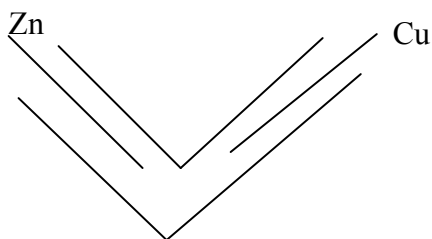


Рисунок 1 - V-образная трубка

В стеклянную трубку, согнутую под углом V (рисунок 1), налейте 2н раствор соляной кислоты. В одно колено трубки введите медную проволоку. Наблюдается ли выделение водорода? Введите в другое колено цинковую проволоку, не доводя ее до соприкосновения с медной. Что наблюдаете на цинковой проволоке?

Погрузите цинковую проволоку так, чтобы она контактировала с медной. Что наблюдаете в этом случае на медной проволоке? Дайте объяснение.

Составьте схему действия образовавшейся гальванической пары. Как влияет контакт с медью на коррозию цинка?

б) влияние хлорид-ионов на коррозию

Поместите в две пробирки по грануле алюминия и прилейте к ним раствор сульфата меди, предварительно подкислив его серной кислотой. В одну из пробирок добавьте раствора хлорида натрия. В какой из пробирок быстрее протекает реакция? Объясните результат опыта и составьте схему действия образовавшихся гальванических пар. Каково действие хлорид-ионов на коррозию алюминия?

в) коррозия железа при контакте его с цинком и оловом

В две пробирки налейте по 1-2 мл 2N раствора соляной кислоты и по 2-3 капли раствора красной кровяной соли

В стальные скрепки вставьте в одну пластинку цинка, в другую — пластинку олова. Скрепки опустите в приготовленные растворы. Какую окраску приобретают растворы?

Рассмотрите все протекающие реакции, принимая во внимание величины стандартных электродных потенциалов железа, цинка, олова.

Скрепки с пластинками из растворов уберите, промойте водой, высушите фильтровальной бумагой.

**Опыт 3:** Гальванический элемент

а) В два стакана налейте равные объемы 1M растворов сульфата цинка и сульфата меди (II). Растворы соедините жидкостным мостиком, заполненным насыщенным раствором хлорида калия в смеси с агар-агар. Пластинки меди и цинка присоедините к гальванометру. Опустите пластинки цинка и меди в растворы соответствующих солей. Объясните отклонение стрелки гальванометра. Укажите направление перехода электронов во внешней цепи, а ионов — во внутренней. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента.

б) В два стакана налейте равные объемы 1M и 0,001M растворов сульфата меди, соедините их жидкостным мостиком. Пластинки меди присоедините к гальванометру и опустите их в растворы солей. Объясните отклонение стрелки гальванометра. Рассчитайте ЭДС концентрационного гальванического элемента.

Сравните рассчитанные величины с показаниями вольтметра.

### Вопросы

1 Вычислите активность ионов водорода в растворе, в котором потенциал водородного электрода равен -82 мВ.

2 Вычислите потенциал серебряного электрода в насыщенном растворе AgBr (ПР =  $6 \cdot 10^{-13}$ ), содержащем кроме того 0,1 моль/л бромида калия.

3 Определите ЭДС гальванического элемента:



В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи при работе этого элемента?

4 Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь служила бы катодом, а в другом — анодом. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе этих элементов, и вычислите значения стандартных ЭДС.

5 Какие процессы протекают при электролизе расплавов хлорида меди (II), сульфата калия, гидроксида калия?

6 Какие процессы протекают при электролизе водных растворов нитрата свинца (II), хлорида никеля (II), серной кислоты?

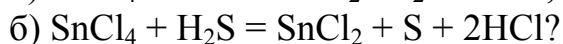
7 Сколько серебра выделится при пропускании через раствор  $\text{AgNO}_3$  тока 8 А за 15 минут?

8 Вычислите объем хлора, выделенного при электролизе хлорида натрия током 10 А в течении 0,5 часа.

9 При электролизе сульфата меди (II) с медными электродами масса катода увеличилась на 5 г. Какое количество электричества было пропущено?

10 Вычислить константы равновесия реакций, протекающих: а) в медно-свинцовом гальваническом элементе; б) в кадмиево-цинковом гальваническом элементе.

11 Можно ли восстановить олово (IV) в олово (II) с помощью следующих реакций: а)  $\text{SnCl}_4 + 2\text{KI} = \text{SnCl}_2 + \text{I}_2 + 2\text{KCl}$ ,



Ответ обосновать расчетом констант равновесия реакций.

12 Какие из металлов (Au, Sn, Mn) могут быть окислены кислородом при 298К,  $\text{pH} = 7$  и стандартных состояниях всех веществ?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 9

### ТЕМА: ХИМИЯ S-ЭЛЕМЕНТОВ

Элементы литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr составляют I-A группу Периодической системы элементов Д.И. Менделеева. Групповое название этих элементов — щелочные металлы. На внешнем электронном уровне атомов содержится по одному электрону ( $ns^1$ ). Вследствие этого щелочные металлы проявляют степень окисления +1. Свойства элементов I-A группы соответствуют свойствам типичных металлов (ионные связи в соединениях, высокие восстановительные потенциалы в водном растворе, сильно щелочной характер оксидов  $\text{M}_2\text{O}$  и гидроксидов  $\text{MOH}$ ).

Элементы бериллий Be, магний Mg, кальций Ca, стронций Sr, барий Ba и радий Ra составляют II-A группу Периодической системы элементов Д.И. Менделеева. Элементы кальций, стронций, барий, радий имеют групповое название — щелочноземельные металлы. Валентный уровень атомов II-A группы содержит по два электрона ( $ns^2$ ); характерная степень окисления этих элементов +2. Металлические свойства их выражены несколько слабее, чем у элементов I-A группы.

Получение щелочных и щелочноземельных металлов в свободном виде

возможно путем электролиза расплава их галогенидов или гидроксидов. Хранятся они в запаянном виде в керосине либо под слоем вазелина или парафина.

При работе со щелочными металлами остерегайтесь воды! Из керосина металлы вынимайте только пинцетом, ни в коем случае не берите руками! Обрезки щелочных металлов, а также неиспользованный металл сдавайте лаборанту. Не бросайте обрезки металлов в корзину для мусора и в раковины!

### **Опыт № 1** Окисление металлов на воздухе (демонстрационный опыт)

Выньте пинцетом из банки с керосином кусочек металлического натрия (калия, лития), положите на фильтровальную бумагу, немного осушите его и отрежьте ножом небольшой кусочек (не больше горошины). Объясните быстрое потускнение блестящей металлической поверхности свежего надреза.

Отрезанный кусочек металла положите на металлическую пластинку, укрепленную горизонтально в штативе, и нагрейте ее снизу. Когда металл расплавится, подожгите его лучинкой и тотчас опустите окно вытяжного шкафа. После сгорания всего металла полученный продукт охладите и растворите в 2-3 мл дистиллированной воды (растворение проводите осторожно, так как в продукте может остаться несгоревший щелочной металл!).

К полученному раствору прилейте подкисленный серной кислотой раствор иодида калия и 2-3 капли крахмального клейстера. На основании результатов последнего опыта сделайте заключение о характере продуктов сгорания натрия (калия, лития). Напишите уравнения происходящих реакций.

### **Опыт № 2** Сравнение химической активности щелочных металлов

Кусочек натрия пинцетом бросьте в кристаллизатор с водой, в который добавлен фенолфталеин. Накройте кристаллизатор стеклом. Наблюдайте течение опыта. Аналогичный опыт проведите с литием и калием. Сопоставьте химическую активность щелочных металлов к воде. Напишите уравнения реакций.

### **Опыт № 3** Получение малорастворимых соединений калия и натрия (качественные реакции на ионы щелочных металлов)

а) На предметное стекло нанесите каплю раствора сульфата натрия, осторожно упарьте досуха на поверхности водяной бани. Затем добавьте каплю 1М раствора серной кислоты и 1%-го раствора нитрата висмута. При этом образуются гексогональные столбики гидрата натрийвисмут сульфата  $\text{NaBi}(\text{SO}_4)_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ .

б) К 2-3 мл соли калия добавьте несколько капель 60-70%-й хлорной кислоты - выпадает белый осадок  $\text{KClO}_4$ . Под микроскопом видны ромбические кристаллы с сильным двулучепреломлением.

в) На предметное стекло поместите каплю специального реактива  $\text{Na}_2\text{Pb}[\text{Cu}(\text{NO}_2)_6]$  и внесите в нее крупинку соли калия. Рассмотрите кристаллы под микроскопом. Кристаллы имеют форму кубов черного цвета. Состав

кристалла соответствует формуле  $K_2Pb[Cu(NO_2)_6]$ . Зарисуйте кристаллы.

г) В четыре пробирки налейте по 1-2 мл насыщенного раствора соли хлорида лития и прилейте: в первую пробирку насыщенный раствор карбоната натрия; во вторую — раствор фосфата натрия; в третью — раствор дигидрофосфата натрия; в четвертую — раствор фторида натрия.

Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

#### **Опыт № 4** Свойства пероксида натрия

а) К 2 мл дистиллированной воды добавьте немного пероксида натрия. Наблюдайте выделение газа. Для ускорения реакции внесите катализатор диоксид марганца. Определите реакцию среды. Напишите уравнение реакции.

б) На керамическую пластинку поместите смесь пероксида натрия и сахарной пудры по 2 совочка. Смесь осторожно перемешайте и сформируйте в виде горки с углублением сверху. В углубление с помощью стеклянной палочки осторожно поместите каплю воды. Наблюдайте яркую вспышку. Напишите уравнение реакций. Сделайте вывод.

#### **Опыт № 5** Действие кальция и магния на воду

Налейте в две пробирки дистиллированной воды и по 1-2 капли фенолфталеина. В первую пробирку поместите небольшой кусочек кальция, тщательно очищенного от керосина или масла фильтровальной бумагой, а во вторую — половинку совочка порошка магния. Пробирку с порошком магния подогрейте на спиртовке до кипения. Что вы наблюдаете? На основании наблюдений сделайте вывод, какой из металлов энергичнее взаимодействует с водой. Какой металл является более электроположительным? Напишите уравнения реакций.

#### **Опыт № 6** Получение гидроксидов кальция и магния из их солей

Получите указанные гидроксиды из растворов солей. Опишите результаты наблюдений. Какой вывод можно сделать о растворимости гидроксидов натрия, кальция и магния? Напишите уравнения реакций.

#### **Опыт № 7** Соли щелочноземельных металлов

Из имеющихся реактивов получите следующие соли кальция, стронция и бария, опишите их свойства:

- |               |                  |
|---------------|------------------|
| а) карбонаты, | г) хроматы,      |
| б) сульфаты,  | д) гидрофосфаты. |
| в) оксалаты,  |                  |

Испытайте полученные осадки к действию соляной кислоты при обычных условиях и при нагревании. Напишите уравнения реакций.

#### **Опыт № 8** Окрашивание пламени солями щелочных и щелочноземельных металлов

В семь фарфоровых чашек налейте по 1-2 мл этилового спирта. С



помощью лучинки подожгите пары спирта. В бесцветное пламя бросьте на кончике шпателя предварительно просушенные соли (лучше карбонаты) лития, натрия, калия, цезия, кальция, стронция, бария. Отметьте окраску пламени солью каждого металла. Можно ли этот способ применить для распознавания солей этих металлов?

### Вопросы

- 1 Напишите уравнение реакции гидроксида лития с водой.
- 2 Почему ионы элементов I-A группы периодической системы Д.И. Менделеева имеют слабую тенденцию к комплексообразованию?
- 3 Укажите, как изменится pH среды при взаимодействии натрия с водой, с кислотой — неокислителем?
- 4 Какие продукты образуются после сгорания металлов от лития до цезия? В чем причина того, что содержание кислорода в них возрастает?
- 5 Объясните, почему при пропускании диоксида углерода через раствор хлорида кальция осадок карбоната кальция не выпадает, а при пропускании диоксида углерода через раствор гидроксида кальция образуется осадок?
- 6 Какие продукты могут образовываться при барботировании через раствор гидроксида бария следующих газов: а) диоксида углерода; б) сероводорода; в) йодоводорода; г) хлора? Напишите уравнения реакций.
- 7 Кусочки четырех металлов: лития, калия, магния и бария сожгли на воздухе. Продукты каждой реакции растворили в соляной кислоте, причем в одном случае растворение сопровождалось выделением газа. К полученным растворам добавили избыток щелочи, и в одном случае наблюдалось выпадение осадка. Напишите уравнения всех упомянутых реакций и укажите, из какого раствора и при какой реакции выпал осадок?
- 8 В трех пробирках находятся водные растворы веществ:  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_2$ . Напишите уравнения реакций гидролиза указанных соединений. Предложите способы идентификации содержимого каждой пробирки. Напишите уравнения реакций и укажите условия их протекания.
- 9 Напишите уравнения реакций для окислительно-восстановительных процессов в растворах, коэффициенты расставьте ионно-электронным методом:
  - а)  $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$  ;
  - б)  $\text{KO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$  ;
  - в)  $\text{KNO}_3(\text{p-p}) + \text{NaClO}_4(\text{p-p}) =$  ;
  - г)  $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} =$  ;
  - д)  $\text{Cs}_2\text{CO}_3 + \text{Zr}(\text{t вакуум}) =$  .
- 10 Вычислите, какой объем углекислого газа при стандартных условиях нужно пропустить через 450 г 15%-го раствора карбоната натрия для перевода его в гидрокарбонат. Найдите массу выпавшего в осадок гидрокарбоната натрия, растворимость которого при этих условиях составляет 10,0 г / 100 г  $\text{H}_2\text{O}$ .

Ответ:  $V(\text{CO}_2) = 15,6$  л,  $m = 111$  г.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 10

### ТЕМА: СОЕДИНЕНИЯ ЦИНКА, АЛЮМИНИЯ, ОЛОВА, СВИНЦА

Из перечисленных атомов элементов Периодической системы

Д.И. Менделеева цинк относится к d - металлам (на внешнем слое его находятся  $(n-1)d^{10}ns^2$ ), а алюминий, олово, свинец относятся к p — элементам.

Атомы p — элементов имеют от одного до трех p — электронов ( $ns^2np^{1-3}$ ). Таких элементов семь: алюминий, гелий, индий, талий, олово, свинец, висмут.

Несмотря на принадлежность к разным семействам и группам элементов, цинк, олово, алюминий и свинец обладают свойством амфотерности, которое не присуще типичным металлам.

Соединения свинца ядовиты, поэтому после работы с ними необходимо тщательно вымыть руки теплой водой с мылом.

#### Опыт № 1 Взаимодействие цинка, алюминия, олова и свинца с разбавленными и концентрированными кислотами и щелочами

На опыте убедитесь, все ли из перечисленных металлов реагируют с разбавленными растворами соляной, серной и азотной кислотами? Проведите реакции взаимодействия этих металлов с разбавленным и концентрированным раствором щелочи.

Результаты эксперимента представьте в виде таблицы 2, отмечая знаком (+) реакция идет и знаком (-) - не идет.

Таблица 2 - Взаимодействие металлов с кислотами и щелочами

раствор металл	HCl разб.	HCl конц.	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> разб.	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> конц.	HNO <sub>3</sub> разб.	HNO <sub>3</sub> конц.	KOH разб	KOH конц
Zn								
Al								
Sn								
Pb								

Опишите ваши наблюдения, сделайте выводы.

Напишите уравнения реакций.

#### Опыт № 2 Получение гидроксидов цинка, алюминия, олова, свинца и изучение их свойств

Используя имеющиеся реактивы, получите гидроксиды названных металлов и докажите их амфотерность. Составьте уравнения всех реакций в молекулярной и ионной формах. Назовите получившиеся соли. (Раствор тетрагидроксоантата (II) натрия оставьте для следующего опыта).

#### Опыт № 3 Восстановительные свойства соединений олова (II)

К раствору тетрагидроксоантата (II) натрия добавьте 1-2 капли раствора

нитрата висмута. Содержимое пробирки взболтайте и наблюдайте выделение висмута в виде мелкодисперсных кристаллов черного цвета, реакция протекает по уравнению:

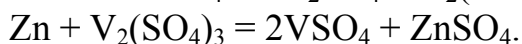
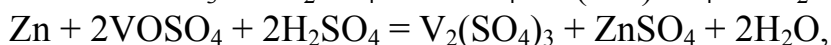
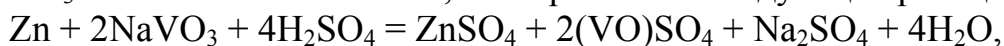


#### **Опыт № 4** Восстановительные свойства цинка

а) В пробирку поместите 5 мл дистиллированной воды, 3-4 капли перманганата калия (до розовой окраски), 3-4 капли концентрированной кислоты и гранулу цинка. Наблюдайте изменения окраски. Напишите уравнение реакции.

б) В пробирку налейте 3-4 мл раствора ванадата натрия (аммония), 6-7 капель концентрированной серной кислоты и 1-2 гранулы цинка. Наблюдайте изменение окраски раствора из желтого в синий, из синего в зеленый, затем в фиолетовый. При взаимодействии цинка с ванадатом натрия в кислой среде происходит последовательное восстановление ванадат иона по схеме:

$\text{VO}_3^- \rightarrow \text{VO}^{2+} \rightarrow \text{V}^{3+} \rightarrow \text{V}^{2+}$ , т. е. протекают следующие реакции:



#### **Опыт № 5** Получение диоксида свинца. Окислительные свойства соединений свинца (IV) (Опыт проводится под тягой!)

а) В пробирку поместите 1 мл раствора нитрата свинца и 2 мл белильной извести. Полученную смесь прокипятите. Наблюдайте образование коричневого осадка диоксида свинца. Выпавший осадок промойте декантацией и оставьте для следующего опыта. Напишите уравнения реакции.

б) Диоксид свинца, полученный в предыдущем опыте, разделите на две части. К одной из них прилейте концентрированной соляной кислоты и нагрейте. Какой газ выделяется?

К другой части диоксида свинца добавьте одну каплю сульфата марганца и 2 мл азотной кислоты (1:1) и прокипятите. Появившаяся малиновая окраска раствора свидетельствует об образовании марганцовой кислоты. Составьте уравнения реакций, расставьте коэффициенты ионно-электронным методом.

#### **Опыт № 6** Нерастворимые соли двух валентного свинца

В три пробирки поместите по 1 мл раствора нитрата свинца. В одну из них добавьте раствор соляной кислоты, в другую — раствор серной кислоты, в третью — раствор йодида калия. Опишите наблюдения, укажите цвет осадков.

Раствор с осадком йодида свинца осторожно нагрейте и добавьте 1-2 капли уксусной кислоты. Раствор охладите и наблюдайте появление и рост золотистых кристаллов йодида свинца. Составьте уравнения реакций.

### **Опыт № 7** Окисление алюминия кислородом воздуха

Пластинку алюминия зачистите наждачной бумагой и на зачищенную часть при помощи стеклянной трубочки нанесите каплю раствора соли ртути (яд!!!). Когда поверхность металла под раствором станет серой вследствие образования амальгамы алюминия, остатки жидкости на пластинке удалите фильтровальной бумагой. Через некоторое время на пластинке образуются рыхлые белые хлопья  $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ . Составьте уравнения реакций и объясните причину коррозии алюминия.

### **Опыт № 8** Взаимодействие алюминия с водой

Гранулу алюминия поместите в пробирку с водой и убедитесь в том, что реакция не идет. Почему?

Гранулу алюминия просушите фильтровальной бумагой, зачистите наждачной бумагой и нанесите на гранулу каплю раствора хлорида ртути (II). После образования амальгамы на поверхности гранулы алюминия поместите ее в воду. Через некоторое время начнется выделение водорода. Объясните наблюдаемые явления и составьте уравнения реакций.

### **Опыт № 9** Получение сульфидов цинка, олова и свинца

Из имеющихся реактивов получите сульфиды указанных металлов, напишите уравнения реакций и укажите окраску сульфидов.

Изучите возможности получения сульфида алюминия из растворов. Что образуется при взаимодействии растворов солей алюминия и сульфидов щелочных металлов? Составьте уравнения реакции.

### **Опыт № 10** Определение pH растворов солей алюминия, цинка, олова и свинца

В четыре пробирки поместите по 1 мл растворов указанных солей. С помощью универсального индикатора или pH-метра определите реакцию среды. Объясните наблюдаемые явления. Составьте уравнения реакций гидролиза.

### **Опыт № 11** Взаимодействие алюминия с йодом (демонстрационный опыт, проводить под тягой)

На железной пластинке смешивают 0,5 г алюминия и 2 г йода. Смесь формируют в виде горки, на вершине которой делают углубление. В углубление помещают каплю воды и смесь накрывают стаканом. Наблюдайте выделение теплоты и газообразного йода. Напишите уравнение реакции. Какова роль воды в протекании реакции?

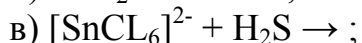
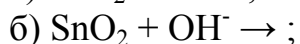
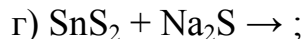
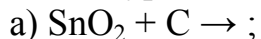
## **Вопросы**

1 Известно, что монофосфид алюминия реагирует с горячей водой, хлороводородной, серной, азотной кислотами, гидроксидом натрия и гидратом аммиака. Укажите условия проведения каждой реакции. В каких из реакций

алюминий и фосфор меняют свою степень окисления?

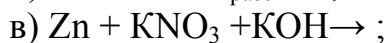
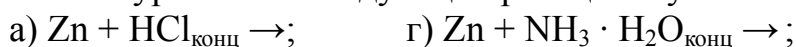
2 Укажите распространенные в лаборатории реактивы, с помощью которых можно химически растворить олово и свинец. Почему олово активнее, чем свинец, реагирует с катионами оксония в растворе? Ответ мотивируйте справочными данными.

3 Составьте уравнения следующих реакций:



4 Бромид и йодид свинца (IV) не удается получить из  $\text{PbO}_2$  и  $\text{HBr}$  или  $\text{HI}$ , при взаимодействии этих соединений наблюдается выделение свободных йода и брома. Составьте уравнения протекающих реакций и объясните происходящие явления.

5 Составьте уравнения следующих реакций с участием цинка:

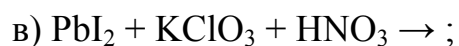


6 Напишите уравнения реакций протолиза гидратированных ионов:  $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ ;  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ;  $[\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ .

7 Опишите структуру галогенидов алюминия. Объясните характер изменения в ряду  $\text{AlF}_3 - \text{AlCl}_3 - \text{AlBr}_3 - \text{AlI}_3$ , плотности, стандартной энтропии, температуры плавления, энтальпии образования.

8 Возможно ли окисление  $\text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{MnO}_4^-$  с помощью диоксида свинца? В обосновании ответа приведите значения стандартных электродных потенциалов соответствующих полуреакций.

9 Закончите уравнения реакций:



10 Олово получают восстановлением оловянной руды ( $\text{SnO}_2$ ) углем по схеме:  $\text{SnO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{Sn} + \text{CO}$ . Расставьте коэффициенты. Сколько тонн металлического олова можно получить из 10 т руды, содержащей 92%  $\text{SnO}_2$ ?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 11

### ТЕМА: МЕДЬ, СЕРЕБРО И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Медь и серебро относятся к элементам I-V группы и имеют следующие валентные электронные конфигурации:  $\text{Cu} - 3d^{10}4s^1$ ;  $\text{Ag} - 4d^{10}5s^1$ . В своих соединениях медь и серебро проявляют степени окисления +1 и +2. Химическая активность металлов I-V группы невелика.

#### Опыт № 1 Действие кислот на медь (опыт проводить под тягой)

а) В пробирку поместите немного медных стружек и подействуйте на них разбавленной серной кислотой. Что наблюдаете? К содержимому пробирки

прилейте несколько капель пероксида водорода и слегка нагрейте. Объясните происходящее явление. Напишите уравнение реакции.

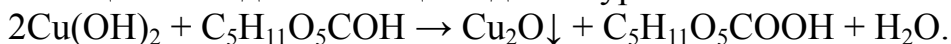
б) В три пробирки поместите понемногу медных стружек. В первую пробирку налейте немного концентрированной серной кислоты и слегка нагрейте. Во вторую пробирку налейте разбавленной азотной кислоты, а в третью — концентрированной азотной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

### **Опыт № 2** Взаимодействие меди с ионами менее активных металлов

В две пробирки поместите по 1-2 мл растворов нитрата серебра и нитрата ртути. В каждую из них опустите конец медной проволоки, предварительно защищенной наждачной бумагой. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций. Раствор нитрата серебра оставьте для последующего опыта.

### **Опыт № 3** Получение гидроксида и оксида меди (I)

Из имеющихся реактивов получите осадок гидроксида меди (II). К образовавшемуся осадку добавьте 60%-й раствор щелочи и раствор глюкозы. Смесь хорошо перемешайте и нагрейте. Образовавшийся в начале осадок гидроксида меди (I) при дальнейшем нагревании переходит в оксид меди (I). Отметьте цвета осадков. Реакция идет по уравнению:



Какой вывод можно сделать о термической устойчивости гидроксида меди(I)? Осадок оксида меди (I) промойте дистиллированной водой методом декантации. Осадок разделите на 6 пробирок и сохраните для следующих опытов.

### **Опыт № 4** Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксида меди (I)

К осадку  $\text{Cu}_2\text{O}$  в первую пробирку прилейте 1 мл разбавленной серной кислоты, во вторую — по каплям концентрированной серной кислоты, в третью пробирку по каплям концентрированной соляной кислоты до полного растворения осадка, в четвертую пробирку — избыток концентрированного раствора гидроксида натрия. Опишите свои наблюдения. Напишите уравнения реакций. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства оксида меди.

### **Опыт № 5** Получение аммиачного комплекса меди (I)

В 5-ю и 6-ю пробирки с осадком  $\text{Cu}_2\text{O}$  добавьте 25%-й раствор аммиака до полного растворения. Одну из пробирок плотно закройте пробкой, другую оставьте на воздухе. Опишите наблюдаемое явление. Напишите уравнения реакций. Охарактеризуйте устойчивость аммиакатов меди (I) и (II).

### **Опыт № 6** Получение и свойства галогенидов меди (I)

К 5 мл 0,1М раствора сульфата меди (II) прилейте 1-2 мл 0,1М раствора иодида калия. К содержимому пробирки прилейте 1-2 мл 1М раствора сульфата

натрия до исчезновения бурой окраски йода. Отметьте цвет осадка иодида меди (I). Осадок иодида меди промойте водой методом декантации. Осадок разделите на две пробирки. В первую пробирку прилейте концентрированный раствор аммиака, во вторую — концентрированную соляную кислоту. Опишите, что наблюдаете, напишите уравнения реакций.

#### **Опыт № 7** Получение и свойства гидроксида меди (II)

К 2 мл 0,1М раствора сульфата меди медленно прилейте 2-3 мл 0,1М гидроксида натрия до полного осаждения гидроксида меди (II). Полученный осадок декантацией отделите от осадка, промойте дистиллированной водой и разделите на четыре пробирки. В первую пробирку прилейте 1-2 мл 2М раствора соляной кислоты, во вторую — такое же количество концентрированного раствора гидроксида натрия, в третью — 5 мл 25%-го раствора аммиака. Четвертую пробирку нагрейте на водяной бане до изменения цвета осадка.

Опишите свои наблюдения, напишите уравнения реакций. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства гидроксида меди (II).

#### **Опыт № 8** Образование тетрахлоорокупрат (II) комплекса

К 1-2 мл раствора сульфата меди добавьте кристаллы хлорида натрия до изменения окраски. Одну часть этого раствора разбавьте водой, другую часть оставьте для следующего опыта. Напишите уравнения реакций.

#### **Опыт № 9** Получение этилендиаминового комплекса меди (II)

К разбавленному раствору сульфата меди из опыта № 8 по каплям прилейте раствор этилендиамина. Сравните окраску аммиачного и этилендиаминного комплексов. Составьте уравнение реакции.

#### **Опыт № 10** Гидролиз солей меди (II)

а) Испытайте лакмусовой бумагой раствор соли меди (II). Какова реакция среды? Напишите уравнение гидролиза.

б) К раствору сульфата меди (II) 1-2 мл прилейте 1-2 мл раствора карбоната натрия. Напишите уравнение взаимодействия сульфата меди с карбонатом натрия при участии воды.

### **Соединения серебра**

При работе с серебром следует помнить о ценности серебра и его соединений, поэтому необходимо использовать минимальное количество реактивов и все его остатки после реакции сливать в специальную посуду, находящуюся в лаборатории.

#### **Опыт № 11** Получение серебра

а) Восстановление ионов серебра из растворов его солей более активными металлами. (Вами уже проведено в опыте № 2).

б) Восстановление ионов серебра солями олова (II)

Из имеющихся реактивов получите тетрагидроксостанат (II) натрия (используйте 60%-й раствор KOH). К полученному раствору добавьте немного нитрата серебра из опыта № 2. Что представляет собой выпавший черный осадок? Напишите уравнения реакций.

**Опыт № 12** Реакция среды раствора нитрата серебра

Используя лакмусовую бумажку, определите реакцию среды раствора нитрата серебра. Сделайте вывод о силе гидроксида серебра как основания.

(Раствор используйте для опыта № 13).

**Опыт № 13** Получение оксида серебра

Для получения оксида серебра (I) налейте в пробирку 1 мл раствора нитрата серебра (из опыта № 12) и 1 мл раствора гидроксида натрия. Какой вывод можно сделать о прочности гидроксида серебра? Докажите основной характер полученного осадка. Какую кислоту нужно брать? Почему?

**Опыт № 14** Получение и свойства галогенидов серебра

В четыре пробирки налейте по 1 мл 0,1М растворов сульфида натрия, хлорида натрия, бромида и иодида калия, прилейте в каждую пробирку по 1 мл раствора нитрата серебра. Опишите свои наблюдения, напишите уравнения реакций. (Осадки оставьте для следующего опыта).

**Опыт № 15** Комплексные соединения серебра

а) На осадки галогенидов серебра подействуйте избытком 25%-го раствора гидроксида аммония. Что наблюдаете?

б) К осадкам бромида и иодида серебра добавьте раствор тиосульфата натрия до полного растворения осадков.

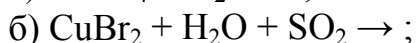
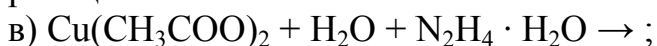
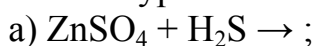
Напишите уравнения реакций.

### Вопросы

1 Чем объясняется потемнение серебряных предметов на воздухе и появление зеленого налета на медных изделиях, например, на разменных монетах?

2 Назовите распространенные сплавы на основе меди, укажите их элементарный состав. Какими химическими методами можно перевести в раствор эти сплавы?

3 Составьте уравнения следующих реакций:



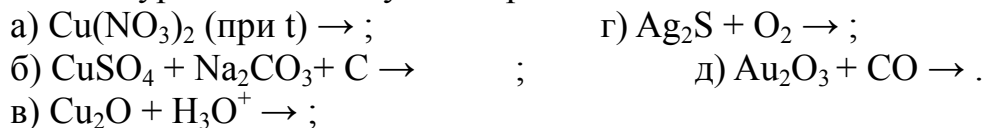
Какие химические свойства меди (II) проявляются в этих реакциях? Предложите способы переведения в раствор образующихся осадков.

4 В пробирках находятся 0,1М водные растворы NaI, NaBr, NaCl, NaF. В каждую пробирку добавляют в избытке 0,1М раствор  $AgNO_3$  . В каких пробирках выпадут осадки? В какой из пробирок (при одинаковых объемах



растворов реактивов) количество вещества в осадке будет наименьшее? Дайте аргументированный ответ.

5 Составьте уравнения следующих реакций:



6 Объясните, почему хлорид серебра (I) лучше химически растворяется в 1М растворе гидроксида аммония, чем в том же растворе, содержащем хлорид аммония с концентрацией 1 моль/л?

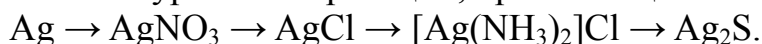
7 Чему равны  $[\text{Cu}^+]$  и  $[\text{Ag}^+]$  над осадками  $\text{Cu}_2\text{Cl}_2$  и  $\text{Ag}$ ? Какая из солей легче растворяется с образованием комплексов?  $\text{PP}(\text{CuCl}) = 1 \cdot 10^{-6}$

8 Осуществите превращение:  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuS} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}$

9 Рассчитайте концентрацию ионов серебра в насыщенных растворах следующих солей: сульфата серебра, хлорида серебра, фосфата серебра, сульфида серебра и объясните характер превращений в следующих системах:



10 Составьте уравнения реакций, протекающих по схеме:



## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 12

### ТЕМА: СОЕДИНЕНИЯ ХРОМА, МОЛИБДЕНА, ВОЛЬФРАМА

Хром, молибден, вольфрам находятся в VIB группе Периодической системы Д.И. Менделеева. Электронная конфигурация валентных уровней этих элементов: Cr —  $3d^5 4s^1$ ; Mo —  $4d^5 5s^1$ ; W —  $5d^4 6s^2$ . Хром в соединениях проявляет степени окисления: +2; +3; +4; +6. Молибден и вольфрам - +3; +4; +5; +6.

#### Опыт № 1 Получение и свойства оксида хрома (III)

а) Получение оксида хрома (III) (демонстрационный опыт)

На поднос насыпьте в виде конуса немного измельченного дихромата аммония. На вершине конуса сделайте небольшое углубление и с помощью стеклянной трубки внесите 2 капли спирта. Горящей спичкой или лучинкой подожгите пары спирта. Происходящая реакция напоминает извержение вулкана. Напишите уравнение реакции, отметьте изменение окраски.

б) В три пробирки поместите по совочку оксида хрома (III), в одну пробирку прилейте воды, в другую — разбавленной серной кислоты, в третью — раствор гидроксида натрия. Опишите свои наблюдения.

#### Опыт № 2 Получение и кислотно-основные свойства гидроксида хрома (III)

К 1 мл раствора хлорида хрома (III) добавьте по каплям 0,1М раствор щелочи до выпадения осадка гидроксида хрома (III). Полученный осадок

разделите на две пробирки, слейте жидкость с осадка методом декантации. В одну пробирку добавьте по каплям 2М раствор серной кислоты, во вторую — 6М раствор щелочи до полного растворения осадка. Продукт взаимодействия второй пробирки оставьте для следующих опытов.

Опишите свои наблюдения, отметьте цвет растворов и осадков, напишите уравнения реакций, отметьте кислотно-основные свойства гидроксид хрома(III).

### **Опыт № 3** Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома (III)

Раствор тетрагидроксохромата (III), полученный в предыдущем опыте, разделите на две пробирки. В первую добавьте бромной воды, в другую пероксида водорода. Проследите за изменением окраски в обеих пробирках. Напишите уравнения реакций.

### **Опыт № 4** Гидролиз солей хрома (III)

а) На синюю лакмусовую бумагу поместите раствор хлорида хрома (III). С помощью рН-метра измерьте рН этого раствора.

б) Необратимый гидролиз

В две пробирки налейте по 1 мл 0,1М раствор соли хрома (III). В первую пробирку прилейте несколько капель 0,1М раствора карбоната натрия, во вторую — несколько капель сульфида натрия. Наблюдайте выпадение осадков.

Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной формах.

### **Опыт № 5** Равновесие дихромат ↔ хромат

К 1-2 мл раствора хромата калия добавьте несколько капель раствора серной кислоты, а к 1-2 мл раствора дихромата калия — несколько капель раствора гидроксида калия. Наблюдайте за изменением цвета растворов. Напишите уравнения реакций. Какое равновесие устанавливается в водных растворах хроматов и дихроматов?

### **Опыт № 6** Образование малорастворимых хроматов

а) В три пробирки налейте по 2 мл раствора хромата калия и добавьте по 1-2 мл растворов: в первую - хлорида бария, во вторую — нитрата серебра, в третью — нитрата свинца. Обратите внимание на окраску выпавших осадков. Напишите уравнения реакций. Зная величины рПР, равные соответственно 9,7; 11,7; 13,8, рассчитайте растворимость осадков.

б) Образование малорастворимого монохромата серебра

Возьмите две пробирки. В одну налейте 1 мл раствора хромата калия, в другую столько же раствора дихромата калия. Затем в обе пробирки прилейте по 1-2 капли раствора нитрата серебра. Обратите внимание на цвет осадков. Напишите уравнения реакций.

### **Опыт № 7** Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома(VI)

а) К раствору дихромата калия прилейте немного раствора серной кислоты

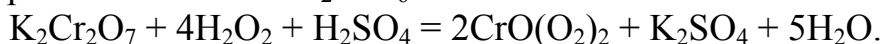
и нитрита натрия. Смесь слегка нагрейте. Что наблюдаете?

б) К раствору дихромата калия, подкисленного серной кислотой, добавьте раствор сульфита натрия. Что наблюдаете?

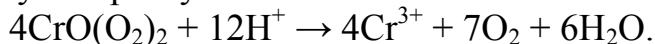
Напишите уравнения реакций. Расставьте коэффициенты методом электронно-ионного баланса.

### **Опыт № 8** Качественная реакция на ион хрома (VI)

В пробирку поместите 0,5 мл хромата калия, подкислите его раствором серной или азотной кислоты, прилейте 1 мл изоамилового спирта, немного (0,5 мл) пероксида водорода и содержимое пробирки встряхните. Органическая среда окрашивается в ярко-синий вследствие образования пероксида хрома  $\text{CrO}_5$  или надхромовой кислоты  $\text{H}_2\text{CrO}_6$



Через некоторое время окраска бледнеет, а водная среда приобретает зеленую окраску



### **Опыт № 9** Получение молибденовой кислоты

К насыщенному раствору молибдата натрия прилейте раствор азотной кислоты (1:1) до pH = 3 — 4 и наблюдайте выпадение осадка молибденовой кислоты  $\text{H}_2\text{MoO}_4$ .

Опишите ваши наблюдения, напишите уравнение реакции.

### **Опыт № 10** Получение вольфрамовой кислоты

К раствору вольфрамата натрия прилейте избыток разбавленной серной кислоты. При этом выделяется объемистый осадок вольфрамовой кислоты  $\text{H}_2\text{WO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ .

Опишите ваши наблюдения, напишите уравнение реакции.

### **Опыт № 11** Качественная реакция на молибден (VI)

В пробирку налейте 0,5 мл раствора молибдата аммония (натрия), добавьте 3-4 капли азотной кислоты (1:1) до полного растворения осадка молибденовой кислоты и добавьте 0,5 мл раствора гидрофосфата (или фосфата) натрия. Наблюдайте появление ярко желтого кристаллического осадка



## **Вопросы**

1 В какой форме ионы хрома (III) существуют в кислом и щелочном растворах? Приведите уравнения реакций, иллюстрирующих кислотно-основные свойства гидроксида хрома (III).

2 Составьте уравнения реакции получения  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  термическим разложением  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Какова роль энтальпийного и энтропийного факторов в протекании этого процесса? Является ли он обратимым?

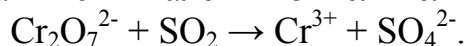
3 Как изменяются кислотно-основные свойства одготипных соединений с

повышением степени окисления хрома в рядах:  $\text{CrO} - \text{Cr}_2\text{O}_3 - \text{CrO}_3$ ;  $\text{Cr}(\text{OH})_2 - \text{Cr}(\text{OH})_3 - \text{H}_2\text{CrO}_4$ ;  $\text{CrF}_2 - \text{CrF}_3 - \text{CrF}_6$ ? Ответ обоснуйте примерами уравнений реакций.

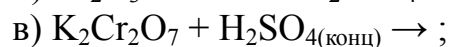
4 Опишите строение  $\text{CrO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{CrO}_5$ . Какие условия способствуют полимеризации иона  $\text{CrO}_4^{2-}$  в растворе?

5 Опишите процессы и напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить из  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  следующие продукты: а)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ; б)  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$ ; в)  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ ; г)  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ; д)  $\text{CrO}_3$ .

6 Найти эквиваленты окислителя и восстановителя в реакции:



7 Составьте уравнения следующих химических реакций:



8 Как изменяется окислительная активность в ряду  $\text{Cr}(\text{VI}) - \text{Mo}(\text{VI}) - \text{W}(\text{VI})$ ? Ответ проиллюстрируйте уравнениями соответствующих реакций.

9 Рассчитайте значение pH для 0,1M раствора хлорида хрома (III).

10 Выпадает ли осадок, если смешать 200 мл 0,01M раствора хромата калия и 300 мл 0,01M раствора хлорида бария?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 13

### ТЕМА: МАРГАНЕЦ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Марганец — элемент VIIВ группы, имеет валентную конфигурацию  $3d^5 4s^2$ .

В соединениях марганец проявляет степени окисления от 0 до +7, наиболее устойчивые из них +2; +4; +6; +7.

#### Опыт № 1 Получение и свойства гидроксида марганца

Из соли марганца (II) получите гидроксид марганца (II), отметьте его окраску, напишите уравнение реакции. Полученный осадок разделите на четыре части. Одну пробирку с осадком оставьте стоять на воздухе; во вторую прибавьте разбавленной серной кислоты; в третью — избыток раствора гидроксида натрия; в четвертую — раствор пероксида водорода.

Опишите наблюдения. Напишите уравнения реакций. Охарактеризуйте кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства гидроксида марганца (II).

#### Опыт № 2 Свойства солей марганца (II)

а) В две пробирки налейте по 1 мл раствора сульфата марганца (II), в одну из них добавьте насыщенного раствора сероводорода, в другую раствор сульфида натрия. Опишите наблюдаемые явления, напишите уравнения реакции. Объясните, почему осадок выпадает только в одной из пробирок.

б) В сухую пробирку поместите примерно 1/3 совочка оксида свинца (IV),

налейте 2-3 мл концентрированной азотной кислоты (кислота под тягой!) и с помощью стеклянной трубочки добавьте 1 каплю сульфата марганца (II). Содержимое пробирки встряхните и нагрейте до кипения. Дав осадку отстояться, отметьте цвет раствора. Напишите уравнение реакции. Эта реакция используется в аналитической химии для качественного определения соединений марганца.

в) К 1 мл соли марганца (II) добавьте по каплям раствор перманганата калия. Опишите Ваши наблюдения. Напишите уравнения реакций. Укажите, какие окислительно-восстановительные свойства проявляет марганец (II) в этих реакциях.

**Опыт № 3** Окислительно-восстановительные свойства оксида марганца (IV) Опыт проводить под тягой!

Внесите в пробирку 0,5 шпателя оксида марганца (IV), добавьте 1мл 2н раствора серной кислоты, затем 0,5 мл сульфата железа (II) или раствора соли Мора. Содержимое пробирки встряхивайте до растворения оксида марганца. Затем в полученный раствор добавьте 1 каплю роданида калия.

Опишите Ваши наблюдения. Напишите уравнения реакций. Объясните, для чего в опыте в раствор добавляется роданид калия?

**Опыт № 4** Получение и свойства солей марганца (VI)

а) В сухую пробирку внесите немного кристаллического перманганата калия. Нагрейте пробирку в пламени горелки до прекращения выделения газа. Какой газ выделяется? Как его обнаружить?

б) В сухую пробирку насыпьте совочек бертолетовой соли, с помощью шпателя внесите 4 гранулы гидроксида калия и 2-3 крупинки кристаллического сульфата марганца (II). Смесь в пробирке сплавьте (при сплавлении пробирку держите так, чтобы образующаяся вода постепенно стекала к отверстию пробирки). Каков цвет полученного сплава. По охлаждению в пробирку налейте дистиллированной воды.

Опишите Ваши наблюдения, напишите уравнения реакций.

**Опыт № 5** Окислительно-восстановительные свойства солей марганца (VII)

В три пробирки налейте по 1 мл раствора перманганата калия и добавьте поровну в первую пробирку разбавленной серной кислоты, во вторую — воды, в третью — раствора щелочи. Во все пробирки добавьте раствора сульфита натрия. Опишите Ваши наблюдения. Напишите уравнения реакций.

## Вопросы

1 Как ведут себя металлы марганец, технеций и рений по отношению к соляной, разбавленной серной и концентрированной азотной кислотам? Приведите уравнения реакций.

2 Как изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов в ряду  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  -  $\text{Mn}(\text{OH})_4$  -  $\text{H}_2\text{MnO}_4$  -  $\text{HMnO}_4$ ?

3 Какие процессы протекают на угольных электродах при электролизе сульфата марганца (II)?

4 Составьте уравнения реакций образования анионных фторо-, хлоро-, цианокомплексов марганца (II), исходя из раствора, содержащего ионы  $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ . Каково поведение указанных анионных комплексов при разбавлении раствора?

5 Охарактеризуйте кислотно-основные свойства диоксида марганца. Составьте уравнения реакций взаимодействия  $\text{MnO}_2$  с  $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CaO}$ ; а также  $\text{TcCl}_4$  с  $\text{KCl}$ ;  $\text{ReBr}_4$  с  $\text{KBr}$ .

6 Каким типом окислительно-восстановительных процессов сопровождается гидролиз соединений Э(VI)? Приведите уравнения реакций гидролиза  $\text{ReF}_6$  и  $\text{ReOF}_4$ .

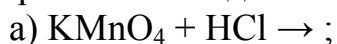
7 Обсудите характер изменения в ряду  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  —  $\text{CrO}_3$  -  $\text{V}_2\text{O}_5$  -  $\text{TiO}_2$ :

1) температуры плавления; 2) растворимости в воде; 3) окислительной активности; 4) кислотно-основных свойств. Объясните найденные закономерности.

8 Напишите уравнение реакции взаимодействия перманганата калия с сернистым газом в кислой среде и вычислите константу равновесия.

9 Выпадет ли осадок сульфида марганца при насыщении 0,1М раствора сульфата марганца сероводородом до концентрации 0,1М.  $\text{PP}_{\text{MnS}} = 1,4 \cdot 10^{-15}$ ,  $K_{\text{д1}(\text{H}_2\text{S})} = 5,7 \cdot 10^{-8}$ ,  $K_{\text{д2}(\text{H}_2\text{S})} = 1,2 \cdot 10^{-15}$ ?

10 Закончите уравнения реакций и расставьте коэффициенты ионно-электронным методом в следующих реакциях:



## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 14

ТЕМА: ЖЕЛЕЗО, КОБАЛЬТ, НИКЕЛЬ, ИХ СОЕДИНЕНИЯ

**Опыт № 1** Взаимодействие железа с кислотами

В пять пробирок внесите по 1-2 мл растворов соляной, серной, азотной кислот, а так же концентрированных серной и азотной кислоты. В каждую из пробирок поместите по железному гвоздю или по кусочку железа. Опыт с концентрированными кислотами проведите при комнатной температуре и при нагревании. Результаты наблюдений занесите в таблицу № 3.

Таблица 3 - Взаимодействие железа с кислотами

кислота	наблюдения			уравнения реакций
	скорость реакции при комнатной температуре	скорость реакции при нагревании	цвет раствора	
HCl разб.				
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> разб.				
HNO <sub>3</sub> разб.				
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> конц.				
HNO <sub>3</sub> конц.				

Опишите наблюдения, отметьте цвет растворов, напишите уравнения реакций, оцените скорость взаимодействия железа с кислотами по трехбалльной шкале.

**Опыт № 2** Получение гидроксида железа (II), изучение его свойств

В три пробирки поместите по 1-2 мл 1М соли Мора  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . В каждую пробирку внесите раствор щелочи до выпадения осадка гидроксида железа (II).

В одну пробирку добавьте при перемешивании раствор соляной кислоты, в другую — концентрированный раствор щелочи, третью оставьте на воздухе и в течение получаса следите за изменениями его окраски.

Опишите наблюдения, напишите уравнения реакций, охарактеризуйте кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства гидроксида железа (II).

**Опыт № 3** Получение сульфида железа (II)

Опыт проводить под тягой

В две пробирки поместите немного соли Мора и добавьте в одну из них сероводородной воды, а в другую - сульфида натрия. Осадок разделите на две части и отделите от раствора методом декантации. К одной части осадка добавьте 2 М раствор соляной кислоты до полного его растворения, вторую часть осадка растворите в 6 М азотной кислоте. Обратите внимание на цвет и запах выделяющихся газов.

Напишите уравнения реакций. Объясните, почему осадок сульфида железа (II) нельзя получить с помощью сероводородной воды?

#### **Опыт № 4** Качественная реакция на железо (II)

Налейте в пробирку 1 мл раствора соли Мора, добавьте несколько капель гексацианоферрата (III) калия. Опишите наблюдения.

Реакция протекает по уравнению:



#### **Опыт № 5** Получение и свойства гидроксида железа (III)

Налейте в пробирку 1 мл 1М раствора хлорида железа (III) и добавьте 2М раствора щелочи до получения осадка гидроксида железа (III). Осадок разделите на две части. К одной части осадка прилейте раствор соляной кислоты, к другой — концентрированный раствор щелочи.

Опишите наблюдения, напишите уравнения реакций, охарактеризуйте кислотно-основные свойства гидроксида железа (III).

#### **Опыт № 6** Окислительно-восстановительные свойства соединений железа (III)

В две пробирки налейте по 1 мл раствора соли железа (III). Добавьте в одну из них 1 М раствора иодида калия, а в другую немного сероводородной воды. Наблюдайте за прохождением реакций. Напишите уравнения реакций.

#### **Опыт № 7** Гидролиз соли железа (III)

Поместите в пробирку 5 капель раствора лакмуса, отметьте его окраску. Добавьте в пробирку немного раствора хлорида железа (III). Наблюдайте за изменением окраски раствора.

Опишите наблюдения, напишите уравнение гидролиза. По изменению окраски лакмуса сделайте вывод о pH раствора.

#### **Опыт № 8** Качественная реакция на ион железа (III)

Налейте в пробирку раствора хлорида железа (III) и добавьте 0,1М раствор роданида аммония. Опишите наблюдения, напишите полное и сокращенное уравнение реакции.

### **Соединения кобальта**

#### **Опыт № 9** Получение и свойства гидроксидов кобальта (II) и никеля (II)

Налейте в пробирку 5 мл раствора соли кобальта и столько же мл раствора щелочи. Полученный осадок разделите на пять частей.

К одной порции осадка прилейте подогретый на водяной бане концентрированный раствор щелочи; к другой — 2 М раствор серной кислоты; третью порцию оставьте на воздухе; к четвертой - 3%-й раствор перекиси водорода, к пятой порции — бромную воду. Опишите наблюдения, укажите цвет продуктов реакций, напишите уравнения реакций.



### **Опыт № 10** Окислительные свойства гидроксида кобальта (III)

Осадок гидроксида кобальта (III), полученный в предыдущем опыте (четвертая порция), декантируйте и добавьте к нему 2 М раствор соляной кислоты до полного растворения осадка. Испытайте действие выделяющегося газа на влажную йод-крахмальную бумагу.

Опишите наблюдения, напишите уравнения реакции. О чем свидетельствует изменение йод-крахмальной бумажки?

### **Опыт № 11** Качественная реакция на ион кобальта (II)

В пробирку поместите 1 мл раствора соли кобальта (II) и добавьте 1 мл насыщенного раствора роданида калия или аммония. Наблюдайте изменение окраски раствора. К полученному раствору добавьте изоамиловый спирт и содержимое пробирки перемешайте встряхиванием. Опишите наблюдения, напишите уравнение реакции.

## **Соединения никеля**

### **Опыт № 12** Получение и свойства гидроксида никеля (II)

В пробирку поместите 5 мл раствора соли никеля (II) и столько же раствора щелочи. Отметьте цвет осадка и разделите его на три части. Одну часть осадка поместите в пробирку и добавьте 2М раствора соляной кислоты до полного растворения осадка. К другой части в пробирке добавьте концентрированной щелочи, к третьей - концентрированного раствора аммиака до полного растворения. Опишите наблюдения, напишите уравнения реакций.

### **Опыт № 13** Окислительно-восстановительные свойства гидроксида никеля (II)

Получите гидроксид никеля (II), как указано в предыдущем опыте. Осадок разделите на три части. Одну часть оставьте на воздухе до конца занятий, ко второй части добавьте равный объем 3%-го раствора пероксида водорода, к третьей части — прилейте бромную воду. Опишите наблюдения, напишите уравнения реакций.

## **Вопросы**

- 1 Железо можно получить восстановлением его оксидов водородом. Какими преимуществами отличается этот способ от традиционного?
- 2 Напишите уравнение гидролиза хлорида железа (III). Рассчитайте степень гидролиза 0,1М раствора этой соли при комнатной температуре.
- 3 Рассчитайте рН ненасыщенных растворов гидроксида железа (II) и гидроксида железа (III).
- 4 Выпадает ли осадок гидроксида железа (II) при сливании: а) равных объемов 0,01М раствора гексацианоферрата (II) калия и 0,1М раствора гидроксида калия; б) 10 мл 0,1М раствора гексацианоферрата (II) калия и 40 мл 0,01М раствора гидроксида калия?
- 5 Рассчитайте рН 0,1М раствора нитрата кобальта (II); 0,01М раствора сульфата

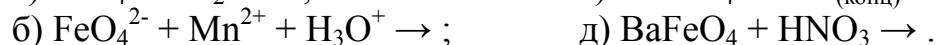
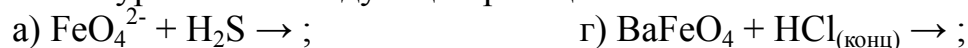
никеля (II).  $K_{д2(\text{Co}(\text{OH})_2)} = 4 \cdot 10^{-5}$ ,  $K_{д2(\text{Ni}(\text{OH})_2)} = 2,5 \cdot 10^{-5}$ .

6 Подберите окислители (2-3 примера), подходящие для осуществления перехода  $\text{M}(\text{OH})_2 \leftrightarrow \text{MO}(\text{OH})$ , где  $\text{M} = \text{Fe}, \text{Co}, \text{Ni}$ .

7 В трех пробирках находятся водные растворы солей  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{CoCl}_2$ ,  $\text{Co}(\text{NH}_3)_2$ . В каждую пробирку добавляют по каплям раствор гидрата аммиака. Опишите и объясните наблюдаемые изменения. Напишите уравнения реакций.

8 Укажите реакции, с помощью которых минерал пирит можно перевести в следующие вещества: сульфат железа (III); сульфат железа (II); оксид железа (III); оксид железа (II); нитрат железа (III).

9 Составьте уравнения следующих реакций:



10 Состав комплексной соли выражается формулой  $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$  . Координационное число иона кобальта (III) равно шести. Определите состав комплекса, если азотнокислое серебро осаждает 1/3 ионов хлора из раствора комплекса.

## СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

- 1 Блументаль, Г. Анорганикум [Текст] : в 2-х т. Т.1: / пер. с нем; Г. Блументаль, З. Энгельс, И. Фиц, В. Хабердитцль, К.-Х. Хекнер, Г. Хенрион, Р. Ландсберг, В. Шмидт, Г. Шольц, П. Штарке, И. Вильке, К.-Т. Вильке; под ред Л. Кольдица. - М. : Мир, 1984. - 672 с. : ил.
- 2 Алешина, В.А. Практикум по неорганической химии [Текст] : учебное пособие для студентов высших учебных заведений / В. А. Алешина, К. М. Дунаева, А. И. Жиров [и др.]; под ред Ю. Д. Третьякова. -М. : Академия, 2004.- 384 с.
- 3 Аликберова, Л. Ю. Практикум по общей и неорганической химии [Текст] : учебное пособие для студентов высших учебных заведений / Л. Ю. Аликберова, Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Г. П. Логинова.- М. : Гуманитарный издательский центр ВЛАДОС, 2004. - 320 с. : ил.
- 4 Демонстрационные опыты по общей и неорганической химии [Текст] : учебное пособие для студентов высших учебных заведений / под ред. проф. Б. Д. Степина.- Гуманитарный издательский центр ВЛАДОС, 2003. - 336 с.
- 5 Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии [Текст] : учебное пособие / Н.С. Ахметов, М.К. Ализова, Л.И. Бадыгина -3-е изд., перераб. и доп.- М. : Высшая школа, Академия, 1999. - 368 с. : ил.

Бубнова Любовь Александровна

## Неорганическая химия

Методические указания  
к выполнению лабораторных работ для студентов  
I курса специальности 020201.65 «Фундаментальная и прикладная химия»  
/Часть II, работы 8 — 14/

Редактор А. С. Мокина

---

Подписано в печать	Формат 60x84 1/16	Бумага тип, № 1
Печать трафаретная	Усл. печ. л. 1,75	Уч. -изд. л. 1,75
Заказ	Тираж 25	Цена свободная

---

РИЦ Курганского государственного университета.  
640669, г. Курган, ул. Гоголя, 25.  
Курганский государственный университет.