

Министерство образования и науки Российской Федерации

Федеральное агентство по образованию РФ

Владивостокский государственный университет  
экономики и сервиса

---

А.Н. САВЕРЧЕНКО

## **ХИМИЯ S-, P-, d-металлов**

Лабораторный практикум  
по химии

Владивосток  
Издательство ВГУЭС  
2008

**Саверченко А.Н.**

С 12 ХИМИЯ S-, P-, d-металлов: лабораторный практикум по химии. – Владивосток: Изд-во ВГУЭС, 2008. – 36 с.

В практикуме приведены лабораторные работы по курсу «Химия» для студентов нехимических специальностей. Методические указания состоят из двух частей: теоретической и экспериментальной. Изучение теоретического материала способствует усвоению данной темы, что позволяет грамотно выполнить эксперимент. В экспериментальной части подробно описана методика выполнения опытов. С целью закрепления изученного материала приводятся контрольные вопросы и карты программированного контроля.

Для студентов I курса специальностей: 2080165 – экология, 08040165 – товароведение и экспертиза товаров.

ББК 81.2

Печатается по решению РИСО ВГУЭС

© Издательство Владивостокский  
государственный университет  
экономики и сервиса, 2008

# Лабораторная работа 1. СВОЙСТВА S-МЕТАЛЛОВ I И II ГРУПП ГЛАВНЫХ ПОДГРУПП И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

**Цель работы:** Изучение химических свойств элементов – металлов I и II групп главных подгрупп и соединений

## 1.1. Теоретическая часть

Все простые вещества можно разделить на металлы и неметаллы, поскольку их свойства существенно различаются (табл. 1.1).

Таблица 1.1

### Некоторые характерные свойства металлов и неметаллов

Характерные свойства	
металлов	неметаллов
Металлическая связь в кристаллах	Ковалентная связь в большинстве простых веществ
Металлический блеск	Различается окраска
Хорошие электропроводность и электрическая проводимость	Плохие электропроводность и электрическая проводимость
Ковкость и пластичность	Как правило, хрупкость твердых тел
Восстановители	Многие из них окислители
Оксиды имеют ионный характер и при растворении в воде образуют основные растворы	Большинство оксидов – ковалентные соединения, при растворении в воде образуют кислотные растворы

Граница между металлами и неметаллами размыта, между ними находятся полуметаллы (рис. 1.1).

Полуметаллы обладают свойствами как металлов, так и неметаллов. Например, мышьяк имеет металлический блеск и электрическую проводимость, однако он хрупок, а желтый мышьяк имеет чисто неметаллические свойства.

Из рис. 1.1 следует, что имеются s-, p-, d- и f- металлы, к неметаллам относятся r-элементы и два s-элемента.

Большинство элементов являются металлами

металлы

неметаллы

(H)															H	He	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac**	Ku	105	106	107	108	109	110								

La\* – включает еще 14 лантаноидов  
 Ac\*\* – включает еще 14 актиноидов

Рис. 1.1. Металлы, неметаллы и полуметаллы в периодической таблице Д.И. Менделеева.  
 Заштрихованы полуметаллы

### 1.1.1. Металлы и их соединения

Большинство химических элементов являются металлами (рис. 1.1). В силу своей химической активности многие из них находятся в природе в связанном состоянии. В технике принято деление металлов на цветные и черные, легкие и тяжелые и т.п.

**Химические свойства металлов.** Будучи восстановителями, металлы могут взаимодействовать с окислителями. Термодинамическая возможность реакции металла с тем или иным окислителем определяется условием  $\Delta G < 0$  или  $E_{\text{ок/в}} > E_{\text{м}^{n+}/\text{м}}$ , где  $E_{\text{ок/в}}$  и  $E_{\text{м}^{n+}/\text{м}}$  – потенциалы окислителя и металла. Основной промышленный источник получения металлов – их руды, хотя в составе морской воды, растительных и животных организмах содержатся многие металлы.

К легким ( $\rho < 5 \text{ г/см}^3$ ) относятся s-металлы и алюминий, скандий и титан, к тяжелым относятся, в основном, d-металлы V–VII – периодов. К легкоплавким относятся, в основном, s- и p-металлы, а также d-металлы II группы. К тугоплавким принадлежат, в основном, d-металлы IV–VIII групп.

Так как металлы и их катионы имеют вакантные молекулярные орбитали, то большинство из них являются комплексообразователями и, соответственно, входят в состав комплексных соединений.

Химические свойства металлов находятся в периодической зависимости от их порядковых номеров.

Элементы – металлы I и II групп главных подгрупп

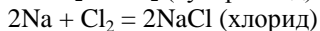
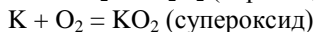
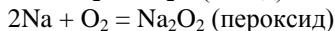
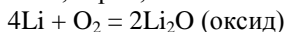
В главных подгруппах I и II групп периодической системы расположены s-элементы, относящиеся в свободном состоянии к типичным металлам.

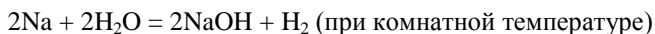
Металлы I группы главной подгруппы – литий, натрий, калий, рубидий, цезий и франций – так называемые щелочные металлы, принадлежат к числу наиболее активных в химическом отношении элементов.

Большие радиусы атомов этих элементов, низкие ионизационные потенциалы свидетельствуют о слабой связи с ядром единственного S-электрона внешнего уровня атома элемента. Этим обусловлена резко выраженная восстановительная активность всех щелочных металлов.

Ионы щелочных металлов имеют степень окисления +1 и в растворах не окрашены. Цвета солей обусловлены окраской кислотного остатка: NaCl, KCl – бесцветные;  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  – желтые;  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  – оранжевый;  $\text{KMnO}_4$  – фиолетовый.

Все щелочные металлы энергично соединяются с кислородом, галогенами, серой, вытесняют водород из воды.





и восстанавливают даже атомы водорода



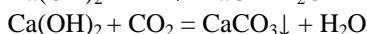
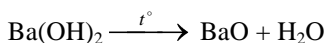
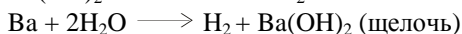
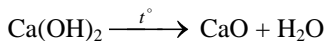
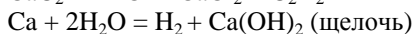
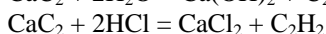
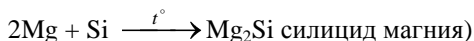
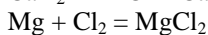
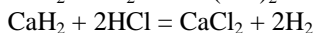
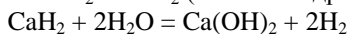
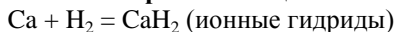
Наименее активен из щелочных металлов литий.

Металлы II группы главной подгруппы – бериллий, магний, кальций, стронций, барий и радий. Их (кроме бериллия и магния) называют щелочноземельными металлами.

На внешнем уровне атомов этих элементов имеется по два спаренных s-электрона, которые при возбуждении атомов разъединяются и обуславливают валентность этих элементов, равную двум. Ионы металлов II группы проявляют степень окисления +2 и в растворах бесцветны. Для перевода s-электрона на p-подуровень требуется энергия, поэтому металлы II группы главной подгруппы менее активны, чем щелочные металлы; радиусы их атомов несколько меньше, а ионизационные потенциалы выше.

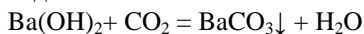
При комнатной температуре бериллий и магний на воздухе достаточно устойчивы, остальные металлы активно окисляются кислородом воздуха. При высоких температурах все рассматриваемые металлы взаимодействуют с галогенами, серой, водородом и др.

#### **Свойства простых веществ и их соединений:**



известковая

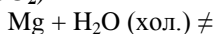
вода

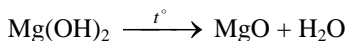
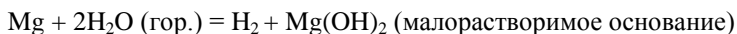


баритовая

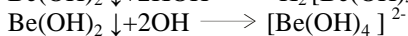
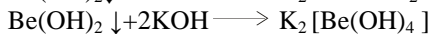
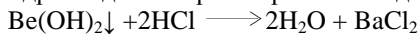
вода

(помутнение известковой (баритовой) воды – качественная реакция на  $\text{CO}_2$ )



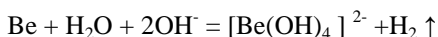


Бериллий отличается по свойствам от других металлов этой подгруппы: у него значительно меньшая восстановительная способность; его гидроксид плохо растворяется в воде и имеет амфотерный характер:



бериллат-ион

Итак, гидроксид бериллия растворяется в щелочах с образованием комплексных бериллат-ионов. Поэтому и металлический бериллий растворяется не только в кислотах (кроме азотной, в которой он пассивируется), но и в водных растворах щелочей с выделением  $\text{H}_2$ :



Это окислительно-восстановительная реакция, в которой окислителем является вода, а образование бериллатных комплексов способствует окислению бериллия.

## 1.2. Экспериментальная часть

### Опыт 2.1. Свойства металлического магния

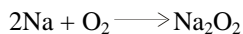
а) *Взаимодействие магния с водой.* Кусочек ленты магния (1–2 см), очищенный от оксида наждачной бумагой, опустите в пробирку с 6–7 каплями дистиллированной воды. Что наблюдаете? Отметив отсутствие реакции при комнатной температуре, закрепите пробирку в штативе и нагрейте пробирку на небольшом пламени спиртовки. Что наблюдаете?

Дайте пробирке остыть и к полученному раствору прибавьте 2–3 капли спиртового раствора фенолфталеина. Как изменилась окраска раствора? Какие ионы получены при взаимодействии воды с магнием? Какой газ при этом выделился? Напишите уравнение реакции.

б) *Взаимодействие магния с разбавленными кислотами.* В две пробирки поместите порошок магния (на кончике микрошпателя) и добавьте в каждую пробирку по 3–5 капель растворов кислот: в первую – соляной, во вторую – серной. Что происходит с магнием? Какой газ выделяется? Напишите уравнения протекающих реакций.

### Опыт 2.2. Оксиды (пероксиды). Получение и свойства

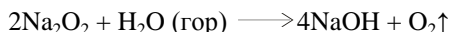
а) *Получение и свойства пероксида натрия.* На крышку тигля положите небольшой кусок натрия и нагрейте крышку снизу. Когда металл расплавится, подожгите его. Отметьте цвет полученного вещества, напишите его структурную формулу.

**Химизм процесса:**

пероксид натрия

Полученное вещество разделите на две части.

б) *Взаимодействие пероксида натрия с водой.* В пробирку с 3-5 мл воды поместите одну часть пероксида натрия. Происходит энергичное выделение газа. Опустите в пробирку тлеющую лучинку. Что наблюдаете? В пробирку с раствором добавьте несколько капель раствора фенолфталеина. Что наблюдаете?

**Химизм процесса:**

К другой части пероксида натрия добавьте по 5-6 капель раствора KI и 2 н раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и 1-2 капли крахмального клейстера. Что наблюдаете?

**Химизм процесса:**

Уравняйте уравнение методом электронного баланса.

б) *Получение и свойства оксида магния.* Возьмите пинцетом 2-3 см магниевой ленты и подожгите ее в пламени спиртовки. Как только магний загорится, выньте его из пламени. Отметьте цвет полученного соединения.

Разделите порошок на три части. Растворите одну часть порошка в воде и добавьте 1-2 капли раствора фенолфталеина. Что наблюдаете?

**Химизм процесса:**

К другой части добавьте раствор серной кислоты. Что наблюдаете?

**Химизм процесса:**

К третьей части порошка добавьте раствор NaOH. Что наблюдаете? Сделайте вывод о характере полученного вещества.

**Опыт 2.3. Получение и свойства гидроксидов**

а) *Получение и свойства гидроксида магния.* В две пробирки внесите по 2-3 капли раствора хлорида магния и такой же объем 0,1 н раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете?

В одну из пробирок внесите несколько капель раствора сильной кислоты, а в другую – избыток раствора щелочи. В обеих ли пробирках



растворился осадок? Каков химический характер гидроксида магния? Составьте уравнения реакций получения гидроксида магния и взаимодействия его с кислотой.

б) *Получение и свойства гидроксида бериллия.* В две пробирки внесите по 2–3 капли раствора соли бериллия и такой же объем 0,1 н раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете?

В одну из пробирок внесите несколько капель разбавленной соляной кислоты, в другую – избыток раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете? На какие свойства гидроксида бериллия указывает растворение осадка в кислоте и щелочи? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

#### **Опыт 2.4. Получение и свойства солей**

а) Возьмите три сухие пробирки. В одну поместите маленький кусочек натрия и добавьте концентрированную серную кислоту. Что наблюдаете?

В две другие пробирки бросьте по кусочку магния. В одну из пробирок добавьте разбавленный раствор  $\text{HNO}_3$ , а в другую раствор  $\text{CuSO}_4$ . Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

б) *Получение гидрокарбоната магния.* К горячему раствору сульфата магния добавьте раствор карбоната натрия до образования осадка гидрокарбоната магния  $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$ . Что еще наблюдаете?

К полученному осадку добавьте соляной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

в) *Получение карбонатов щелочноземельных металлов.* Возьмите три сухие пробирки. Налейте в пробирки по 5–7 капель солей кальция, стронция и бария. Добавьте в каждую пробирку несколько капель раствора карбоната натрия. Обратите внимание на вид полученных осадков. Испытайте отношение полученных карбонатов к соляной кислоте. Прилейте в каждую пробирку раствор 2н соляной кислоты.

Напишите уравнения реакций получения карбонатов и их растворения в соляной кислоте.

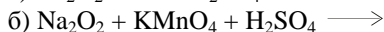
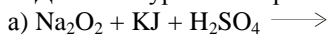
#### **Контрольные вопросы**

1. Напишите электронные формулы атомов элементов – металлов I и II групп главных подгрупп. Какова валентность этих элементов в невозбужденном и возбужденном состояниях?

2. Как изменяются восстановительные свойства элементов металлов I и II групп главных подгрупп в периоде (слева направо) и в подгруппе (сверху вниз)? С чем это связано?

3. Составьте уравнение реакции получения гидроксида бериллия и бария. Подтвердите соответствующими уравнениями реакций свойства этих гидроксидов.

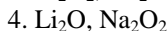
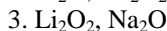
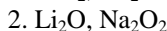
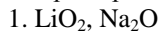
4. Дописать уравнения реакций



Окислителем или восстановителем является пероксид натрия в этих реакциях?

### Примерный билет программированного контроля

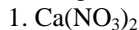
1. При горении Li и Na на воздухе соответственно образуются



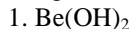
2. Кальций не реагирует с



3. Гидроксид натрия не реагирует с



4. При действии избытка щелочи на хлорид бериллия образуется



4. Реакция не идет

5. Наиболее сильное основание

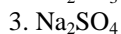
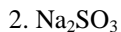


6. Гибридизация атомных орбиталей бериллия в молекуле  $\text{BeCl}_2$

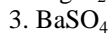


7. Гидролизу не подвергается соль





8. Из указанных веществ щелочную реакцию имеет



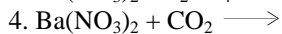
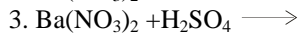
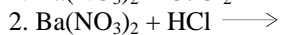
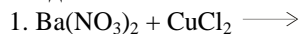
Пропущенным веществом в схеме химической реакции является



10. С кислотами и щелочами взаимодействует оксид...



11. Уравнение реакции, практически осуществимой в растворе, имеет вид



## Лабораторная работа 2. P-МЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

**Цель работы:** Изучение свойств элементов-металлов III–IV групп главных подгрупп и некоторых их соединений.

### 2.1. Теоретическая часть

В главных подгруппах III–VII групп периодической системы элементов расположены p-элементы (кроме водорода, относящегося к s-элементам), среди которых в свободном состоянии есть металлы и неметаллы (рис. 1.1).

При переходе от s-металлов к p-металлам отмечается увеличение числа электронов (до 3–4) на внешнем уровне атомов за счет заполнения ими p-подуровня. Это приводит к снижению восстановительной способности элементов и частичной утрате некоторыми из них типично металлических черт: мягкости, легкоплавкости. Такие металлы, как алюминий Al, галлий Ga, индий In и таллий Tl, атомы которых содержат на внешнем уровне по два s- и по одному p-электрону ( $ns^2p^1$ ), входят в состав III A-группы периодической системы элементов Д.И. Менделеева, и их называют  $p^1$ -элементами. Олово Sn и свинец Pb, в атомах которых имеется по два внешних p-электрона, входят в состав IV A-группы, и их называют  $p^2$ -элементами.

К p-металлам относятся висмут Bi- $p^3$  – элемент и радиоактивный полоний Po- $p^4$  – элемент, в атомах которых третий и, соответственно, четвертый p-электроны расположены на шестом уровне, что объясняет легкость их потери атомами и металлический характер этих элементов.

К p-металлам также иногда относят полуметаллы, такие как сурьма и астат.

Наиболее технически важные p-металлы алюминий, олово и свинец. По распространению в земной коре (массовая доля 8,8%). Алюминий уступает лишь кислороду и кремнию. Олово и свинец – относительно распространены в земной коре (массовая доля 8-10<sup>-2</sup>% и 1,6·10<sup>-3</sup>%.).

#### 2.1.1. Химические свойства

На воздухе Al, Ga и In пассивируются, быстро покрываясь тончайшей (порядка 10нм) сплошной пленкой оксида Me<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Таллий медленно окисляется на воздухе полностью. При сильном нагревании эти металлы сгорают с большим выделением теплоты.

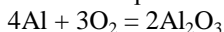
В III A-группе от Al к Tl основные свойства оксидов усиливаются, и возрастает склонность к снижению степеней окисления элементов в

соединениях. Для Al и Ga характерна степень окисления +3, для In кроме степени окисления +3 возможны +2 и +1, а для Tl более типична степень окисления +1.

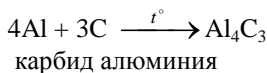
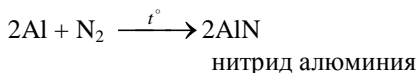
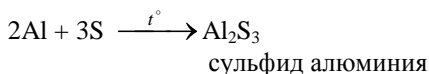
$Al_2O_3$  и  $Ga_2O_3$  – амфотерные оксиды,  $In_2O_3$  – основной оксид с признаками амфотерности (хорошо растворяется в кислоте, но с трудом в щелочах),  $Tl_2O_3$  – щелочной характер. Все оксиды металлов III A – группы нерастворимы.

**Алюминий** относится к числу химически активных металлов, он сильный восстановитель ( $E_{Al^{+3}/Al}^0 = -1,66$  В), уже при комнатной температуре взаимодействует с кислородом, хлором и бромом, при нагревании до  $800^\circ$  – с азотом. Координационное число алюминия в соединениях обычно равно 4 или 6. Алюминий – амфотерный металл. Хорошо проводит электрический ток. Получают электролизом расплава  $Al_2O_3$ . Ионы  $Al^{+3}$  бесцветны.

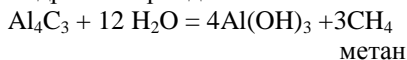
Свойства простого вещества и соединений.



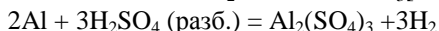
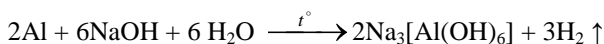
(на воздухе покрывается защитной пленкой оксида)



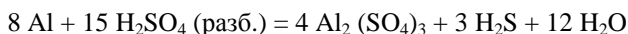
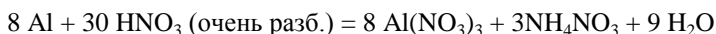
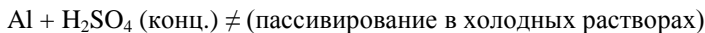
Гидролиз карбида алюминия



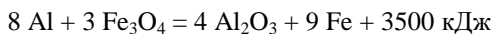
Алюминий проявляет аморфные свойства



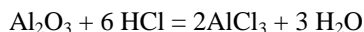
Вследствие образования пленки  $Al_2O_3$  (пассивирования) алюминий устойчив в концентрированных растворах азотной и серной кислот. В растворах этих кислот средней концентрации Al окисляется в  $Al^{+3}$ , восстанавливая  $H_2SO_4$  до  $SO_2$ , S или  $H_2S$ , а  $HNO_3$  – до  $N_2$  или  $NH_4NO_3$ .



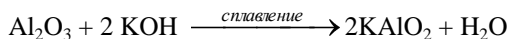
Метод алюминотермии используется для получения металлов:



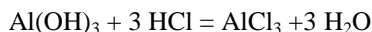
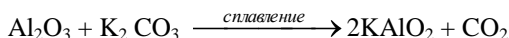
Оксид и гидроксид алюминия проявляют амфотерные свойства



гексагидроксоалюминат калия



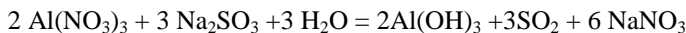
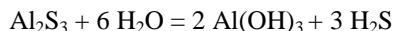
метаалюминат калия



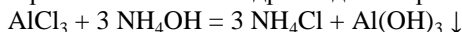
или



Соли алюминия, образованные сильными кислотами, хорошо растворимы в воде и из-за частичного гидролиза придают раствору кислый характер. Соли слабых кислот, как, например, сульфид алюминия  $\text{Al}_2\text{S}_3$ , карбонат алюминия  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ , сульфит алюминия  $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$  и др. подвергаются в водных растворах полному и необратимому гидролизу до  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .



**Качественная реакция на ионы алюминия:** при действии на раствор гидроксида аммония выпадает белый аморфный осадок, который растворяется в избытке гидроксидов натрия или калия.



**Олово и свинец.** Олово в обычных условиях устойчиво к действию воздуха и воды, а свинец окисляется, покрываясь синевато-серой пленкой.



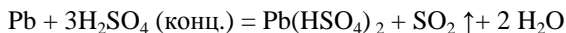
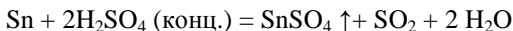
При нагревании металлы IV А группы взаимодействуют с большинством неметаллов: кислородом, серой, галогенами, углеродом.

Для Sn в соединениях более устойчива степень окисления +4, а +2 для Pb. Поэтому при окислении этих металлов неметаллами олово образует соединения типа  $\text{SnO}_2$ ,  $\text{SnS}_2$ ,  $\text{SnCl}_4$ , а свинец –  $\text{PbO}$ ,  $\text{PbS}$ ,  $\text{PbCl}_2$ , и т.д.

**Отношение к кислотам.** В соляной и разбавленной серной кислотах олово растворяется очень медленно (из-за поверхностной пленки оксида) с образованием ионов  $\text{Sn}^{2+}$  и выделением  $\text{H}_2$ . Свинец в таких кислотах не растворяется, так как покрывается нерастворимыми продуктами окисления хлоридом свинца (II)  $\text{PbO}_2$  и сульфатом свинца (II)  $\text{PbSO}_4$ . В концентрированной соляной и серной кислотах, особенно при нагревании, оба металла растворяются.



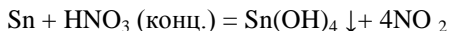
Концентрированной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  олово окисляется в  $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$ , а свинец (если массовая доля кислоты превышает 80%) – в  $\text{Pb}(\text{HSO}_4)_2$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$  при этом восстанавливается металлами в  $\text{SO}_2$ .



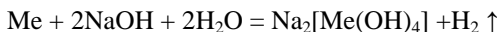
Разбавленной азотной кислотой олово окисляется в нитрат олова (II)  $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ , а свинец – в нитрат свинца (II)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , восстанавливая  $\text{HNO}_3$  в  $\text{NO}$ .



Концентрированная  $\text{HNO}_3$  переводит олово в  $\beta$ -форму  $\text{Sn}(\text{OH})_4$ , а свинец – в  $3\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , восстанавливаясь в  $\text{NO}_2$ .



**Отношение к щелочам.** Олово и свинец – амфотерные металлы, поэтому растворяются не только в кислотах, но и в концентрированных растворах щелочей.



*Соединения олова.* Олово образует устойчивые соединения, в которых имеет степень окисления +2 и +4.

*Соединения олова (II) Оксид олова (II).*  $\text{SnO}$  – темно-бурый порошок, образующийся при разложении гидроксида олова (II)  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  в атмосфере оксида углерода (IV).

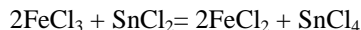
Гидроксид олова (II)  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  – амфотерное соединение. Он легко растворяется как в кислотах, так и в щелочах, в последнем случае с образованием гидрокостаннитов.



Хлорид олова (II)  $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  образует бесцветные кристаллы. При сильном разбавлении хлорида олова (II) водой происходит его частичный гидролиз с образованием осадка основной соли.



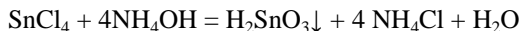
Хлорид олова (II) – восстановитель. Так, хлорид железа (III)  $\text{FeCl}_3$  восстанавливается им в хлорид железа (II)  $\text{FeCl}_2$ :



*Соединения олова (IV)*. Оксид олова (IV)  $\text{SnO}_2$  встречается в природе и может быть получен искусственно сжиганием металла на воздухе.

*Гидроксиды олова (IV)* называются оловянными кислотами и известны в двух модификациях: в виде  $\alpha$ -оловянной кислоты и в виде  $\beta$ -оловянной кислоты.

$\alpha$ -оловянная кислота  $\text{H}_2\text{SnO}_3$  может быть получена действием водного раствора аммиака на раствор хлорида олова (IV):

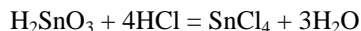


Приведенная выше формула  $\alpha$ -оловянной кислоты является лишь простейшей из возможных. Правильнее было бы изобразить состав этой кислоты формулой  $m\text{SnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ .

$\alpha$ -оловянная кислота легко растворяется в щелочах, образуя соли, содержащие комплексный анион  $[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$  и называемые гидроксо-станными:



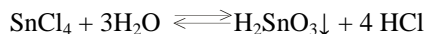
Кислоты также растворяют  $\alpha$ -оловянную кислоту с образованием солей олова (IV).



$\beta$ -оловянная кислота в отличие от  $\alpha$ -оловянной кислоты не растворяется ни в кислотах, ни в растворах щелочей. Получают  $\beta$ -оловянную кислоту действием концентрированной азотной кислоты на олово (см. выше).

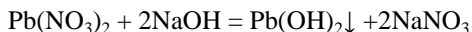
*Хлорид олова (IV)*  $\text{SnCl}_4$  образуется при действии хлора на металлическое олово или на хлорид олова (II).

В водных растворах, особенно в разбавленных, хлорид олова (IV) подвергается гидролизу; конечным продуктом гидролиза является  $\alpha$ -оловянная кислота.



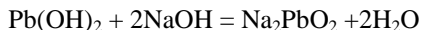
*Соединения свинца (II)*. Оксид свинца (II)  $\text{PbO}$  образуется при нагревании расплавленного свинца на воздухе.

*Гидроксид свинца (II)*  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  образуется при действии щелочей на растворимые соли свинца (II). Он обладает амфотерными свойствами и растворяется в кислотах с образованием солей свинца (II), а в щелочах с образованием гидроксоплюмбитов.

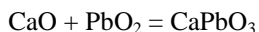




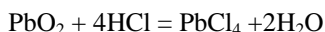
При сплавлении  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  с сухими щелочами получают соли, называемые плюмбитами:



*Соединения свинца (IV).* Оксид свинца (IV)  $\text{PbO}_2$  образуется при действии сильных окислителей на оксид или соли свинца(II), представляет собой амфотерный оксид с преобладанием кислотных свойств. Например, при сплавлении диоксида свинца с оксидом кальция образуется плюмбат кальция  $\text{CaPbO}_3$ , соль, отвечающая несуществующей в свободном состоянии свинцовой кислоте  $\text{H}_2\text{PbO}_3$



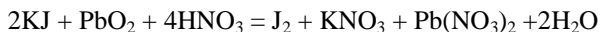
Основные свойства диоксида свинца проявляются в образовании очень нестойких солей свинца (IV):



Образующийся хлорид свинца (IV) легко отщепляет хлор, переходя в хлорид свинца (II):



Все соединения свинца (IV) – очень сильные окислители.



## 2.2. Экспериментальная часть

### Опыт 1. Отношение р-металлов к кислотам

*Отношение алюминия к кислотам.* В три пробирки поместите по кусочку металлического алюминия и добавьте по 5–10 капель: в первую – 2М раствора соляной кислоты, во вторую – 1М раствора серной и в третью – 2М раствора азотной кислоты. Наблюдайте выделение газа во всех пробирках.

Составьте уравнения реакций взаимодействия алюминия с кислотами.

Взаимодействие олова с азотной кислотой.

а) Внесите в пробирку 5–6 капель разбавленной азотной кислоты ( $\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$ ) и опустите в нее кусочек олова.

Реакция идет с образованием, главным образом, бесцветного газа NO и нитрата олова (II).

Напишите уравнение реакции взаимодействия олова с разбавленной азотной кислотой.

б) В пробирку поместите маленький кусочек олова и прибавьте по 5–6 капель концентрированной азотной кислоты. Осторожно подогрейте пробирку.

Отметьте свои наблюдения и напишите уравнение реакции считая, что при нагревании азотная кислота восстанавливается до  $\text{NO}_2$ .

Отношение свинца к кислотам.

а) В три пробирки поместите по кусочку свинца и прилейте по 5–7 капель 2М растворов кислот: в одну – соляной, во вторую – серной, в третью – азотной. Что наблюдаете? Нагрейте пробирки на небольшом огне спиртовки. Во всех ли пробирках идет реакция? По охлаждению растворов добавьте к ним по 2–3 капли раствора иодида калия – реактива на ион свинца  $\text{Pb}^{+2}$ . В какой из пробирок выпал желтый осадок – иодид свинца (II)?

На основании опыта сделайте вывод: в какой кислоте растворяется свинец. Какой газ при этом выделяется?

Составьте уравнение реакции взаимодействия свинца с кислотами. Напишите уравнения реакций растворения свинца в кислоте и получения иодида свинца (II).

б) В три пробирки поместите по кусочку свинца. Испытайте действие концентрированных соляной, азотной и серной кислот. Если металл при обычной температуре не растворяется, осторожно нагрейте. Какие газы выделяются при растворении. Составьте уравнения реакций.

### **Опыт 2. Отношение алюминия к раствору щелочи**

В пробирку поместите кусочек металлического алюминия и добавьте к нему 5–10 капель 2М раствора щелочи. Наблюдайте выделение газа.

Составьте уравнение реакции взаимодействия алюминия с раствором гидроксида натрия.

### **Опыт 3. Получение гидроксидов *p*-металлов (Al, Sn) и исследование их свойств**

а) В две пробирки внесите по 4–6 капель раствора соли алюминия и осторожно добавьте в каждую по 1–3 капли 2М раствора гидроксида натрия до образования осадка гидроксида алюминия. К полученному осадку прибавьте: в одну пробирку 3–5 капель 2М раствора соляной кислоты, в другую – такое же количество гидроксида натрия. Что наблюдаете в обоих случаях?

Напишите молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

б) Амфотерность гидроксида олова (II).

В две пробирки внесите по 4–6 капель раствора соли олова(II) и осторожно добавьте в каждую по 1–3 капли 2М раствора гидроксида натрия до образования осадка гидроксида олова(II). Испытайте отношение осадка  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  к соляной кислоте и к раствору гидроксида натрия (2М) в избытке. Что наблюдаете в обоих случаях?

Напишите молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

#### **Опыт 4. Пассивирование алюминия**

Кусочек алюминиевой проволоки, очищенной наждачной бумагой, опустите в пробирку и прилейте 5–10 капель концентрированной азотной кислоты. Реагирует ли алюминий с концентрированной азотной кислотой на холоде?

Через 2–3 минуты вылейте кислоту из пробирки и осторожно, не встряхивая металл, промойте его водой, после чего внесите в пробирку 5–10 капель концентрированной соляной кислоты. Реагирует ли алюминий с соляной кислотой? Отметьте пассивирующее действие концентрированной азотной кислоты на алюминий.

#### **Опыт 5. Взаимодействие алюминия с растворами солей**

В две пробирки положите по кусочку алюминия и добавьте в одну из них 5–10 капель раствора сульфата меди, в другую – столько же раствора хлорида меди. Опишите свои наблюдения и отметьте активирующее действие хлорид-иона на разрушение защитной пленки оксида алюминия.

#### **Опыт 6. Получение свинца из его соединений**

Налейте в две пробирки внесите по 5–6 капель раствора соли свинца и опустите в одну пластинку цинка, во вторую – хорошо очищенную пластинку алюминия. Отметьте появление кристаллов свинца на поверхности металлов.

Напишите уравнения соответствующих реакций.

#### **Опыт 7. Окислительные свойства оксида свинца (IV)**

Внесите в пробирку один микрошпатель порошка оксида свинца (IV), 3–5 капель 2н раствора серной кислоты и 5–6 капель раствора иодида калия. Осторожно нагрейте содержимое пробирки. Отметьте, как изменяется цвет раствора (после отстаивания осадка). Перенесите стеклянной палочкой каплю этого раствора на иодкрахмальную бумажку. Отметьте появление синей окраски раствора.

Напишите уравнение реакции взаимодействия оксида свинца (IV) с иодидом калия в кислой среде.

#### **Опыт 8. Восстановительные свойства двухвалентного олова (II)**

а) Восстановление трехвалентного железа.

В две пробирки внесите по 1–2 капли растворов хлорида железа (III) и гексацианоферрата (III) калия  $[K_3[Fe(CN)_6]]$ .

В обе пробирки добавьте воды. В одну из пробирок добавьте несколько капель раствора хлорида олова (II) и наблюдайте в ней плавление

ние синей окраски вследствие образования осадка гексацианоферрата (III) (турнбулева синь)  $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ .

Почему нет синей окраски в другой пробирке? Напишите уравнение реакции восстановления хлорида железа (III) хлоридом олова (II).

б) Восстановление трехвалентного висмута

К полученному в опыте 3 гидроксоангиду натрия прибавьте 1–2 капли раствора соли висмута (III). Сначала появляется белый осадок  $\text{Bi}(\text{OH})_3$ , который постепенно чернеет (образуется свободный висмут). Какое соединение олова получилось при этом?

Напишите уравнение реакции окисления хлорида олова (II) солью висмута в щелочной среде. Может ли ион  $\text{Sn}^{+2}$  проявлять окислительные свойства?

### **Опыт 9. Труднорастворимые соли свинца**

а) В раствор соли свинца (II) прилейте раствор хлорида натрия. Что наблюдаете? Какого цвета осадок? Испытайте растворимость осадка при нагревании.

б) В пробирку с раствором соли свинца (II) добавьте разбавленный раствор серной кислоты. Укажите цвет осадка.

в) В раствор соли свинца (II) прилейте раствор хромата калия. Укажите цвет хромата свинца.

г) В пробирку с раствором соли свинца (II) прилейте раствор иодида калия. Укажите цвет осадка. Дайте отстояться осадку и слейте жидкость. К осадку прилейте 8–10 капель 2н раствора уксусной кислоты и нагрейте до кипения. После медленного охлаждения выпадают золотистые кристаллы («золотой дождь»). Опишите наблюдаемое явление. Напишите молекулярные и ионные уравнения всех реакций.

### **Контрольные вопросы**

1. Гидроксид какого элемента – галлия, индия или таллия имеет наибольшую константу диссоциации по основному типу? Указать факторы, влияющие на усиление основных свойств гидроксидов.

2. Хлорид алюминия или индия в водном растворе будет более гидролизован? Чем это объяснить?

3. Как реагирует алюминий с разбавленной и концентрированной серной кислотой? Написать соответствующие уравнения реакций, указав окислитель в каждой из них.

4. Написать уравнение реакции растворения металлического алюминия в разбавленной серной кислоте и в гидроксиде натрия. Одинаковы ли объемы выделившегося водорода при взаимодействии одного и того же количества алюминия с кислотой и щелочью, взятыми в избытке? Ответ дать, не прибегая к вычислениям.

5. Написать уравнение реакции взаимодействия алюминия с сильно разбавленной азотной кислотой при условии образования соли аммония.

6. Какой из растворов нельзя кипятить в алюминиевом сосуде: нитрата натрия, нитрата ртути, карбоната натрия, хлорида калия?

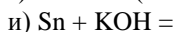
Ответ обосновать, написав соответствующие уравнения реакций.

7. Как практически убедиться в амфотерных свойствах гидроксида алюминия? Написать уравнения соответствующих реакций.

8. Написать электронные формулы атомов олова и свинца. Какой из этих элементов обладает более выраженными металлическими свойствами? Почему?

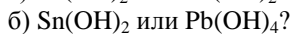
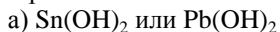
9. Приведите электронные формулы двух- и четырехвалентных ионов олова и свинца. Какие свойства могут проявлять эти ионы – окислительные или восстановительные? Ответ обоснуйте и напишите примеры соответствующих реакций.

10. Какие из указанных ниже реакций возможны при комнатной температуре?



Написать уравнения всех возможных реакций.

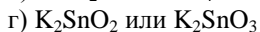
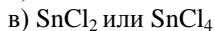
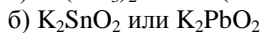
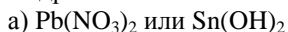
11. Какой из нижеприведенных гидроксидов должен проявлять более выраженные основные свойства?



Ответ мотивируйте.

12. Как получить станнит натрия, имея металлическое олово, соляную кислоту и раствор щелочи? Написать уравнения соответствующих реакций.

13. Какая из указанных ниже солей будет иметь в водном растворе при одинаковых условиях (концентрации и температуры) большую степень гидролиза:



Какова среда растворов этих солей? Как можно уменьшить степень гидролиза каждой из этих солей?

14. Могут ли существовать совместно в растворе:

а)  $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{FeCl}_2$

б)  $\text{SnCl}_2$  и  $\text{FeCl}_3$

в)  $\text{SnCl}_2$  и  $\text{Cu}$

г)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{FeCl}_2$

д)  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  и  $\text{Cd}$ ?

Ответ мотивировать. Написать уравнения возможных реакций.

### Примерный билет программированного контроля

1. Число p-металлов в третьем периоде равно:

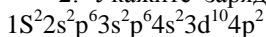
1. двум

2. одному

3. трем

4. пяти

2. Укажите заряд ядра атома элемента с электронной формулой



1. +20

2. +30

3. +18

4. +32

3. Атому олова соответствует электронная формула

1. ...  $3s^2 3p^5$

2. ...  $4s^2 3d^{10}$

3. ...  $5s^2 4d^{10} 5p^2$

4. ...  $5s^2 4d^{10} 5p^5$

4. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атома свинца:

1. ...  $6s^2 6p^2$

2. ...  $5s^2 5p^2$

3. ...  $6p^2$

4. ...  $6p^4$

5. Химическое взаимодействие возможно между:

1. оловом и хлоридом магния

2. оловом и бромидом натрия

3. оловом и нитратом ртути

4. оловом и хлоридом алюминия

6. Гидроксид свинца (II) можно получить взаимодействием:

1. свинца со щелочью

2. оксида свинца (II) с водой

3. нитрата свинца (II) со щелочью

4. сульфата свинца (II) со щелочью

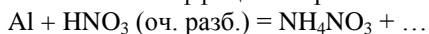
7. Из перечисленных оксидов SnO, PbO<sub>2</sub>, GeO, CuO к амфотерным не относится

1. SnO
2. CuO
3. GeO
4. PbO<sub>2</sub>

8. В водных растворах полному и необратимому гидролизу подвергаются соли

1. Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub> и Al<sub>2</sub>(CO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>
2. Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> и Al<sub>2</sub>(CO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>
3. Al(NO<sub>2</sub>)<sub>3</sub> и Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>
4. Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub> и Al(NO<sub>2</sub>)<sub>3</sub>

9. Укажите коэффициент при азотной кислоте в реакции



1. 24
2. 3
3. 30
4. 8

10. Сульфид свинца (II) образуется при взаимодействии сульфида натрия с

1. Pb
2. Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>
3. PbO
4. PbO<sub>2</sub>

11. Укажите коэффициент при окислителе в реакции



## Лабораторная работа 3. МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНЫХ ПОДГРУПП

**Цель работы:** Изучение химических свойств некоторых переходных металлов и их соединений.

### 3.1. Теоретическая часть

Металлы побочных подгрупп, так называемые переходные металлы, относятся к d-элементам, поскольку в их атомах заполняются электронами d-орбитали. Электронное строение атомов этих металлов выражается формулами  $(n-1) d^{1-10} ns^2$  и  $(n-1) d^{10} ns^1$  (для элементов подгруппы меди).

Металличность переходных элементов объясняется наличием двух или одного электронов во внешнем электронном слое. Поэтому для всех металлов характерна низкая валентность, равная двум, что соответствует возбужденному состоянию атомов  $ns^2 \rightarrow ns^1 p^1$  или единице:  $ns^1$  (для элементов подгруппы меди).

Незавершенный d-подуровень предвнешнего электронного слоя обуславливает многообразие валентных состояний металлов побочных подгрупп, что, в свою очередь, объясняет состояние большого количества их соединений.

К важной особенности d-элементов относится образование ковалентной связи между соседними атомами за счет d-электронов, что существенно влияет на свойства этих металлов. Так как число d-электронов изменяется по периоду, то соответственно изменяются физические и химические свойства металлов. Свойства d-металлов пятого и шестого периодов заметно отличаются от свойств элементов четвертого периода, так как с увеличением порядкового номера элемента в одной и той же группе периодической системы изменяется электронная структура металлов.

На физические свойства простых веществ заметно влияет число неспаренных d-электронов в предвнешнем слое, которые могут образовать локализованную связь. Металлы, имеющие на внешнем s-подуровне один электрон, как правило, имеют более высокую электрическую проводимость (особенно Cu, Ag, Au). Элементы III группы, имеющие всего один d-электрон, по своим свойствам близки к соседним щелочно-земельным металлам, а

d-элементы II группы с полностью заполненным d-подуровнем близки по свойствам к своим соседним p-элементам (подгруппы галлия).



**Химические свойства.** Все d-элементы являются восстановителями. Наиболее сильными восстановителями являются элементы III группы, А также цинк и кадмий (II группа). Соответственно для всех d-элементов, кроме платиновых металлов и металлов I группы, термодинамически вероятно коррозия с выделением водорода в растворах кислот. Однако у большинства

d-элементов образуются защитные оксидные пленки, вызывающие их пассивацию и предохраняющие от коррозии. Наиболее склонны к пассивации металлы IV–VI групп. Элементы III и II групп (кроме ртути) легко взаимодействуют с разбавленными кислотами, а некоторые, например, лантан, и с водой.

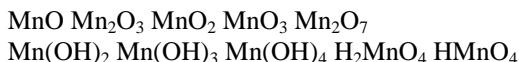
Общим свойством соединений почти всех d-элементов является переменная степень окисления. Так как на внешнем слое у большинства

d-элементов находятся два s-электрона, то они проявляют степень окисления +2. Высшая степень окисления у элементов, не содержащих на орбиталях пар d-электронов (III–VIII группы), соответствует номеру группы. Для элементов VIII группы, у которых d-орбитали имеют электронные пары, высшие степени окисления не характерны. Исключение составляют рутений и осмий, проявляющие высшие степени окисления +8. В связи с переменными степенями окисления для большинства d-элементов характерны окислительно-восстановительные реакции.

Строение и свойства соединений d-элементов зависят от степени окисления атомов. Соединения металлов низшей степени окисления (обычно +2, иногда +1) с сильными окислителями имеют, как правило, ионный характер. Соединения многих d-элементов со слабыми окислителями (N, B, C, H, S, Si) являются металлоподобными веществами. Они обладают электрической проводимостью. Большинство соединений с низшей степенью окисления металлов – восстановители. В соединениях высшей степени окисления металлов химические связи относятся к полярно-ковалентным. Соединения d-элементов высшей степени окисления – сильные окислители. ( $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  и др.).

Оксиды и гидроксиды переходных металлов, в которых последние находятся в низшем валентном состоянии, проявляют обычно основные свойства, например,  $\text{FeO}$  и  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ . Высшие оксиды и гидроксиды характеризуются амфотерными свойствами, например,  $\text{TiO}_2$  и  $\text{Ti}(\text{OH})_4$ , или кислотными, например,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  и  $\text{HMnO}_4$ . Итак, с увеличением степени окисления атомов в оксидах и гидроксидах усиливается кислотный характер последних:

Усиление основных свойств



---

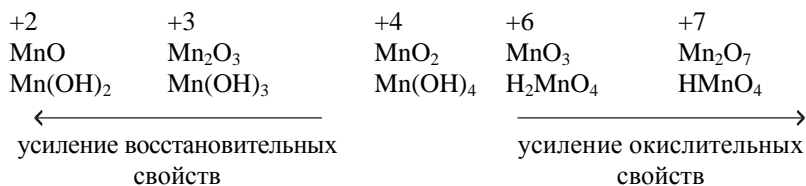
Усиление кислотных свойств



Оксид марганца (II)  $MnO$  является основным, гидроксид марганца (IV)  $Mn(OH)_4$  – амфотерным соединением, а  $HMnO_4$  – очень сильная кислота.

Окислительно-восстановительные свойства соединений рассматриваемых металлов также связаны с валентным состоянием металла.

Например, для оксидов и гидроксидов марганца окислительно-восстановительные свойства изменяются следующим образом:

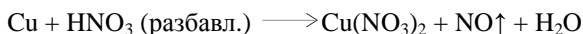
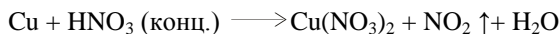


Так как атомы d-элементов и их ионы имеют большое число вакантных орбиталей внешнего (p- и s-орбитали) предвнешнего слоев (d- и у многих f-орбиталей) и относительно небольшой радиус, то для них характерна склонность к комплексообразованию. Они могут образовывать комплексы нейтрального, например,  $Mn(CO)_5$ , катионного, например,  $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$  и анионного, например,  $[Fe(CN)_6]^{3-}$  характера.

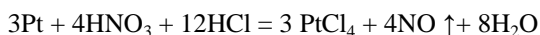
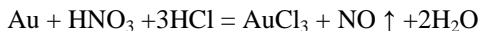
Так как d-металлы и их ионы имеют неспаренные электроны, способные при поглощении световой энергии переходить из основного энергетического состояния в возбужденное, то большинство ионов и их соединений окрашены в тот или иной цвет. Окраска зависит от разности энергии основного и возбужденного состояний и соответственно длин волн поглощаемого света.

Для иллюстрации приведем схемы реакций окисления некоторых d-металлов кислотами:

а) Взаимодействие d-металлов с азотной кислотой

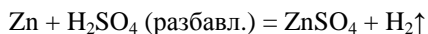


Некоторые d-металлы, не взаимодействующие с азотной кислотой, растворяются в царской водке. Царская водка – смесь 1 объема азотной и 3–4 объемов концентрированной соляной кислоты. В царской водке растворяются золото, платина и др. металлы. Реакции окисления золота и платины протекают в основном согласно следующим уравнениям:

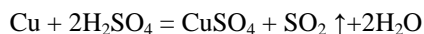


### б) Взаимодействие d-металлов с серной кислотой

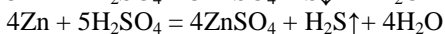
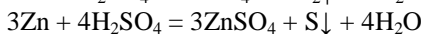
Взаимодействие d-металлов с серной кислотой протекает различно в зависимости от ее концентрации. Разбавленная серная кислота окисляет своим ионом водорода. Поэтому она взаимодействует только с теми металлами, которые стоят в ряду напряжений до водорода. Например:



Концентрированная серная кислота является окислителем за счет серы (VI). Она окисляет металлы, стоящие в ряду напряжений до серебра включительно. Продукты ее восстановления могут быть различными в зависимости от активности металла и от условий (концентрация кислоты, температура). При взаимодействии с малоактивными металлами, например, с медью, серебром, кислота восстанавливается до  $\text{SO}_2$ :



При взаимодействии с более активными металлами продуктами восстановления могут быть как  $\text{SO}_2$ , так и свободные сера и сероводород. Например, при взаимодействии с цинком могут протекать реакции:



## 3.2. Экспериментальная часть

### Опыт 1. Оксиды. Получение и свойства.

1.1. В фарфоровую чашечку насыпьте горкой несколько микрошпатель кристаллического бихромата аммония. В вершину горки вставьте маленький кусочек ленты магния и зажгите его. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

1.2. В фарфоровую чашечку насыпьте небольшое количество кристалликов нитрата меди  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  и осторожно нагрейте. Что наблюдаете? Полученный продукт разделите на две части. К одной части добавьте 2н раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , к другой – концентрированный раствор  $\text{NaOH}$ . Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций. Сделайте выводы о характере полученного оксида.

1.3. В пробирку с раствором нитрата серебра (2-3 капли) прибавьте несколько капель 2н раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете? Какую кислоту следует брать для доказательства характера полученного вещества? Почему? Напишите уравнения реакций.

1.4. В фарфоровую чашечку поместите небольшое количество кристалликов  $\text{CrO}_3$  и облейте осторожно из пипетки несколькими каплями спирта. Что наблюдаете?

Возьмите две пробирки и в каждую поместите небольшое количество кристалликов  $\text{CrO}_3$ , добавьте 1,5–2 мл воды и в одну из них при-

лейте раствор KI и 1-2 капли крахмального клейстера. Что наблюдаете? Напишите уравнения происходящих реакций. Сделайте вывод о свойствах  $\text{CrO}_3$ .

1.5. В фарфоровый тигель внесите три микрошпателя сухого порошка ванадата аммония. Тигель поставьте на асбестированную сетку, помещенную на кольцо штатива, и нагрейте на небольшом пламени горелки, все время помешивая порошок стеклянной палочкой. Нагревание закончите, когда весь порошок изменит свою окраску.

Полученный продукт кирпично-красного цвета – оксид ванадия (V) – охладите и разделите на три пробирки. Прибавьте в каждую по 3–4 капли: в первую – дистиллированной воды, во вторую – раствора гидроксида натрия, в третью – концентрированной кислоты. Хорошо размешайте стеклянными палочками и поставьте пробирки в стакан с горячей водой для более быстрого растворения осадков.

Напишите уравнения реакций: а) разложения ванадата аммония; б) растворения  $\text{V}_2\text{O}_5$  в воде с образованием метаваннадиевой кислоты  $\text{HVO}_5$  (испытайте на лакмус); в) растворения  $\text{V}_2\text{O}_5$  в щелочи с получением метаваннадата натрия; г) растворения  $\text{V}_2\text{O}_5$  в серной кислоте с получением сульфата диоксованадия  $(\text{VO}_2)_2\text{SO}_4$ .

## **Опыт 2. Гидроксиды. Получение и свойства**

### **2.1. Получение гидроксида меди(II) и исследование его свойств**

*а) Термическая неустойчивость гидроксида меди(II). Получите в пробирке малорастворимый гидроксид меди взаимодействием 3–4 капель раствора сульфата меди с таким же объемом раствора щелочи. Каков цвет выпавшего осадка  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ? Закрепите пробирку в лапке штатива в слегка наклонном положении и осторожно нагрейте. Как изменяется цвет осадка?*

Напишите уравнения реакций получения гидроксида меди и его разложения с образованием оксида меди (II).

*б) Химические свойства гидроксида меди(II). Получите гидроксид меди (II) в двух пробирках взаимодействием нескольких капель сульфата меди и щелочи. В одну пробирку прибавьте дополнительно 5–6 капель 2М раствора щелочи, в другую – такой же объем 1М раствора серной кислоты. В каком случае осадок  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  растворяется?*

Напишите уравнения реакций и сделайте вывод о химических свойствах гидроксида меди(II).

### **2.2. Получение гидроксида хрома (III) и изучение его свойств**

Получите в двух пробирках гидроксид хрома взаимодействием растворов соответствующей соли хрома и гидроксида натрия. Отметьте цвет и характер осадка. В одну из пробирок добавьте избыток концентрированного раствора гидроксида натрия, в другую – несколько капель раствора кислоты. Наблюдайте растворение осадка в обоих случаях. Напишите уравнения соответствующих реакций.

### 2.3. Гидроксид марганца (II), его получение и свойства

В три пробирки внесите 3-5 капель раствора какой-либо соли марганца (II) и по 3–4 капли 2 М раствора щелочи. Отметьте цвет осадка. В одной из пробирок размешайте осадок стеклянной палочкой и оставьте стоять в штативе на некоторое время. В другую пробирку прилейте 2–4 капли 2 М раствора соляной кислоты, в третью – 2–4 капли раствора щелочи. Что наблюдаете в каждом случае? Как изменился цвет осадка в первой пробирке? Напишите уравнения всех происходящих реакций.

### 2.4. Получение гидроксида железа (II) и исследование его свойств

Поместите в пробирку три капли раствора соли Мора  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  и добавьте по каплям 2 М раствор щелочи до выпадения зеленоватого осадка гидроксида железа (II)<sup>1</sup>. Перенесите часть осадка в чистую пробирку и проверьте, взаимодействует ли он с 2 М HCl. Остальной осадок перемешайте стеклянной палочкой и наблюдайте через несколько минут побурение вследствие образования гидроксида железа (III). Напишите уравнения всех происходящих реакций.

2.5. Получение гидроксидов цинка и кадмия и исследование их свойств

В две пробирки налейте по 3–4 капли раствора соли цинка, в две другие – раствора соли кадмия. В каждой пробирке получите белые студенистые осадки гидроксидов, добавляя по каплям 2 М раствор щелочи. Проверьте, растворяются ли полученные гидроксиды в разбавленной кислоте и в избытке щелочи.

Напишите уравнения всех возможных реакций, учитывая, что при растворении гидроксида цинка в избытке щелочи образуется комплексная соль цинка, содержащая комплексный ион  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ . Объясните различие в свойствах гидроксидов цинка и кадмия.

### Опыт 3. Окислительные свойства соединений хрома (VI)

*а) Окисление иодида калия.* В пробирку внесите 6–7 капель раствора дихромата калия, 2–3 капли раствора серной кислоты и 3–4 капли раствора иодида калия. Как изменилась окраска раствора? Напишите уравнение реакции.

*б) Окисление сероводорода.* К двум-трем каплям раствора дихромата калия прибавьте столько же 1 М серной кислоты и пропустите медленно ток сероводорода до изменения окраски раствора и появления серы в коллоидном состоянии. Напишите уравнение реакции.

### Опыт 4. Восстановительные свойства соединений марганца (II)

К раствору соли марганца (II) добавьте 2–3 капли раствора щелочи и 3–4 капли раствора пероксида водорода с массовой долей  $\text{H}_2\text{O}_2$ , рав-

---

<sup>1</sup>  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  бесцветен. Зеленоватая окраска осадка связана с частичным окислением  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  на воздухе.

ной 10%. Смесь нагрейте до прекращения выделения кислорода вследствие полного разложения избытка пероксида водорода. Наблюдайте образование осадка  $\text{H}_2\text{MnO}_3$ . Напишите уравнение реакции.

#### **Опыт 5. Восстановительные свойства меди**

В три пробирки внесите по кусочку меди и по 5–6 капель 1 М раствора кислот: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью – азотной. (**Опыт проводить под тягой и в защитных очках!**). Во всех ли пробирках появилось голубое окрашивание, характерное для ионов меди  $\text{Cu}^{2+}$ ? Напишите уравнение реакции взаимодействия меди с азотной кислотой, принимая во внимание, что азотная кислота восстановилась преимущественно до оксида азота NO.

Слейте разбавленные кислоты, оставив в пробирках кусочки меди. Ополосните пробирки и внесите в них по 5–6 капель концентрированных растворов тех же кислот. Проследите сначала при комнатной температуре, потом при осторожном нагревании на пламени горелки, во всех ли пробирках протекает реакция. Напишите уравнения протекающих реакций.

Обратите внимание на запах оксида серы (IV)  $\text{SO}_2$  и на окраску оксида азота (IV).

#### **Опыт 6. Комплексные соединения меди**

В пробирку с 2–3 каплями раствора сульфата меди прибавьте несколько капель 2 М раствора гидроксида аммония. Наблюдайте выделение основной соли  $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ . Напишите уравнение реакции ее образования.

Продолжайте прибавление гидроксида аммония по каплям до полного растворения основной соли. Напишите уравнение реакции, учитывая, что в избытке раствора гидроксида аммония образуются одновременно комплексное основание и комплексная соль меди (II), содержащие медно-аммиачный комплексный ион с координационным числом 4.

Отметьте окраску исходного раствора сульфата меди и раствора, содержащего комплексные соединения меди. Какая химическая связь осуществляется в комплексном ионе  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ?

Для комплексного иона  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  укажите комплексообразователь и напишите его электронную формулу, лиганды и координационное число; неподеленную пару электронов в атоме-доноре; свободные орбитали, предоставляемые акцептором; гибридизацию атомных орбиталей и структуру комплексного иона.

#### **Опыт 7. Получение комплексных соединений цинка и кадмия**

Поместите в одну пробирку две капли раствора соли цинка, в другую – раствора соли кадмия и добавьте в каждую по две капли 2 М раствора гидроксида аммония. Наблюдайте выделение основных солей  $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$  и  $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ . Напишите уравнения реакций их образования.

Прибавляйте в обе пробирки по каплям раствор аммиака до полного растворения осадков. Напишите уравнения реакций, учитывая, что в каждой пробирке одновременно образуются комплексное основание и комплексная соль данного металла. Координационное число в обоих случаях равно 4.

### **Опыт 8. Взаимодействие железа с кислотами**

Налейте в четыре пробирки по пять капель кислот: 2 М HCl, 1 М H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, концентрированной H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, 2 М HNO<sub>3</sub>. В каждую пробирку внесите кусочек железной стружки.

Пробирку с концентрированной серной кислотой нагрейте. Затем добавьте во все растворы по капле 0,01 М раствора тиоционата калия или аммония, которые образуют с ионами железа (III) соль Fe(NCS)<sub>3</sub>, окрашенную в красный цвет. В каких пробирках образовались ионы Fe<sup>3+</sup>?

В тех пробирках, где раствор не окрашивается в красный цвет, при растворении железа образуются ионы Fe<sup>2+</sup>.

Напишите уравнения реакций растворения железа в различных кислотах.

### **Опыт 9. Пассивирование железа**

В пробирку с концентрированной азотной кислотой опустите хорошо зачищенную пластинку из мягкой стали. Наблюдайте быстрое прекращение бурного вначале взаимодействия железа с азотной кислотой. Напишите уравнение реакции пассивирования железа азотной кислотой.

Выньте пластинку из раствора кислоты, несколько раз промойте ее водой и опустите в пробирку с раствором сульфата меди. Для сравнения другую железную пластинку (непассивированную) также опустите в раствор сульфата меди. В каком случае железная пластинка покрывается медью? Почему?

### **Опыт 10. Растворение цинка в кислотах и щелочах**

Поместите в пробирку 4–5 капель 2 М раствора серной кислоты, добавьте один микрошпатель цинковой пыли и подогрейте. Какой газ выделяется? То же проделайте с концентрированной серной кислотой. Какой газ выделяется?

Проверьте растворимость цинка в 2 М растворах соляной кислоты и едкой щелочи. Напишите уравнения всех проделанных реакций.

### **Контрольные вопросы**

1. Напишите электронные формулы атомов циркония, кадмия, железа. Какую валентность проявляют эти элементы в невозбужденном и возбужденном состояниях?

2. С помощью уравнений реакций напишите амфотерность гидроксида хрома (III).

3. В какой степени окисления марганец проявляет только окислительные свойства?

4. К водному раствору сульфата марганца (II) добавлены: а) гидроксид натрия; б) сероводородная вода; в) перманганат калия. Как протекает реакция в каждом конкретном случае? Напишите соответствующие уравнения реакций.

5. Как получить из металлического железа соль железа (II); соль железа (III)?

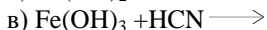
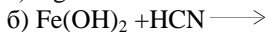
6. Могут ли существовать совместно: а)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  и  $\text{CO}_2$ ; б)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  и  $\text{H}_2\text{S}$ ; в)  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  и  $\text{H}_2\text{O}_2$ ; г)  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{H}_2\text{S}$ ? Напишите соответствующие уравнения реакций.

7. Пользуясь рядом напряжений металлов, укажите, могут ли медь и серебро при обычных условиях вытеснить водород из разбавленных кислот? В какой разбавленной кислоте металлическая медь растворяется? Напишите уравнение реакции.

8. Какой из гидроксидов –  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  или  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  – проявляет более основное свойство? Почему?

9. Напишите уравнения реакций растворения цинка: а) в соляной кислоте; б) в серной кислоте; (концентрированной и разбавленной); в) азотной кислоте; (концентрированной и разбавленной); г) в щелочи.

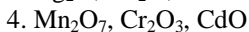
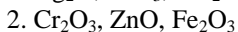
10. Составьте уравнения реакций растворения осадков:



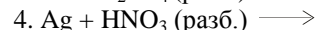
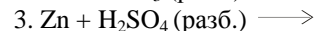
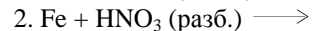
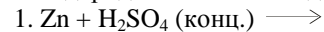
Координационные числа для соединений  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{Fe}^{3+}$  соответственно равны 2,6,6.

### Примерный билет программированного контроля

1. Укажите ряд, содержащий только амфотерные оксиды:



2. Водород интенсивно выделяется при взаимодействии:



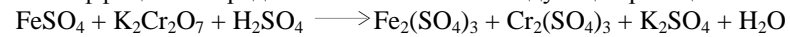


3. Оксиды хрома и марганца в высшей степени окисления проявляют
1. основные свойства
  2. кислотные свойства
  3. амфотерные свойства
  4. амфотерные свойства с преобладанием основных свойств
4. При взаимодействии избытка концентрированной серной кислоты с медью при нагревании будут получены
1.  $\text{CuSO}_4$  и  $\text{H}_2$
  2.  $\text{CuO}$  и  $\text{H}_2\text{S}$
  3.  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{SO}_2$
  4. реакция не идет
5. Присутствие ионов серебра в растворе можно установить с помощью:
1. хлорида бария
  2. нитрата натрия
  3. сульфата калия
  4. сульфата аммония
6. Определите вещества X, Y.
- $$\text{Cu} \longrightarrow \text{X} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 \longrightarrow \text{Y} \longrightarrow \text{ZnO}$$
1.  $\text{CuO}$ ,  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
  2.  $\text{HCl}$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$
  3.  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{ZnSO}_4$
  4.  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$
7. Укажите коэффициент перед окислителем в следующей реакции:
- $$\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$$
1. 2
  2. 3
  3. 1
  4. 4
8. Определите заряд комплексного иона, координационное число и степень окисления комплексообразователя в соединении:
- $$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_2 (\text{NH}_3)_3 \text{Cl}] \text{Cl}_2$$
1. +2, 6, +3
  2. +3, +2, 6
  3. +2, 5, +4
  4. +4, -5, +3
9. Амфотерные свойства проявляют
1. оксид и гидроксид марганца (II)
  2. оксид и гидроксид кадмия

3. оксид и гидроксид хрома (III)

4. оксид хрома (VI) и марганца (VII)

10. Коэффициент перед восстановителем в следующей реакции



1. 1

2. 6

3. 4

4. 2

# СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

## Основная

1. Коровин, Н.В. Общая химия: Учебник. – 2-е изд., испр. и доп. / Н.В. Коровин – М.: Высш. шк., 2000. – 558 с.: ил.
2. Коровин, Н.В. Лабораторные работы по химии: учеб. пособие для студ. вузов / Н.В. Коровин, Э.И. Мингулина, Н.Г. Рыжова; под ред. Н.В. Коровина. – 3-е изд., испр. – М.: Высш. шк., 2001. – 255 с.: ил.
3. Павлов, Н.Н. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Н.Н. Павлова. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Дрофа, 2002. – 458 с.: ил.
4. Фролов, В.И. Практикум по общей и неорганической химии: пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Дрофа, 2002. – 304 с.: ил.
5. Лучинский, Г.П. Курс химии: учеб. для инженерно-технических (нехимических) вузов / Г.П. Лучинский. – М.: Высш. шк., 1985. – 416 с.

## Дополнительная

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для студ. химико-технологических спец. вузов / Н.С. Ахметов. – 4-е изд., испр. – М.: Высш. шк.: Академия, 2001. – 743с.: ил.
2. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: учебное пособие / М.К. Азизова, Н.С. Ахметов, Л.И. Бадьгина. – 3-е изд., перераб. и доп. – М.: Высш. шк.: Академия, 1999. – 368с.: ил.
3. Коржуков, Н.Г. Неорганическая химия: учеб. пособие для студ. вузов / Н.Г. Коржуков; под ред. Г.М. Курдюмова. – М.: МИСИС, 2001. – 367 с.
4. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Я.А. Угай. – 2-е изд., испр. – М.: Высш. шк., 2000. – 527 с.
5. Глинка, Н.Л. Общая химия: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под ред. канд. хим. наук В.А. Рабинович. – 27-е изд., стереотип. – СПб.: Химия, 1988. – 704 с.
6. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – 26-е изд., стер. – Л.: Химия, 1988. – 272 с.

## СОДЕРЖАНИЕ

Лабораторная работа 1. СВОЙСТВА S-МЕТАЛЛОВ I И II ГРУПП ГЛАВНЫХ ПОДГРУПП И ИХ СОЕДИНЕНИЙ .....	1
1.1. Теоретическая часть .....	3
1.2. Экспериментальная часть.....	7
Лабораторная работа 2. P-МЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ .....	12
2.1. Теоретическая часть .....	12
2.2. Экспериментальная часть.....	17
Лабораторная работа 3. МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНЫХ ПОДГРУПП .....	24
3.1. Теоретическая часть .....	24
3.2. Экспериментальная часть.....	27
СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ .....	35

---

Учебное издание

Саверченко Ада Николаевна

### **ХИМИЯ S-, P-, d-металлов**

Лабораторный практикум по химии

В авторской редакции

Компьютерная верстка М.А. Портновой

Лицензия на издательскую деятельность ИД № 03816 от 22.01.2001

Подписано в печать 17.09.08. Формат 60×84/16.  
Бумага писчая. Печать офсетная. Усл. печ. л. 5,2.  
Уч.-изд. л. 4,0. Тираж экз. Заказ

---

Издательство Владивостокский государственный университет  
экономики и сервиса

690600, Владивосток, ул. Гоголя, 41  
Отпечатано в типографии ВГУЭС  
690600, Владивосток, ул. Державина, 57