

**ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ  
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«ДОНЕЦКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ»**

**ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ  
ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ  
ХИМИИ**



**Донецк – 2017**

**ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ  
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«ДОНЕЦКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ»**

**ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ  
ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ  
ХИМИИ**

(методические указания)

Рассмотрено:  
на заседании кафедры общей химии  
протокол № 8 от 10 апреля 2017 г.

Утверждено:  
на заседании учебно-издательского  
совета ДОННТУ  
протокол № 9 от 12 мая 2017 г.

Донецк  
ДОННТУ  
2017

УДК 54 (071)  
ББК 24

Лабораторные работы по неорганической химии /  
Составители: В.В. Приседский, Е.И. Волкова : под ред.  
В.В.Приседского. – Донецк: ДОННТУ, 2015. – 46 с.

Рецензенты :

*Бутузова Л.Ф.* – д.х.н., профессор, зав.кафедрой  
«Химическая технология топлива» ГОУ ВПО «Донецкий  
национальный технический университет»;

*Зубцова Т. И.* – к.х.н., доцент кафедры физической и  
органической химии ГОУ ВПО «Донецкий национальный  
технический университет

Методические указания включают методики проведения лабораторных работ по отдельным темам неорганической химии в составе курса «Общая и неорганическая химия». Способствуют формированию знаний и практических навыков студентов по проведению химического эксперимента, знакомят со свойствами неорганических веществ по группам Периодической системы, с методами математической обработки результатов опытов, учат применению теоретических знаний на практике, способствуют умению делать выводы из результатов эксперимента.

Составители: Приседский В.В., д.х.н., профессор  
Волкова Е.И., к.х.н., доцент

УДК 54 (071)  
ББК 24

© ГОУ ВПО «Донецкий национальный  
технический университет», 2017

## ОГЛАВЛЕНИЕ

Общие правила выполнения лабораторных работ .....	4
<i>s</i> -Элементы I и II групп .....	6
Жёсткость воды .....	7
<i>d</i> -Элементы I группы .....	11
<i>d</i> -Элементы II группы .....	13
Бор и алюминий .....	15
Углерод и кремний .....	17
Подгруппа германия .....	19
<i>p</i> -Элементы V группы. Азот .....	20
<i>p</i> -Элементы V группы. Фосфор и его соединения .....	22
<i>p</i> -Элементы V группы. Подгруппа мышьяка .....	23
<i>p</i> -Элементы VI группы. Сера .....	24
<i>d</i> -Элементы VI группы. Хром .....	27
<i>p</i> -Элементы VII группы. Галогены .....	29
<i>d</i> -Элементы VII группы .....	31
Хром и марганец .....	33
<i>d</i> -Элементы VIII группы. Железо, кобальт, никель .....	34
Приложения .....	36
Использованная литература .....	46

## **Общие правила выполнения лабораторных работ**

Лабораторные работы являются важной составной частью курса химии. Работа в лаборатории помогает закреплению лекционного материала, развивает навыки научного экспериментирования, исследовательского подхода к изучению химии, логического химического мышления.

При проведении эксперимента необходимо придерживаться следующих правил.

1. Опыты следует производить только в чистой посуде.
2. Нельзя выливать излишек реактива из пробирки обратно в ёмкость для хранения реактива.
3. Сухие соли необходимо набирать чистым шпателем или ложечкой, причем излишек реактива нельзя высыпать назад в ёмкость с реактивом.
4. Не следует путать пробки, пипетки или шпатели от разных ёмкостей. В противном случае можно испортить весь реактив.
5. Чтобы внутренняя сторона пробки оставалась чистой, пробку следует класть на стол внешней стороной.
6. Нельзя уносить реактивы общего пользования на свое рабочее место.
7. Отработанные дорогие (например, остатки солей серебра) реактивы необходимо сливать в специально поставленные для них ёмкости.

## **Правила техники безопасности и первая помощь при несчастных случаях**

1. Нельзя брать вещества руками и пробовать их на вкус. При определении вещества по запаху пробирку следует держать на расстоянии и направлять движением руки воздух от отверстия пробирки к носу.
2. Опыты с концентрированными кислотами и щелочами, ядовитыми и летучими веществами следует проводить в вытяжном шкафу.
3. Не наклоняться над отверстием пробирки во избежание попадания брызг на лицо и одежду.

4. Во время нагревания жидкости держать пробирку отверстием в сторону от себя и от товарищей.
5. При разведении концентрированных кислот, особенно серной, необходимо осторожно вливать кислоту в воду!
6. При нарушении правил безопасности в лаборатории возникает необходимость в оказании неотложной медицинской помощи: порезы рук стеклом, ожоги горячими предметами, кислотами, щелочами.
7. Следует помнить правила оказания первой помощи:
8. При ранении стеклом необходимо удалить осколки из раны, смазать края раны раствором йода и перевязать бинтом.
9. При ожоге рук или лица реактив необходимо смыть большим количеством воды, затем обработать место ожога разбавленной уксусной кислотой (в случае ожога щелочами) или раствором соды (в случае ожога кислотой). После этого рану следует снова хорошо промыть водой.
10. При ожоге горячей жидкостью или горячим предметом обожжённое место необходимо обработать раствором перманганата калия, смазать мазью от ожога или вазелином.
11. При химических ожогах глаз обильно промыть глаза водой, используя специальную ванночку, а затем обратиться к врачу.

### **Правила противопожарной безопасности**

1. При проведении опытов, в которых может произойти самовозгорание, необходимо иметь песок, одеяло и т.п.
2. В случае воспламенения горючих веществ быстро погасите горелку, выключите электронагревательные приборы, отставьте сосуд с огнеопасным веществом и тушите пожар:
  - горящие жидкости прикройте одеялом, а затем, если нужно, засыпьте песком, но не заливайте водой;
  - загоревшийся фосфор гасите мокрым песком или водой;
  - в случае воспламенения щелочных металлов гасите пламя только сухим песком, но не водой.
3. Во всех случаях пожара в лаборатории немедленно вызовите пожарную команду (за исключением воспламенения щелочных металлов). До прихода пожарной команды воспользуйтесь углекислотным огнетушителем.

# ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

## s-Элементы I и II групп

**Необходимые приборы и реактивы:** штатив с пробирками; растворы NaCl, LiCl, CaCl<sub>2</sub>, SrCl<sub>2</sub>, BaCl<sub>2</sub>, MgCl<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, BeCl<sub>2</sub>, HCl, HNO<sub>3</sub>, NaOH, KOH(конц.), фенолфталеин, оксиды магния и кальция, нихромовые или платиновые проволочки, дистиллированная вода, горелка.

### Порядок выполнения работы

#### **Опыт 1. Обнаружение ионов щелочных металлов по окрашиванию пламени**

Подержите некоторое время нихромовую или платиновую проволочку в соляной кислоте. Опустите ее в раствор соли лития и внесите в пламя горелки. Так же поступите с солями калия, натрия. Перед погружением проволочки в раствор соли каждый раз очищайте ее в кислоте. Запишите, в какой цвет окрашивают пламя соли лития, натрия, калия. Повторите опыт с солями стронция, бария, кальция.

#### **Опыт 2. Получение и изучение свойств гидроксида бериллия**

Из имеющихся в наличии реактивов получите гидроксид бериллия и исследуйте его отношение к нагреванию, растворам кислот, растворам щелочей. Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде. На основании проведенных опытов сделайте вывод о свойствах гидроксида бериллия.

#### **Опыт 3. Свойства оксидов кальция и магния**

Поместите в одну пробирку небольшое количество оксида кальция, во вторую – оксида магния. Налейте в каждую немного воды, сильно встряхните и добавьте несколько капель фенолфталеина. Какой из гидроксидов имеет более выраженные основные свойства? Напишите уравнения протекающих реакций.

#### **Опыт 4. Растворимость солей щелочно-земельных металлов**

На основании произведения растворимости оцените относительную растворимость сульфатов кальция, магния,

стронция, бария. Получите наименее растворимую соль. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

### Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы

1. Почему *s*-элементы I и II групп не встречаются в природе в свободном состоянии?

2. Почему элементы подгруппы кальция называют щелочно-земельными металлами?

3. Как изменяются восстановительные свойства и химическая активность металлов в главных подгруппах I и II групп? Укажите возможные степени окисления этих элементов.

4. Как изменяются основные свойства оксидов и гидроксидов *s*-элементов I и II групп по подгруппам? Напишите уравнения реакций, подтверждающих основно-кислотные свойства NaOH и Mg(OH)<sub>2</sub>.

5. Могут ли находиться одновременно в растворе следующие ионы: а) Ca<sup>2+</sup> и H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>; б) Ca<sup>2+</sup> и PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>; в) Ca<sup>2+</sup> и HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>; г) Ca<sup>2+</sup> и CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>; д) Ca<sup>2+</sup> и NO<sub>3</sub><sup>-</sup>? Ответ подтвердите уравнениями протекающих реакций.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

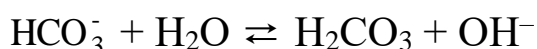
### Жёсткость воды

**Необходимые приборы и реактивы:** бюретка, коническая колба объёмом 250 мл, цилиндр объёмом 50 мл, растворы: аммиачно-буферный, HCl, трилон Б; индикаторы метиловый оранжевый и хром тёмно-синий.

### Порядок выполнения работы

#### Опыт 1. Определение карбонатной (временной) жёсткости воды

Содержащиеся в воде гидрокарбонаты кальция и магния подвергаются гидролизу и создают щелочную среду:



Наличие гидрокарбонатов в воде легко выявить метиловым оранжевым, который в щелочной среде становится жёлтым. При



добавлении соляной кислоты к воде, содержащей гидрокарбонаты, ионы водорода взаимодействуют с анионами  $\text{HCO}_3^-$ :



По достижении в процессе титрования точки эквивалентности жёлтая окраска индикатора сменяется на оранжевую.

1. В коническую колбу отмерьте 100 мл водопроводной воды и добавьте 2-3 капли метилоранжа. Раствор окрасится в жёлтый цвет.

2. Определите начальный уровень раствора соляной кислоты в бюретке.

3. Добавляйте соляную кислоту по каплям в колбу при непрерывном перемешивании до изменения окраски раствора на оранжевую. При появлении красной окраски (кислой среды) опыт переделайте.

4. Определите уровень кислоты после титрования.

5. Проведите опыт ещё раз.

6. При несовпадении результатов двух определений повторите п.1-5.

7. Полученные данные запишите в табл. 1.

Таблица 1

№	Объём воды, $V_1$ , мл	Уровень НСl в бюретке, мл		Объём НСl, пошедшей на титрование $V_2$ , мл	Среднее значение $V_2$ , мл	Концентрация НСl, $c_{\text{H}_2}$ , моль/л
		до титрования	после титрования			
1	100					
2	100					

По закону эквивалентов:

$$V_1 \cdot c_{\text{H}_1} = V_2 \cdot c_{\text{H}_2}$$

где  $V_1$  – объём водопроводной воды, мл;

$c_{\text{H}_1}$  – нормальная концентрация гидрокарбонатов в воде, моль/л;

$V_2$  – среднее значение объёма соляной кислоты, пошедшей на титрование, мл;

$c_{\text{H}_2}$  – нормальная концентрация НСl, моль/л.

Концентрация гидрокарбонатов в воде:

$$c_{\text{H}_1} = \frac{V_2 \cdot c_{\text{H}_2}}{V_1}$$

Карбонатная жёсткость воды  $J_1 = c_{\text{H}_1} \cdot 10^3$ , ммоль/л.

## Опыт 2. Определение общей жёсткости воды

Общую жёсткость определяют титрованием раствором трилона Б – динатриевой соли этилендиаминтетрауксусной кислоты.

Суть методики заключается в том, что в слабощелочной среде анионы индикатора хрома темно-синего образуют с ионами кальция и магния комплексные соединения, окрашенные в красно-вишнёвый цвет. В процессе титрования они разрушаются вследствие образования более прочных комплексных соединений катионов кальция и магния с трилоном Б (титрантом). При этом в точке эквивалентности анионы освободившегося индикатора окрашивают раствор в чернильно-синий цвет. Индикатор изменяет свою окраску в зависимости от концентрации ионов кальция и магния и рН раствора. Поэтому, для поддержания постоянного значения рН  $\sim 10$  титрование проводят в присутствии аммиачно-буферного раствора.

1. В плоскодонную колбу отмерьте 50 мл водопроводной воды и добавьте 50 мл дистиллированной воды.

2. Внесите в колбу 5 мл аммиачно-буферного раствора и несколько кристаллов индикатора хрома тёмно-синего.

3. Отметьте начальный уровень трилона Б в бюретке.

4. Непрерывно покачивая колбу, добавляйте по каплям раствор трилона Б до изменения окраски от винно-красной до сиреневой. С этого момента титрование следует проводить медленнее. Окончание титрования устанавливают по появлению чернильно-синей окраски раствора.

5. Отметьте уровень трилона Б после титрования.

6. Опыт повторите ещё раз.

7. При несовпадении результатов двух определений повторите п.1-6.

8. Результаты запишите в табл. 2.

Таблица 2

№	Объём водопроводной воды, $V_1$ , мл	Уровень трилона Б в бюретке, мл		Объём трилона Б, пошедшего на титрование $V_2$ , мл	Среднее значение $V_2$ , мл	Концентрация трилона Б, $c_{H_2}$ , моль/л
		до титрования	после титрования			
1	50					
2	50					

Обработку результатов проведите по формуле:

$$V_1 \cdot c_{H_1} = V_2 \cdot c_{H_2},$$

где  $V_1$  – объём водопроводной воды, мл;

$c_{H_1}$  – общая концентрация солей в воде, моль/л;

$V_2$  – среднее значение объёма трилона Б, пошедшего на титрование, мл;

$c_{H_2}$  – нормальная концентрация трилона Б, моль/л.

Общая концентрация солей в воде:

$$c_{H_1} = \frac{V_2 \cdot c_{H_2}}{V_1}$$

Общая жёсткость воды  $J_2 = c_{H_1} \cdot 10^3$ , ммоль/л.

### Определение некарбонатной (постоянной) жёсткости воды

Постоянную жёсткость  $J_3$  определите по формуле:

$$J_3 = J_2 - J_1 \text{ (ммоль/л).}$$

По величине общей жёсткости  $J_2$  воду можно охарактеризовать как:

- мягкую –  $\leq 2$  ммоль/л;
- средней жёсткости –  $2 - 10$  ммоль/л;
- жёсткую –  $> 10$  ммоль/л.

**В выводах** отметьте степень жёсткости исследуемой воды в соответствии с приведенной шкалой. Какие ионы обуславливают жёсткость водопроводной воды вашего региона? Предложите методы смягчения воды с учетом результатов исследований.

## Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы

1. Какая вода называется жесткой?
2. Какие виды жесткости бывают? Единицы измерения жесткости.
3. Какие методы используют для определения: а) временной (карбонатной) жесткости; б) постоянной (некарбонатной) жесткости?
4. Какие методы применяются для устранения временной (карбонатной) жесткости. Напишите уравнения реакций, протекающих при кипячении воды, содержащей гидрокарбонаты кальция, магния и железа.
5. Какие методы применяются для устранения постоянной (некарбонатной) жесткости? Приведите примеры.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

### *d*-Элементы I группы

**Необходимые приборы и реактивы:** штатив с пробирками; растворы  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{NaOH}$ (конц),  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  разбавленная и концентрированная,  $\text{HNO}_3$  разбавленная и концентрированная,  $\text{KBr}$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , дистиллированная вода, горелка, фильтровальная бумага, стеклянные воронки.

### Порядок выполнения работы

#### Опыт 1. Получение и изучение свойств гидроксида меди(II)

Из имеющихся в наличии реактивов получите небольшое количество гидроксида меди  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . Отметьте цвет осадка. Составьте уравнения реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Исследуйте отношение полученного гидроксида меди к нагреванию, к растворам  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{HNO}_3$ , концентрированному раствору щелочи, избытку  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Составьте уравнения протекающих реакций, укажите изменение окраски и объясните наблюдаемые изменения.

На основании проведенных опытов сделайте вывод о свойствах гидроксида меди(II).

## Опыт 2. Получение комплексного аммиаката меди(II) и его устойчивость

Какие из имеющихся реактивов потребуются для получения комплексного аммиаката меди? Проведите соответствующую реакцию. Отметьте изменение окраски и напишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде по стадиям.

Разделите полученный раствор на две части. К одной части добавьте раствор NaOH, к другой – раствор Na<sub>2</sub>S. В каком случае образуется осадок? Объясните наблюдающиеся изменения, исходя из следующих данных:

$$K_f = \frac{[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]}{[[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2-}]} = 5 \cdot 10^{-11}$$
$$PP_{\text{Cu}(\text{OH})_2} = 2,2 \cdot 10^{-20}; \quad PP_{\text{CuS}} = 6,3 \cdot 10^{-36}$$

## Опыт 3. Свойства галогенидов серебра

а) Какие из имеющихся реактивов нужны для получения AgCl, AgBr, AgI? В отдельных пробирках получите эти соли, сравните их окраску. Осторожно слейте с осадков раствор, перенесите их на фильтровальную бумагу и выставьте на свет. Что наблюдается? Объясните причину потемнения солей.

б) В отдельных пробирках получите AgCl и AgBr. К осадку AgCl прилейте раствор аммиака, а к осадку AgBr – раствор тиосульфата натрия. Что наблюдается? Составьте уравнения реакций образования комплексных соединений серебра.

## Опыт 4. Взаимодействие солей меди(II) с KI

К раствору сульфата меди по каплям добавляйте раствор йодида калия. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Запишите уравнение протекающей химической реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

### Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы

1. Какие степени окисления могут иметь в своих соединениях медь, серебро и золото? Какие из перечисленных степеней окисления являются характерными для каждого из элементов?

2. Взаимодействуют ли медь, серебро и золото с водой, разбавленными кислотами? Почему? Укажите возможные окислители и восстановители в каждом случае.

3. Охарактеризуйте отношение меди, серебра и золота к концентрированным серной и азотной кислотам. Запишите уравнения протекающих реакций.

4. Почему малорастворимый в воде и кислотах йодид серебра растворяется в растворе гидроксида аммония? Напишите уравнение реакции.

5. Напишите формулы аммиачных комплексов Cu(I) и Cu(II). Укажите координационное число комплексообразователя, заряд комплексного иона. Катионный или анионный комплекс образуется?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4

### *d*-Элементы II группы

**ВНИМАНИЕ!** Ртуть и ее соединения очень ядовиты. Поэтому отходы, содержащие ртуть и ее соединения, следует сливать только в специальную посуду. После работы с соединениями ртути необходимо тщательно вымыть руки.

**Необходимые приборы и реактивы:** штатив с пробирками; растворы ZnCl<sub>2</sub>, ZnSO<sub>4</sub>, Hg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, Hg<sub>2</sub>(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, NaOH, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, NH<sub>4</sub>OH, KI, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, индикаторы.

### Порядок выполнения работы

#### Опыт 1. Получение и изучение свойств гидроксидов цинка и кадмия

Из имеющихся в наличии реактивов в отдельных пробирках получите небольшие количества Zn(OH)<sub>2</sub> и Cd(OH)<sub>2</sub>.

Исследуйте отношение полученных гидроксидов к растворам NaOH, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, NH<sub>4</sub>OH (избыток). Что происходит с осадками Zn(OH)<sub>2</sub> и Cd(OH)<sub>2</sub>? Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде и объясните наблюдаемые явления.

Сделайте **вывод** о свойствах гидроксидов цинка и кадмия.

#### Опыт 2. Получение и изучение свойств оксидов ртути

Какие из имеющихся реактивов потребуются для получения оксидов Hg(I) и Hg(II)? В отдельных пробирках получите

небольшие количества этих оксидов. Отметьте цвет полученных осадков. Проверьте их растворимость в кислотах. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Сделайте **вывод** о свойства оксидов ртути.

### **Опыт 3. Получение комплексного соединения ртути**

К 2-3 каплям раствора  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  добавьте 2 капли раствора йодида калия. Наблюдайте образование красного осадка  $\text{HgI}_2$ . К полученному осадку по каплям добавляйте раствор  $\text{KI}$  до полного растворения осадка. Почему осадок растворился? Составьте уравнения протекающих реакций.

### **Опыт 4. Гидролиз солей цинка**

а) Используя соответствующие индикаторы, определите реакцию среды в растворе  $\text{ZnCl}_2$ . Составьте уравнения реакции гидролиза этой соли в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

б) к раствору  $\text{ZnSO}_4$  добавьте раствор  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Наблюдайте образование белого осадка гидрокарбоната цинка и выделение углекислого газа. Составьте уравнения реакций.

### **Опыт 5. Взаимодействие растворимых солей ртути(I) с растворами щелочей**

Налейте в пробирку 1-2 мл раствора  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$  добавьте 1 мл раствора  $\text{NaOH}$ . Что происходит? Составьте уравнение соответствующей химической реакции.

### **Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы**

1. Почему  $\text{Zn}$ ,  $\text{Cd}$  и  $\text{Hg}$  менее активны по сравнению с элементами той же группы?

2. На основании положения  $\text{Zn}$  и  $\text{Cd}$  в таблице Д.И. Менделеева объясните, какой из гидроксидов, цинка или кадмия, проявляет более выраженные основные свойства. Почему?

3. Какая из солей:  $\text{ZnCl}_2$  или  $\text{CdCl}_2$  имеет большую степень гидролиза? Почему?

4. Напишите уравнение реакции цинка с серной кислотой, разбавленной и концентрированной. Укажите окислитель и восстановитель в каждом случае.

5. Что происходит при обработке раствора нитрата ртути (II) избытком йодида калия?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5

### Бор и алюминий

**Необходимые приборы и реактивы:** штатив с пробирками; растворы  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ,  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ , фенолфталеин, метилоранж, порошок алюминия, бура, нихромовые проволочки, горелка, дистиллированная вода.

### Порядок выполнения работы

#### Опыт 1. Получение ортоборной кислоты

Соблюдайте правила техники безопасности!

а) Поместите в пробирку половину микрошпателя буры, растворите ее при подогреве в 2 мл воды. В горячий раствор влейте 2 капли концентрированной серной кислоты. Раствор охладите под проточной водой. Наблюдайте выделение белых кристаллов борной кислоты. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

б) С полученного осадка осторожно слейте раствор. Испытайте растворимость кристаллов  $\text{H}_3\text{BO}_3$  в воде при комнатной температуре и при нагревании.

#### Опыт 2. Гидролиз тетрабората натрия

Какую реакцию имеет раствор тетрабората натрия? Укажите среду. Напишите уравнения реакции гидролиза соли в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

#### Опыт 3. Получение «перлов» метаборатов

Нихромовую проволоку с маленьким кольцом, запаянную в стеклянную палочку, нагрейте докрасна и погрузите в склянку с бурой. Сплавляйте буру в пламени горелки до тех пор, пока в кольце не образуется прозрачная стекловидная масса.

Выньте проволоку из пламени и погрузите в пробирку с заранее приготовленным раствором соли  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$  или  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ . Вновь внесите проволоку в пламя горелки, наблюдайте образование помутнения в стекловидной массе. В какой цвет окрасится «перл»? Напишите уравнения протекающих реакций:

а) разложения буры на метаборат натрия и борный ангидрид;



б) взаимодействия борного ангидрида с нитратом кобальта с получением метабората кобальта и азотного ангидрида;

в) взаимодействия сульфата хрома с бурой с образованием метабората хрома и натрия и выделения серного ангидрида.

#### **Опыт 4. Действие щелочей и кислот на алюминий**

**ВНИМАНИЕ!** Опыт проводится в вытяжном шкафу.

Поместите в две пробирки немного порошка алюминия и добавьте в первую пробирку 30%-ный раствор щелочи, во вторую – разбавленную соляную кислоту. Пробирку со щелочью осторожно нагрейте. Что наблюдается? Напишите уравнения протекающих реакций.

#### **Опыт 5. Получение и изучение свойств гидроксида алюминия**

Из имеющихся в наличии реактивов получите гидроксид алюминия. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Исследуйте его отношение к растворам кислоты и щелочи. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида алюминия.

#### **Опыт 6. Гидролиз солей алюминия**

а) С помощью индикатора исследуйте реакцию раствора соли алюминия. Напишите уравнения реакции гидролиза соли в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

б) Поместите в пробирку 5-6 капель раствора соли алюминия и добавьте такой же объем раствора карбоната натрия. Наблюдайте образования белого осадка гидроксида алюминия и выделение углекислого газа. Почему это происходит? Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

#### **Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы**

1. Напишите уравнения реакции получения бора из борного ангидрида.

2. Какие вещества получают при постепенном прокаливании ортоборной кислоты? Написать уравнения соответствующих реакций и дать название образующимся соединениям.

3. Написать уравнения реакций гидролиза фторида бора и хлорида бора.

4. Что такое пассивирование металлов? Охарактеризуйте отношение металлического алюминия к концентрированной и разбавленной азотной кислоте. Напишите уравнения протекающих реакций.

5. Как практически убедиться в амфотерных свойствах гидроксида алюминия? Напишите уравнения протекающих реакций.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6

### Углерод и кремний

**Необходимые приборы и реактивы:** штатив с пробирками; растворы  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ (конц),  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , фенолфталеин, мелко растертое стекло, лакмусовая бумага, кремний, дистиллированная вода, аппарат Киппа.

### Порядок выполнения работы

#### Опыт 1. Получение угольной и кремниевой кислот

а) В пробирку налейте 1-2 мл дистиллированной воды и поместите в нее кусочек лакмусовой бумаги. В течение 2-3 минут пропускайте через воду углекислый газ из аппарата Киппа. Как изменилась окраска лакмусовой бумаги? Напишите уравнение протекающей реакции.

б) К 2-3 каплям силиката натрия при постоянном встряхивании добавьте по каплям раствор соляной кислоты. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

#### Опыт 2. Получение солей угольной кислоты

а) Налейте в пробирку 2-3 мл раствора гидроксида кальция и пропустите через раствор углекислый газ из аппарата Киппа. Наблюдайте за тем, как раствор становится мутным, а затем – снова прозрачным.

Полученный раствор разделите на две части. В одну пробирку добавьте известковую воду, а другую нагрейте. Что наблюдается в обоих случаях? Напишите уравнения протекающих реакций.

б) Получите карбонаты кальция, бария, свинца, используя имеющиеся растворы солей. Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

### **Опыт 3. Вытеснение кремниевой кислоты из ее солей угольной кислотой**

Налейте в пробирку 2-3 мл раствора силиката натрия. Пропускайте через раствор углекислый газ из аппарата Киппа до образования геля кремниевой кислоты. Почему он образуется? Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

### **Опыт 4. Гидролиз солей угольной и кремниевой кислот**

При помощи индикаторов исследуйте среду растворов карбоната натрия и силиката натрия. Напишите уравнения реакции гидролиза этих солей в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

### **Опыт 5. Выщелачивание стекла**

Поместите в пробирку щепотку мелко растертого стекла, добавьте 5-6 капель дистиллированной воды и 1 каплю фенолфталеина. Нагрейте пробирку до начала кипения раствора. Что происходит? Составьте уравнение протекающей реакции.

### **Опыт 6. Взаимодействие кремния со щелочью**

Поместите несколько крупинок кремния в пробирку и добавьте несколько капель концентрированной щелочи. Какой газ выделяется? Напишите уравнение протекающей реакции.

### **Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы**

1. Запишите электронную формулу атома углерода. Какие возможные степени окисления может иметь углерод в соединениях? Приведите пример таких соединений.

2. Какие оксиды образует углерод? Запишите формулы соответствующих гидроксидов (если образуются), укажите кислотно-основные свойства.

3. Какие молекулы и ионы присутствуют в водном растворе  $\text{CO}_2$ ? Как изменяется концентрация  $\text{CO}_2$  в растворе при уменьшении давления? При повышении температуры?

4. Какая соль гидролизуеться в большей степени: карбонат натрия или силикат натрия? Почему? Написать уравнения реакций гидролиза этих солей.

5. Какие материалы используют для получения стекла?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7

### Подгруппа германия

**Необходимые приборы и реактивы:** штатив с пробирками; растворы  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{SnCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{KCNS}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{HCl}$ (конц), порошок  $\text{PbO}_2$ .

### Порядок выполнения работы

#### Опыт 1. Получение и изучение свойств гидроксидов олова и свинца

Какие из имеющихся в наличии реактивов можно использовать для получения  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  и  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ? Получите небольшие количества этих веществ и проведите реакции, подтверждающие их амфотерность. Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

#### Опыт 2. Восстановительные свойства соединений олова(II)

а) Поместите в две пробирки по 1-2 капли раствора соли железа(III). В одну из пробирок добавьте 6-8 капель раствора  $\text{SnCl}_2$ .

Добавьте в каждую из пробирок по 1-2 капли раствора  $\text{KCNS}$ .

Объясните наблюдающиеся изменения в одной из пробирок. Напишите уравнение реакции.

б) Из имеющихся в наличии реактивов получите  $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$  и по каплям добавьте к нему раствор нитрата висмута. Что наблюдается? Составьте уравнения реакций. Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах соединений олова(II).

#### Опыт 3. Получение труднорастворимых солей свинца

Выберите реактивы, необходимые для получения  $\text{PbCl}_2$ ,  $\text{PbSO}_4$ ,  $\text{PbS}$ ,  $\text{PbI}_2$ ,  $\text{PbCrO}_4$ .

В отдельных пробирках получите эти вещества, укажите их окраску. Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

#### **Опыт 4. Окислительные свойства диоксида свинца**

**ВНИМАНИЕ!** Опыт проводится в вытяжном шкафу.

В пробирку с небольшим количеством порошка  $PbO_2$  добавьте 4-5 капель концентрированной соляной кислоты. Как изменяется цвет осадка? Какой газ выделяется? Напишите уравнение реакции.

#### **Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы**

1. Запишите электронную формулу свинца и укажите возможные степени окисления свинца в соединениях.

2. Какие из указанных гидроксидов проявляют более выраженные основные свойства: а)  $Sn(OH)_2$  или  $Pb(OH)_2$ ; б)  $Sn(OH)_2$  или  $Sn(OH)_4$ ? Дайте мотивированный ответ.

3. Какая соль гидролизует в большей степени: станнат калия или станнит калия? Почему?

4. Что такое пассивирование металлов? Охарактеризуйте отношение металлического свинца к разбавленной и концентрированной серной кислоте. Напишите уравнения протекающих реакций.

5. Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства  $PbO_2$ . Чем они обусловлены? Приведите примеры протекающих реакций.

### **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 8**

#### ***p*-Элементы V группы. Азот**

**Необходимые приборы и реактивы:** штатив с сухими пробирками; лабораторные ступки с пестиками; пробирки с газоотводными трубками; горелка; растворы  $K_3[Fe(CN)_6]$ ,  $KCNS$ ,  $NaNO_2$ ,  $KI$ ,  $KMnO_4$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ , фенолфталеин, кристаллические  $Ca(OH)_2$ ,  $NH_4Cl$ ,  $FeSO_4$ .

#### **Порядок выполнения работы**

##### **Опыт 1. Получение аммиака**

Какова термическая устойчивость хлорида аммония? Почему для получения аммиака необходимо предварительно растереть хлорид аммония с гидроксидом кальция?

Приготовленную смесь хлорида аммония с гидроксидом кальция насыпьте в ступку, тщательно разотрите в течение 2-3 минут. Полученную смесь поместите в пробирку, плотно закройте

пробкой с газоотводной трубкой и поверните трубку вверх. На трубку наденьте сухую пробирку. Закрепите пробирку со смесью в штативе так, чтобы ее нижняя часть находилась над пламенем горелки.

Получите аммиак. Закройте пробирку с аммиаком пальцем, погрузите в кристаллизатор с водой (отверстием вниз) и откройте ее под водой. Что происходит? Закройте под водой пробирку пальцем и выньте из воды. Полученный раствор аммиака используйте в следующем опыте. Составьте уравнения протекающих реакций.

### **Опыт 2. Равновесие в водном растворе аммиака и его смещение**

С помощью индикатора определите реакцию среды в водном растворе аммиака. Наличие какого иона обусловило окраску индикатора? Напишите уравнение электролитической диссоциации образующегося продукта. Запишите выражение константы равновесия.

Разлейте окрашенный индикатором раствор в три пробирки. Как, используя реактивы и нагревание, можно сместить равновесие в водном растворе аммиака? Наблюдайте смещение равновесия по изменению интенсивности окраски индикатора. Для сравнения используйте окрашенный раствор в третьей пробирке. Объясните наблюдаемое смещение равновесия с точки зрения принципа Ле Шателье.

### **Опыт 3. Исследование свойств азотной кислоты**

Приготовьте раствор сульфата железа(II), разлейте его в две пробирки. В одну из пробирок добавьте 3-4 капли раствора красной кровяной соли и убедитесь в наличии ионов  $Fe^{+2}$ .

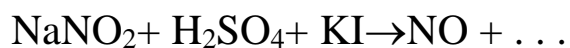
Во вторую пробирку добавьте 1-2 капли азотной кислоты и 3-4 капли разбавленной серной кислоты. Содержимое пробирки прокипятите и охладите. Для обнаружения в полученном растворе ионов  $Fe^{+3}$  добавьте 1-2 капли раствора  $KCNS$ . Как изменяется окраска раствора? Напишите уравнения протекающих реакций.

### **Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства нитритов**

В двух пробирках приготовьте смесь из 3-5 капель раствора  $NaNO_2$  и 1-2 капель раствора  $H_2SO_4$ .

В одну из пробирок добавьте 2-3 капли раствора  $KI$ , в другую –  $KMnO_4$ . Убедитесь, что обе реакции протекают, запишите свои наблюдения.

Составьте уравнения соответствующих реакций :



Укажите окислитель и восстановитель. Почему  $\text{NaNO}_2$  может выступать как в роли окислителя, так и в роли восстановителя?

### **Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы**

1. Каким образом можно отличить хлорид аммония от поваренной соли?

2. Напишите электронную формулу атома азота. Укажите возможные степени окисления азота в соединениях. Приведите примеры таких соединений.

3. Запишите формулы азотистой и азотной кислот. Охарактеризуйте их окислительно-восстановительные свойства. Приведите примеры протекающих реакций.

4. Назовите возможные продукты восстановления разбавленной азотной кислоты в реакциях с металлами. От чего зависит состав продуктов? Запишите уравнение реакции разбавленной азотной кислоты с медью.

5. Назовите возможные продукты восстановления концентрированной азотной кислоты в реакциях с металлами. От чего зависит состав продуктов? Запишите уравнение реакции концентрированной азотной кислоты с цинком.

## **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 9**

### ***p*-Элементы V группы. Фосфор и его соединения**

**Необходимые приборы и реактивы:** штатив с пробирками; растворы  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$  или  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ , лакмус синий и красный.

### **Порядок выполнения работы**

**Опыт 1. Изучение растворимости солей ортофосфорной кислоты.**

В три пробирки поместите 4-5 капель растворов следующих солей:  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  и  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ . В каждую пробирку добавьте по несколько капель солей кальция. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Сделайте вывод о растворимости фосфатов кальция в воде.

## **Опыт 2. Гидролиз солей ортофосфорной кислоты.**

Используя значение константы диссоциации ортофосфорной кислоты, объясните, на какой ступени должен остановиться гидролиз ортофосфата натрия. Проверьте свои предположения следующим опытом.

На белый лист бумаги положите по три кусочка синей и красной лакмусовой бумаги. Капните на каждую из них по одной капле солей:  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  и  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ . Какие лакмусовые бумажки меняют окраску?

Напишите уравнения гидролиза ортофосфата натрия по первой ступени.

Накопление каких ионной препятствует гидролизу этой соли по второй ступени? Накопление каких ионов вызывает изменение окраски лакмуса в растворе дигидрофосфата натрия?

## **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 10**

### ***p*-Элементы V группы. Подгруппа мышьяка**

**Необходимые приборы и реактивы:** штатив с пробирками; растворы  $\text{SbCl}_3$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ , индикаторы фенолфталеин, метилоранж.

### **Порядок выполнения работы**

#### **Опыт 1. Получение и изучение свойств гидроксидов сурьмы(III) и висмута(III)**

Используя растворимые соли, получите гидроксиды сурьмы(III) и висмута(III). Отметьте цвета осадков. Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Исследуйте отношение полученных гидроксидов к растворам кислот и щелочей.

Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксидов сурьмы(III) и висмута(III).

#### **Опыт 2. Гидролиз солей сурьмы(III) и висмута(III)**

С помощью индикаторов определите реакцию среды в водных растворах  $\text{SbCl}_3$  и  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ . Укажите возможные способы увеличения и уменьшения степени гидролиза этих солей. Проверьте свои предположения на опыте. Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.



### **Опыт 3. Получение сульфидов сурьмы(III) и висмута(III)**

Какие из имеющихся в наличии реактивов можно использовать для получения сульфидов сурьмы(III) и висмута(III)? Получите небольшие количества этих веществ, отметьте цвета осадков и сохраните их для следующего опыта. Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

### **Опыт 4. Получение тиосолей**

К полученным в предыдущем опыте осадкам добавьте раствор сульфида натрия. Какой из полученных сульфидов растворяется? Напишите уравнения протекающих реакций, назовите полученные соли.

К раствору тиосоли сурьмы добавьте 2-3 капли соляной кислоты. Что происходит? Напишите уравнения протекающих реакций.

### **Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы**

1. Запишите сокращенные электронные формулы мышьяка, сурьмы и висмута, укажите возможные степени окисления элементов в соединениях.
2. Приведите формулы оксидов и соответствующих гидроксидов мышьяка, сурьмы и висмута, охарактеризуйте их основно-кислотные свойства.
3. Как изменяются металлические и неметаллические свойства мышьяка, сурьмы и висмута в подгруппе?
4. Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства мышьяка, сурьмы и висмута, укажите их изменение в подгруппе.
5. Что вы можете сказать о токсичности мышьяка, сурьмы и висмута?

## **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 11**

### ***p*-Элементы VI группы. Сера**

**Необходимые приборы и реактивы:** штатив с пробирками; колба Вюрца, капельная воронка, коническая колба, газоотводные трубки;  $H_2SO_4$  концентрированная и разбавленная,  $HNO_3$  концентрированная и разбавленная, растворы  $HCl$ ,  $K_2Cr_2O_7$ ,  $H_2S$ ,  $Na_2S_2O_3$ ,  $Pb(NO_3)_2$ ,  $BaCl_2$ , хлорная вода, кристаллические  $Na_2SO_3$ ,  $S$ ,  $FeS$ , уголь; индикаторы фенолфталеин, метилоранж; горелка.

## **Порядок выполнения работы**

**ВНИМАНИЕ!** Газообразные соединения серы ядовиты, поэтому все опыты проводите в вытяжном шкафу. При работе с концентрированной серной кислотой остерегайтесь попадания брызг на лицо, руки, одежду. Добавляйте по каплям концентрированную серную кислоту в воду, а не наоборот!

### **Опыт 1. Восстановительные свойства серы**

В пробирку поместите небольшой кусочек серы и добавьте 5-6 капель концентрированной азотной кислоты. Осторожно нагрейте пробирку. Отметьте выделение газа. 2-3 капли полученного раствора перенесите в чистую пробирку и добавьте 5-6 капель раствора хлорида бария. Отметьте появление осадка, укажите его цвет. Напишите уравнения протекающих реакций.

### **Опыт 2. Получение сернистого газа**

Какие из реактивов можно использовать для получения в лабораторных условиях сернистого газа? Используя колбу Вюрца и капельную воронку, соберите прибор и получите сернистый газ. Выделяющийся газ пропустите через воду в колбочке. Напишите уравнения протекающих реакций. Полученный раствор оставьте для следующего опыта.

### **Опыт 3. Равновесие в водном растворе сернистой кислоты**

Исследуйте реакцию среды в водном растворе сернистого газа. Что собой представляет этот раствор? Что происходит с окраской индикатора при кипячении раствора?

### **Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства сернистой кислоты**

Исследуйте окислительно-восстановительные свойства сернистой кислоты в реакциях с подкисленным раствором бихромата калия и сероводородом. Какие видимые изменения наблюдаются? Напишите уравнения протекающих реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

### **Опыт 5. Окислительные свойства серной кислоты**

а) Стеклой палочкой, смоченной концентрированной серной кислотой, прикоснитесь к фильтровальной бумаге. Бумагу слегка подогрейте, держа ее высоко над пламенем горелки. Что наблюдается?

б) исследуйте действие концентрированной серной кислоты на серу и уголь при нагревании. Что происходит? Напишите уравнения протекающих реакций.

#### **Опыт 6. Восстановительные свойства тиосульфата натрия**

К раствору тиосульфата натрия по каплям добавьте хлорную воду. Ощущается ли запах хлора? Почему? Напишите уравнение реакции.

#### **Опыт 7. Получение сероводорода и изучение его свойств**

а) В пробирку с газоотводной трубкой поместите несколько кусочков сульфида железа(II) и добавьте 1-2 мл соляной кислоты (1:1). Получите сероводород.

К газоотводной трубке поднесите влажную лакмусовую бумагу, а затем кусочек белой бумаги, смоченной нитратом свинца. Что наблюдается в каждом случае? Напишите уравнения протекающих реакций.

б) Исследуйте реакцию горения сероводорода. По запаху определите продукт горения. Внесите в пламя фарфоровую чашу. Что образуется на ее поверхности? Напишите уравнение реакции горения сероводорода.

#### **Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы**

1. Запишите электронную формулу атома серы, укажите возможные степени окисления.

2. Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства сернистой кислоты и сульфитов. Чем они обусловлены? Напишите хотя бы одно уравнение реакции, подтверждающее эти свойства.

3. Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства сероводорода. Предложите реагент, при добавлении которого проявятся указанные свойства. Напишите уравнение реакции, подтверждающее эти свойства.

4. Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства разбавленной серной кислоты. Каким ионом в составе молекулы кислоты они обусловлены? Напишите уравнение реакции взаимодействия разбавленной серной кислоты с металлическим цинком.

5. Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства концентрированной серной кислоты. Каким ионом в составе молекулы кислоты они обусловлены? Назовите возможные продукты восстановления серы. От чего зависит состав продуктов?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 12

### *d*-Элементы VI группы. Хром

**Необходимые приборы и реактивы:** штатив с пробирками; растворы  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$  (конц), бромная вода, кристаллический  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ .

#### Порядок выполнения работы

**Опыт 1. Получение и изучение свойств гидроксида хрома(III)**

а) Какие из имеющихся реактивов можно использовать для получения  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ? Получите в пробирке небольшое количество этого вещества. Запишите уравнение протекающей реакции.

б) Исследуйте отношение полученного гидроксида к растворам кислоты и щелочи. Запишите уравнения реакций, протекающих в каждом случае. Раствор  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  в щелочи оставьте для следующего опыта.

**Опыт 2. Восстановительные свойства соединений хрома(III)**

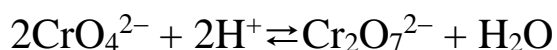
К раствору хромита, полученному в опыте 1, прибавьте несколько капель бромной воды. Смесь нагрейте. Как изменяется окраска раствора? Почему? Напишите уравнения протекающих реакций.

**Опыт 3. Гидролиз солей хрома(III)**

К нескольким каплям раствора соли хрома(III) добавьте такое же количество раствора карбоната натрия. Почему выпадает осадок? Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

**Опыт 4. Равновесие в растворах хроматов и бихроматов**

В растворах, содержащих шестивалентный хром, устанавливается равновесие



хромат-ион                      бихромат-ион  
(жёлтый)                      (оранжевый)

Изменение концентрации ионов водорода  $\text{H}^+$  смещает это равновесие.

В пробирку поместите 5-6 капель раствора  $K_2Cr_2O_7$ . К этому раствору по каплям добавляйте концентрированный раствор щёлочи и наблюдайте изменение окраски. Когда раствор станет жёлтым, добавьте по каплям концентрированную серную кислоту и наблюдайте появление оранжевой окраски. Опыт можно повторять несколько раз.

Сделайте **вывод** о влиянии кислотности среды на устойчивость хромат- и бихромат-ионов.

### **Опыт 5. Окислительные свойства бихроматов**

Используя таблицу окислительно-восстановительных потенциалов, определите, возможно ли окислительно-восстановительное взаимодействие между бихроматом калия и сульфитом натрия в кислой среде. Проведите эту реакцию, запишите уравнение, укажите окислитель и восстановитель.

### **Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы**

1. Запишите электронную формула атома хрома. Укажите возможные степени окисления хрома в соединениях.

2. Ориентируясь на степень окисления хрома в указанных оксидах, охарактеризуйте их основно-кислотные свойства:  $Cr_2O_3$ ,  $CrO_3$ . Запишите формулы соответствующих гидроксидов. Составьте уравнение реакций, подтверждающих эти свойства.

3. Запишите химические формулы хромита натрия, хромата натрия и бихромата натрия. Укажите степень окисления хрома в каждом соединении.

4. Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства соединений хрома(III). Предложите реагент, в присутствии которого соединение хрома(III) будет проявлять окислительные свойства. Напишите уравнение реакции.

5. Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства соединений хрома(VI). Чем обусловлено наличие таких свойств? Напишите уравнение реакции, подтверждающее эти свойства.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 13

### *p*-Элементы VII группы. Галогены

**Необходимые приборы и реактивы:** пробирки с пробками и газоотводными трубками; кристаллизатор с водой; растворы KI, AgNO<sub>3</sub>, HCl(конц), H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(конц), NaOH, хлорная вода, метилоранж, краситель (фуксин), синяя лакмусовая бумага, кристаллические KMnO<sub>4</sub>, NaCl, NaClO.

#### Порядок выполнения работы

**ВНИМАНИЕ!** Все галогены ядовиты, поэтому опыты с ними необходимо проводить в вытяжном шкафу!

После каждого опыта, связанного с выделением хлора, в пробирку внести 2-3 капли тиосульфата натрия Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, пробирку сразу же вымыть.

#### Опыт 1. Получение и изучение свойств хлора

а) Поместите в сухую пробирку несколько кристалликов перманганата калия и добавьте 2-3 капли концентрированной соляной кислоты. Какой газ выделяется (осторожно определите по запаху)? Напишите уравнение реакции.

б) Поднесите к отверстию пробирки влажную синюю лакмусовую бумагу. Как изменяется окраска лакмуса? Почему потом она исчезает? Напишите уравнение реакции взаимодействия хлора с водой, укажите окислитель и восстановитель.

в) Поднесите к отверстию пробирки белую бумагу, смоченную раствором йодида калия. Как изменяется окраска бумаги? Почему позже бумага обесцвечивается? Напишите уравнения протекающих реакций.

#### Опыт 2. Свойства хлорной воды

Налейте в две пробирки по 2-3 капли хлорной воды.

В первую пробирку добавьте несколько капель фуксина. Наблюдайте изменение окраски раствора, объясните причину этого явления.

Во вторую пробирку добавляйте по каплям раствор едкого натра. Ощущается ли запах хлора? Как смещается равновесие в хлорной воде при добавлении щелочи?

### **Опыт 3. Получение хлористого водорода**

На дно пробирки с пробкой и газоотводной трубкой насыпьте поваренной соли и добавьте 5-6 капель концентрированной серной кислоты. Закройте пробирку пробкой, а кончик газоотводной трубки опустите в сухую пробирку и прикройте ватой. Реакционную смесь в пробирке слегка нагрейте. Пробирку с отобраным газом закройте пальцем, опустите в кристаллизатор с водой отверстием вниз и откройте. Что наблюдается? Почему?

Закройте пробирку пальцем под водой, выньте из кристаллизатора. Разделите полученный раствор на две части. К одной части добавьте 1-2 капли метилоранжа, к другой – 2-3 капли раствора  $\text{AgNO}_3$ . Какова реакция раствора? Что образуется в осадке во второй пробирке? Составьте уравнения соответствующих реакций.

### **Опыт 4. Свойства гипохлоритов**

В пробирку поместите 2-3 кристаллика гипохлорита и облейте их концентрированной соляной кислотой. Какой газ выделяется? Напишите уравнение реакции.

### **Опыт 5. Окисление йодида калия**

К 3-4 каплям йодида калия добавьте 2-3 капли хлорной воды. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции.

К полученному раствору продолжайте по каплям добавлять хлорную воду. Почему исчезает окраска раствора? Объясните наблюдаемое явление и напишите уравнение реакции.

### **Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы**

1. Укажите возможные степени окисления галогенов в соединениях.

2. Как изменяется окислительная активность галогенов и восстановительная активность их отрицательно заряженных ионов с возрастанием порядкового номера элемента? Почему?

3. Действием каких галогенов можно выделить свободный бром из раствора бромида калия?

4. Каким способом можно выделить свободный йод из йодида калия?

5. Каким реактивом можно обнаружить в растворе ионы  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 14

### *d*-Элементы VII группы

**Необходимые приборы и реактивы:** штатив с пробирками; растворы  $MnCl_2$ ,  $MnSO_4$ ,  $KMnO_4$ ,  $NaOH$ ,  $H_2SO_4$ , бромная вода; кристаллические  $Na_2SO_3$ ,  $KBr$ .

### Порядок выполнения работы

#### **Опыт 1. Получение гидроксида марганца(II) и изучение его восстановительных свойств**

Какие из предложенных реактивов могут быть использованы для получения гидроксида марганца(II)? Получите небольшое количество этого вещества. Какого цвета осадок? Составьте уравнение реакции образования  $Mn(OH)_2$  в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Полученный осадок разделите на две части. Содержимое одной пробирки интенсивно взболтайте. Во вторую пробирку добавьте 4-6 капель щелочи и 2 капли бромной воды. Как изменяется цвет осадков в пробирках? Объясните наблюдаемое изменение и составьте уравнения протекающих реакций.

Сделайте вывод о свойствах  $Mn(OH)_2$ .

#### **Опыт 2. Окисление соединений двухвалентного марганца**

а) Внесите в пробирку 3-4 капли раствора соли двухвалентного марганца и 2-3 капли раствора щелочи. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Размешайте осадок стеклянной палочкой и наблюдайте изменение цвета до буро-коричневого вследствие окисления двухвалентного марганца до четырехвалентного в присутствии кислорода воздуха и воды. Напишите уравнения протекающих реакций.

б) К раствору соли марганца(II) добавьте раствор перманганата калия. Наблюдайте выпадение осадка. С помощью индикатора определите реакцию раствора. Напишите уравнения протекающей реакции.

#### **Опыт 3. Влияние среды на окислительные свойства перманганата калия**

а) К 1 мл водного раствора перманганата калия добавьте 1 микрошпатель бромида калия. Почему не наблюдается выделение



свободного брома? Добавьте в пробирку 8-10 капель серной кислоты. Как изменилась окраска раствора? Напишите уравнение протекающей реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

б) В три пробирки налейте по 6-8 капель водного раствора перманганата калия. В первую пробирку добавьте 3-4 капли раствора серной кислоты, во вторую – 3-4 капли щелочи. Затем добавьте в каждую пробирку по несколько кристалликов сухой соли  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Как изменяется окраска раствора в каждой пробирке? Составьте уравнения протекающих реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

Сделайте вывод о влиянии среды на окислительные свойства  $\text{KMnO}_4$ .

### **Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы**

1. Укажите различие в строении атомов элементов подгруппы марганца и галогенов. В какой степени окисления эти элементы проявляют наибольшее сходство в свойствах?

2. Ориентируясь на степень окисления марганца в оксидах, укажите их основно-кислотные свойства:  $\text{MnO}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{MnO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ .

3. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет  $\text{MnO}_2$ ? Предложите реагенты, в присутствии которых данный оксид будет проявлять окислительные свойства; восстановительные свойства. Напишите уравнение реакции.

4. В какой из трех сред: кислой, нейтральной или щелочной окислительные свойства перманганат-иона выражены максимально? Каковы продукты восстановления перманганат-иона в каждом случае? Как по цвету раствора определить степень восстановления марганца?

5. Напишите уравнение реакции термического разложения перманганата калия. К какому типу окислительно-восстановительных превращений относится эта реакция?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 15

### Хром и марганец

**Необходимые приборы и реактивы:** штатив с пробирками; растворы  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ (конц), бромная вода; кристаллический  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ .

#### Порядок выполнения работы

##### **Опыт 1. Получение и изучение свойств гидроксида хрома(III)**

а) Какие из имеющихся в наличии реактивы необходимо взять для получения  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ? Получите в пробирке небольшое количество этого вещества. Укажите цвет осадка, составьте уравнение реакции.

б) Исследуйте отношение полученного гидроксида к раствору серной кислоты и щелочи. Объясните наблюдаемые явления, составьте уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Какие кислотно-основные свойства  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  проявляются в этих реакциях?

Раствор  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  в щелочи оставьте для следующего опыта.

##### **Опыт 2. Восстановительные свойства соединений хрома(III)**

К раствору хромита, полученному в опыте 1, добавьте несколько капель бромной воды. Смесь нагрейте. Как меняется окраска раствора? Почему? Напишите уравнение реакции, укажите среду, в которой она протекает.

##### **Опыт 3. Окислительные свойства перманганатов в различных средах**

В три пробирки налейте по 6-8 капель водного раствора перманганата калия. В первую пробирку добавьте 3-4 капли раствора серной кислоты, во вторую – 3-4 капли щелочи. Затем добавьте в каждую пробирку по несколько кристалликов сухой соли  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Как меняется окраска раствора в каждой пробирке? Составьте уравнения протекающих реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

Сделайте вывод о влиянии среды на окислительные свойства  $\text{KMnO}_4$ .

## Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы

1. Запишите электронную формулу атома хрома. Какие степени окисления характерны для него?

2. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства оксидов  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  и  $\text{MoO}_3$ . Запишите уравнения реакций, подтверждающих эти свойства.

3. Назовите следующие соединения хрома:  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CrSO}_4$ ,  $\text{NaCrO}_2$ ,  $\text{K}_3\text{CrO}_3$ . Укажите степень окисления хрома в каждом соединении.

4. Какие реактивы следует добавить, чтобы из гидроксида хрома(III) получить а) хромит натрия; б) сульфат хрома(III)?

5. В какой из трех сред: кислой, нейтральной или щелочной окислительные свойства перманганат-иона выражены максимально? Каковы продукты восстановления перманганат-иона в каждом случае? Как по цвету раствора определить степень восстановления марганца?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 16

### *d*-Элементы VIII группы. Железо, кобальт, никель

**Необходимые приборы и реактивы:** штатив с пробирками; растворы  $\text{CoCl}_2$ ,  $\text{CoSO}_4$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{NiCl}_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{KCNS}$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{KI}$ , кристаллический  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

### Порядок выполнения работы

**Опыт 1. Получение и изучение восстановительных свойств гидроксидов железа(II), кобальта(II) и никеля(II)**

Какие из имеющихся в наличии реактивы необходимо взять для получения  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Co}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ ? Получите небольшие количества этих веществ. Укажите цвета осадков в момент их образования. Наблюдайте, как изменяется их цвет на воздухе. Нагрейте пробирки с осадками. Что происходит? Почему? Составьте уравнения протекающих реакций и укажите, как изменяется устойчивость гидроксидов в ряду:  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Co}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ .

## **Опыт 2. Качественные реакции на присутствие ионов железа в растворе**

Какие реактивы позволяют обнаружить в растворе ионы  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{Fe}^{3+}$ ? Проведите качественные реакции на наличие в растворе этих ионов. Запишите уравнения протекающих реакций.

## **Опыт 3. Восстановительные свойства ионов $\text{Fe}^{2+}$ .**

Поместите в пробирку несколько капель растворов  $\text{KMnO}_4$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Добавьте к полученному раствору несколько кристаллов железного купороса. Как изменяется цвет раствора? Напишите уравнение соответствующей реакции.

## **Опыт 4. Восстановительные свойства ионов железа(III)**

В пробирку с несколькими каплями раствора  $\text{FeCl}_3$  добавьте несколько капель раствора  $\text{KI}$ . Что наблюдается? Составьте уравнение реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

## **Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы**

1. Запишите электронные формулы атомов железа, кобальта и никеля. Укажите их возможные степени окисления в соединениях. Приведите примеры.

2. Какие оксиды и гидроксиды образует железо? Охарактеризуйте их основно-кислотные свойства. Приведите примеры.

3. Определите степени окисления железа в соединениях:  $\text{KFe}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{BaFeO}_4$ . Назовите эти соединения.

## Приложения

### Приложение 1

### Тривиальные названия некоторых веществ

Название	Химическая формула
Бертолетова соль	$\text{KClO}_3$
Гипосульфит	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
Глауберова соль	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
Глинозем	$\text{Al}_2\text{O}_3$
Едкий барит	$\text{Ba}(\text{OH})_2$
Едкий натр (каустическая сода)	$\text{NaOH}$
Едкое кали	$\text{KOH}$
Жженая магнезия	$\text{MgO}$
Известь	
негашеная	$\text{CaO}$
гашеная	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
Кальцинированная сода	$\text{Na}_2\text{CO}_3$
Карборунд	$\text{SiC}$
Квасцы	
алюмокалиевые	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
железоаммонийные	$(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
хромокалиевые	$\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
Купорос	
железный	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
медный	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
Нашатырный спирт	Концентрированный раствор $\text{NH}_3$ в воде
Нашатырь	$\text{NH}_4\text{Cl}$
Питьевая сода	$\text{NaHCO}_3$
Поташ	$\text{K}_2\text{CO}_3$
Селитра	
аммонийная	$\text{NH}_4\text{NO}_3$
известковая (норвежская)	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
индийская	$\text{KNO}_3$
чилийская	$\text{NaNO}_3$
Синильная кислота	$\text{HCN}$
Соляная кислота	$\text{HCl}$
Сулема	$\text{HgCl}_2$
Сухой лед	$\text{CO}_2$ (тв.)
Угарный газ	$\text{CO}$
Цементит	$\text{Fe}_3\text{C}$

Названия важнейших кислот и их солей

Формула кислоты	Название	
	кислоты	соли
$\text{HAlO}_2$	Матаалюминиевая	Метаалюминат
$\text{H}_3\text{AlO}_3$	Ортоалюминиевая	Ортоалюминат
$\text{HBO}_2$	Метаборная	Метаборат
$\text{H}_3\text{BO}_3$	Ортоборная	Ортоборат
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Тетраборная	Тетраборат
$\text{HBr}$	Бромоводородная	Бромид
$\text{HCOOH}$	Муравьиная	Формиат
$\text{CH}_3\text{COOH}$	Уксусная	Ацетат
$\text{HCN}$	Циановодородная	Цианид
$\text{H}_2\text{CO}_3$	Угльная	Карбонат
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Щавелевая	Оксалат
$\text{HCl}$	Хлороводородная	Хлорид
$\text{HClO}$	Хлорноватистая	Гипохлорит
$\text{HClO}_2$	Хлористая	Хлорит
$\text{HClO}_3$	Хлорноватая	Хлорат
$\text{HClO}_4$	Хлорная	Перхлорат
$\text{H}_2\text{CrO}_4$	Хромовая	Хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихромовая	Дихромат
$\text{HI}$	Йодоводородная	Йодид
$\text{HMnO}_4$	Марганцовая	Перманганат
$\text{H}_2\text{MnO}_4$	Марганцовистая	Манганат
$\text{HNO}_2$	Азотистая	Нитрит
$\text{HNO}_3$	Азотная	Нитрат
$\text{HPO}_3$	Метафосфорная	Метафосфат
$\text{H}_3\text{PO}_4$	Ортофосфорная	Ортофосфат
$\text{H}_3\text{PO}_3$	Фосфористая	Фосфит
$\text{H}_2\text{S}$	Сероводородная	Сульфид
$\text{HSCN}$	Родановодородная	Роданид
$\text{H}_2\text{SO}_3$	Сернистая	Сульфит
$\text{H}_2\text{SO}_4$	Серная	Сульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Тиосерная	Тиосульфат
$\text{H}_2\text{SiO}_3$	Метакремниевая	Метасиликат
$\text{H}_4\text{SiO}_4$	Ортокремниевая	Ортосиликат

**Общие названия бинарных соединений**

Название	Соединение	Пример
Антимониды	Сурьма + металл	Mg <sub>3</sub> Sb <sub>2</sub>
Арсениды	Мышьяк + металл	Mg <sub>3</sub> As <sub>2</sub>
Бориды	Бор + металл	Mg <sub>3</sub> B <sub>2</sub>
Висмутиды	Висмут + металл	Mg <sub>3</sub> Bi <sub>2</sub>
Галогениды	Галоген + элемент	CdI <sub>2</sub> , SbCl <sub>3</sub>
Гидриды	Водород + элемент	LiH, SiH <sub>4</sub>
Карбиды	Углерод + металл	CaC <sub>2</sub> , Al <sub>4</sub> C <sub>3</sub>
Нитриды	Азот + металл	Mg <sub>3</sub> N <sub>2</sub> , Li <sub>3</sub> N
Оксиды	Кислород + элемент	K <sub>2</sub> O, Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , SO <sub>3</sub>
Пероксиды	Кислород + металл	Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub> , BaO <sub>2</sub>
Селениды	Селен + элемент	Al <sub>2</sub> Se <sub>3</sub> , Cu <sub>2</sub> Se
Силаны	Кремний + водород	SiH <sub>4</sub> , Si <sub>2</sub> H <sub>6</sub>
Силициды	Кремний + металл	Mg <sub>2</sub> Si
Сульфиды	Сера + элемент	BaS, Sb <sub>2</sub> S <sub>3</sub>
Теллуриды	Теллур + элемент	Al <sub>2</sub> Te <sub>3</sub>
Фосфиды	Фосфор + металл	Ca <sub>3</sub> P <sub>2</sub>

**Кинетические константы гомогенных реакций**

$$k = A \cdot \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

Реакция	A, с <sup>-1</sup>	E <sub>A</sub> , кДж/моль
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> → N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> + 0,5O <sub>2</sub>	4,6 · 10 <sup>13</sup>	104
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> → 2NO <sub>2</sub>	1,0 · 10 <sup>16</sup>	54
2O <sub>3</sub> → 3O <sub>2</sub> (г)	6,0 · 10 <sup>12</sup>	119
2N <sub>2</sub> O → 2N <sub>2</sub> + O <sub>2</sub>	4,0 · 10 <sup>9</sup>	53
H <sub>2</sub> + I <sub>2</sub> → 2HI	1,6 · 10 <sup>14</sup>	166
2HI → H <sub>2</sub> + I <sub>2</sub>	9,0 · 10 <sup>13</sup>	186
2NO <sub>2</sub> → 2NO + O <sub>2</sub>	9,4 · 10 <sup>13</sup>	113
CO + Cl <sub>2</sub> → COCl <sub>2</sub>	1,5 · 10 <sup>10</sup>	48
2NO + Br <sub>2</sub> → 2NOBr	3,0 · 10 <sup>10</sup>	5
2NO + Cl <sub>2</sub> → 2NOCl	5,0 · 10 <sup>10</sup>	16
2NO + O <sub>2</sub> → 2NO <sub>2</sub>	5,0 · 10 <sup>10</sup>	-1

## Приложение 5

### Плотность растворов некоторых неорганических кислот и щелочей в воде при 20°C

Плотность г/см <sup>3</sup>	Концентрация, массовая доля, %				
	HCl	HNO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	KOH	NaOH
1,000	0,360	2,164	0,261	0,197	0,159
1,010	2,364	3,982	1,731	1,295	1,04
1,020	4,388	5,784	3,242	2,38	1,94
1,030	6,433	7,530	4,746	3,48	2,84
1,040	8,490	9,259	6,237	4,58	3,74
1,050	10,50	10,97	7,704	5,66	4,65
1,060	12,51	12,65	9,129	6,74	5,56
1,070	14,50	14,31	10,56	7,82	6,47
1,080	16,47	15,95	11,96	8,89	7,38
1,090	18,43	17,58	13,36	9,96	8,28
1,100	20,39	19,19	14,73	11,03	9,19
1,110	22,33	20,79	16,08	12,08	10,10
1,120	24,25	22,38	17,43	13,14	11,01
1,130	26,20	23,94	19,76	14,19	11,92
1,140	28,18	25,48	(20,13)	15,22	12,83
1,150	30,14	27,00	(21,38)	16,26	13,73
1,160	32,14	28,51	(22,62)	17,29	14,64
1,170	34,18	30,00	23,95	18,32	15,54
1,180	36,23	31,47	25,21	19,35	16,44
1,190	38,32	32,94	26,47	20,37	17,34
1,200	–	40,58	27,72	21,38	18,25
1,250	–	48,42	33,82	26,34	22,82
1,300	–	56,95	39,68	31,15	27,41
1,350	–	66,97	45,26	35,82	32,10
1,400	–	79,43	50,50	40,37	36,99
1,450	–	96,73	55,45	44,79	42,07
1,500	–	–	60,17	49,10	47,33
1,600	–	–	69,09	–	–
1,700	–	–	77,63	–	–
1,800	–	–	87,69	–	–



Константы диссоциации некоторых слабых электролитов

Электролит	Константа диссоциации	Электролит	Константа диссоциации
<i>Кислоты</i>		H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , I ступень	4,31 · 10 <sup>-7</sup>
HNO <sub>2</sub>	4 · 10 <sup>-4</sup>	II ступень	5,61 · 10 <sup>-11</sup>
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> , I ступень	5,70 · 10 <sup>-10</sup>	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> , I ступень	1,8 · 10 <sup>-1</sup>
H <sub>2</sub> O	1,8 · 10 <sup>-16</sup>	II ступень	3,2 · 10 <sup>-7</sup>
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> , I ступень	1,0 · 10 <sup>-10</sup>	HCOOH	1,77 · 10 <sup>-4</sup>
II ступень	1,0 · 10 <sup>-12</sup>	CH <sub>3</sub> COOH	1,86 · 10 <sup>-5</sup>
H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub> , I ступень	3,62 · 10 <sup>-3</sup>	HClO	3,0 · 10 <sup>-8</sup>
II ступень	1,70 · 10 <sup>-7</sup>	<i>Основания</i>	
III ступень	2,95 · 10 <sup>-12</sup>	Al(OH) <sub>3</sub> , I ступень	4,0 · 10 <sup>-13</sup>
H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub> , I ступень	5,8 · 10 <sup>-10</sup>	NH <sub>4</sub> OH	1,79 · 10 <sup>-5</sup>
II ступень	3 · 10 <sup>-14</sup>	Ba(OH) <sub>2</sub> , II ступень	2,3 · 10 <sup>-1</sup>
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , I ступень	7,51 · 10 <sup>-3</sup>	Be(OH) <sub>2</sub> , II ступень	3,3 · 10 <sup>-8</sup>
II ступень	6,23 · 10 <sup>-8</sup>	H <sub>2</sub> O	1,8 · 10 <sup>-16</sup>
III ступень	2,2 · 10 <sup>-13</sup>	Ca(OH) <sub>2</sub> , II ступень	5,0 · 10 <sup>-2</sup>
HF	7,4 · 10 <sup>-3</sup>	Cu(OH) <sub>2</sub> , II ступень	3,4 · 10 <sup>-7</sup>
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> , I ступень	1,3 · 10 <sup>-2</sup>	Sn(OH) <sub>2</sub> , II ступень	5,0 · 10 <sup>-13</sup>
II ступень	5 · 10 <sup>-6</sup>	Pb(OH) <sub>2</sub> , I ступень	9,6 · 10 <sup>-4</sup>
H <sub>2</sub> S, I ступень	5,7 · 10 <sup>-8</sup>	II ступень	6,0 · 10 <sup>-7</sup>
II ступень	1,2 · 10 <sup>-15</sup>	AgOH	1,1 · 10 <sup>-4</sup>
HCN	7,2 · 10 <sup>-10</sup>	Zn(OH) <sub>2</sub> , II ступень	4,0 · 10 <sup>-5</sup>

Приложение 7

Произведение растворимости малорастворимых веществ в воде при 25°C

Вещество	ПР	pПР = -lgПР
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	12,28
AgCN	$1,4 \cdot 10^{-16}$	15,84
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	9,75
Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	$1,1 \cdot 10^{-12}$	11,95
Ag <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	$1,0 \cdot 10^{-10}$	10,00
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	16,08
Ag <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$1,3 \cdot 10^{-20}$	19,89
Ag <sub>2</sub> S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	49,20
Al(OH) <sub>3</sub>	$1,0 \cdot 10^{-32}$	32,00
AlPO <sub>4</sub>	$5,75 \cdot 10^{-19}$	18,24
AuCl <sub>3</sub>	$3,2 \cdot 10^{-25}$	24,50
AuI <sub>3</sub>	$1,0 \cdot 10^{-46}$	46,00
BaCO <sub>3</sub>	$5,1 \cdot 10^{-9}$	8,29
BaCrO <sub>4</sub>	$1,2 \cdot 10^{-10}$	9,93
BaF <sub>2</sub>	$1,1 \cdot 10^{-6}$	5,98
BaMnO <sub>4</sub>	$2,5 \cdot 10^{-10}$	9,60
Ba <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	$6,03 \cdot 10^{-39}$	38,22
BaSO <sub>3</sub>	$8,0 \cdot 10^{-7}$	6,10
BaSO <sub>4</sub>	$1,1 \cdot 10^{-10}$	9,97
Be(OH) <sub>2</sub>	$6,3 \cdot 10^{-22}$	21,30
Bi <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	$1,0 \cdot 10^{-97}$	97,00
CaCO <sub>3</sub>	$4,8 \cdot 10^{-9}$	8,32
CaCrO <sub>4</sub>	$7,1 \cdot 10^{-4}$	3,15
CaF <sub>2</sub>	$4,0 \cdot 10^{-11}$	10,40
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	$2,0 \cdot 10^{-29}$	28,70
CaSO <sub>3</sub>	$1,3 \cdot 10^{-8}$	7,89
CaSO <sub>4</sub>	$9,1 \cdot 10^{-6}$	5,04
Cd(CN) <sub>2</sub>	$1,0 \cdot 10^{-8}$	8,00
Cd(OH) <sub>2</sub>	$5,9 \cdot 10^{-15}$	14,23
CdS	$7,9 \cdot 10^{-27}$	26,10
Cu(OH) <sub>2</sub>	$2,2 \cdot 10^{-20}$	19,66
(CuOH) <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$1,7 \cdot 10^{-34}$	33,78
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	35,20
Cu <sub>2</sub> S	$2,5 \cdot 10^{-48}$	47,60
Fe(OH) <sub>2</sub>	$1,0 \cdot 10^{-15}$	15,00
Fe(OH) <sub>3</sub>	$3,2 \cdot 10^{-38}$	37,50

Продолжение приложения 7

Вещество	ПР	pПР = -lgПР
FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$	17,30
GeS	$3,0 \cdot 10^{-35}$	34,50
HgS (черный)	$1,6 \cdot 10^{-52}$	51,80
HgS (красный)	$4,0 \cdot 10^{-53}$	52,40
K <sub>3</sub> [AlF <sub>6</sub> ]	$1,6 \cdot 10^{-9}$	8,80
KClO <sub>4</sub>	$1,1 \cdot 10^{-2}$	1,97
K <sub>3</sub> [Co(NO <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> ]	$4,3 \cdot 10^{-10}$	9,37
Li <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$3,98 \cdot 10^{-3}$	2,40
MgCO <sub>3</sub>	$2,1 \cdot 10^{-5}$	4,67
MgF <sub>2</sub>	$6,5 \cdot 10^{-9}$	8,19
Mg(OH) <sub>2</sub>	$6,0 \cdot 10^{-13}$	12,60
Mg <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	$1,0 \cdot 10^{-13}$	13,00
Mn(OH) <sub>2</sub>	$1,9 \cdot 10^{-13}$	12,72
MnS (телесный)	$2,5 \cdot 10^{-10}$	9,60
Na <sub>3</sub> AlF <sub>6</sub>	$4,1 \cdot 10^{-10}$	9,39
Ni(CN) <sub>2</sub>	$3,0 \cdot 10^{-28}$	22,50
Ni(OH) <sub>2</sub>	$2,0 \cdot 10^{-15}$	14,70
NiS	$1,0 \cdot 10^{-24}$	24,00
PbCO <sub>3</sub>	$7,49 \cdot 10^{-14}$	13,13
PbCl <sub>2</sub>	$1,6 \cdot 10^{-5}$	4,79
PbCrO <sub>4</sub>	$1,8 \cdot 10^{-14}$	13,75
PbF <sub>2</sub>	$2,7 \cdot 10^{-8}$	7,57
PbI <sub>2</sub>	$1,1 \cdot 10^{-10}$	8,98
Pb(OH) <sub>2</sub>	$1,1 \cdot 10^{-20}$	19,96
PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$	26,60
PbSO <sub>4</sub>	$1,6 \cdot 10^{-8}$	7,80
PtCl <sub>4</sub>	$8,0 \cdot 10^{-29}$	28,10
Sb <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	$1,6 \cdot 10^{-93}$	92,80
Sn(OH) <sub>2</sub>	$6,3 \cdot 10^{-27}$	26,20
SnS	$1,0 \cdot 10^{-25}$	25,00
SrCO <sub>3</sub>	$1,1 \cdot 10^{-10}$	9,96
SrCrO <sub>4</sub>	$3,6 \cdot 10^{-5}$	4,44
SrF <sub>2</sub>	$2,5 \cdot 10^{-9}$	8,61
Zn(CN) <sub>2</sub>	$2,6 \cdot 10^{-13}$	12,59
Zn(OH) <sub>2</sub>	$7,1 \cdot 10^{-18}$	17,15
α-ZnS (сфалерит)	$1,6 \cdot 10^{-24}$	23,80
β-ZnS (вюрцит)	$2,5 \cdot 10^{-22}$	21,60

## Приложение 8

### Степень гидролиза некоторых солей в 0,1М растворах при 25 °С

Вещество	Степень гидролиза $h$ , %	Вещество	Степень гидролиза $h$ , %
NH <sub>4</sub> Cl	0,07	NaH <sub>2</sub> PO <sub>4</sub>	0,0004
CH <sub>3</sub> COONH <sub>4</sub>	0,5	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	4,0
(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S	99,0	NaHCO <sub>3</sub>	0,005
NH <sub>4</sub> HS	7,0	Na <sub>2</sub> S	9,9
Na <sub>2</sub> B <sub>4</sub> O <sub>7</sub>	0,5	NaHS	0,10
Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	0,13	NaClO	0,18
NaHSO <sub>3</sub>	0,0002	KCN	1,2
CH <sub>3</sub> COONa	0,007	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	3,5
Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	3,4	Al(CH <sub>3</sub> COO) <sub>3</sub>	40,0
Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub>	0,13	Fe(CH <sub>3</sub> COO) <sub>3</sub>	32,0

## Приложение 9

### Криоскопическая ( $K_K$ ) и эбуллиоскопическая ( $K_3$ ) константы растворителей

Растворитель	$K_K$	$K_3$	$t_{пл}, °C$	$t_{кип}, °C$
Ацетон - (CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> CO	2,4	1,48	-94,6	56,0
Бензол - C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	5,1	2,57	5,4	80,2
Вода - H <sub>2</sub> O	1,86	0,516	0	100
Диэтиловый эфир - (C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> ) <sub>2</sub> O	1,73	2,02	-	34,5
Хлороформ - CHCl <sub>3</sub>	4,9	3,88	-63,2	61,2
Четыреххлористый углерод - CCl <sub>4</sub>	2,90	5,3	-23	76,7
Этиловый спирт - C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	-	1,16	-114,15	78,39

## Приложение 10

### Константы нестойкости некоторых комплексных ионов в водных растворах

k - константа нестойкости для первой стадии, K - общая константа нестойкости

Комплексный ион	k	K	Комплексный ион	k	K
[Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ] <sup>+</sup>	1,48 · 10 <sup>-4</sup>	9,31 · 10 <sup>-8</sup>	[HgI <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	5,9 · 10 <sup>-3</sup>	1,48 · 10 <sup>-30</sup>
[Cd(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup>	0,17	7,56 · 10 <sup>-8</sup>	[PbI <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	6,3	1,42 · 10 <sup>-4</sup>
[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup>	0,173	2,80 · 10 <sup>-6</sup>	[ZnI <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	3,9	220
[Cu(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup>	7,40 · 10 <sup>-3</sup>	2,14 · 10 <sup>-13</sup>	[Au(CN) <sub>4</sub> ] <sup>-</sup>	-	5 · 10 <sup>-39</sup>
[Hg(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup>	0,166	5,30 · 10 <sup>-20</sup>	[Cd(CN) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	2,8 · 10 <sup>-4</sup>	1 · 10 <sup>-24</sup>
[Mg(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup>	5,00	10,9	[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>4-</sup>	-	1 · 10 <sup>-24</sup>
[Ni(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup>	6,45 · 10 <sup>-2</sup>	1,12 · 10 <sup>-8</sup>	[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup>	-	1 · 10 <sup>-31</sup>
[Zn(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup>	7,10 · 10 <sup>-3</sup>	3,46 · 10 <sup>-10</sup>	[Hg(CN) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	-	4 · 10 <sup>-42</sup>
[AlF <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup>	0,34	1,44 · 10 <sup>-20</sup>	[Ni(CN) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	-	1,8 · 10 <sup>-14</sup>
[BeF <sub>3</sub> ] <sup>-</sup>	1,1 · 10 <sup>-3</sup>	1,5 · 10 <sup>-15</sup>	[Zn(CN) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	-	1,3 · 10 <sup>-17</sup>
[CrF <sub>2</sub> ] <sup>+</sup>	4,0 · 10 <sup>-4</sup>	1,5 · 10 <sup>-8</sup>	[Ag(OH) <sub>2</sub> ] <sup>-</sup>	-	-
[FeF <sub>2</sub> ] <sup>+</sup>	9,5 · 10 <sup>-5</sup>	5,0 · 10 <sup>-10</sup>	[BaOH] <sup>+</sup>	0,23	0,23
[MgF] <sup>+</sup>	5,0 · 10 <sup>-2</sup>	5,0 · 10 <sup>-2</sup>	[BeOH] <sup>+</sup>	3,3 · 10 <sup>-8</sup>	3,3 · 10 <sup>-8</sup>
[NiF] <sup>+</sup>	0,22	0,22	[CaOH] <sup>+</sup>	5,0 · 10 <sup>-2</sup>	5,0 · 10 <sup>-2</sup>
[AgCl <sub>2</sub> ] <sup>-</sup>	8,7 · 10 <sup>-3</sup>	1,76 · 10 <sup>-5</sup>	[CdOH] <sup>+</sup>	1,0 · 10 <sup>-5</sup>	1,0 · 10 <sup>-5</sup>
[CdCl <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	-	9,3 · 10 <sup>-3</sup>	[CoOH] <sup>+</sup>	4 · 10 <sup>-5</sup>	4 · 10 <sup>-5</sup>
[CrCl <sub>2</sub> ] <sup>+</sup>	-	1,26 · 10 <sup>-2</sup>	[CrOH] <sup>2+</sup>	1,02 · 10 <sup>-10</sup>	1,02 · 10 <sup>-10</sup>
[CuCl] <sup>+</sup>	0,77	0,77	[CuOH] <sup>+</sup>	3,4 · 10 <sup>-7</sup>	3,4 · 10 <sup>-7</sup>
[FeCl <sub>2</sub> ] <sup>+</sup>	0,22	7,4 · 10 <sup>-3</sup>	[FeOH] <sup>+</sup>	1,3 · 10 <sup>-4</sup>	1,3 · 10 <sup>-4</sup>
[HgCl <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	0,1	8,5 · 10 <sup>-16</sup>	[FeOH] <sup>2+</sup>	1,55 · 10 <sup>-12</sup>	1,55 · 10 <sup>-12</sup>
[PbCl <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	0,85	7,1 · 10 <sup>-3</sup>	[Fe(OH) <sub>2</sub> ] <sup>+</sup>	1,82 · 10 <sup>-11</sup>	2,04 · 10 <sup>-22</sup>
[SnCl <sub>3</sub> ] <sup>-</sup>	1,05	2,1 · 10 <sup>-2</sup>	[HgOH] <sup>+</sup>	5,0 · 10 <sup>-11</sup>	5,0 · 10 <sup>-11</sup>
[ZnCl <sub>3</sub> ] <sup>-</sup>	0,18	0,71	[In(OH) <sub>4</sub> ] <sup>-</sup>	-	2,5 · 10 <sup>-30</sup>
[AgBr <sub>2</sub> ] <sup>-</sup>	1,1 · 10 <sup>-3</sup>	7,8 · 10 <sup>-8</sup>	[MgOH] <sup>+</sup>	2,5 · 10 <sup>-3</sup>	2,5 · 10 <sup>-3</sup>
[CdBr <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	0,42	2 · 10 <sup>-4</sup>	[MnOH] <sup>+</sup>	5,0 · 10 <sup>-4</sup>	5,0 · 10 <sup>-4</sup>
[HgBr <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	5,5 · 10 <sup>-2</sup>	1,0 · 10 <sup>-21</sup>	[NiOH] <sup>+</sup>	2,5 · 10 <sup>-5</sup>	2,5 · 10 <sup>-5</sup>
[PbBr <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	-	1,0 · 10 <sup>-3</sup>	[PbOH] <sup>+</sup>	6,0 · 10 <sup>-7</sup>	6,0 · 10 <sup>-7</sup>
[AgJ <sub>4</sub> ] <sup>3-</sup>	-	1,8 · 10 <sup>-14</sup>	[SnOH] <sup>+</sup>	5,0 · 10 <sup>-13</sup>	5,0 · 10 <sup>-13</sup>
[CdI <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	7,9 · 10 <sup>-2</sup>	8 · 10 <sup>-7</sup>	[ZnOH] <sup>+</sup>	4,0 · 10 <sup>-5</sup>	4,0 · 10 <sup>-5</sup>
[Zn(OH) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	-	3,6 · 10 <sup>-16</sup>	[Ag(SCN) <sub>2</sub> ] <sup>-</sup>	-	2,7 · 10 <sup>-8</sup>
[AgSO <sub>4</sub> ] <sup>-</sup>	0,59	0,59	[Cd(SCN) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	0,10	1,67 · 10 <sup>-2</sup>
[CaSO <sub>4</sub> ]	4,9 · 10 <sup>-3</sup>	4,9 · 10 <sup>-3</sup>	[CoSCN] <sup>+</sup>	2,9 · 10 <sup>-2</sup>	2,9 · 10 <sup>-2</sup>
[CdSO <sub>4</sub> ]	0,141	0,141	[CrSCN] <sup>2+</sup>	1,35 · 10 <sup>-2</sup>	1,35 · 10 <sup>-2</sup>
[CuSO <sub>4</sub> ]	4,5 · 10 <sup>-3</sup>	4,5 · 10 <sup>-3</sup>	[FeSCN] <sup>+</sup>	4,7 · 10 <sup>-2</sup>	4,7 · 10 <sup>-2</sup>
[FeSO <sub>4</sub> ]	5 · 10 <sup>-3</sup>	5 · 10 <sup>-3</sup>	[FeSCN] <sup>2+</sup>	1,12 · 10 <sup>-3</sup>	1,12 · 10 <sup>-3</sup>
[FeSO <sub>4</sub> ] <sup>+</sup>	6,8 · 10 <sup>-5</sup>	6,8 · 10 <sup>-5</sup>	[Hg(SCN) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	-	5,9 · 10 <sup>-22</sup>
[HgSO <sub>4</sub> ]	4,6 · 10 <sup>-2</sup>	4,6 · 10 <sup>-2</sup>	[NiSCN] <sup>+</sup>	6,7 · 10 <sup>-2</sup>	6,7 · 10 <sup>-2</sup>
[MgSO <sub>4</sub> ]	4,4 · 10 <sup>-3</sup>	4,4 · 10 <sup>-3</sup>	[ZnSCN] <sup>+</sup>	2,4 · 10 <sup>-2</sup>	2,4 · 10 <sup>-2</sup>
[NiSO <sub>4</sub> ]	4,0 · 10 <sup>-3</sup>	4,0 · 10 <sup>-3</sup>	[ZnSO <sub>4</sub> ]	4,9 · 10 <sup>-3</sup>	4,9 · 10 <sup>-3</sup>



**ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА Приложение 12**

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII					
1	H 1,0079 Водород												He 4,0026 Гелий
2	Li 6,941 Литий	Be 9,012 Бериллий	B 10,811 Бор	C 12,011 Углерод	N 14,0067 Азот	O 15,999 Кислород	F 18,998 Фтор						Ne 20,179 Неон
3	Na 22,990 Натрий	Mg 24,305 Магний	Al 26,982 Алюминий	Si 28,086 Кремний	P 30,974 Фосфор	S 32,066 Сера	Cl 35,453 Хлор						Ar 39,948 Аргон
4	K 39,098 Калий	Ca 40,078 Кальций	21 Sc 44,956 Скандий	22 Ti 47,88 Титан	23 V 50,942 Ванадий	24 Cr 51,996 Хром	25 Mn 54,938 Марганец	26 Fe 55,847 Железо	27 Co 58,933 Кобальт	28 Ni 58,69 Никель			
	29 Cu 63,546 Медь	30 Zn 65,39 Цинк	Ga 69,723 Галлий	Ge 72,59 Германий	As 74,922 Мышьяк	Se 78,96 Селен	Br 79,904 Бром						Kr 83,80 Криптон
5	Rb 85,468 Рубидий	Sr 87,62 Стронций	39 Y 88,906 Иттрий	40 Zr 91,224 Цирконий	41 Nb 92,906 Ниобий	42 Mo 95,94 Молибден	43 Tc [99] Технеций	44 Ru 101,07 Рутений	45 Rh 102,905 Родий	46 Pd 106,42 Палладий			
	47 Ag 107,868 Серебро	48 Cd 112,41 Кадмий	In 114,82 Индий	Sn 118,71 Олово	Sb 121,75 Сурьма	Te 127,60 Теллур	I 126,904 Йод						Xe 131,29 Ксенон
6	Cs 132,91 Цезий	Ba 137,33 Барий	57 La* 138,905 Лантан	72 Hf 178,49 Гафний	73 Ta 180,948 Тантал	74 W 183,85 Вольфрам	75 Re 186,207 Рений	76 Os 190,20 Осмий	77 Ir 192,22 Иридий	78 Pt 195,08 Платина			
	79 Au 196,967 Золото	80 Hg 200,59 Ртуть	Tl 204,38 Таллий	Pb 207,20 Свинец	Bi 208,98 Висмут	Po [209] Полоний	At [210] Астат						Rn [222] Радон
7	Fr [223] Франций	Ra 226,025 Радий	89 Ac** [227] Актиний	104 Rf [261] Резерфордий	105 Db [262] Дубний	106 Sg [263] Сиборгий	107 Bh [262] Борий	108 Hs [265] Хассий	109 Mt [266] Мейтнерий	110 Uun [272] Унунний			

*Лантано-иды	58 Ce 140,12 Церий	59 Pr 140,908 Прозодим	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [147] Прометий	62 Sm 150,36 Самарий	63 Eu 151,96 Европий	64 Gd 157,25 Гадолиний	65 Tb 158,925 Тербий	66 Dy 162,50 Диспрозий	67 Ho 164,93 Гольмий	68 Er 167,26 Эрбий	69 Tm 168,934 Тулий	70 Yb 173,04 Итербий	71 Lu 174,967 Лютеций
**Актино-иды	90 Th 232,04 Торий	91 Pa 231,036 Протактиний	92 U 238,029 Уран	93 Np 237,048 Нептуний	94 Pu [244] Плутоний	95 Am [243] Америций	96 Cm [247] Кюрий	97 Bk [247] Берклий	98 Cf [251] Калифорний	99 Es [252] Эйнштейний	100 Fm [257] Фермий	101 Md [258] Менделеевий	102 No [259] Нобелий	103 Lr [260] Лоуренсий

## Использованная литература

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия :учеб. для вузов / Н. С. Ахметов. – Москва : Высш. шк., 1998. – 743 с.
2. Лидин, Р.А. Химические свойства неорганических веществ / Р.А.Лидин, В.А.Молочко, Л.Л.Андреева : под. ред. Р.А. Лидина. – Москва : Химия, 1996. – 480 с.
3. Зайцев, О.С. Исследовательский практикум по общей химии : учеб. пособие / О. С. Зайцев. – Москва : Изд-во МГУ, 1994. – 480 с.
4. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии : учеб. пособ. для вузов / Н.С.Ахметов, М.К.Азизова, Л.И.Бадыгина.– Москва : Высш. шк., 1999. – 368 с.



**ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ  
ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**  
(методические указания)

Составители: Приседский Вадим Викторович., д.х.н., профессор  
Волкова Елена Ивановна, к.х.н., доцент