



**Уральский
федеральный
университет**

имени первого Президента
России Б.Н.Ельцина

**Институт
фундаментального
образования**

**М. Г. ИВАНОВ
В. В. ВАЙТНЕР
С. Д. ВАЩЕНКО**

ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

Практикум

Министерство науки и высшего образования
Российской Федерации
Уральский федеральный университет
имени первого Президента России Б. Н. Ельцина

М. Г. Иванов, В. В. Вайтнер, С. Д. Ващенко

Химия элементов

Практикум

Рекомендовано методическим советом
Уральского федерального университета
для студентов вуза, обучающихся
по направлению подготовки
18.03.01 — Химическая технология

Екатеринбург
Издательство Уральского университета
2021

УДК 546(076.5)

ББК 24.12я73

И20

Рецензенты:

кафедра химии и процессов горения УрИ ГПС МЧС России (и.о. начальника кафедры, канд. хим. наук *М.Л. Кондратьева*);

канд. хим. наук, доц., научный сотрудник лаборатории пирохимических процессов и электрохимических технологий ИВТЭ УрО РАН *Е.В. Никитина*

Научный редактор — доц., канд. хим. наук *Е.А. Никоненко*

Иванов, Михаил Григорьевич.

И20 Химия элементов : лабораторный практикум / М. Г. Иванов, В. В. Вайтнер, С. Д. Ващенко ; М-во высш. обр. и науки. — Екатеринбург : Изд-во Урал. ун-та, 2021. — 108 с.

ISBN 978-5-7996-3265-6

Практикум по выполнению лабораторных работ предназначен для освоения методики экспериментов, содержит описание отчетов по выполненной работе, задания для самостоятельной подготовки по основным разделам курса «Химия элементов»: «Комплексные соединения», «Химические свойства неметаллов и их соединений», «Химические свойства металлов и их соединений». Практикум разработан с учетом введения балльно-рейтинговой системы оценивания знаний и умений студентов, полученных ими в ходе изучения курса «Химия элементов».

УДК 546(076.5)

ББК 24.12я73

ISBN 978-5-7996-3265-6

© Уральский федеральный университет, 2021

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие.....	4
Комплексные соединения	5
Лабораторная работа № 1. Некоторые закономерности периодической системы	15
Лабораторная работа № 2. Комплексные соединения	19
Лабораторная работа № 3. Свойства галогенов и их соединений	33
Лабораторная работа № 4. Свойства серы и ее соединений	40
Лабораторная работа № 5. Свойства соединений азота	45
Лабораторная работа № 6. Свойства соединений углерода и кремния	50
Лабораторная работа № 7. Свойства соединений железа, кобальта, никеля	57
Лабораторная работа № 8. Свойства соединений марганца	63
Лабораторная работа № 9. Свойства соединений хрома.....	69
Лабораторная работа № 10. Свойства соединений ванадия.....	74
Лабораторная работа № 11. Свойства соединений титана.....	79
Лабораторная работа № 12. Свойства соединений меди.....	83
Лабораторная работа № 13. Свойства соединений олова и свинца.....	87
Приложения. Справочные материалы для выполнения лабораторных работ	97

Предисловие

Предлагаемый практикум представляет собой руководство по выполнению лабораторных работ на занятиях по дисциплине «Химия элементов» для студентов-бакалавров первого курса ХТИ и ИММ очной и заочной форм обучения. В книге изложены методики проведения лабораторного эксперимента и рекомендации по оформлению отчетов о проделанной работе.

После каждой лабораторной работы приведены задания для самостоятельной подготовки, которые студент выполняет по указанию преподавателя и сдает вместе с лабораторным отчетом на проверку.

Контрольные задания по трем основным разделам «Комплексные соединения», «Химические свойства неметаллов и их соединений», «Химические свойства металлов и их соединений» могут быть использованы как студентами для самоконтроля, так и преподавателями для текущего контроля знаний.

Во введении рассматриваются строение, номенклатура, способы получения и химические свойства комплексных соединений. «Комплексные соединения» — это одна из наиболее сложных тем для студентов. Эти соединения связывают химию металлов (комплексобразователь чаще всего металл или ион металла) и неметаллов (лиганды — соединения неметаллов). Комплексным соединениям посвящена лабораторная работа № 2, кроме того, эти вещества будут встречаться и в ряде других лабораторных работ практикума «Химия элементов».

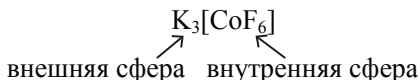
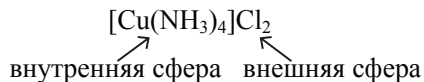
Комплексные соединения

1. Основные понятия

Существует множество определений комплексных соединений. Согласно одному из них комплексные или координационные соединения — сложные соединения, в составе которых имеются связи, образованные по донорно-акцепторному механизму.

Комплексообразователь (КС) — центральный атом или ион металла. Комплексообразователями являются атомы или ионы, имеющие вакантные электронные орбитали. Вокруг комплексообразователя формируется *координационная сфера* из заряженных ионов или нейтральных молекул, которые называются *лигандами*. Различают *внутреннюю* и *внешнюю координационные сферы*.

Совокупность комплексообразователя и координированных вокруг него лигандов называют *внутренней координационной сферой*. Её принято записывать в квадратных скобках. Частицы, находящиеся за пределами координационной сферы, образуют *внешнюю сферу*, которая записывается за пределами квадратных скобок:



При составлении формулы комплексного соединения сначала записывают катион, а затем — анион. Во внутренней координационной сфере (в квадратных скобках) первым указывают химический символ комплексобразователя, далее — символы лигандов с указанием их числа: $[M_n(L^0)_x(L^-)_y]$. Внутренняя координационная сфера достаточно устойчива. Комплексобразователь, как правило, обладает высоким поляризующим действием (ПД). Чем выше ПД, тем сильнее способность к комплексообразованию. ПД, как правило, прямо пропорционально заряду комплексобразователя и обратно пропорционально размеру ядра. В связи с тем, что переходные d-металлы обладают незавершенной 18-электронной структурой, чаще всего именно они выполняют роль комплексобразователя. Однако бывают КС, в которых комплексобразователем может быть неметалл, а также щелочной или щелочноземельный металл. Комплексобразователь обычно акцептор, а лиганды — доноры электронов, и при образовании КС между ними возникает донорно-акцепторная (координационная) связь. КС могут быть электронейтральными (неэлектролитами — $[Co(NH_3)_3Cl_3]$), могут иметь отрицательный заряд (комплексный анион — $[Sn(OH)_4]^{2-}$) или положительный заряд (комплексный катион — $[Ag(NH_3)_2]^+$).

Если внутренняя сфера имеет заряд, то его компенсируют противоионы, образующие внешнюю сферу. Внешнесферными могут быть и катионы, например, K^+ в $K_2[Sn(OH)_4]$, и анионы, например NO_3^- в $[Ag(NH_3)_2]NO_3$. Кроме противоионов во внешней сфере могут находиться и нейтральные молекулы. КС могут состоять только из комплексобразователя и лигандов, например, карбонилы металлов: $Ti(CO)_7$, $Cr(CO)_6$.

Лигандами могут быть нейтральные молекулы, анионы:

- нейтральные: H_2O , CO , NH_3 , этилендиамин $H_2N-CH_2-CH_2-NH_2$ и др;
- анионы CN^- , OH^- , Cl^- , Br^- , I^- и др.

Лиганды к центральному атому присоединяются двухцентровыми или многоцентровыми связями. В случае двухцентро-

вых связей лиганды выступают в качестве доноров электронных пар, а комплексообразователь — их акцептор.

Число координационных мест, которые занимает лиганд в координационной сфере, называется дентатностью лиганда (лат. имеющий зубы). Монодентатные лиганды (Cl^- , CN^- , CO , H_2O и т. д.) связаны с центральным атомом одной связью, полидентатные — несколькими. Например, этилендиамин $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ относится к бидентатным лигандам.

Число лигандов, координируемых комплексообразователем, называется координационным числом (к. ч.). К. ч., как правило, больше степени окисления (СтО) комплексообразователя. Известны к. ч. в пределах от 2 до 13. Чаще встречаются к. ч., равные 4; 6; 2. Эти числа соответствуют симметричной геометрической конфигурации КС: тетраэдрической или квадратной (4), октаэдрической (6), линейной (2).

Общие принципы численного значения к. ч.:

- нейтральных лигандов может присоединиться больше, чем заряженных;
- к. ч. зависит от размеров комплексообразователя и размеров лигандов;
- чем больше СтО комплексообразователя, тем больше его к. ч.; как правило, если $\text{СтО} = +1$, то к. ч. = 2; если $\text{СтО} = +2$, то к. ч. = 4; если $\text{СтО} = +3$, то к. ч. = 6.

2. Номенклатура

Многие КС сохранили свои исторические названия, связанные с их цветом, именем ученого и т. п. В настоящее время названия КС строятся в соответствии с номенклатурными правилами ИЮПАК.

Первым в именительном падеже называется анион, а затем в родительном падеже — катион. Это наблюдается и для обыч-

ных соединений: NaNO_3 — нитрат натрия. Название комплексной частицы — аниона — оканчивается суффиксом «ат».

При построении названия комплексной частицы сначала перечисляют лиганды, затем называют центральный атом с указанием его СтО римской цифрой в круглых скобках.

Порядок перечисления лигандов: а) анионные, б) нейтральные, в) катионные без разделения друг от друга дефисом. Анионы перечисляют в таком порядке: H^- , O_2^{2-} , OH^- , простые анионы, полиатомные и, наконец, органические в алфавитном порядке. Молекулы H_2O и NH_3 называют «аква» и «аммин»: $[\text{PtClNO}_3(\text{NH}_3)_2]\text{SO}_4$ — сульфат хлоронитродиаминоплатины (IV).

Приставки ди-, три-, тетра- и т. д. используют перед простыми лигандами: дихлоро-, тетраоксо-, гексациано-. Бис-, трис- используют перед лигандами со сложными названиями, в которых в самом названии уже есть приставки (моно-, ди-): хлорид трис (этилендиамин)железа (III). Названия таких лигандов заключают в скобки.

3. Классификация

Выделяют следующие подходы к классификации:

- по принадлежности к определенному классу соединений: кислоты, основания, соли, неэлектролиты;
- природе лигандов: H_2O — аквакомплексы, NH_3 — аммиакаты, OH^- — гидроксокомплексы, анионы кислот (галогены, цианиды, карбонаты и т. д.) — ацидокомплексы;
- знаку заряда комплекса: катионные, анионные, нейтральные (нейтральные не имеют внешней сферы);
- числу ядер, составляющих соединение: моно- и полиядерные.

Примеры названий и классов КС:

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ — гидроксид диаминмеди (I) — основание, катионный;

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4] \text{SO}_4$ — сульфат тетраамминмеди (II) — соль, катионный;

$\text{Li}[\text{AlH}_4]$ — тетрагидридоалюминат лития — соль, анионный;

$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ — тетрагидроксоцинкат натрия — соль, анионный;

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ — хлорид гексааквахрома (III) — соль, катионный комплекс;

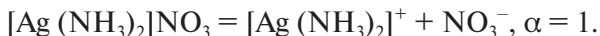
$[\text{Pt}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_2\text{OH}]\text{NO}_3$ — нитрат гидроксодиаминакваплатины (II) — соль, катионный;

$\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$ гексахлороплатинат (IV) водорода — кислота, анионный;

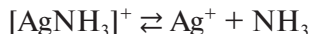
$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ — дихлородиамминплатина — неэлектролит.

4. Диссоциация

Внутренняя и внешняя сферы координационных соединений сильно отличаются по устойчивости. Частицы, находящиеся во внешней сфере, связаны с комплексными ионами преимущественно электростатическими силами и легко отщепляются при растворении комплексов в воде, то есть диссоциация в растворах на внешнюю и внутреннюю сферы происходит как диссоциация сильных электролитов:



Внутренняя сфера КС диссоциирует как слабый электролит: обратимо и ступенчато. Число ступеней равно числу лигандов, входящих в состав внутренней сферы:

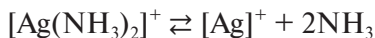


Константы диссоциации внутренней сферы комплексных соединений (без учета гидратации) называют константами нестойкости:

$$K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)^+][\text{NH}_3]}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} = 1,2 \cdot 10^{-4}$$

$$K_{2\text{нест}} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)^+]} = 4,8 \cdot 10^{-4}$$

Часто используют общие константы нестойкости, которые равны произведению соответствующих последовательных констант и обозначаются β :



$$\beta = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} = 5,8 \cdot 10^{-8}; \quad \beta = K_{\text{нест}} \cdot K_{2\text{нест}}.$$

Константа нестойкости — это мера прочности комплекса.

Комплексообразование в растворах

Комплексные соединения можно получать различными методами. Лиганды и центральные ионы могут взаимодействовать в газовой, жидкой или твердой фазах, но чаще всего комплексные соединения синтезируют в растворах:



константа равновесия реакции имеет вид:

$$K_c = \frac{[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{NCS})^{2+}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}][\text{NCS}^-]}.$$

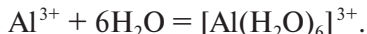
В ходе реакции комплексообразования концентрация воды не изменяется. Константу равновесия комплексообразования без учета процессов гидратации называют *константой устойчивости*:

$$K_{\text{уст}} = \frac{[\text{Fe}(\text{NCS})^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{NCS}^-]}.$$

Константы устойчивости и константа нестойкости — величины обратнопропорциональные:

$$K_{\text{уст}} = \frac{1}{K_{\text{нест}}}$$

Гидролиз как процесс комплексообразования. С позиции комплексообразования может быть также рассмотрен процесс гидролиза солей. При взаимодействии с водой любая соль металла превращается во внутрисферный гидрат. Например, ион алюминия в воде (процесс гидратации) образует координационное соединение, во внутренней сфере которого находятся молекулы воды: $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$:



Под действием положительного заряда центрального атома вода в координационной сфере иона Al^{3+} поляризуется и диссоциирует в большей степени, чем обычная. В результате отщепляется протон и образуется гидроксид-ион:

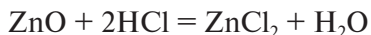
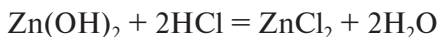


Среда становится кислой из-за возрастания концентрации ионов водорода. В общем случае гидролиз солей слабых оснований и сильных кислот для первой стадии описывается уравнением:



Таким образом, начало гидролиза объясняется с данной точки зрения поляризационным воздействием иона металла на внутрисферную воду. В ходе превращения $[\text{M}(\text{H}_2\text{O})_x]^{n+}$ в $[\text{M}(\text{H}_2\text{O})_{x-1}(\text{OH})]^{n-1}$ отрицательный заряд гидроксид-иона частично компенсирует положительный заряд катиона. Это приводит к резкому снижению поляризующего действия катиона, дальнейшая диссоциация внутрисферной воды протекает в значительно меньшей мере, то есть в меньшей степени протекает вторая стадия гидролиза.

Амфотерность как процесс комплексообразования. Амфотерные свойства гидроксидов и оксидов металлов проявляются в их способности к взаимодействию в растворах и с кислотами, и со щелочами. Для соединений цинка эти реакции имеют вид:

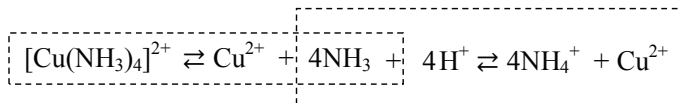


Особенность амфотерных гидроксидов и оксидов заключается именно в их способности взаимодействовать со щелочью. Следовательно, амфотерные свойства могут проявлять гидроксиды и оксиды тех металлов, которые способны образовывать устойчивые координационные соединения с гидроксогруппами. Состав образующихся соединений в значительной степени зависит от концентрации растворов реагирующих соединений.

Разрушение комплексных соединений

Разрушение комплексных соединений происходит при смещении равновесия их диссоциации согласно принципу Ле Шателье. При этом образуются соединения, в которых комплексообразователь или лиганды связаны более прочно, чем в исходном комплексе.

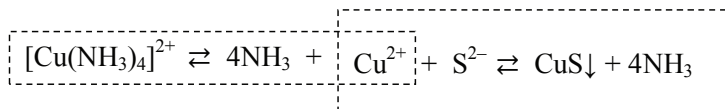
Например, при добавлении соляной кислоты к $[\text{Cu(NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ происходит разрушение комплекса с образованием катиона аммония, в котором аммиак связан с катионом водорода более прочно, чем с катионом меди:



$$\beta[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = 2 \cdot 10^{-13} \quad \beta[\text{NH}_4]^+ = 6 \cdot 10^{-10}$$

При избытке H^+ равновесие смещено вправо.

При добавлении сульфидов к тому же комплексу происходит связывание комплексообразователя с образованием малорастворимого соединения — ион Cu^{2+} в составе CuS связан более прочно, чем в $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$:



$$\beta[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = 2 \cdot 10^{-13} \quad \text{ПР}_{\text{CuS}} = 6 \cdot 10^{-36}$$

При добавлении S^{2-} равновесие смещено вправо.

Окислительно-восстановительные реакции с участием комплексных соединений

Комплексные соединения также участвуют в окислительно-восстановительных реакциях, в ходе которых они могут как образовываться, так и разрушаться.

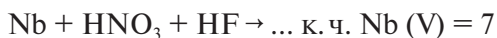
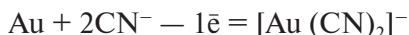
При составлении полуреакций с участием комплексных ионов руководствуются общими правилами составления уравнений полуреакций: в ионной форме записывают сильные растворимые электролиты, в молекулярной — неэлектролиты и слабые электролиты.

Рассмотрим несколько примеров составления полуреакций с участием комплексных ионов.



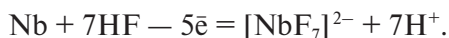
Продукт окисления золота — $[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$.

Комплексный ион — устойчивая частица, поэтому в полуреакцию его записывают полностью. Лиганды, находящиеся во внутренней сфере комплекса, уравнивают в левой части ионами CN^- (KCN сильный электролит и в растворе находится в диссоциированной форме):



Продукт окисления ниобия — $[\text{NbF}_7]^{2-}$.

Лиганды, находящиеся во внутренней сфере комплекса, уравнивают в левой части HF (фтороводородная кислота — слабый электролит, при составлении ионных уравнений ее записывают в молекулярной форме):



Лабораторная работа № 1.

Некоторые закономерности периодической системы

**Опыт. Получение гидроксидов магния
и алюминия. Исследование
их кислотно-основных свойств
и степени гидролиза
соответствующих им солей**

Ход опыта

- В пробирку налейте 2 мл раствора соли алюминия и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка гидроксида алюминия.
- Полученный осадок разделите на две части: к одной части добавьте избыток щелочи, к другой — кислоты.
- Аналогично получите гидроксид магния и испытайте его отношение к кислоте и щелочи.
- Промойте две пробирки дистиллированной водой. В одну пробирку поместите полмикрошпателя соли магния, в другую — столько же соли алюминия и растворите их в небольшом количестве воды. Измерьте pH полученных растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Обработка результатов

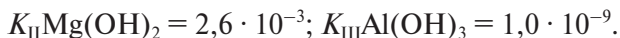
1. Отметьте:

- окраску гидроксидов алюминия и магния;
- изменения, происходящие при действии кислоты и щелочи на гидроксиды алюминия и магния;
- рН растворов солей алюминия и магния.

2. Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций:

- получения гидроксидов;
- взаимодействия их с кислотами и щелочами;
- гидролиза солей.

3. На основании проведенных опытов сделайте вывод о силе и кислотно-основных свойствах исследуемых гидроксидов. Опытные данные подтвердите значениями констант диссоциации



4. Сравните поляризующее действие ионов магния и алюминия и объясните:

- различную степень диссоциации гидроксидов магния и алюминия;
- различную степень гидролиза солей, выводы подтвердите расчетом констант гидролиза солей.

Задания для самоподготовки

1. Рассмотрите закономерности изменения атомных радиусов

- в периодах;
- в главной и побочной подгруппах;
- при образовании положительных и отрицательных ионов.

2. Используя атомные радиусы, проследите закономерность изменения окислительно-восстановительных свойств атомов элементов в подгруппе от кислорода до теллура. Подтвердите найденную закономерность окислительно-восстановительными потенциалами.

3. В ряду $\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} - \text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} - \text{H}_2\text{Se}_{(\text{r})} - \text{H}_2\text{Te}_{(\text{r})}$ сравните:

- полярность и прочность химической связи;
- восстановительные свойства ионов Э^{2-} ;
- термическую устойчивость соединений: $\text{H}_2\text{Э} = \text{H}_2 + \text{Э}$;
- степень диссоциации соответствующих кислот и способность их солей ($\text{Na}_2\text{S} - \text{Na}_2\text{Se} - \text{Na}_2\text{Te}$) подвергаться гидролизу.

Используя стандартные энтальпии образования гидридов, рассмотрите возможность получения их непосредственным взаимодействием простых веществ:

Вещество	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$	$\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})}$	$\text{H}_2\text{Se}_{(\text{r})}$	$\text{H}_2\text{Te}_{(\text{r})}$
ΔH^0 , кДж/моль	–242	–21	+33	+100

4. Дайте определение поляризующего действия иона. Рассмотрите зависимость поляризующего действия иона от:

- степени окисления;
- радиуса;
- электронного строения.

Рассмотрите зависимость кислотно-основных свойств гидроксидов от поляризующего действия центрального атома.

5. Сравните кислотно-основные свойства гидроксидов и способность соответствующих им солей подвергаться гидролизу:

- $\text{Mg}(\text{OH})_2 - \text{Ba}(\text{OH})_2$;
 $\text{MgCl}_2 - \text{BaCl}_2$
- $\text{Ca}(\text{OH})_2 - \text{Zn}(\text{OH})_2$;
 $\text{CaCl}_2 - \text{ZnCl}_2$

- $\text{Mn(OH)}_2 - \text{Mn(OH)}_4;$
 $\text{MnSO}_4 - \text{Mn(SO}_4)_2$
- $\text{NaOH} - \text{Mg(OH)}_2 - \text{Al(OH)}_3;$
 $\text{NaCl} - \text{MgCl}_2 - \text{AlCl}_3$
- $\text{H}_2\text{SiO}_3 - \text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_2\text{SO}_4 - \text{HClO}_4;$
 $\text{H}_2\text{SiO}_3 - \text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_2\text{SO}_4 - \text{HClO}_4$

Лабораторная работа № 2.

Комплексные соединения

Опыт 1. Получение и исследование состава сульфата тетраамминмеди (II)

Ход опыта

- Поместите в три пробирки по 1 мл раствора сульфата меди (II).
- В первую добавьте 2 капли хлорида бария.
- Во вторую — гранулу олова.
- В третью пробирку добавьте по каплям концентрированный раствор аммиака до образования гидроксосульфата меди (II) и его дальнейшего растворения.
- Полученный в пробирке 3 раствор разлейте на две пробирки и прибавьте: в первую — хлорид бария, во вторую — гранулу олова.

Обработка результатов

1. Отметьте изменения, происходящие при взаимодействии раствора сульфата меди (II) с раствором хлорида бария, оловом, раствором аммиака. Наблюдаются ли изменения при действии хлорида бария и олова на раствор тетраамминмеди (II)?

2. Составьте:

- молекулярное и ионное уравнения реакции взаимодействия сульфата меди (II) с хлоридом бария;
- электронно-ионные схемы, ионное и молекулярное уравнения реакции взаимодействия сульфата меди (II) с оловом;
- молекулярное и ионное уравнения реакции взаимодействия сульфата меди (II) с раствором аммиака с получением гидроксосульфата меди (II);
- молекулярное и ионное уравнения реакции взаимодействия гидроксосульфата меди (II) с избытком раствора аммиака с получением двух комплексов — сульфата и гидроксида тетраамминмеди (II);
- сульфата тетраамминмеди (II) с хлоридом бария.

3. Составьте уравнения диссоциации одного из полученных комплексных соединений меди по двум ступеням и выражение константы нестойкости. По ее величине $K_{\text{н}} = 2 \cdot 10^{-13}$ сделайте вывод об устойчивости комплексного иона.

Опыт 2. Получение тетрайодовисмутата (III) калия

Ход опыта

- В пробирку с 3—4 каплями раствора нитрата висмута (III) прибавьте по каплям раствор йодида калия до выпадения осадка йодида висмута (III).
- Добавьте избыток йодида калия до растворения осадка.

Обработка результатов

1. Отметьте изменения, происходящие при добавлении раствора йодида калия к нитрату висмута (III), окраску раство-

ра, полученного при последующем добавлении избытка йодида калия.

2. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций:

- образования йодида висмута (III);
- тетрагидровисмутата (III) калия.

3. Используя понятие «поляризующее действие», обоснуйте, какой ион (K^+ или Bi^{3+}) может быть ионом-комплексобразователем.

4. Напишите уравнения диссоциации тетрагидровисмутата (III) калия и составьте выражение константы нестойкости.

Опыт 3. Получение аква- и гидроксокомплексов хрома (III)

Ход опыта

- В две пробирки поместите по 1 мл раствора соли хрома (III).
- В обе пробирки добавьте по каплям раствор аммиака до образования осадка гидроксида хрома (III).
- В одну пробирку прилейте раствор серной кислоты, в другую — раствор гидроксида натрия до растворения осадков.

Обработка результатов

1. Отметьте цвета гидроксида хрома (III) и полученных комплексных соединений.

2. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций:

- получения гидроксида хрома (III);
- взаимодействия гидроксида хрома (III) с кислотой и щелочью до образования анионного и катионного комплексов (III), к. ч. = 6, составьте их названия.

3. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида хрома (III).

Опыт 4. Получение аммиачного комплекса кобальта (II), его окисление и разрушение

Ход опыта

- В пробирку поместите 1 мл раствора соли кобальта (II), прибавьте по каплям концентрированный раствор аммиака (хранится в вытяжном шкафу) до выпадения розового осадка гидроксида кобальта (II) и его дальнейшего растворения.
- Полученный раствор разлейте в две пробирки.
- В одной из них энергичным встряхиванием перемешайте содержимое до изменения окраски.
- Во вторую добавьте 3–4 капли 3 %-ного раствора пероксида водорода.
- Прилейте в обе пробирки по 2–3 капли сульфида натрия.

Обработка результатов

1. Отметьте окраску раствора кобальта (II), изменение окраски раствора при его окислении.
2. Составьте:
 - молекулярные и ионные уравнения реакции получения гидроксида кобальта (II) и аммиачного комплекса кобальта (II), к. ч. = 6;
 - электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакций окисления комплекса кобальта (II) до комплекса кобальта (III) кислородом воздуха и пероксидом водорода (лиганд тот же, к. ч. = 6);
 - уравнения диссоциации и константы нестойкости комплексов кобальта (II) и (III) по двум ступеням;
 - используя понятие «поляризующее действие ионов», сравните различную прочность комплексных ионов кобальта (II) и (III). Выводы подтвердите значения-

ми констант нестойкости ($K_{\text{HCo (II)}} = 1,2 \cdot 10^{-6}$, $K_{\text{H Co (III)}} = 6,0 \cdot 10^{-36}$);

- электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакций восстановления комплекса кобальта (III) сульфидом натрия до осадка CoS (сульфид окисляется до свободной серы).

Опыт 5. Разрушение комплекса при осаждении комплексообразователя

Ход опыта

- Поместите в три пробирки по 1 мл сульфата меди (II).
- В одну пробирку добавьте раствор оксалата аммония — $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$, в другую — раствор сульфида натрия, в третью — раствор аммиака до растворения первоначально выпавшего осадка.
- Полученный в третьей пробирке раствор комплексного соединения разлейте в две пробирки: в одну добавьте оксалат аммония, в другую — сульфид натрия (обратите внимание на выпадение осадка).

Обработка результатов

1. Отметьте цвета осадков и полученного комплексного соединения, результат действия оксалата аммония и сульфида натрия на комплексное соединение.

2. Составьте:

- молекулярные и ионные уравнения реакции сульфата меди (II) с оксалатом и сульфидом;
- молекулярные и ионные уравнения реакции получения комплекса тетраамминмеди (II);

- комплекса меди (II) с оксалатом и сульфидом (допустив, что осадки образуются в обоих случаях).

3. По ионным уравнениям рассчитайте константы равновесия обеих реакций, используя справочные данные:

$$\text{ПР (CuC}_2\text{O}_4) = 3 \cdot 10^{-8}; \quad \text{ПР (CuS)} = 6 \cdot 10^{-36};$$

$$K_{\text{н}} [\text{Cu (NH}_3)_4]^{2-} = 2 \cdot 10^{-13}.$$

4. По значениям констант равновесия укажите, каким реактивом можно разрушить комплекс меди. Сопоставьте результаты расчетов с наблюдениями.

Опыт 6. Разрушение комплекса при связывании лигандов

Ход опыта

- В две пробирки поместите по 1 мл раствора сульфата никеля (II).
- Одну пробирку оставьте для сравнения, в другую добавьте по каплям раствор аммиака до растворения первоначально выпавшего осадка гидроксида никеля (II).
- К полученному раствору добавьте раствор серной кислоты, до изменения окраски раствора.

Обработка результатов

1. Отметьте

- цвета гидроксида никеля, раствора комплекса никеля (II);
- изменения, происходящие при действии серной кислоты на раствор комплекса никеля (II).

2. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций:
- получения гидроксида никеля (II);
 - растворения гидроксида никеля (II) в растворе аммиака (к. ч. = 6), (назовите полученный комплекс);
 - аммиака с серной кислотой;
 - комплексного соединения никеля (II) с серной кислотой.
3. Сделайте вывод о причине разрушения комплексного соединения.

Задания для самоподготовки

1. Составьте формулы комплексных соединений из предложенных частиц, напишите названия, уравнения диссоциации и выражения для констант нестойкости:

- Ag^+ , NH_3 , NO_3^- , к. ч. = 2;
- K^+ , Mn^{2+} , CN^- , к. ч. = 6;
- Zn^{2+} , Ba^{2+} , OH^- , к. ч. = 6;
- Na^+ , Al^{3+} , OH^- , к. ч. = 6;
- K^+ , Pt^{2+} , Cl^- , к. ч. = 2;
- Au^{3+} , H^+ , Cl^- , к. ч. = 4.

2. Используя значения констант нестойкости, рассчитайте концентрации указанных ионов в растворе комплексного соединения при заданных значениях концентраций:

Ионы	Концентрации	K_n
Au^{3+} , H^+	$\text{H} [\text{AuCl}_4] - 0,01\text{M}$; $\text{Cl}^- - 1\text{M}$	$5 \cdot 10^{-22}$
Hg^{2+} , K^+	$\text{K}_2 [\text{HgI}_4] - 0,1\text{M}$; $\text{I}^- - 1\text{M}$	$2 \cdot 10^{-31}$
Ag^+ , K^+	$\text{K} [\text{Ag} (\text{CN})_2] - 0,01\text{M}$; $\text{CN}^- - 10\text{M}$	$8 \cdot 10^{-22}$
Na^+ , Pt^{2+}	$\text{Na}_2 [\text{PtCl}_4] - 0,01\text{M}$; $\text{Cl}^- - 1\text{M}$	$1 \cdot 10^{-16}$
Ni^{2+} , K^+	$\text{K}_2 [\text{Ni} (\text{CN})_4] - 0,01\text{M}$; $\text{CN}^- - 0,1\text{M}$	$2 \cdot 10^{-14}$

3. Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения реакций получения комплексных соединений:

- $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$, к. ч. = 2;
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$, к. ч. = 6;
- $\text{SiF}_{4(\text{r})} + \text{HF} \rightarrow \dots$, к. ч. = 6;
- $\text{SnO}_2 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$, к. ч. = 6;
- $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NH}_3 \rightarrow \dots$, к. ч. = 4.

4. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза солей по I ступени с учетом комплексообразования:

- MnCl_2 , к. ч. = 4;
- CuSO_4 , к. ч. = 4;
- $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, к. ч. = 4;
- FeSO_4 , к. ч. = 6;
- $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, к. ч. = 6;

5. Составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакций:

- $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + \text{KOH} + \text{KClO} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{CrO}_4^{2-}$;
- $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \dots$, к. ч. $\text{Fe(III)} = 6$;
- $\text{Zn} + \text{NaOH} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$, к. ч. $\text{Zn(II)} = 4$;
- $\text{Cu} + \text{NH}_3 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$, к. ч. $\text{Cu(II)} = 4$;
- $\text{Al} + \text{KF} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2 + \dots$, к. ч. $\text{Al(III)} = 6$;
- $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{NH}_3 + \text{KNO}_2 \rightarrow \text{NO} + \dots$, к. ч. $\text{Ni(III)} = 6$;
- $\text{Nb} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NO} + \dots$, к. ч. $\text{Nb(V)} = 7$;
- $\text{Pt} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NO} + \dots$, к. ч. $\text{Pt(IV)} = 6$;
- $\text{Ta} + \text{HF} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \dots$, к. ч. $\text{Ta(V)} = 7$.

Контрольные задания

1. Составьте формулы комплексных соединений из предложенных частиц, напишите названия, уравнения диссоциации и выражения для констант нестойкости:

Вариант	Ионы	к. ч.	Вариант	Ионы	к. ч.
1	K^+, Co^{2+}, Br^-	4	13	Na^+, Cu^{2+}, OH^-	4
2	Cd^{2+}, Na^+, CN^-	4	14	Be^{2+}, F^-, K^+	4
3	Zn^{2+}, Sr^{2+}, OH^-	4	15	Cu^{2+}, H_2O, Br^-	4
4	Na^+, Pd^{2+}, Br^-	4	16	Hg^{2+}, NCS^-, Na^+	4
5	Co^{3+}, Na^+, CN^-	6	17	K^+, Fe^{3+}, F^-	6
6	Na^+, Al^{3+}, OH^-	6	18	K^+, Pt^{2+}, Cl^-	4
7	K^+, Au^{3+}, NCS^-	4	19	Na^+, Si^{4+}, F^-	6
8	Cr^{3+}, Na^+, OH^-	4	20	K^+, Bi^{3+}, I^-	4
9	Ag^+, NH_3, Br^-	2	21	K^+, Cr^{3+}, OH^-	6
10	Zn^{2+}, SO_4^{2-}, NH_3	4	22	Ba^{2+}, Al^{3+}, F^-	6
11	Cd^{2+}, Sr^{2+}, OH^-	4	23	K^+, Cu^{2+}, Cl^-	4
12	Zn^{2+}, OH^-, NH_3	4	24	K^+, Br^-, Au^{3+}	4

2. Для предложенных комплексных соединений составьте название. Укажите, к какому классу они относятся (катионный или анионный; кислота, основание, соль):

1	$K [Pt(NH_3)Cl_3]$	8	$[Pt (NH_3)_4Br_2]CO_3$
2	$[Co(NH_3)_5SO_4]Cl$	9	$Na_3[FeNH_3(CN)_5]$
3	$[Cr(H_2O)_4Cl_2]Br$	10	$[Pt (NH_3)_5Br]Br_2$
4	$[Co(NH_3)_4Cl_2]Cl$	11	$K_3[Ir(C_2O_4)_2Cl_2]$
5	$[Fe(H_2O)_4Cl_2]_2SO_4$	12	$[V(H_2O)_4Cl_2]Br$
6	$K[Au (CN)_2Br_2]$	13	$K[Zr(H_2O)F_5]$
7	$[Pt(NH_3)_5OH]Cl_3$	14	$Ba[Cr(NH_3)_2(NCS)_4]_2$

15	$\text{Na}[\text{As}(\text{OH})\text{F}_5]$	20	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2](\text{OH})_2$
16	$\text{Na}[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{SO}_3)_2]$	21	$\text{K}_3[\text{Co}(\text{CN})_5\text{Cl}]$
17	$\text{K}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{NO}_2)_2]$	22	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$
18	$\text{K}_3[\text{Ir}(\text{C}_2\text{O}_4)_2\text{Cl}_2]$	23	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Br}_2]\text{OH}$
19	$[\text{ZnOH}(\text{H}_2\text{O})_3]\text{Cl}$	24	$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$

3. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций (в реакциях, протекающих с образованием координационных соединений, приведены значения координационных чисел):

1	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{к. ч.} = 6$	$\text{K}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
2	$\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{к. ч.} = 4$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
3	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{к. ч.} = 4$	$\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{HNO}_3 \rightarrow$
4	$\text{PbO} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{к. ч.} = 4$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$
5	$\text{ZnO} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{к. ч.} = 4$	$\text{K}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] + \text{HNO}_3 \rightarrow$
6	$\text{CuSO}_4 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{к. ч.} = 4$	$\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4] + \text{HNO}_3 \rightarrow$
7	$\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{к. ч.} = 4$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
8	$\text{CoSO}_4 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{к. ч.} = 4$	$\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
9	$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{к. ч.} = 4$	$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
10	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{к. ч.} = 4$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
11	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{к. ч.} = 4$	$\text{K}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4] + \text{HCl} \rightarrow$
12	$\text{SnO} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{к. ч.} = 4$	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
13	$\text{CrCl}_3 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{к. ч.} = 6$	$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
14	$\text{NiSO}_4 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{к. ч.} = 4$	$\text{K}_2[\text{Fe}(\text{OH})_4] + \text{HCl} \rightarrow$
15	$\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{к. ч.} = 4$	$\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
16	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{к. ч.} = 4$	$\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

17	$\text{Be}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{к. ч.} = 4$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$
18	$\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{к. ч.} = 4$	$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_2] + \text{HCl} \rightarrow$
19	$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{к. ч.} = 4$	$\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{HNO}_3 \rightarrow$
20	$\text{BeO} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{к. ч.} = 4$	$\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] + \text{HNO}_3 \rightarrow$
21	$\text{AgNO}_3 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{к. ч.} = 2$	$\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + \text{HNO}_3 \rightarrow$
22	$\text{SnO}_2 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{к. ч.} = 6$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$
23	$\text{Cu}_2\text{O} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{к. ч.} = 2$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
24	$\text{PbCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{к. ч.} = 4$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

4. Используя значения констант нестойкости, рассчитайте концентрации указанных ионов в растворе комплексного соединения при заданных значениях концентраций:

Вариант	Ионы	Заданные концентрации	
1	$\text{K}^+, \text{Bi}^{3+}$	$\text{K}[\text{BiI}_4] \quad 1\text{M};$	$\text{I}^- \quad 0,1\text{M}$
2	$\text{Na}^+, \text{Hg}^{2+}$	$\text{Na}_2[\text{HgCl}_4] \quad 0,01\text{M};$	$\text{Cl}^- \quad 0,1\text{M}$
3	$\text{Cl}^-, \text{Ni}^{2+}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2 \quad 0,001\text{M};$	$\text{NH}_3 \quad 1\text{M}$
4	$\text{K}^+, \text{Hg}^{2+}$	$\text{K}_2[\text{Hg}(\text{CN})_4] \quad 0,1\text{M};$	$\text{CN}^- \quad 1\text{M}$
5	$\text{K}^+, \text{Hg}^{2+},$	$\text{K}_2[\text{HgI}_4] \quad 0,001\text{M};$	$\text{I}^- \quad 0,01\text{M}$
6	$\text{NO}_3^-, \text{Ag}^+$	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3 \quad 0,01\text{M};$	$\text{NH}_3 \quad 0,1\text{M}$
7	$\text{Cl}^-, \text{Pt}^{2+}$	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2 \quad 0,001\text{M};$	$\text{NH}_3 \quad 1\text{M}$
8	K^+, Ag^+	$\text{K}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2] \quad 0,01\text{M};$	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \quad 0,1\text{M}$
9	$\text{Cl}^-, \text{Co}^{3+}$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3 \quad 0,1\text{M};$	$\text{NH}_3 \quad 1\text{M}$
10	$\text{K}^+, \text{Al}^{3+}$	$\text{K}_3[\text{AlF}_6] \quad 0,001\text{M};$	$\text{F}^- \quad 0,1\text{M}$
11	$\text{NO}_3^-, \text{Cu}^{2+}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2 \quad 0,01\text{M};$	$\text{NH}_3 \quad 0,1\text{M}$

Вариант	Ионы	Заданные концентрации	
12	$\text{Na}^+, \text{Cd}^{2+}$	$\text{Na}_2[\text{CdBr}_4]$ 0,001M;	CN^- 0,1M
13	$\text{Na}^+, \text{Pd}^{2+}$	$\text{Na}_2[\text{PdCl}_4]$ 0,01M;	Cl^- 0,01M
14	$\text{OH}^-, \text{Ni}^{2+}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$ 0,01M;	NH_3 1M
15	$\text{H}^+, \text{Au}^{3+}$	$\text{H}[\text{AuCl}_4]$ 0,001M;	Cl^- 1M
16	$\text{Na}^+, \text{Hg}^{2+}$	$\text{Na}_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$ 0,1M;	SCN^- 0,01M
17	$\text{K}^+, \text{Hg}^{2+}$	$\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ 0,01M;	I^- 1M
18	$\text{Na}^+, \text{Ni}^{2+}$	$\text{Na}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$ 0,1M;	CN^- 0,001M
19	Na^+, Ag^+	$\text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ 0,001M;	CN^- 1M
20	K^+, Cu^+	$\text{K}_3[\text{Cu}(\text{CN})_4]$ 0,01M;	CN^- 0,1M
21	$\text{K}^+, \text{Bi}^{3+}$	$\text{K}_3[\text{BiCl}_6]$ 0,1M;	Cl^- 1M
22	Na^+, Cu^+	$\text{Na}_3[\text{Cu}(\text{CN})_4]$ 0,001M;	CN^- 0,1M
23	$\text{K}^+, \text{Cd}^{2+}$	$\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$ 0,01M;	CN^- 0,01M
24	$\text{Na}^+, \text{Ni}^{2+}$	$\text{Na}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$ 0,01M;	CN^- 0,1M

5. Составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакций:

1	$\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + \text{KClO} + \text{KOH} \rightarrow$
2	$\text{Al} + \text{O}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$; к. ч. Al (III) = 4
3	$\text{Zr} + \text{HNO}_3 + \text{HF} \rightarrow \text{NO} + \dots$; к. ч. Zr (IV) = 6
4	$\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{NaNO}_2 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} + \dots$; к. ч. Co (III) = 6
5	$\text{Zn} + \text{NaClO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Cl}^- + \dots$; к. ч. Zn (II) = 4
6	$\text{Al} + \text{KNO}_2 + \text{KF} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2 + \dots$; к. ч. Al (III) = 6
7	$\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + \text{KOH} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{Cl}^-$

8	$\text{Ta} + \text{HNO}_3 + \text{HF} \rightarrow \text{NO} + \dots$; к. ч. Ta (V) = 7
9	$\text{Pt} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NO} + \dots$; к. ч. Pt (IV) = 6
10	$\text{Cr} + \text{NaNO}_2 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \dots$; к. ч. Cr (III) = 6
11	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \dots$; к. ч. Fe (III) = 6
12	$\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
13	$\text{Au} + \text{NaCN} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$; к. ч. Au (I) = 2
14	$\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \dots$; к. ч. Al (III) = 6
15	$\text{Au} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NO} + \dots$; к. ч. Au (III) = 4
16	$\text{Be} + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Br}^- + \dots$; к. ч. Be (II) = 4
17	$\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
18	$\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{NH}_3 + \text{NaNO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NO} + \dots$; к. ч. Co (III) = 6
19	$\text{Cu} + \text{NH}_3 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$; к. ч. Cu (II) = 4
20	$\text{Zn} + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \dots$; к. ч. Zn (II) = 4
21	$\text{Al} + \text{KOH} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \dots$; к. ч. Al (III) = 6
22	$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4] + \text{NaOH} \rightarrow \text{Bi} + \dots$; к. ч. Sn (IV) = 6
23	$\text{Ag} + \text{KCN} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$; к. ч. Ag (I) = 2
24	$\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{NH}_3 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$; к. ч. Co (III) = 4

6. Напишите уравнения гидролиза солей с учетом комплексообразования:

1	AlCl_3 ; (к. ч. = 6)	5	CuCl_2 ; (к. ч. = 6)
2	ZnBr_2 ; (к. ч. = 6)	6	MnCl_2 ; (к. ч. = 6)
3	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; (к. ч. = 6)	7	FeBr_2 ; (к. ч. = 6)
4	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$; (к. ч. = 6)	8	$\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$; (к. ч. = 4)

9	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$; (к. ч. = 6)	17	FeSO_4 ; (к. ч. = 6)
10	GaCl_3 ; (к. ч. = 6)	18	CdBr_2 ; (к. ч. = 6)
11	CoCl_2 ; (к. ч. = 6)	19	InCl_3 ; (к. ч. = 6)
12	$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$; (к. ч. = 6)	20	NiSO_4 ; (к. ч. = 6)
13	BeCl_2 ; (к. ч. = 6)	21	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$; (к. ч. = 6)
14	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; (к. ч. = 4)	22	PdCl_2 ; (к. ч. = 6)
15	InCl_3 ; (к. ч. = 6)	23	ZnSO_4 ; (к. ч. = 6)
16	SnCl_2 ; (к. ч. = 6)	24	$\text{Co}(\text{NO}_3)_2$; (к. ч. = 6)

Лабораторная работа № 3.

Свойства галогенов и их соединений

Опыт 1. Получение хлора

Ход опыта

- Опыт проводится в вытяжном шкафу!
- В одну пробирку внесите полмикрошпателя оксида марганца (IV), в другую — полмикрошпателя кристаллического дихромата калия.
- В обе пробирки добавьте 0,5–1 мл концентрированной соляной кислоты.

Обработка результатов

- Отметьте окраску выделяющегося хлора.
- Составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакций взаимодействия оксида марганца (IV) и дихромата калия с концентрированной соляной кислотой. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 2. Получение брома и йода

Ход опыта

- Опыт проводится в вытяжном шкафу!
- В одну пробирку внесите полмикрошпателя кристаллического бромида натрия (калия), в другую — полмикрошпателя кристаллического йодида калия.
- В обе пробирки добавьте 1–2 микрошпателя оксида марганца (IV).
- К содержимому обеих пробирок добавьте 2–3 капли концентрированной серной кислоты.

Обработка результатов

- Отметьте окраску выделяющихся брома и йода в газообразном состоянии.
- Составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакций взаимодействия бромида натрия (калия) и йодида калия с оксидом марганца (IV) в сернокислой среде. Укажите окислитель и восстановитель.
- Используя значения окислительно-восстановительных потенциалов, сравните восстановительные свойства галогенид-ионов.

Опыт 3. Окислительные свойства галогенов

Ход опыта

- Опыт выполняется в вытяжном шкафу!
- В одну пробирку внесите 1 мл раствора бромида натрия, в две другие — по 1 мл раствора йодида калия.

- Во все три пробирки внесите 0,5–1 мл органического растворителя (бензол). В пробирки с растворами бромида натрия и иодида калия внесите 0,5–1 мл хлорной воды. В пробирку с раствором иодида калия — столько же бромной воды. Содержимое пробирок встряхните.

Обработка результатов

- По окраске слоя растворителя установите, какой галоген выделяется в свободном виде в каждой из пробирок.
- Составьте электронно-ионные схемы и молекулярные уравнения протекающих реакций. Укажите окислитель и восстановитель.
- На основании наблюдений и используя значения электродных потенциалов, расположите галогены в порядке убывания их окислительных свойств.
- Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах простых веществ галогенов. Приведите примеры реакций, в которых галогены могут проявлять восстановительные свойства.

Опыт 4. Восстановительные свойства галогенид-ионов

Ход опыта

- Опыт выполняется в вытяжном шкафу!
- В три пробирки внесите по 1 мл раствора хлорида железа (III), подкислите растворы 1–2 каплями серной кислоты.
- В первую пробирку добавьте несколько капель раствора иодида калия, во вторую — бромида, в третью — хлорида натрия.

Обработка результатов

1. Укажите, в каком случае произошло восстановление Fe^{3+} и окисление галогенид-иона. Возможность протекания реакций подтвердите значениями электродных потенциалов.

2. Расположите галогенид-ионы в ряд по возрастающей восстановительной способности.

3. Составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения протекающих реакций.

Опыт 5. Получение гипохлорита натрия

Ход опыта

- Опыт выполняется в вытяжном шкафу!
- Наполните пробирку до 1/3 объема раствором гидроксида натрия. Поместите ее в стакан с холодной водой.
- В пробирку с газоотводной трубкой поместите 1–2 микрошпателя кристаллического перманганата калия, добавьте 1 мл концентрированной соляной кислоты.
- Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой, конец которой погрузите в раствор гидроксида натрия. (Если выделение хлора происходит недостаточно энергично, пробирку слегка нагрейте на очень слабом пламени спиртовки).
- Выделяющийся хлор пропускайте через раствор гидроксида натрия 2–3 минуты. Полученный раствор гипохлорита натрия сохраните для опыта 4.

Обработка результатов

1. Составьте электронно-ионные схемы, ионное и молекулярное уравнения реакции:

- получения хлора, укажите окислитель и восстановитель;
- диспропорционирования хлора в растворе щелочи.

Опыт 6. Окислительные свойства гипохлоритов

Ход опыта

- В пробирку внесите 0,5 мл раствора сульфата марганца (II).
- Добавьте к нему 0,5 мл раствора гипохлорита, полученного в предыдущем опыте.

Обработка результатов

1. Отметьте происходящие изменения.
2. Составьте электронно-ионные схемы, ионное и молекулярное уравнения реакции окисления сульфата марганца (II) до оксида марганца (IV) в щелочной среде.
3. Сделайте вывод о свойствах, которые проявляет гипохлорит в данной реакции.

Опыт 7. Диспропорционирование йода

Ход опыта

- В пробирку внесите 1–2 мл йодной воды.
- Добавьте к раствору йода раствор гидроксида натрия до обесцвечивания.

- К полученному бесцветному раствору по каплям добавьте раствор серной кислоты до появления окрашивания содержимого пробирки.

Обработка результатов

1. Отметьте изменения, происходящие при добавлении щелочи и последующем добавлении серной кислоты к содержимому пробирки.
2. Составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакций:
 - диспропорционирования иода в щелочной среде с образованием иодид- и иодат-ионов;
 - конпропорционирования иодида и иодата в сернокислой среде.
3. Сделайте вывод о причине возможности протекания реакции диспропорционирования с участием иода.

Задания для самоподготовки

1. Для атомов галогенов укажите:
 - характерные степени окисления;
 - изменение атомных радиусов в ряду фтор — иод;
 - изменение окислительно-восстановительных свойств в ряду фтор — иод.
2. Составьте уравнения реакций фтора с водой и оксидом кремния.
3. Составьте уравнения реакций хлора с водой и раствором щелочи (холодным и горячим).
4. Составьте уравнения реакций оксидов Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_7 с водой и раствором щелочи.
5. Рассмотрите катодные и анодные процессы, протекающие при электролизе с инертными электродами раствора и расплава хлорида натрия.

6. Укажите продукты, составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакций:

- $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$
- $\text{HClO} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
- $\text{HBr} + \text{HBrO}_3 \rightarrow$
- $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} (\text{конц.}) \rightarrow$
- $\text{F}_2 + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{KClO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{Zn} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{KIO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$
- $\text{P} + \text{KIO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{SO}_2 + \text{KClO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{Ti} + \text{HNO}_3 + \text{HF} \rightarrow$
- $\text{Pt} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
- $\text{K}_4\text{I}_2\text{O}_9 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{HI} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$
- $\text{NaClO} + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

Лабораторная работа № 4.

Свойства серы и ее соединений

Опыт 1. Получение оксида серы (IV) и сернистой кислоты

Ход опыта

- Опыт проводится в вытяжном шкафу!
- В пробирку налейте 3–4 мл воды и добавьте 1–2 капли метилоранжа.
- В сухую пробирку поместите два микрошпателя сульфита натрия, добавьте 1 мл раствора серной кислоты и быстро закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой.
- Конец газоотводной трубки поместите в пробирку с водой и индикатором.

Обработка результатов

1. Отметьте изменение окраски метилоранжа.
2. Составьте:
 - молекулярное и ионное уравнения реакции взаимодействия сульфита натрия с серной кислотой;
 - схему равновесия, которое устанавливается при растворении оксида серы (IV) в воде, объясните причину изменения окраски индикатора.

Опыт 2. Восстановительные свойства сульфидов

Ход опыта

- В две пробирки внесите по 1 мл растворов перманганата и дихромата калия, растворы подкислите несколькими каплями серной кислоты.
- В обе пробирки добавьте по каплям раствор сульфида натрия до изменения окраски раствора и его помутнения вследствие выделения серы.

Обработка результатов

1. Отметьте происходящие изменения.
2. Составьте электронно-ионные схемы и молекулярные уравнения реакций окисления сульфида натрия перманганатом ($\rightarrow \text{Mn}^{2+}$) и дихроматом калия ($\rightarrow \text{Cr}^{3+}$).
3. Может ли сульфид-ион проявлять окислительные свойства?

Опыт 3. Окислительно-восстановительные свойства соединений серы (IV)

Ход опыта

- В две пробирки внесите по 1 мл сероводородной кислоты и иодной воды, растворы подкислите 1 каплей серной кислоты.
- В каждую пробирку внесите по несколько капель сернистой кислоты ($\text{SO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$).

Обработка результатов

1. Отметьте происходящие изменения.
2. Составьте электронно-ионные схемы, ионное и молекулярное уравнения реакции взаимодействия сернистой кислоты с сероводородом и иодом.
3. Укажите окислительно-восстановительные свойства сернистой кислоты в каждой из реакций.

Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства тиосульфата натрия

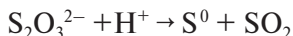
- 4.1. Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой.

Ход опыта

- Опыт выполняется в вытяжном шкафу.
- Внесите в пробирку 1–2 мл раствора тиосульфата натрия.
- Добавьте несколько капель серной кислоты.

Обработка результатов

1. Отметьте происходящие изменения.
2. Напишите электронно-ионные схемы и молекулярное уравнение реакции диспропорционирования тиосульфата натрия в кислой среде



3. Укажите окислительно-восстановительные свойства тиосульфата.

4.2. Взаимодействие тиосульфата натрия с бромом.

Ход опыта

- Внесите в пробирку 1–2 мл бромной воды.
- Добавьте несколько капель тиосульфата натрия.

Обработка результатов

1. Отметьте происходящие изменения.
2. Напишите электронно-ионные схемы и молекулярное уравнение реакции



(используйте метод баланса зарядов).

3. Укажите окислительно-восстановительные свойства тиосульфата.

Опыт 5. Окислительные свойства пероксодисульфатов

Ход опыта

- Внесите в пробирку 1 мл раствора иодида калия.
- Добавьте 1 мл раствора пероксодисульфата аммония.

Обработка результатов

1. Отметьте происходящие изменения.
2. Напишите электронно-ионные схемы и молекулярное уравнение реакции восстановления пероксодисульфата аммония иодидом калия (используйте метод баланса зарядов).

Задания для самоподготовки

1. Охарактеризуйте возможные степени окисления р-элементов VI группы с учетом электронной конфигурации атомов.

2. Рассмотрите строение молекулы пероксида водорода, охарактеризуйте прочность связей в молекуле; кислотные и окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.

3. Составьте уравнения возможных реакций взаимодействия SO_2 , SO_3 , H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 с раствором гидроксида натрия.

4. Укажите продукты, составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакций:

- | | |
|--|--|
| • $\text{H}_2\text{S} + \text{HClO}_3 \rightarrow$ | • $\text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| • $\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow$ | • $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| • $\text{S} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \rightarrow$ | • $\text{Na}_2\text{SeO}_3 + \text{KBrO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| • $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | • $\text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| • $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + \text{KI} \rightarrow$ | • $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| • $\text{KIO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | • $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ |
| • $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$ | • $\text{Se} + \text{KBrO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| • $\text{SO}_2 + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \rightarrow$ | • $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| • $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{I}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ | • $\text{SO}_2 + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| • $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | • $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |

Лабораторная работа № 5.

Свойства соединений азота

Опыт 1. Получение аммиака и его свойства

Ход опыта

- Опыт выполняется в вытяжном шкафу!
- Поместите в фарфоровый тигель по 3—4 микрошпателя сульфата аммония и гашеной извести, тщательно перемешайте.
- Пробирку наполните на четверть объема полученной смесью. Пробирку закройте пробкой с прямой газоотводной трубкой, нагрейте на пламени спиртовки.
- Поднесите к отверстию газоотводной трубки смоченную водой лакмусовую бумажку.
- Стекланную палочку смочите концентрированной соляной кислотой и поднесите к отверстию газоотводной трубки.

Обработка результатов

1. Отметьте происходящие изменения.
2. Напишите уравнения реакций:
 - получения аммиака;
 - взаимодействия аммиака с водой;
 - взаимодействия аммиака с хлороводородом.

Опыт 2. Восстановительные свойства аммиака

Ход опыта

- Опыт выполняется в вытяжном шкафу!
- В пробирку внесите 1–2 капли раствора перманганата калия.
- Добавьте 1 мл раствора аммиака.
- Содержимое пробирки слегка нагрейте в пламени спиртовки.

Обработка результатов

1. Отметьте происходящие изменения.
2. Напишите электронно-ионные схемы, ионное и молекулярное уравнение реакции, учитывая, что аммиак окисляется до азота, а перманганат-ион восстанавливается до оксида марганца (IV).
3. Укажите причину проявления аммиаком восстановительных свойств.

Опыт 2. Получение оксидов азота (II) и (IV) и исследование их свойств

Ход опыта

- В небольшой кристаллизатор налейте воды. Пробирку заполните водой, закройте отверстие пальцем и, перевернув пробирку вверх дном, поместите в кристаллизатор с водой.

- В другую пробирку поместите несколько кусочков медной стружки и добавьте 1–2 мл разбавленной азотной кислоты (1:1).
- Опустите пробирку с пробкой в кристаллизатор с водой. Через 1–2 минуты, когда из пробирки вытеснится весь воздух, подведите газоотводную трубку под пробирку с водой.
- Заполнив пробирку на $\frac{3}{4}$ бесцветным газом, закройте ее пальцем под водой и, вынув из воды, переверните вверх дном.
- Открыв на 1–2 секунды отверстие пробирки, наблюдайте побурение бесцветного газа.
- Закрыв отверстие пробирки пальцем, встряхните ее до полного поглощения водой бурого газа. Повторите это действие несколько раз, до полного прекращения побурения газа в пробирке.
- Полученный раствор испытайте синей лакмусовой бумагой, разлейте на две пробирки.
- В одну пробирку налейте слабый раствор перманганата калия, в другую — раствор иодида калия.

Обработка результатов

1. Отметьте происходящие изменения.
2. Составьте:
 - электронно-ионные схемы, ионное и молекулярное уравнения реакции получения оксида азота (II) взаимодействием разбавленной азотной кислоты с медью;
 - молекулярное уравнение окисления оксида азота (II) до оксида азота (IV).
3. Напишите электронно-ионные схемы ионного и молекулярного уравнений реакций:
 - растворения оксида азота (IV) в воде с получением азотной и азотистой кислот;

- окисления азотистой кислоты перманганатом калия в присутствии разбавленной азотной кислоты;
 - восстановления азотистой кислоты иодидом калия в присутствии разбавленной азотной кислоты.
4. Сравните окислительные свойства ионов NO_2^- и NO_3^- , если

$$E^0 \text{NO}_3^-/\text{NO} = 0,85 \text{ В}; \quad E^0 \text{NO}_2^-/\text{NO} = 1,2 \text{ В}.$$

5. Напишите структурные формулы оксидов азота (II) и (IV). Объясните форму молекулы NO_2 с позиции гибридизации орбиталей атома азота.

6. Сравните газы NO и NO_2 по цвету, растворимости в воде, кислотным свойствам.

Опыт 3. Взаимодействие нитрита калия с серной кислотой

Ход опыта

- Приготовьте насыщенный раствор нитрита калия: внесите в пробирку один микрошпатель нитрита калия и добавьте небольшое количество воды.
- К полученному раствору добавьте 1 каплю раствора серной кислоты.

Обработка результатов

1. Отметьте окраску раствора и изменения, происходящие над раствором.
2. Напишите:
 - молекулярное и ионное уравнения взаимодействия нитрита калия с серной кислотой;

- молекулярные уравнения разложения азотистой кислоты и азотистого ангидрида.

Задания для самоподготовки

1. Для атомов элементов подгруппы азота:
 - укажите возможные степени окисления в соединениях;
 - изменение окислительно-восстановительных свойств.
2. Напишите уравнения реакций, используемых для получения азотной кислоты в промышленности.
3. Укажите продукты, составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакций:

- | | |
|---|--|
| • $\text{NaNO}_2 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | • $\text{NaNO}_3 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| • $\text{NaNO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | • $\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| • $\text{S} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$ | • $\text{P}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| • $\text{Mg} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow$ | • $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| • $\text{Cd} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow$ | • $\text{P} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$ |
| • $\text{Ag} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow$ | • $\text{KI} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| • $\text{NaNO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | • $\text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| • $\text{Na}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ | • $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$ |
| • $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{KIO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$ | • $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ |
| • $\text{NH}_2\text{OH} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | • $\text{NH}_2\text{OH} + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| • $\text{NO}_2 + \text{KIO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | |

Лабораторная работа № 6.

Свойства соединений углерода и кремния

Опыт 1. Получение кремниевой кислоты

Ход опыта

- Приготовьте три пробирки:
 - в первую налейте 5 мл воды и добавьте 2–3 капли метилоранжа;
 - во вторую и третью — по 2–3 мл раствора силиката натрия.
- Через содержимое первой и второй пробирок пропустите углекислый газ из аппарата Киппа.
- К раствору силиката натрия в третьей пробирке добавьте несколько капель раствора соляной кислоты.

Обработка результатов

1. Отметьте изменения, происходящие в каждой из пробирок.
2. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций:
 - получения углекислого газа в аппарате Киппа;
 - взаимодействия углекислого газа с водой;
 - взаимодействия силиката натрия с угольной и соляной кислотами.

3. Напишите уравнения диссоциации угольной и кремниевой кислот, выражения констант диссоциации. Используя значения констант диссоциации, сравните силу угольной и кремниевой кислот.

4. Сделайте вывод о способе получения кремниевой кислоты.

Опыт 2. Гидролиз карбоната и гидрокарбоната натрия

Ход опыта

- Налейте в две пробирки по 3–4 мл растворов карбоната и гидрокарбоната натрия.
- Определите pH растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Обработка результатов

1. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза карбоната и гидрокарбоната натрия.

2. Используя значения констант диссоциации, рассчитайте степень гидролиза и pH 0,1 М растворов карбоната и гидрокарбоната натрия.

Задания для самоподготовки

1. Рассмотрите строение молекулы CO_2 с позиции метода валентных связей: тип гибридизации атомных орбиталей углерода, геометрическую форму молекулы.

2. Объясните образование тройной связи в молекуле CO с позиции метода валентных связей.

3. Укажите продукты, составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакций:

- $C + H_2SO_4 \text{ (конц.)} \rightarrow$
- $Si + HF + HNO_3 \rightarrow \text{к. ч. } Si \text{ (IV)} = 6$
- $C + HNO_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$
- $CO + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

Контрольные задания

1. Допишите продукты уравнений реакций. Для реакций, протекающих без изменения степеней окисления, составьте молекулярные и ионные уравнения, для окислительно-восстановительных — электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения:

1	$Cl_2 + NaOH \text{ (холод)} \rightarrow$	$H_3PO_3 + NaOH \text{ (недостаток)} \rightarrow$
	$SO_3 + NaOH \text{ (избыток)} \rightarrow$	$Cu + HNO_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$
	$H_2S + HClO_3 \rightarrow$	$NH_2OH + KBrO_3 \rightarrow$
2	$P + HNO_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$	$Cl_2O + NaOH \rightarrow$
	$Zn + H_2SO_4 \text{ (конц.)} \rightarrow$	$SeO_2 + NaOH \text{ (недостаток)} \rightarrow$
	$F_2 + NaBrO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$	$As + HNO_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$
3	$SO_3 + NaOH \text{ (недостаток)} \rightarrow$	$Pb + HNO_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$
	$Cl_2 + H_2O \rightarrow$	$H_3PO_4 + NaOH \text{ (избыток)} \rightarrow$
	$C + HNO_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$	$KIO_3 + Cl_2 + KOH \rightarrow$
4	$H_3PO_4 + NaOH \text{ (недостаток)} \rightarrow$	$P + NaOH \rightarrow$
	$Cu + H_2SO_4 \text{ (конц.)} \rightarrow$	$H_2Se \text{ (избыток)} + NaOH \rightarrow$
	$Na_2S + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$	$KBrO_4 + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$
5	$H_2SO_3 + NaOH \text{ (недостаток)} \rightarrow$	$NO_2 + NaOH \rightarrow$
	$Ag + HNO_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$	$H_3PO_4 \text{ (избыток)} + Ca(OH)_2 \rightarrow$
	$Se + HNO_3 \rightarrow$	$SO_2 + KClO_4 + NaOH \rightarrow$
6	$H_2S + NaOH \text{ (недостаток)} \rightarrow$	$C + HNO_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$
	$P_2O_3 + NaOH \text{ (избыток)} \rightarrow$	$Mg + HNO_3 \text{ (разбавл.)} \rightarrow$
	$Na_2S_2O_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow$	$Se + KBrO + H_2O \rightarrow$

7	$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$	$\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{Cd} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$	$\text{P}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} (\text{недостаток}) \rightarrow$
	$\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) + \text{KI} \rightarrow$	$\text{K}_4\text{I}_2\text{O}_9 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
8	$\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) \rightarrow$	$\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{S} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$
	$\text{NaClO}_3 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{I}_2 + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$
9	$\text{H}_2\text{Se} + \text{NaOH} (\text{избыток}) \rightarrow$	$\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$
	$\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$	$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{KIO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{HNO}_2 + \text{HIO}_3 \rightarrow$
10	$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{ClO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{Cd} + \text{HNO}_3 (\text{разбавл.}) \rightarrow$	$\text{H}_3\text{PO}_4 (\text{избыток}) + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
	$\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{NH}_2\text{OH} + \text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
11	$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{недостаток}) \rightarrow$	$\text{SO}_2 + \text{NaOH} (\text{избыток}) \rightarrow$
	$\text{P} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$	$\text{Cu} + \text{HNO}_3 (\text{разбавл.}) \rightarrow$
	$\text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
12	$\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{HF} + \text{NaOH} (\text{избыток}) \rightarrow$
	$\text{SO}_2 + \text{NaOH} (\text{недостаток}) \rightarrow$	$\text{Ag} + \text{HNO}_3 (\text{разбавл.}) \rightarrow$
	$\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{CO} + \text{HIO}_3 \rightarrow$
13	$\text{Si} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{CO}_2 + \text{NaOH} (\text{избыток}) \rightarrow$
	$\text{HF} + \text{NaOH} (\text{недостаток}) \rightarrow$	$\text{Zn} + \text{HNO}_3 (\text{разбавл.}) \rightarrow$
	$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
14	$\text{CO}_2 + \text{NaOH} (\text{недостаток}) \rightarrow$	$\text{Cl}_2 + \text{NaOH} (\text{горячий}) \rightarrow$
	$\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{KOH} (\text{избыток}) \rightarrow$	$\text{Mg} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$
	$\text{KClO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$	$\text{NH}_3 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow$
15	$\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$	$\text{SeO}_3 + \text{NaOH} (\text{избыток}) \rightarrow$
	$\text{H}_2\text{CO}_3 (\text{избыток}) + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$	$\text{Cd} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$
	$\text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{Se} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

16	$\text{Se} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} \rightarrow$	$\text{SiO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{Zn} + \text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$	$\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{NaOH} \text{ (избыток)} \rightarrow$
	$\text{KClO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{NaBrO}_3 + \text{K}_3\text{AsO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
17	$\text{SeO}_2 + \text{NaOH} \text{ (избыток)} \rightarrow$	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
	$\text{Mg} + \text{HNO}_3 \text{ (разб.)} \rightarrow$	$\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{NaOH} \text{ (избыток)} \rightarrow$
	$\text{I}_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{As}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
18	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ (недостаток)} \rightarrow$	$\text{Pb} + \text{HNO}_3 \text{ (разбавл.)} \rightarrow$
	$\text{C} + \text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$	$\text{SeO}_3 + \text{NaOH} \text{ (недостаток)} \rightarrow$
	$\text{KI} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
19	$\text{HNO}_3 \text{ (недостаток)} + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow$	$\text{Al} + \text{HNO}_3 \text{ (разбавл.)} \rightarrow$
	$\text{Se} + \text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$	$\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
	$\text{P} + \text{KIO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
20	$\text{Cu} + \text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$	$\text{S} + \text{KOH} \rightarrow$
	$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{P}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \text{ (недостаток)} \rightarrow$
	$\text{Na}_2\text{SeO}_3 + \text{KBrO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{KClO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
21	$\text{S} + \text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$	$\text{P}_2\text{O}_5 + \text{NaOH} \text{ (избыток)} \rightarrow$
	$\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{NaOH} \text{ (недостаток)} \rightarrow$	$\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} \rightarrow$
	$\text{KClO}_3 + \text{SO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{I}_2 + \text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
22	$\text{Cl}_2 + \text{KOH} \text{ (холод)} \rightarrow$	$\text{SO}_3 + \text{NaOH} \text{ (недостаток)} \rightarrow$
	$\text{H}_3\text{PO}_4 \text{ (избыток)} + \text{Sr}(\text{OH})_2 \rightarrow$	$\text{Ag} + \text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$
	$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{KClO} + \text{NaNO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
23	$\text{NO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$	$\text{P}_2\text{O}_5 + \text{NaOH} \text{ (недостаток)} \rightarrow$
	$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{NaOH} \text{ (избыток)} \rightarrow$	$\text{Cd} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} \rightarrow$
	$\text{KNO}_2 + \text{NaClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$	$\text{B} + \text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$
24	$\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow$	$\text{P}_2\text{O}_3 + \text{KOH} \text{ (недостаток)} \rightarrow$
	$\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} \text{ (избыток)} \rightarrow$	$\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (разбавл.)} \rightarrow$
	$\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow$	$\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$

2. Напишите продукты реакций термического разложения веществ:

1	$\text{KNO}_3 \xrightarrow{t}$	13	$\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t}$
2	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t}$	14	$\text{AgNO}_3 \xrightarrow{t}$
3	$\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t}$	15	$\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t}$
4	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t}$	16	$\text{HNO}_3 \xrightarrow{t}$
5	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \xrightarrow{t}$	17	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t}$
6	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \xrightarrow{t}$	18	$\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t}$
7	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t}$	19	$\text{LiNO}_3 \xrightarrow{t}$
8	$\text{NaNO}_3 \xrightarrow{t}$	20	$\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t}$
9	$\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t}$	21	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t}$
10	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t}$	22	$\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t}$
11	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t}$	23	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t}$
12	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \xrightarrow{t}$	24	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \xrightarrow{t}$

3. Укажите характер среды растворов (кислая, нейтральная, щелочная), полученных при растворении в воде каждого из предложенных веществ. Ответ аргументируйте уравнениями соответствующих реакций:

1	$\text{SO}_2, \text{KCl}, \text{Na}_3\text{PO}_4$	3	$\text{Ca}(\text{NO}_2)_2, \text{KBr}, \text{H}_2\text{S}$
2	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2, \text{Cl}_2\text{O}_7, \text{K}_2\text{HPO}_4$	4	$\text{N}_2\text{O}_5, \text{KClO}, \text{SrCl}_2$

5	BaBr ₂ , H ₂ SeO ₃ , NaHCO ₃	15	KHCO ₃ , NaI, H ₃ PO ₂
6	H ₂ SeO ₄ , NaNO ₃ , NH ₃	16	Cl ₂ O, LiNO ₃ , K ₂ CO ₃
7	NH ₄ Cl, Ba(NO ₃) ₂ , Na ₂ HPO ₄	17	NaHCO ₃ , HF, Na ₂ SO ₄
8	HNO ₂ , Li ₂ SO ₄ , K ₂ Se	18	H ₂ SO ₃ , KHCO ₃ , CaBr ₂
9	(NH ₄) ₂ SO ₄ , Ba(NO ₂) ₂ , KI	19	NH ₄ NO ₃ , LiCl, K ₃ PO ₄
10	KNO ₃ , SO ₃ , Na ₂ Se	20	H ₃ PO ₃ , K ₂ SO ₄ , K ₂ S
11	N ₂ O ₃ , BaCl ₂ , Na ₂ CO ₃	21	BaI ₂ , SeO ₃ , NaNO ₂
12	CaI ₂ , H ₂ Se, NaF	22	NaCl, H ₂ SO ₄ , Na ₂ S
13	SeO ₂ , Sr(NO ₃) ₂ , NaClO	23	CO ₂ , Sr(NO ₂) ₂ , CaCl ₂
14	KNO ₂ , CaCl ₂ , H ₃ PO ₄	24	KF, Ba(NO ₃) ₂ , SO ₂

Лабораторная работа № 7.

Свойства соединений железа, кобальта, никеля

Опыт 1. Получение гидроксидов железа (II, III), кобальта (II, III), никеля (II, III)

Ход опыта

- Поместите в одну пробирку два микрошпателя кристаллической соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и растворите ее в 1–2 мл дистиллированной воды.
- В две другие пробирки поместите по 1 мл раствора хлорида кобальта (II) и 1 мл раствора сульфата никеля (II).
- К каждому раствору соли добавьте раствор щелочи до образования осадков гидроксидов металлов (II).
- Образование гидроксида кобальта (II) протекает через образование основной соли, окрашенной в синий цвет, поэтому в пробирку прибавьте избыток щелочи и содержимое нагрейте до образования розового гидроксида кобальта (II).

- Обратите внимание на изменение окраски гидроксида железа (II), обусловленное окислением его кислородом воздуха.
- В пробирку с гидроксидом кобальта (II) добавьте по 2–3 капли раствора пероксида водорода.
- В пробирку с гидроксидом никеля (II) добавьте немного бромной воды (Br_2) до изменения цвета осадка.
- Осадки гидроксидов металлов (III) сохраните для опыта 3.

Обработка результатов

1. Отметьте:
 - цвета гидроксидов железа, кобальта и никеля (II);
 - изменения, происходящие при окислении гидроксидов железа, кобальта и никеля (II), обусловленные образованием гидроксидов металлов (III).
2. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций получения гидроксидов железа, кобальта и никеля (II).
3. Составьте ионно-электронные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакций:
 - окисления гидроксида железа (II) кислородом воздуха;
 - окисления гидроксида кобальта (II) раствором пероксида водорода;
 - окисления гидроксида никеля (II) бромной водой.
4. Сравните восстановительные свойства гидроксидов железа, кобальта и никеля (II):
 $E^0\text{FeOOH}/\text{Fe}(\text{OH})_2 = -0,56 \text{ В};$
 $E^0\text{CoOOH}/\text{Co}(\text{OH})_2 = -0,17 \text{ В};$
 $E^0\text{NiOOH}/\text{Ni}(\text{OH})_2 = +0,49 \text{ В}.$
5. Сделайте вывод об устойчивости степеней окисления железа (II) и (III), кобальта (II) и (III), никеля (II) и (III).

Опыт 2. Качественные реакции на ионы железа (II, III)

Ход опыта

- В одну пробирку поместите 1 микрошпатель кристаллической соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, растворите ее в 5–6 каплях дистиллированной воды.
- В две другие пробирки внесите по 5–6 капель раствора хлорида железа (III).
- Добавьте по 1 капле растворов: в первую пробирку $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, во вторую — $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, в третью — тиоцианата аммония NH_4CNS .

Обработка результатов

1. Отметьте окраски полученных соединений.
2. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций образования:
 - турнбулевой сини — $\text{KFe}^{2+}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$;
 - берлинской лазури — $\text{KFe}^{3+}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$;
 - тиоцианата железа (III) — $\text{Fe}(\text{CNS})_3$.
3. Дайте названия полученным комплексным соединениям.

Опыт 3. Свойства гидроксидов железа (III), кобальта (III), никеля (III)

Ход опыта

- Внесите в пробирку 5 капель раствора хлорида железа (III), добавьте раствор щелочи. К полученному гидроксиду железа (III) прилейте разбавленной хлороводородной кислоты до растворения осадка.

- С осадков гидроксидов кобальта (III) и никеля (III), полученных в опыте 1, слейте жидкость, прилейте по 5–6 капель концентрированной хлороводородной кислоты, подогрейте (опыт проводить в тяге).
- Выделение хлора определите по посинению фильтровальной бумажки, смоченной раствором крахмала и иодида калия (поднесите ее к отверстию пробирки).

Обработка результатов

1. Отметьте изменения, происходящие при протекании реакций.
2. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций:
 - получения гидроксида железа (III);
 - растворения гидроксида железа (III) в хлороводородной кислоте.
2. Составьте ионно-электронные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакций взаимодействия:
 - гидроксидов кобальта (III) и никеля (III) с хлороводородной кислотой (с образованием Cl_2);
 - хлора с иодидом калия.
3. Сделайте вывод об окислительных свойствах гидроксидов железа (III), кобальта (III), никеля (III), для ответа используйте значения электродных потенциалов из опыта 1.

Опыт 4. Восстановительные свойства солей железа (II)

Ход опыта

- Внесите в четыре пробирки по два микрошпателя кристаллической соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, растворите ее, добавив в пробирки по 1–2 мл воды.

- В каждую пробирку добавьте 5–6 капель серной кислоты.
- Добавьте по 5–6 капель растворов:
 - в первую пробирку — перманганата калия;
 - во вторую — дихромата калия;
 - в третью — пероксида водорода.

В третью и четвертую пробирки добавьте по одной капле тиоцианата аммония.

Обработка результатов

1. Отметьте изменения, происходящие в ходе реакций, образованием каких ионов они обусловлены.

2. Укажите, в какой пробирке (третьей или четвертой) происходит интенсивное окрашивание раствора, дайте объяснение данным изменениям.

3. Составьте ионно-электронные схемы, ионные и молекулярные уравнения протекающих реакций.

Задания для самоподготовки

1. Составьте электронные формулы атомов железа, кобальта и никеля, укажите степени окисления, которые проявляют данные металлы в соединениях.

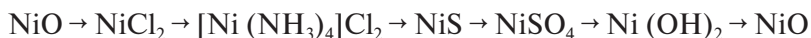
2. Составьте уравнения возможных реакций взаимодействия серной кислоты и гидроксида натрия со следующими веществами:

- FeOOH , CoCl_2 , NiOHNO_3
- NiO , FeHSO_4 , Co(OH)_2
- Fe_2O_3 , CoOHCl , Ni(OH)_2

3. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза солей с учетом комплексообразования:

- FeSO_4 , к. ч. $\text{Fe}^{2+} = 6$
- FeCl_3 , к. ч. $\text{Fe}^{3+} = 6$
- NiCl_2 , к. ч. $\text{Ni}^{2+} = 6$
- $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, к. ч. $\text{Co}^{2+} = 6$

4. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций для осуществления превращений:



5. Укажите продукты реакций, составьте ионно-электронные схемы, ионные и молекулярные уравнения:

- $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{FeO} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{FeCl}_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{BiO}^+$
- $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{HNO}_3_{(\text{конц.})} \rightarrow$
- $\text{NiOOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{CoOOH} + \text{HCl} \rightarrow$
- $\text{FeO} + \text{HNO}_3_{(\text{конц.})} \rightarrow$
- $\text{HClO}_3 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3_{(\text{конц.})} \rightarrow$

Лабораторная работа № 8.

Свойства соединений марганца

Опыт 1. Получение и свойства гидроксида марганца (II)

Ход опыта

- В четыре пробирки внесите по 1 мл раствора MnSO_4 и прибавьте по 1 мл раствора гидроксида натрия.
- Осадок в первой пробирке перемешайте встряхиванием и оставьте на некоторое время.
- Во вторую пробирку прибавьте 1–2 мл раствора соляной кислоты.
- В третью пробирку прибавьте 1–2 мл раствора гидроксида натрия и перемешайте.
- В четвертую пробирку прилейте несколько капель пероксида водорода.

Обработка результатов

1. Отметьте цвет гидроксида марганца (II) и изменения, происходящие при протекании реакций.

2. Составьте:

- молекулярное и ионные уравнения реакции получения гидроксида марганца (II);
- молекулярное и ионные уравнения реакции растворения гидроксида марганца (II) в соляной кислоте;
- электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакций окисления гидроксида марганца (II) кислородом воздуха и раствором пероксида водорода (до MnO_2).

3. На основании опытных данных сделайте вывод об устойчивой степени окисления марганца и окислительных способностях кислорода и пероксида водорода.

Опыт 2. Взаимодействие оксида марганца (IV) с нитратом калия

Ход опыта

- В фарфоровый тигель шпателем поместите небольшое количество кристаллического гидроксида натрия.
- Добавьте микрошпатель нитрата калия.
- Тигель поместите на асбестовую сетку, лежащую на кольце штатива, расплавьте смесь на пламени спиртовки.
- Внесите в расплав небольшое количество оксида марганца (IV).
- Содержимое тигля сохраните для опыта 3.

Обработка результатов

1. Отметьте окраску расплава, обусловленную образованием манганат-иона.

2. Составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакции, учитывая, что образуются манганат- и нитрит-ионы (MnO_4^{2-} , NO_2^-).

3. Составьте уравнение реакции оксида марганца (IV) с бертолетовой солью (KClO_3) в щелочной среде.

Опыт 3. Окислительно-восстановительные свойства манганатов

Ход опыта

- К остывшему расплаву, полученному в опыте 2, добавьте воды, перемешайте содержимое тигля.
- Часть раствора из тигля перелейте в три пробирки.
- Добавьте в первую 1–2 мл воды, во вторую — соляной кислоты.
- В третью пробирку прилейте 1 мл хлорной воды.

Обработка результатов

1. Отметьте изменения, происходящие при разбавлении раствора манганата и действии хлора на манганат.

2. Составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакций:

- диспропорционирования манганат-иона с образованием оксида марганца (IV) и перманганат-иона в нейтральной среде;
- взаимодействия манганата с хлором в щелочной среде.

3. Укажите, в какой среде устойчивы манганат-ионы, охарактеризуйте их окислительно-восстановительные свойства.

Опыт 4. Взаимодействие перманганата калия с сульфитом натрия в различных средах

Ход опыта

- В три пробирки налейте по 0,5–1,0 мл раствора перманганата калия.
- Добавьте:
 - в первую пробирку 5–10 капель раствора серной кислоты;
 - во вторую пробирку — 0,5–1 мл 10–20 %-ного раствора гидроксида натрия.
- Во все три пробирки внесите по одному микрошпателью кристаллического сульфита натрия.

Оформление результатов

1. Отметьте изменения окраски растворов.
2. Составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакций восстановления перманганат-иона сульфитом в кислой, щелочной и нейтральной средах.
3. Сделайте вывод о продуктах восстановления перманганат-иона в кислой, щелочной и нейтральной средах.

Опыт 5. Окисление перманганатом калия соли марганца (II)

Ход опыта

В пробирку внесите 3–5 капель раствора перманганата калия и столько же — раствора сульфата марганца (II).

Обработка результатов

1. Отметьте происходящие изменения.
2. Составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакций взаимодействия перманганата и соли марганца (II) в нейтральной среде.
3. Отметьте окислитель и восстановитель.

Задания для самоподготовки

1. Напишите электронные формулы атомов марганца, тех-
нения, рения. Укажите степени окисления, которые проявляют
данные металлы в соединениях.

2. Составьте уравнения возможных реакций взаимодействия
серной кислоты и гидроксида калия с MnSO_4 , $\text{Mn}(\text{OH})_2$,
 MnOHCl , MnO .

3. Укажите продукты реакций, составьте ионно-электрон-
ные схемы, ионные и молекулярные уравнения:

- $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{MnSO}_4 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{HClO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{SnCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
- $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{MnO}_2 + \text{HCl}_{(\text{конц.})} \rightarrow$
- $\text{MnO}_2 + \text{KClO} + \text{KOH} \rightarrow$

- $\text{KMnO}_4 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{KMnO}_4 + \text{Zn} + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{MnO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- $\text{HNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{SO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{KBrO} + \text{MnCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$

Лабораторная работа № 9.

Свойства соединений хрома

Опыт 1. Получение и свойства соединений хрома (II)

Ход опыта

- В пробирку налейте 2 мл раствора сульфата хрома (III), добавьте 1 мл концентрированной соляной кислоты, поместите в пробирку 2–3 гранулы цинка.
- После изменения окраски, обусловленного образованием иона Cr^{2+} , раствор быстро разделите на три пробирки и добавьте в каждую раствор гидроксида натрия до образования осадка:
 - к осадку в первой пробирке добавьте щелочь;
 - к осадку во второй пробирке — серную кислоту;
 - осадок в третьей пробирке оставьте на воздухе (отметьте происходящие изменения).

Обработка результатов

1. Отметьте:

- цвета полученного раствора соли хрома (II) и гидроксида хрома (II);

- возможность взаимодействия гидроксида хрома (II) с кислотой и щелочью;
- изменения, происходящие при действии на гидроксид хрома (II) кислорода воздуха.

2. Составьте:

- ионно-электронные схемы, ионное и молекулярное уравнение реакции восстановления сульфата хрома (III) цинком в солянокислой среде;
- молекулярные и ионные уравнения реакций получения гидроксида хрома (II) и его растворения в кислоте;
- ионно-электронные схемы, ионное и молекулярное уравнение реакции окисления гидроксида хрома (II) кислородом воздуха.

3. Сделайте вывод:

- о способе получения соединений хрома (II);
- кислотно-основных свойствах гидроксида хрома (II);
- устойчивости соединений хрома (II).

Опыт 2. Взаимодействие гидроксокомплекса хрома (III) с пероксидом водорода

Ход опыта

- К 1 мл раствора сульфата хрома (III) прилейте раствор щелочи до растворения первоначально выпавшего осадка.
- К полученному раствору прилейте 1–2 мл 10 % раствора пероксида водорода (если окраска плохо изменяется, нагрейте содержимое пробирки).

Обработка результатов

1. Отметьте цвета гидроксида хрома (III), хромита, изменения, происходящие при окислении хромита.

2. Составьте:

- молекулярные и ионные уравнения реакций получения гидроксида хрома (III) и его дальнейшее растворение с получением гидроксокомплекса хрома (III);
- ионно-электронные схемы реакции тетрагидроксохромата (III) раствором пероксида водорода.

3. Укажите ионы хрома (III) и (VI) в щелочной среде.

Опыт 3. Равновесие в растворах хроматов и дихроматов

Ход опыта

- В две пробирки налейте по 0,5–1,0 мл раствора дихромата калия.
- В первую пробирку добавьте 1–2 мл раствора щелочи, сравните окраску с содержимым второй пробирки.
- К полученному раствору прибавьте 1–2 мл раствора серной кислоты, сравните окраску содержимого в обеих пробирках.

Обработка результатов

1. Укажите цвета растворов хроматов и дихроматов.
2. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций перехода:
 - дихромата в хромат под действием щелочи;
 - хромата в дихромат под действием кислоты.
3. Сделайте вывод об устойчивости дихроматов и хроматов в соответствующей среде.

Опыт 4. Окислительные свойства дихромата калия

Ход опыта

- В две пробирки внесите 2–3 капли раствора дихромата калия, добавьте 1–2 мл раствора серной кислоты.
- Внесите:
 - в первую пробирку 1 микрошпатель сульфита натрия;
 - во вторую — 1 микрошпатель сульфида натрия.

Обработка результатов

1. Отметьте изменения, происходящие при протекании взаимодействия дихромата с сульфитом и сульфидом в кислой среде.
2. Составьте ионно-электронные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакции взаимодействия дихромата калия с сульфитом и сульфидом (помутнение связано с образованием свободной серы) в кислой среде.

Задания для самоподготовки

1. Напишите электронные формулы атомов хрома, молибдена и вольфрама. Укажите их возможные степени окисления в соединениях.
2. Составьте уравнения возможных реакций взаимодействия серной кислоты и гидроксида натрия с $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Na_2CrO_4 , CrOHCl_2 .
3. Составьте уравнения реакций совместного гидролиза солей:
 - $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{CrCl}_3 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

3. Укажите продукты реакций, составьте ионно-электронные схемы, ионные и молекулярные уравнения:

- $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
- $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow$
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{KCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{CrOOH} + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{Al} + \text{NaOH} \rightarrow$
- $\text{CrCl}_2 + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$
- $\text{KCrO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
- $\text{CrCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$
- $\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{SO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$

Лабораторная работа № 10.

Свойства соединений ванадия

Опыт 1. Получение и свойства оксида ванадия (V)

Ход опыта

- Опыт проводится в вытяжном шкафу!
- В фарфоровую чашку поместите 2 микрошпателя кристаллического метаванадата (V) аммония, чашку поместите на асбестовую сетку, лежащую на кольце штатива.
- Нагрейте содержимое, помешивая стеклянной палочкой.
- Полученный оксид ванадия (V) разделите на 3 порции и поместите в пробирки.
- В первую пробирку добавьте 2–3 мл дистиллированной воды, содержимое нагрейте. В охлажденный раствор добавьте 2–3 капли фиолетового лакмуса.
- Во вторую — 1 мл раствора гидроксида натрия.
- В третью — 1 мл концентрированной серной кислоты.

Обработка результатов

1. Отметьте окраску оксида ванадия (V), изменения окраски лакмуса и окраску растворов, полученных при взаимодей-

ствии оксида ванадия (V) с щелочью и концентрированной серной кислотой.

2. Составьте:

- молекулярное уравнение реакции термического разложения метаванадата аммония;
- молекулярное уравнение реакции взаимодействия оксида ванадия (V) с водой;
- уравнение диссоциации полученной метаванадиевой кислоты.

3. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия оксида ванадия (V)

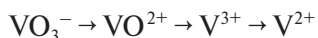
- с гидроксидом натрия;
- с концентрированной серной кислотой.

4. Сделайте вывод о кислотно-основном характере оксида ванадия (V).

Опыт 2. Последовательное восстановление соединений ванадия (V) до соединений ванадия (II)

Ход опыта

- В пробирку внесите 2 мл раствора метаванадата аммония.
- Добавьте 1 мл концентрированной соляной кислоты и 2–3 гранулы цинка.
- Отметьте последовательное изменение окраски раствора при изменении степени окисления ванадия:



- При каждом появлении новой окраски отберите по 2–3 капли раствора в чистую пробирку (отметьте изменение окраски при контакте полученных растворов с воздухом).

Обработка результатов

1. Отметьте:

- окраску соединений ванадия:

Формула иона	Окраска раствора
VO_3^-	
VO^{2+}	
V^{3+}	
V^{2+}	

- изменение окраски при контакте растворов с воздухом.

2. Составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения восстановления под действием цинка в солянокислой среде:

- метаванадат-иона в ванадил-ион;
- ванадил-иона в ион V^{3+} ;
- иона V^{3+} в ион V^{2+} .

3. Составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакций окисления действием кислорода в солянокислой среде:

- иона V^{2+} в ион V^{3+} ;
- иона V^{3+} в ванадил-ион.

Опыт 3. Получение и свойства гидроксида ванадия (IV)

Ход опыта

- В пробирку внесите 2 мл раствора метаванадата аммония.
- Добавьте 1 мл концентрированной соляной кислоты и 2–3 гранулы цинка.

- При появлении голубой окраски, обусловленной образованием соединений ванадия (IV), перенесите раствор в две чистые пробирки.
- В обе пробирки добавьте по каплям раствор щелочи до появления осадка.
- В одну пробирку добавьте 1–2 мл раствора серной кислоты, в другую — столько же щелочи.

Обработка результатов

1. Отметьте цвет гидроксида ванадила и изменения, происходящие при взаимодействии его с кислотой и щелочью.
2. Составьте:
 - электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакции восстановления метаванадато-иона в ванадил-ион под действием цинка в солянокислой среде;
 - ионные и молекулярные уравнения реакции получения гидроксида ванадила.
3. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида ванадила, для подтверждения составьте ионные и молекулярные уравнения реакций растворения гидроксида ванадила:
 - в кислоте — до образования VO^{2+} ;
 - в щелочи — до образования $\text{V}_4\text{O}_9^{2-}$.

Опыт 4. Получение и свойства гидроксида ванадия (II)

Ход опыта

- По 1 мл раствора сиреневого цвета, полученного в опыте 2, перенесите в две пробирки.

- В обе пробирки добавьте раствор гидроксида натрия до образования осадка.
- К полученному осадку в одной пробирке добавьте серной кислоты, к осадку в другой — избыток гидроксида натрия.

Обработка результатов

1. Отметьте цвет осадка гидроксида ванадия (II). Растворяется ли он в кислоте и щелочи?
2. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакции:
 - получения гидроксида ванадия (II);
 - растворения гидроксида ванадия (II) в кислоте.
3. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида ванадия (II).

Задания для самоподготовки

1. Составьте уравнения возможных реакций взаимодействия:
 - серной кислоты и с V_2O_3 , $VOSO_4$, $VOOH$, $VO(OH)_2$;
 - гидроксида натрия с VCl_3 , V_2O_5 , V_2O_3 .
2. Составьте уравнение реакции взаимодействия VCl_4 с водой.
3. Укажите продукты реакций, составьте ионно-электронные схемы, ионные и молекулярные уравнения:

• $V_2O_5 + HCl_{(конц.)} \rightarrow$	• $FeCl_3 + VSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$
• $KMnO_4 + VOSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$	• $VOSO_4 + Zn + HCl \rightarrow$
• $FeCl_3 + VCl_3 + HCl \rightarrow$	• $KMnO_4 + V_2(SO_4)_3 + H_2O \rightarrow$

Лабораторная работа № 11.

Свойства соединений титана

Опыт 1. Получение сульфата титана (III)

Ход опыта

- В пробирку налейте 3 мл раствора сульфата титанила (TiOSO_4), добавьте 5–6 капель концентрированной серной кислоты и несколько гранул металлического цинка.
- Содержимое пробирки осторожно нагрейте до окрашивания раствора в фиолетовый цвет, обусловленный образованием ионов Ti^{3+} .
- Несколько капель раствора перенесите в чистую пробирку и оставьте на 10 минут.
- Оставшийся раствор сохраните для следующих опытов.

Обработка результатов

1. Отметьте изменения, происходящие в ходе реакции.
2. Составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакций:
 - восстановления сульфата титанила цинком в кислой среде;
 - окисления сульфата титана (III) кислородом воздуха.
3. Сделайте вывод о способе получения соединений Ti^{3+} .

Опыт 2. Восстановительные свойства соединений Ti^{3+}

Ход опыта

- В две пробирки внесите по 0,5 мл раствора сульфата титана (III), полученного в опыте 1.
- В одну пробирку по каплям добавьте раствор перманганата калия (обратите внимание на изменения окрасок обоих растворов).
- В другую — по каплям раствор хлорида железа (III) (обратите внимание на изменение окраски исходного раствора в пробирке).

Обработка результатов

1. Отметьте изменения, происходящие при взаимодействии:

- сульфата титана (III) с перманганатом калия в кислой среде;
- сульфата титана (III) с хлоридом железа (III) в кислой среде.

2. Составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакций:

- сульфата титана (III) с перманганатом калия в кислой среде;
- сульфата титана (III) с хлоридом железа (III) в кислой среде.

3. Возможность протекания реакций подтвердите значениями окислительно-восстановительных потенциалов.

Опыт 3. Получение и свойства гидроксида титана (III)

Ход опыта

- В пробирку внесите 0,5 мл раствора сульфата титана (III), полученного в опыте 1.
- Добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до получения осадка гидроксида титана (III).
- Оставьте полученный осадок на воздухе (обратите внимание на изменение окраски).

Обработка результатов

1. Отметьте цвет гидроксида титана (III) и изменения, происходящие при его контакте с воздухом.
2. Составьте:
 - ионные и молекулярные уравнения реакции получения гидроксида титана (III).
 - электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакции окисления гидроксида титана (III) кислородом воздуха.
3. Сделайте вывод об устойчивой степени окислений соединений титана.

Опыт 3. Получение и свойства гидроксида титана (IV)

Ход опыта

- В пробирку внесите 2 мл раствора сульфата титанила.
- Добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до получения осадка гидроксида титанила.

- Полученный осадок разделите на две пробирки, в одну добавьте избыток раствора серной кислоты, в другую — избыток 20 % щелочи.

Обработка результатов

1. Отметьте цвет гидроксида титанила и возможность его взаимодействия (растворения) в кислоте и щелочи.
2. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций:
 - получения гидроксида титанила;
 - взаимодействия гидроксида титанила с кислотой.

Задания для самоподготовки

1. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза TiCl_4 .
2. Укажите продукты реакций, составьте ионно-электронные схемы, ионные и молекулярные уравнения:
 - $\text{Ti} + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ (к. ч. $\text{Ti}^{4+} = 6$)
 - $\text{TiOOH} + \text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
 - $\text{TiCl}_3 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{TiCl}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - $\text{TiOOH} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$

Лабораторная работа № 12.

Свойства соединений меди

Опыт 1. Получение и свойства оксида и гидроксида меди (II)

Ход опыта

- В пробирку налейте 2 мл раствора сульфата меди (II), добавьте раствор гидроксида натрия до выпадения осадка гидроксида меди (II).
- Содержимое пробирки разделите на четыре пробирки:
 - в первую добавьте 1 мл раствора серной кислоты;
 - во вторую — 1 мл раствора гидроксида натрия;
 - содержимое третьей и четвертой пробирок нагрейте на спиртовке до изменения окраски на черную.
- К полученному осадку в третьей пробирке добавьте раствор серной кислоты, к осадку в четвертой пробирке — раствор гидроксида натрия.

Обработка результатов

1. Отметьте

- окраску гидроксида меди (II);

- изменения, происходящие при нагревании гидроксида меди (II), действии на него кислоты и щелочи.
2. Составьте уравнения реакций:
- получения гидроксида меди (II);
 - термического разложения гидроксида меди (II);
 - взаимодействия гидроксида меди (II) с кислотой и щелочью.
3. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида меди (II).

Опыт 2. Получение и свойства гидрокарбоната меди (II)

Ход опыта

- В пробирку налейте 1 мл раствора сульфата меди (II), добавьте 1 мл раствора карбоната натрия.
- Полученный осадок гидрокарбоната меди (II) разделите на две пробирки:
 - в первую добавьте 1 мл раствора серной кислоты;
 - во вторую — 1 мл раствора гидроксида натрия.

Обработка результатов

1. Отметьте:
- окраску гидрокарбоната меди (II);
 - изменения, происходящие при взаимодействии гидрокарбоната меди (II) с кислотой и щелочью.
2. Составьте уравнения реакций:
- совместного гидролиза сульфата меди (II) и карбоната натрия с образованием гидрокарбоната меди (II);

- взаимодействия гидроксокарбоната меди (II) с кислотой и щелочью.

Опыт 3. Окислительные свойства ионов меди (II)

Ход опыта

- Налейте в пробирку 1 мл сульфата меди (II), добавьте 1 мл раствора иодида калия.
- Фильтровальную бумагу смочите раствором крахмала и поместите на нее 1–2 капли содержимого пробирки.
- Добавьте в пробирку с осадком раствор сульфита натрия до исчезновения желтой окраски.
- Осадок сохраните для опыта 4.

Обработка результатов

1. Отметьте:
 - окраску и характер (осадок, раствор) содержимого пробирки при взаимодействии сульфата меди (II) и иодида калия;
 - изменение окраски при взаимодействии крахмала с содержащимся в пробирке;
 - изменения, происходящие при действии раствора сульфита натрия — окраску иодида меди (I).
2. Составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакции взаимодействия:
 - сульфата меди (II) с иодидом калия;
 - иода с сульфитом натрия.

Опыт 4. Взаимодействие сульфида меди (I) с тиосульфатом натрия

Ход опыта

- Из пробирки с осадком, полученном в опыте 3, удалите отстоявшийся раствор.
- К осадку добавьте по каплям раствор тиосульфата натрия до растворения осадка.

Обработка результатов

1. Отметьте изменения, происходящие при действии тиосульфата натрия, на осадок сульфида меди (I).

2. Составьте молекулярное и ионное уравнения реакции получения дитиосульфаткупрата (I) натрия.

Задания для самоподготовки

1. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций:

- $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH}_{(\text{недостаток})} \rightarrow$
- $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NH}_3 \rightarrow$
- $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NaOH}_{(\text{конц.})} \rightarrow$
- $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$

2. Укажите продукты реакций, составьте ионно-электронные схемы, ионные и молекулярные уравнения:

- $\text{Cu} + \text{NH}_3 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{Cu} + \text{KCN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{Ag} + \text{KCN} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{Au} + \text{H}_2\text{SeO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{Au}^{3+}$
- $\text{Na}[\text{Au}(\text{CN})_2] + \text{Zn} \rightarrow \text{к. ч. } \text{Zn}^{2+} = 4$
- $\text{CuS} + \text{HNO}_3_{(\text{конц.})} \rightarrow$

Лабораторная работа № 13.

Свойства соединений олова и свинца

Опыт 1. Получение и свойства гидроксидов олова (II) и свинца (II)

Ход опыта

- В две пробирки налейте по 1 мл раствора хлорида олова.
- В каждую из пробирок добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до получения осадка гидроксида олова (II).
- В первую пробирку с полученным осадком добавьте избыток раствора соляной кислоты, во вторую — избыток раствора гидроксида натрия.
- Используя раствор нитрата свинца (II), аналогично получите гидроксид свинца (II) и исследуйте его отношение к кислоте и щелочи.

Обработка результатов

1. Отметьте:

- окраску гидроксидов олова (II) и свинца (II);
- изменения, происходящие при действии на них кислоты и щелочи.

2. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций:
 - получения гидроксидов олова (II) и свинца (II);
 - взаимодействия гидроксидов олова (II) и свинца (II) с кислотой и щелочью.
3. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксидов олова (II) и свинца (II).

Опыт 2. Восстановительные свойства соединений олова (II)

- 2.1. Взаимодействие хлорида олова (II) с хлоридом железа (III).

Ход опыта

- В 2 пробирки налейте по 2 мл раствора хлорида железа (III), добавьте 1 каплю раствора тиоцианата аммония. Полученный раствор разделите на 2 пробирки (вторая пробирка — контрольная).
- В первую пробирку добавьте 1 мл раствора хлорида олова (II).

Обработка результатов

1. Отметьте:
 - окраску раствора при взаимодействии хлорида железа (III) с тиоцианатом аммония;
 - изменение окраски раствора при взаимодействии с хлоридом олова (II).
2. Составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения восстановления хлорида железа (III) хлоридом олова (II) в кислой среде.
3. Подтвердите возможность протекания реакции значениями соответствующих электродных потенциалов.

2.2. Взаимодействие хлорида олова (II) с перманганатом калия.

Ход опыта

- В пробирку налейте 1 мл хлорида олова (II) и 0,5 мл раствора соляной кислоты.
- К полученному раствору по каплям добавляйте раствор перманганата калия.

Обработка результатов

1. Отметьте изменения, происходящие при взаимодействии перманганата калия с хлоридом олова (II).
2. Составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения восстановления перманганата калия хлоридом олова (II) в кислой среде.
3. Подтвердите возможность протекания реакции значениями соответствующих электродных потенциалов.

2.3. Взаимодействие хлорида олова (II) с дихроматом калия.

Ход опыта

- В пробирку налейте 1 мл хлорида олова (II) и 0,5 мл раствора соляной кислоты.
- К полученному раствору по каплям добавляйте раствор дихромата калия.

Обработка результатов

1. Отметьте изменения, происходящие при взаимодействии дихромата калия с хлоридом олова (II).

2. Составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения восстановления перманганата калия хлоридом олова (II) в кислой среде.

3. Подтвердите возможность протекания реакции значениями соответствующих электродных потенциалов.

Опыт 3. Окислительные свойства соединений свинца (IV)

Ход опыта

Опыт проводится под тягой!

- В пробирку внесите микрошпатель оксида свинца (IV).
- Добавьте 1 мл концентрированной азотной кислоты и 1 мл раствора сульфата марганца (II).
- Содержимое пробирки осторожно нагрейте над пламенем спиртовки.

Обработка результатов

1. Отметьте изменения окраски раствора после нагревания.
2. Составьте электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения реакции взаимодействия оксида свинца (IV) с сульфатом марганца (II) в азотнокислой среде.

Опыт 4. Получение и разрушение тетраиодоплюмбата (II)

Ход опыта

- В пробирку внесите 1 каплю раствора нитрата свинца (II), добавьте несколько капель 1 М раствора иодида калия.

- К полученному осадку добавьте насыщенный раствор иодида калия до растворения осадка.
- К раствору тетраиодоплюмбата (II) калия добавьте по каплям дистиллированную воду до появления видимых изменений.

Обработка результатов

1. Отметьте:
 - окраску иодида свинца (II);
 - изменения, происходящие при добавлении насыщенного раствора иодида калия и дистиллированной воды.
2. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакции:
 - получения иодида свинца (II);
 - получения тетраиодоплюмбата (II) калия;
3. Объясните разрушение комплексного иона при добавлении воды.

Задания для самоподготовки

1. Составьте уравнения реакций гидролиза $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Сравните степени гидролиза данных солей.
2. Напишите уравнения возможных реакций взаимодействия:
 - SnSO_4 и NaOH ;
 - $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и KOH ;
 - $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$ и HCl .
3. Укажите продукты реакций, составьте ионно-электронные схемы, ионные и молекулярные уравнения:

• $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$	• $\text{SnCl}_2 + \text{KBrO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
• $\text{PbO}_2 + \text{KCrO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$	• $\text{SnCl}_2 + \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{KOH} \rightarrow$
• $\text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$	• $\text{PbO}_2 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

Контрольные задания

Оцените возможность протекания и укажите продукты реакций в растворах. Для реакций, протекающих без изменения степеней окисления, составьте молекулярные и ионные уравнения, для окислительно-восстановительных — электронно-ионные схемы, ионные и молекулярные уравнения:

1	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
	$\text{NH}_4\text{VO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{VO} + \text{HCl} \rightarrow$
	$\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$	$\text{NiOHCl} + \text{KOH} \rightarrow$
	$(\text{FeOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{KOH} \rightarrow$
	$\text{AlCl}_3 + \text{KOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$	$\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
2	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{V}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{SnOHCl} + \text{HCl} \rightarrow$
	$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow$	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{NiO} + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \rightarrow$
	$\text{NiOOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{SnSO}_4 + \text{NaOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$
3	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{MnO} + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{KMnO}_4 + \text{VOSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$\text{FeOHCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$
	$\text{CoOHCl} + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
4	$\text{MnO} + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{CrO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{CoOHCl} + \text{HCl} \rightarrow$
	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{CuOHCl} + \text{KOH} \rightarrow$	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{KMnO}_4 + \text{Ti}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$

5	$(\text{NiOH})_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$	$\text{V}_2\text{O}_5 + \text{KOH} \rightarrow$
	$\text{CrOHCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{NiO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$\text{V}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$\text{Au} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{FeOOH} + \text{HCl} \rightarrow$
6	$\text{V}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow$	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{KOH} \rightarrow$
	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{CuOHNO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
	$\text{SnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{CuOHNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{Cr}(\text{OH})_2\text{NO}_3 + \text{KOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$
	$\text{Pt} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$
7	$\text{SnOHCl} + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{HCl} \rightarrow$
	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
	$\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{KOH} \rightarrow$	$\text{CuO} + \text{HCl} \rightarrow$
	$\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{VO} + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$	$(\text{SnOH})_2\text{SO}_4 + \text{NaOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$
8	$\text{CrO} + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{MnO}_2 + \text{HCl}_{(\text{конц.})} \rightarrow$
	$(\text{SnOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$
	$\text{VO}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{Cr}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow$
	$\text{CrOOH} + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
	$\text{ZnSO}_4 + \text{NaOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
9	$(\text{SnOH})_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{PbCl}_2 + \text{KOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$
	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{NiO} + \text{HCl} \rightarrow$
	$\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$	$\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
	$\text{Cr}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
	$\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaOH} \rightarrow$

10	$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{SnO} + \text{KOH} \rightarrow$
	$\text{NiOHNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$	$\text{MnO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$	$\text{CuOHCl} + \text{HCl} \rightarrow$
11	$\text{MnSO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{CrOHSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{PbSO}_4 + \text{NaOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$	$\text{MnSO}_4 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{VO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$(\text{MnOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
	$\text{FeCl}_3 + \text{VCl}_3 + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{CrOOH} + \text{KOH} \rightarrow$
12	$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{CrOHCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$	$\text{CrOOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{CrO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
	$\text{CoO} + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{MnOHCl} + \text{HCl} \rightarrow$
	$\text{PbO}_2 + \text{HCl}_{(\text{конц.})} \rightarrow$	$\text{CrCl}_3 + \text{KOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$
13	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{KOH} \rightarrow$	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
	$(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4 + \text{NaOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$	$(\text{CoOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$\text{V}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{V}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$\text{V}_2\text{O}_5 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$\text{FeOOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow$	$\text{FeOHSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
14	$\text{V}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow$	$\text{CoO} + \text{KOH} \rightarrow$
	$\text{AlOOH} + \text{KOH} \rightarrow$	$\text{Ti}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$
	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{FeOHCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$	$\text{NiOHNO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$

15	$\text{Ni(OH)}_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{HCl} \rightarrow$
	$\text{FeOOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{AlCl}_3 + \text{NaOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$
	$\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{NiOHCl} + \text{HCl} \rightarrow$
	$\text{SnO} + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{FeO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$\text{CoOHNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$	$\text{KMnO}_4 + \text{VSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
16	$(\text{NiOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{Sn(OH)}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
	$(\text{CoOH})_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{CoO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
	$\text{VO(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{Cu(OH)}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
	$\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$	$\text{CoOOH} + \text{HCl} \rightarrow$
	$\text{MnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{Al(NO}_3)_3 + \text{KOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$
17	$\text{AlOOH} + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{V}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{SnCl}_2 + \text{KOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$
	$\text{Cr(OH)}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{K}_2[\text{Sn(OH)}_4] + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
	$\text{KMnO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{CoO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$\text{NiOHNO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$	$(\text{MnOH})_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
18	$\text{PbO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{CrOOH} + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
	$(\text{FeOH})_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$	$\text{CrOOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
	$\text{FeO} + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{Al(OH)}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
	$\text{CrOH(NO}_3)_2 + \text{NaOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$	$\text{CoOHNO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
	$\text{Ni(OH)}_2 + \text{KOH} \rightarrow$	$\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \rightarrow$
19	$\text{NiOOH} + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$\text{Fe(OH)}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$	$\text{MnSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
	$\text{Cr(OH)}_2\text{NO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{MnOHCl} + \text{KOH} \rightarrow$
	$\text{ZnO} + \text{KOH} \rightarrow$	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$\text{AlOH(NO}_3)_2 + \text{NaOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$	$\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$

20	$\text{AlOHSO}_4 + \text{NaOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$	$\text{MnSO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{NiOOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{VOOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$	$\text{ZnO} + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{CrO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$	$\text{FeOHSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{CrOH}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
21	$\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{PbO} + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{NiOHNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{NiSO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{MnO}_2 + \text{KClO} + \text{KOH} \rightarrow$
	$\text{V}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow$	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
	$\text{CrOH}(\text{NO}_3)_2 + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{ZnCl}_2 + \text{KOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$
22	$\text{SnO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$	$\text{NiO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
	$\text{SnOHCl} + \text{NaOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$	$\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{CrOHSO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$
	$\text{SnO} + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{CoOOH} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
23	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{VOOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{KOH} \rightarrow$	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
	$\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$	$\text{SnOHCl} + \text{HCl} \rightarrow$
	$\text{MgOHNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$	$\text{NaMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{Cr}(\text{OH})_2\text{NO}_3 + \text{KOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$
24	$\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
	$\text{NiO} + \text{HCl} \rightarrow$	$(\text{NiOH})_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
	$\text{SnSO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{AlOHSO}_4 + \text{NaOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow$
	$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$	$(\text{FeOH})_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
	$\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	$\text{CrOOH} + \text{HCl} \rightarrow$

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

97

Таблица П.2

Растворимость некоторых кислот, оснований и солей в воде

АНИО- ны	КАТИОНЫ																								
	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ⁺ ₄	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Bi ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Hg ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	
OH ⁻		Р	Р	Р	Р	—	Н	М	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н
F ⁻	Р	М	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	М	Р	Р	Н	М	Н	Р	Р	Р	М	М	Н	М	Н	Р	Н
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	Н	М	—
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	—	Р	Р	Р	—	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ²⁻ ₃	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	М	Н	—	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	—	Н	Н	Н
SO ²⁻ ₄	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	—	М	Р	Р
NO ⁻ ₃	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NO ⁻ ₂	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	—	—	—	—	—	Р	М	—	—	—	—	—	—	—	—
PO ³⁻ ₄	Р	Н	Р	Р	Р	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO ²⁻ ₃	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Н	М	Н	—	—	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	—	—
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
SiO ²⁻ ₃	Н	Р	Р	Р	Р	Н	—	М	Н	Н	—	—	Н	Н	—	—	—	Н	Н	Н	—	—	Н	—	—

Р — растворимые М — малорастворимые Н — нерастворимые «—» — разлагаются водой или не существуют

Таблица П.3

Константы нестойкости комплексных ионов

Комплексный ион	K_n	Комплексный ион	K_n
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$9,3 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,1 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$8,0 \cdot 10^{-22}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$	$5,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$2,5 \cdot 10^{-14}$	$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$8,5 \cdot 10^{-16}$
$[\text{AlF}_6]^{3-}$	$1,4 \cdot 10^{-20}$	$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{-3}$
$[\text{AuCl}_4]^-$	$5,0 \cdot 10^{-22}$	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$1,5 \cdot 10^{-30}$
$[\text{BiCl}_6]^{3-}$	$3,8 \cdot 10^{-7}$	$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-22}$
$[\text{BiI}_4]^-$	$1,1 \cdot 10^{-15}$	$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,8 \cdot 10^{-14}$
$[\text{CdBr}_4]^{2-}$	$2,0 \cdot 10^{-4}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$1,1 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,4 \cdot 10^{-19}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$1,9 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,8 \cdot 10^{-6}$	$[\text{PdCl}_4]^{2-}$	$6,0 \cdot 10^{-14}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$3,1 \cdot 10^{-33}$	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$6,1 \cdot 10^{-6}$

Таблица П.4

Константы диссоциации слабых электролитов при $T = 298 \text{ K}$

Вещество	K_d	Вещество	K_d
HCOOH	$K = 1,77 \cdot 10^{-4}$	H_3PO_4	$K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$
CH_3COOH	$K = 1,75 \cdot 10^{-5}$		$K_2 = 6,23 \cdot 10^{-8}$
HCN	$K = 7,9 \cdot 10^{-12}$		$K_3 = 2,2 \cdot 10^{-13}$
H_2CO_3	$K_1 = 4,31 \cdot 10^{-7}$	HAlO_2	$K = 6 \cdot 10^{-13}$
	$K_2 = 5,61 \cdot 10^{-11}$	H_3BO_3	$K_1 = 5,8 \cdot 10^{-10}$
HF	$K = 6,61 \cdot 10^{-4}$		$K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$
HNO_2	$K = 4 \cdot 10^{-4}$		$K_3 = 1,6 \cdot 10^{-14}$
H_2SO_3	$K_1 = 1,3 \cdot 10^{-2}$	HClO	$K = 5 \cdot 10^{-8}$
	$K_2 = 5 \cdot 10^{-6}$	HBrO	$K = 2,5 \cdot 10^{-9}$
H_2S	$K_1 = 5,7 \cdot 10^{-8}$	HIO	$K = 2,3 \cdot 10^{-11}$
	$K_2 = 1,2 \cdot 10^{-15}$	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	$K = 1,79 \cdot 10^{-5}$
H_2SiO_3	$K_1 = 1,3 \cdot 10^{-10}$	Al(OH)_3	$K_1 = 1,38 \cdot 10^{-9}$
	$K_2 = 2 \cdot 10^{-12}$	Zn(OH)_2	$K_1 = 4,4 \cdot 10^{-5}$
Fe(OH)_2	$K_2 = 1,3 \cdot 10^{-4}$		$K_2 = 1,5 \cdot 10^{-9}$
Fe(OH)_3	$K_2 = 1,82 \cdot 10^{-11}$	Cd(OH)_2	$K_2 = 5 \cdot 10^{-3}$
	$K_3 = 1,35 \cdot 10^{-12}$	Cr(OH)_3	$K_3 = 1 \cdot 10^{-10}$
Cu(OH)_2	$K_2 = 3,4 \cdot 10^{-7}$	Pb(OH)_2	$K_1 = 9,6 \cdot 10^{-4}$
Ni(OH)_2	$K_2 = 2,5 \cdot 10^{-5}$		$K_2 = 3 \cdot 10^{-8}$

Таблица П.5

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы металлов

Электродная реакция	$E^0, \text{В}$	Электродная реакция	$E^0, \text{В}$
$\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}$	-3,045	$\text{Ti}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Ti}$	-0,330
$\text{Rb}^+ + \bar{e} = \text{Rb}$	-2,925	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Co}$	-0,280
$\text{K}^+ + \bar{e} = \text{K}$	-2,925	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$	-0,250
$\text{Cs}^+ + \bar{e} = \text{Cs}$	-2,923	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sn}$	-0,136
$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ba}$	-2,906	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pb}$	-0,126
$\text{Sr}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sr}$	-2,890	$\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Fe}$	-0,036
$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ca}$	-2,866	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$	+0,000
$\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}$	-2,714	$\text{Sn}^{4+} + 4\bar{e} = \text{Sn}$	+0,020
$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}$	-2,363	$\text{Sb}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Sb}$	+0, 200
$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Be}$	-1,847	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	+0,337
$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Al}$	-1,662	$\text{Cu}^+ + \bar{e} = \text{Cu}$	+0,520
$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ti}$	-1,628	$\text{Rh}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Rh}$	+0,760
$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mn}$	-1,180	$\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$	+0,799
$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	-0,763	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Hg}$	+0,854
$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}$	-0,744	$\text{Pd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pd}$	+0,987
$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}$	-0,440	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pt}$	+1,19
$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cd}$	-0,403	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Au}$	+1,498

Таблица П.6

**Окислительно-восстановительные потенциалы водорода,
кислорода и металлов в разных средах**

Кислая среда (pH = 0)		Нейтральная среда (pH = 7)		Щелочная среда (pH = 14)	
Ox / Red	E ⁰ , В	Ox / Red	E ⁰ , В	Ox / Red	E ⁰ , В
2H ⁺ / H ₂	0,00	2H ₂ O / H ₂	-0,41	2H ₂ O / H ₂	-0,83
O ₂ / 2H ₂ O	+1,22	O ₂ / 4OH ⁻	+0,81	O ₂ / 4OH ⁻	+0,40
Mg ²⁺ / Mg	-2,36	Mg(OH) ₂ / Mg	-2,38	Mg(OH) ₂ / Mg	-2,69
Al ³⁺ / Al	-1,66	Al (OH) ₃ / Al	-1,88	AlO ₂ ⁻ / Al	-2,36
Zn ²⁺ / Zn	-0,76	Zn(OH) ₂ / Zn	-0,81	ZnO ₂ ²⁻ / Zn	-1,22
Cr ³⁺ / Cr	-0,74	Cr(OH) ₃ / Cr	-0,93	CrO ₂ ⁻ / Cr	-1,32
Fe ²⁺ / Fe	-0,44	Fe(OH) ₂ / Fe	-0,46	Fe(OH) ₂ / Fe	-0,87
Cd ²⁺ / Cd	-0,40	Cd(OH) ₂ / Cd	-0,41	Cd(OH) ₂ / Cd	-0,82
Co ²⁺ / Co	-0,28	Co(OH) ₂ / Co	-0,32	Co(OH) ₂ / Co	-0,73
Ni ²⁺ / Ni	-0,25	Ni(OH) ₂ / Ni	-0,30	Ni(OH) ₂ / Ni	-0,72
Sn ²⁺ / Sn	-0,14	Sn(OH) ₂ / Sn	-0,50	SnO ₂ ²⁻ / Sn	-0,91
Pb ²⁺ / Pb	-0,13	Pb(OH) ₂ / Pb	-0,14	PbO ₂ ²⁻ / Pb	-0,54
Bi ³⁺ / Bi	+0,21	BiO ⁺ / Bi	-0,04	Bi ₂ O ₃ / 2Bi	-0,45
Cu ²⁺ / Cu	+0,34	Cu(OH) ₂ / Cu	+0,19	Cu(OH) ₂ / Cu	-0,22

Таблица П.7

**Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы
в водных растворах (298 К)**

Окисленная форма	Восстановленная форма	E^0 (В)	Окисленная форма	Восстановленная форма	E^0 (В)
AlF_6^{3-}	Al	-2,07	Cu^{2+}	Cu^+	+0,16
Ag^+	Ag	+0,80	$Cu(OH)_2$	Cu	-0,21
AgI	Ag	-0,15	$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$	Cu	-0,05
AgBr	Ag	+0,07	F_2	F^-	+2,87
AgCl	Ag	+0,22	Fe^{3+}	Fe	-0,04
$[Ag(NH_3)_2]^+$	Ag	+0,37	Fe^{2+}	Fe	-0,44
H_3AsO_4	$HAsO_2$	+0,56	Fe^{3+}	Fe^{2+}	+0,77
AsO_4^{3-}	As_2O_3	+1,27	FeO_4^{2-}	Fe^{3+}	+1,70
AsO_4^{3-}	As	+0,65	$[Fe(CN)_6]^{3-}$	$[Fe(CN)_6]^{4-}$	+0,36
AsO_2^-	As	-0,68	H_2	H^-	-2,25
As	AsH_3	-0,60	Hg_2^{2+}	Hg	+0,79
Au^{3+}	Au	+1,50	Hg^{2+}	Hg_2^{2+}	+0,92
Au^+	Au	+1,68	$I_{2(жид)}$	I^-	+0,54
$AuCl_4^-$	Au	+1,00	IO^-	I^-	+0,49
$AuCl_2^-$	Au	+1,15	IO_4^-	IO_3^-	+1,65
H_3BO_3	B	-0,88	IO_3^-	I_2	+1,19
$B_4O_7^{2-}$	B	-0,79	HIO_3	I^-	+1,08
Ba^{2+}	Ba	-2,90	HIO	I_2	+1,45
Be^{2+}	Be	-1,85	K^+	K	-2,92

Окисленная форма	Восстановленная форма	E^0 (В)	Окисленная форма	Восстановленная форма	E^0 (В)
Bi^{3+}	Bi	+0,21	Li^+	Li	-3,03
BiO^+	Bi	+0,32	Mn^{2+}	Mn	-1,18
NaBiO_3	BiO^+	+1,80	MnO_4^-	MnO_4^{2-}	+0,56
Br_2 (ж)	Br^-	+1,09	MnO_4^-	MnO_2	+1,69
HBrO_3	Br^-	+1,44	MnO_4^-	Mn^{2+}	+1,51
BrO_3^-	Br^-	+0,61	MnO_4^{2-}	MnO_2	+1,29
HBrO	Br_2	+1,59	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	Mn	-1,55
BrO^-	Br^-	+0,45	Mo^{3+}	Mo	-0,20
BrO	Br_2	+0,76	MoO_4^{2-}	MoO_2	+0,61
CO_2	CO	-0,12	MoO_4^{2-}	Mo^{3+}	+0,51
Ca^{2+}	Ca	-2,87	NO_3^-	NO_2	+0,77
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	Cd	-0,61	NO_3^-	NO_2^-	+0,84
Cl_2 (жид)	Cl^-	+1,36	NO_3^-	NO	+0,96
ClO_4^-	Cl_2	+1,39	NO_2	HNO_2	+1,09
ClO_3^-	Cl_2	+1,47	NO_2^-	NO	+1,05
HClO	Cl_2	+1,63	NO_2^-	NO	+1,20
Co^{3+}	Co^{2+}	+1,80	NO_2^-	HN_3	+0,80
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	+0,10	Na^+	Na	-2,71
$\text{Co}(\text{OH})_3$	$\text{Co}(\text{OH})_2$	+0,17	O_2	H_2O	+1,23
Cr^{3+}	Cr^{2+}	-0,47	$\text{O}_3(\text{H}^+)$	O_2	+2,08
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Cr^{3+}	+1,33	O_2	H_2O_2	+0,69

Окисленная форма	Восстановленная форма	E^0 (В)	Окисленная форма	Восстановленная форма	E^0 (В)
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Cr	+0,29	H_2O_2	H_2O	+1,77
CrO_4^{2-}	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	-0,13	P (красный)	PH_3	-0,10
CrO_4^{2-}	CrO_2^-	-0,16	H_3PO_4	H_3PO_3	-0,28
Cu^+	Cu	+0,52	PO_4^{3-}	P (красный)	-0,13
H_3PO_4	PH_3	-0,28	H_2SiO_3	Si	-0,78
H_3PO_4	H_3PO_2	-0,50	Sn^{4+}	Sn	+0,01
H_3PO_2	P	-0,51	Sn^{4+}	Sn^{2+}	+0,15
Pb^{2+}	Pb	-0,13	SnO_3^{2-}	Sn^{2+}	+0,84
Pb^{4+}	Pb^{2+}	+1,69	Ti^{4+}	Ti	-0,88
PbO_2	Pb^{2+}	+1,45	Ti^{4+}	Ti^{2+}	-0,09
PbO_2	PbSO_4	+1,68	TiO_2	Ti^{2+}	-0,50
Pt^{2+}	Pt	+1,20	Sn^{4+}	Sn	-1,63
SO_4^{2-}	H_2SO_3	+0,17	Tl^{3+}	Tl	+1,26
SO_4^{2-}	S	+0,36	Tl^+	Tl	+0,34
SO_4^{2-}	S^{2-}	+0,15	VO_4^{3-}	VO^+	+1,26
SO_4^{2-}	H_2S	+0,30	VO_2^+	VO^{2+}	+1,00
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	SO_4^{2-}	+2,01	VO^{2+}	V^{2+}	+0,34
SO_2	S	+0,45	V^{3+}	V^{2+}	-0,25
S	S^{2-}	-0,47	V^{2+}	V	-0,18

Окисленная форма	Восстановленная форма	E^0 (В)	Окисленная форма	Восстановленная форма	E^0 (В)
S	H ₂ S	+0,17	WO ₄ ²⁻	W	+0,05
SbO ⁺	Sb	+0,21	WO ₂	W	-0,12
SbO ₃ ⁻	SbO ⁺	+0,70	[Zn(NH ₃) ₄] ²⁺	Zn	-1,04
SiO ₃ ²⁻	Si	-0,45	ZnO ₂ ²⁻	Zn	-1,22

Учебное издание

Иванов Михаил Григорьевич
Вайтнер Виталий Владимирович
Ващенко Сергей Дмитриевич

ХИМИЯ

Редактор О. В. Климова
Верстка Е. В. Ровнушкиной

Подписано в печать 25.05.2021. Формат 60×84 1/16.
Бумага офсетная. Цифровая печать. Усл. печ. л. 6,28.
Уч.-изд. л. 4,7. Тираж 30 экз. Заказ 119.

Издательство Уральского университета
Редакционно-издательский отдел ИПЦ УрФУ
620049, Екатеринбург, ул. С. Ковалевской, 5
Тел.: 8 (343) 375-48-25, 375-46-85, 374-19-41
E-mail: rio@urfu.ru

Отпечатано в Издательско-полиграфическом центре УрФУ
620083, Екатеринбург, ул. Тургенева, 4
Тел.: 8 (343) 358-93-06, 350-58-20, 350-90-13
Факс: 8 (343) 358-93-06
<http://print.urfu.ru>

