

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РФ
НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Факультет естественных наук
Кафедра общей химии

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие

Второе издание, исправленное и дополненное

Новосибирск
2015

УДК 546
ББК 24.1
Н 526

Составители:
д-р хим. наук, проф. С. В. Корнев,
д-р хим. наук Н. Г. Наумов,
д-р хим. наук Ю. В. Шубин,
д-р хим. наук В. А. Емельянов,
канд. хим. наук С. Б. Артемкина

Издание подготовлено в рамках реализации *Программы развития государственного образовательного учреждения высшего профессионального образования «Новосибирский государственный университет»* на 2009–2018 годы

Н 526 **Неорганическая химия** : учеб.-метод. пособие / сост. С. В. Корнев, Н. Г. Наумов, Ю. В. Шубин, В. А. Емельянов, С. Б. Артемкина ; Новосиб. гос. ун-т. – 2-е изд., испр. и доп. – Новосибирск : РИЦ НГУ, 2015. – 50 с.

Учебно-методическое пособие предназначено для студентов 1-го курса биологического отделения факультета естественных наук и медицинского факультета и содержит: 1) цели и задачи курса; 2) требования к уровню освоения содержания курса; 3) объем дисциплины и виды учебной работы; 4) систему контроля знаний студента; 5) содержание курса (тематический план и программу курса «Неорганическая химия»); 6) методические указания по номенклатуре неорганических соединений; 7) модульные задания для самостоятельной работы по курсу неорганической химии; 8) примеры контрольных работ и экзаменов с ответами и решениями.

УДК 546
ББК 24.1

© Новосибирский государственный университет, 2015

ОГЛАВЛЕНИЕ

1. Цели и задачи курса	4
2. Требования к уровню усвоения содержания курса	4
3. Объем дисциплины и виды учебной работы	4
4. Система контроля знаний студента	5
5. Содержание дисциплины.....	6
5.1. Новизна курса	6
5.2. Тематический план курса (распределение часов)	6
5.3. Содержание разделов	7
6. Методические указания по номенклатуре неорганических соединений.....	11
7. Модульные задания для самостоятельной работы.....	28
8. Примеры контрольных работ и экзаменов с ответами и решениями	38
9. Пример экзаменационных вопросов.....	46
Список литературы.....	49

1. Цели и задачи курса

Дисциплина «Неорганическая химия» предназначена для обучения студентов основам неорганической химии и приобретения ими навыков работы в химической лаборатории.

Основной целью освоения дисциплины является развитие у студентов химического мировоззрения и приобретения ими необходимого минимума химических знаний и навыков работы с веществом.

Для достижения поставленной цели выделяются задачи курса: во-первых, обучение основам химического языка и химической классификации, во-вторых, получение студентами основных представлений о свойствах элементов и их соединений, в-третьих, обучение студентов проведению расчетов по уравнениям химических реакций, в-четвертых, приобретение студентами навыков работы в химической лаборатории и проведении синтезов неорганических соединений.

2. Требования к уровню усвоения содержания курса

По окончании изучения указанной дисциплины студент должен:

– *иметь представление* об основных закономерностях изменения свойств атомов, ионов, простых веществ и соединений согласно периодической системы элементов;

– *знать* систематическую номенклатуру неорганических соединений, основные химические свойства элементов I, II, III и IV периодов и их соединений;

– *уметь* правильно записывать химические уравнения для различных классов реакций, производить химические расчеты и работать в химической лаборатории.

3. Объем дисциплины и виды учебной работы

Изучение неорганической химии студентами специальности «Биология» и «Лечебное дело» построено на базе: 1) лекций; 2) семинарских занятий; 3) лабораторного практикума и в соответствии с учебным планом осуществляется во 2-м семестре 1-го года обучения.

Курс лекций включает в себя пять разделов.

1. Основные закономерности периодической системы (ПС).
Комплексные соединения.

2. Химия элементов VI и VII групп ПС.

3. Химия элементов IV и V групп ПС.
4. Химия элементов II и III групп ПС.
5. Химия элементов I и VIII ПС.

Для успешного усвоения лекционного курса к каждому разделу прилагаются наборы вопросов и задач (**модули**), над которыми студент работает самостоятельно. Результаты должны быть представлены преподавателю к определенному сроку. В течение семестра выполняются **3 контрольные работы** и **5 модульных заданий**. Кроме того, в течение семестра студенты обязаны выполнить и сдать **8 лабораторных работ**, а также выполнить и защитить **курсовую работу (синтез)**. Выполнение указанных видов работ является обязательным для всех студентов, результаты текущего контроля служат основанием для выставления оценок в ведомость контрольной недели на факультете.

4. Система контроля знаний студента

Текущий контроль. Оценки самостоятельной работы (СР) по модулям выставляются преподавателем после устной беседы со студентом.

Общая сумма баллов за СР – 1000 (5 × 200).

Оценки 3-х контрольных работ (КР):

I КР (1 и 2 модуль) – 500 баллов;

II КР (3 модуль) – 500 баллов;

III КР – итоговая по всему материалу – 1000 баллов.

Общая сумма баллов за КР – 2000.

Сроки написания контрольных работ отражены в учебном плане. Вопросы и задачи, помогающие студенту усвоить основные понятия каждого раздела курса, включены в соответствующие модули.

Итоговый контроль. Для контроля усвоения дисциплины учебным планом предусмотрен экзамен.

Оценка письменной экзаменационной работы – 1000 баллов.

Студент может получить оценку за изучение курса неорганической химии по итогам работы в семестре. Для этого необходимо набрать следующие суммы баллов за СР и КР:

Сумма баллов за СР	Сумма баллов за КР	Оценка
1000–800	2000–1700	отлично
799–700	1699–1400	хорошо

Если студента не устраивает оценка, полученная за работу в семестре, то он имеет право сдавать экзамен. Окончательная оценка выставляется по сумме баллов за КР и экзамен:

Сумма баллов за КР и экзамен	Оценка
3000–2250	отлично
2249–1900	хорошо
1899–1500	удовлетворительно

Также предусмотрен зачет по результатам выполнения практикума. Каждая лабораторная работа оценивается в 100 баллов; курсовой синтез – в 200 баллов. Зачет выставляется при получении студентом 80 % от общей суммы баллов за лабораторные работы.

5. Содержание дисциплины

5.1. Новизна курса

Основа курса – химия XVII–XX вв. В лекционный курс постоянно включается информация о новейших достижениях науки. Содержание курса аналогично курсу, читаемому в МГУ и ведущих зарубежных университетах.

5.2. Тематический план курса (распределение часов)

Наименование разделов	Количество часов				
	Лекции	Семинары	Лабораторные работы	Самостоятельная работа	Всего часов
Введение в неорганическую химию	6	4	–	6	14

Свойства химических элементов и их соединений	46	22	52	30	150
Итого по курсу	52	26	52	36	164

5.3. Содержание разделов

ВВЕДЕНИЕ В НЕОРГАНИЧЕСКУЮ ХИМИЮ

1. Периодический закон и периодическая система (ПС) элементов Д. И. Менделеева. Закономерности изменения свойств атомов, ионов, простых веществ и соединений по рядам и подгруппам ПС.

2. Комплексные (координационные) соединения. Классификация комплексных соединений по центральным атомам и лигандам. Виды изомерии: геометрическая, ионизационная, гидратная, связевая, координационная. Геометрическое строение внутренней сферы. Термодинамика комплексообразования. Методы синтеза комплексных соединений.

3. Классификация и номенклатура неорганических соединений, включая комплексные соединения (семинарские занятия).

СВОЙСТВА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Систематическое изложение химии элементов и их соединений включает общую характеристику группы, сравнение свойств главной и побочной подгрупп, основные сырьевые источники элементов и способы их переработки. Характеристика элементов главных и побочных подгрупп ПС включает степени окисления элементов, типы соединений, окислительно-восстановительные (О–В) и кислотно-основные (К–О) свойства этих соединений на основе закономерностей ПС.

1. **Водород.** Степени окисления, типы соединений, их О–В-свойства. Изотопы.

2. **VII гр. ПС.** Галогены в свободном состоянии, их получение, О–В-свойства, взаимодействие с водой и растворами щелочей. Галогеноводороды, получение, сравнение восстановительных свойств. Галогениды металлов и неметаллов, их взаимодействие с водой. Ки-

слородные соединения галогенов, способы их получения, сравнение К–О- и О–В-свойств. Межгалогидные соединения. Полигалогениды.

Побочная подгруппа. Соединения в степени окисления 7+, сравнение свойств оксидов, кислот и солей. Основные степени окисления Mn, примеры соединений. Получение соединений из природного MnO_2 .

3. **VI гр. ПС.** Кислород. Степени окисления, типы соединений, их К–О- и О–В-свойства. Подгруппа серы. Простые вещества, их свойства. Водородные соединения. Сравнение восстановительных и кислотных свойств. Кислородные соединения. Сравнение К–О- и О–В-свойств соединений в степени окисления 4+ и 6+. Элементарная сера, О–В-свойства, диспропорционирование. Сероводород, получение, восстановительные свойства, кислотные свойства, сульфиды, гидросульфиды. Сульфаны, получение, кислотные свойства, полисульфиды. Кислородные соединения серы. Диоксид серы, получение. Сернистая кислота, сульфиты, гидросульфиты. О–В-свойства соединений серы в степени окисления 4+. Триоксид серы и серная кислота. Окислительные свойства, кислотные свойства. Сульфаты, полисульфаты. Тиосерная кислота, тиосульфаты, получение, строение и О–В-свойства. Пероксокислоты и их соли, получение и окислительные свойства. Галогениды и оксогалогениды серы, их взаимодействие с водой.

Побочная подгруппа. Соединения в степени окисления 6+, сравнение свойств оксидов и солей. Основные степени окисления Cr, примеры соединений. Получение соединений из природного $FeO \cdot Cr_2O_3$.

4. **V гр. ПС.** Азот. Получение и свойства. Аммиак, получение, К–О-свойства в водном растворе и жидком состоянии. Донорные и восстановительные свойства. Соли аммония, отношение к нагреванию в твердом состоянии. Гидразин, получение, строение, К–О- и О–В-свойства. Оксиды азота, их получение. О–В-свойства соединений азота в степени окисления 3+ и 5+. Донорные свойства нитрит-иона. Галогениды и оксогалогениды азота, их отношение к воде. Соли нитрозония и нитрония. Подгруппа фосфора. Простые вещества, сравнение свойств. Водородные соединения, сравнение устойчивости. Взаимодействие простых веществ с раствором щелочи. Кислородные соединения. Оксиды и гидроксиды элементов в степени окисления 3+, получение, сравнение К–О-свойств. Строение фосфористой кислоты, фосфиты. Оксиды элементов в степени окис-

ления 5+ и их получение. Фосфорная и сурьмяная кислоты, их получение. Соединения висмута 5+. Сравнение О–В-свойств соединений элементов подгруппы фосфора. Галогениды, их получение и отношение к воде. Тиосоли и тиокислоты, получение и свойства.

Побочная подгруппа. Соединения в степени окисления 5+, способы получения. Основные степени окисления ванадия, примеры соединений.

5. **IV гр. ПС.** Углерод, аллотропные модификации. Ионные и ковалентные карбиды. Кислородные соединения. Монооксид углерода, получение, восстановительные и кислотные свойства, донорные свойства. Диоксид углерода, получение, кислотные свойства, карбонаты и гидрокарбонаты. Сероуглерод и тиокарбонаты. Циановодородная и родановодородная кислоты, их строение, кислотные и донорные свойства. Кремний, силициды, силаны, получение свойства. Галогениды кремния, их отношение к воде. Диоксид кремния и кремниевые кислоты, свойства. Типы соединений германия. Олово и свинец, отношение к кислотам и щелочам. Оксиды и гидроксиды металлов в степени окисления 2+, получение, свойства. Оловянные кислоты, получение, свойства. Диоксид свинца, получение, К–О- и О–В-свойства. Галогениды свинца, простые и комплексные, их свойства.

Побочная подгруппа. Соединения в степени окисления 4+, способы получения. Отличие Ti от Zr и Hf. Галогениды и их гидролиз, комплексные галогениды.

6. **III гр. ПС.** Бор, свойства. Бороводороды, строение, свойства. Галогениды бора, их отношение к воде. Оксид бора и ортоборная кислота, кислотные свойства, тетрабораты. Нитрид бора, аллотропные модификации. Алюминий, свойства. Алюмотермия. Гидроксид алюминия, К–О-свойства, соли. Сравнение свойств галлия и индия с алюминием. Таллий, его свойства. Оксид, гидроксид и соли таллия 1+, сравнение с соединениями щелочных металлов и серебра. Гидроксид таллия 3+, К–О-свойства, соли, О–В-свойства. Сравнение К–О-свойств гидроксидов элементов в степени окисления 3+. Побочная подгруппа. Хлориды, нитриды, гидроксиды, оксиды, соли скандия, итрия, лантана, актиния в степени окисления 3+. Сравнение свойств. Лантаноиды, лантаноидное сжатие, сравнение К–О-свойств гидроксидов (3+), соли лантаноидов. Другие степени окисления лантаноидов, их О–В-свойства. Актиноиды, устойчивые степени окисления, примеры соединений и их свойства.

7. **II гр. ПС.** Главная подгруппа. Элементы в свободном состоянии, общие свойства, различия. Гидроксиды, закономерности изменения свойств.

Побочная подгруппа. Металлы в свободном состоянии, свойства. Оксиды, гидроксиды, К–О-свойства. Соли цинка 2+ и кадмия 2+. Общие свойства: растворимые и нерастворимые в воде соли, комплексы. Различия свойств галогенидов цинка и кадмия. Соединения ртути 2+. Оксид, соли, электролитическая диссоциация и гидролиз солей. Соли ртути 1+, диспропорционирование. Смещение равновесия диспропорционирования. Комплексные соединения ртути 2+. О–В-реакции в химии ртути.

8. **I гр. ПС.** Главная подгруппа – щелочные металлы, свойства. Оксиды, гидроксиды, пероксиды, получение, свойства.

Побочная подгруппа. Медь, свойства. Соединения меди 1+. Оксид, свойства. Соли, диспропорционирование, сравнение с соединениями ртути 1+, О–В-свойства, комплексы. Соединения меди 2+. Оксид, гидроксид, свойства. О–В-свойства. Необычные степени окисления, примеры соединений. Серебро, свойства. Соединения серебра 1+. Оксид, соли, комплексы. Другие степени окисления, примеры соединений. Золото, свойства. Соединения золота 1+, соли, диспропорционирование, комплексы. Соединения золота 3+. Оксид, гидроксид, К–О-свойства. Соли, комплексы. Другие степени окисления, примеры соединений.

9. **VIII гр. ПС.** Побочная подгруппа. Семейство железа. Свойства металлов. Соединения в степени окисления 2+. Оксиды, гидроксиды, К–О-свойства. Соли. Термодинамика взаимодействия металлов в степени окисления 2+ с кислородом в кислой и щелочной средах. Соединения в степени окисления 3+. Гидроксиды, соли, термодинамика их образования, О–В-свойства. Комплексные соединения, карбонилы. Соединения железа 6+. Ферраты, получение, окислительные свойства. Платиновые металлы. Отношение к кислотам, окислительная щелочная плавка. Степени окисления. Примеры простых соединений платины в разных степенях окисления. Примеры комплексов платины 2+ и платины 4+. Соединения рутения 8+ и осмия 8+. Тетраоксиды, получение, свойства. Комплексы.

Главная подгруппа. Инертные газы, применение, клатраты. Соединения ксенона. Типы соединений, получение, свойства, методы исследования.

6. Методические указания по номенклатуре неорганических соединений

Химия, как и любая наука, имеет свой язык, причем письменная форма химического языка играет более важную роль по сравнению с его устной формой. Основным отличием языка химии от обычных языков является наличие в нем номенклатурных правил, т. е. таких правил, руководствуясь которыми можно давать названия элементам, соединениям, методам, аппаратам и теоретическим концепциям. Для химика наиболее важны правила называния огромного числа известных химических соединений.

Целью современной систематической химической номенклатуры является однозначное описание состава и, по мере возможности, строения соединений. Необходимость создания такой номенклатуры определяется растущим объемом химической информации, сложностью ее обработки, хранения и использования с помощью электронной вычислительной техники. Две объективные причины препятствуют созданию единой систематизированной химической номенклатуры – наличие языковых барьеров (одно и то же вещество может по-разному называться на национальных языках) и сложившиеся традиции в крупных сообществах химиков, работающих в разных странах.

Работа номенклатурной комиссии Международного союза теоретической и прикладной химии, ИЮПАК (IUPAC), и аналогичных комиссий национальных комитетов химиков направлена на преодоление существующих разногласий и сводится к созданию принципов и правил для составления названий. В соответствии с этими правилами названия соединений можно разделить на три категории.

1. Рекомендованные названия химических соединений, построенные в соответствии с принципами *систематической химической номенклатуры*.

2. *Альтернативные (традиционные)* названия соединений, построенные с нарушением принятых новых принципов номенклатуры, но имеющие широкое распространение.

3. *Неноменклатурные (тривиальные или специальные)* названия, которые подлежат изъятию из языка.

Правила систематической номенклатуры легко осваиваются, она наиболее формализована, не допускает двоякого толкования и осо-

бенно важна для описания сложных молекул. Что касается традиционной номенклатуры, то для перехода от ее названий к формулам веществ требуется практический опыт и значительно большее запоминание, однако эти названия часто существенно короче систематических и более удобны в обращении. Несмотря на то, что комиссия ИЮПАК признает не все названия, построенные по правилам традиционной номенклатуры, она по-прежнему широко распространена. Для свободного чтения химической литературы, особенно написанной несколько десятилетий назад, необходимо твердое знание ее основных положений, изложенных нами в следующих разделах.

Названия и символы элементов

Символы химических элементов, согласно правилам ИЮПАК, приведены в Периодической таблице. Впервые эта символика (одна-две буквы латинского названия) была предложена Берцелиусом. Названия химических элементов в большинстве случаев имеют латинские корни. В случае если элемент известен в течение нескольких столетий, в ряде языков он имеет свое собственное, тривиальное название (золото, железо, медь, сера, азот и т. д.).

Все новые элементы должны иметь двухбуквенные символы, и, если они относятся к металлам, их названия должны оканчиваться на **-ий**, например Db (дубний). Все изотопы элемента имеют одно название, кроме изотопов водорода, которые имеют собственные названия и символику (^1H – протий, $^2\text{H} \equiv \text{D}$ – дейтерий, $^3\text{H} \equiv \text{T}$ – тритий). Надстрочный индекс слева от символа элемента показывает массовое число изотопа, надстрочный индекс справа, обязательно сопровождающийся знаком (+ или –) после цифры, применяется для ионов и показывает их заряд. Число атомов данного элемента в частице (молекуле, ионе) указывают подстрочным индексом справа от символа, атомный номер – подстрочным индексом слева.

Разрешено использовать следующие групповые названия:

– для элементов главных подгрупп: **щелочные металлы** (группа IA), **щелочноземельные металлы** (IIA, кроме Mg), **халькогены** (VIA), **галогены** (VIIA), **благородные газы** (VIIIA); не рекомендовано использовать название пниктогены (VA) и его производное – пниктиды;

– для элементов побочных подгрупп: **лантаноиды** (La–Lu), **актиноиды** (Ac–Lr), названия лантаниды и актиниды использовать не

рекомендовано; *редкоземельные металлы (ШВ, кроме актиноидов)*; *семейство железа* (Fe, Co, Ni); *семейство платины* (Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt); *переходные элементы* (d и f-элементы, т. е. все элементы побочных подгрупп).

Названия простых веществ

Простые вещества называют, как правило, так же, как и соответствующие элементы. Свои собственные названия имеют только аллотропные модификации углерода (алмаз, графит, карбин, фуллерены) и вторая модификация кислорода (озон). При названиях аллотропных модификаций остальных элементов обычно указывают ее краткую физическую характеристику (белый, красный, черный фосфор, кристаллическая и пластическая сера и т. д.).

Бинарные соединения

В формулах двухэлементных соединений, состоящих из металла и неметалла, **символ металла записывают на первом месте**, т. е. слева, а **символ неметалла – справа**. В соединениях из двух металлов или неметаллов **первым записывают символ того элемента, электроотрицательность которого меньше**, т. е. находящегося в периоде длинной формы Периодической системы левее, а в группе – ниже. Исключение составляют благородные газы, помещаемые как бы в нулевую группу и начинающие этот ряд, называемый **практическим**, и водород, который в этом ряду неметаллов традиционно помещают между элементами V и VI групп. Кислород записывают на первом месте только в соединениях со фтором. Примеры: MnI_2 , FeO , $CuAl_2$, $FeNi_3$, XeO_4 , CH_4 , AsH_3 , H_2S , BrF_3 , ClO_2 , OF_2 .

Названия бинарных соединений составляют из двух слов. В русском языке первым словом обозначают более электроотрицательный элемент (реальный или условный анион), составляя его из латинского корня названия элемента с суффиксом **-ид**, вторым словом является русское название менее электроотрицательного элемента (реального или условного катиона) в родительном падеже:

$NaCl$ – хлорид натрия; B_2O_3 – оксид бора;
 Al_2S_3 – сульфид алюминия; Mg_3N_2 – нитрид магния.

В случае если менее электроотрицательный элемент имеет несколько положительных степеней окисления, в названии следует указать либо его **степень окисления** (латинскими буквами в круг-

лых скобках), либо **число атомов аниона**, используя числовые приставки:

FeCl_3 – хлорид железа(III); FeCl_2 – дихлорид железа;
 SF_6 – гексафторид серы; SF_4 – фторид серы(IV);
 PbO_2 – диоксид свинца; PbO – оксид свинца(II);
 Pb_3O_4 – оксид свинца(II, IV); NO_2 – оксид азота(IV).

Если соединение содержит катионы нескольких металлов или анионы нескольких неметаллов, то при написании формулы придерживаются того же порядка, как и в случае соответствующих бинарных соединений, а называют вещество, как всегда, **справа налево, используя дефис**:

SnBrCl_3 – трихлорид-бромид олова;
 KNaCl_2 – хлорид натрия-калия;
 $\text{Cu}_2\text{Cl}_2\text{O}$ – оксид-дихлорид меди(II);
 CaTiO_3 – оксид титана(IV)-кальция.

Кислород, азот, углерод и сера могут образовывать анионы не только в обычных для них отрицательных степенях окисления. Эти анионы имеют собственные названия:

O_2^{2-} – пероксид; N_3^- – азид; C_2^{2-} – ацетиленид;
 S_2^{2-} – дисульфид; S_n^{2-} – полисульфид.

Названия некоторых стабильных анионов, состоящих из атомов более чем одного элемента, традиционно также имеют суффикс **-ид**:

OH^- – гидроксид; CN^- – цианид; NH_2^- – амид;
 NH^{2-} – имид; SCN^- – роданид (тиоцианат).

Анион OH^- называть гидроксильным ионом не рекомендуется. Название гидроксил оставляют за нейтральной или положительно заряженной группой OH вне зависимости от того, свободна она или является заместителем.

Традиционная номенклатура бинарных соединений водорода с металлами подчиняется приведенным правилам, и такие соединения называются гидридами, только если при стандартных условиях являются твердыми веществами:

CaH_2 – гидрид кальция; UH_3 – гидрид урана(III).

Несколько водородных соединений имеют свои собственные, прочно укоренившиеся названия, которые оставлены за ними во всех вариантах современных номенклатур:

H_2O – вода; NH_3 – аммиак;

H_2O_2 – пероксид водорода; N_2H_4 – гидразин.

Газообразные соединения водорода, водные растворы которых проявляют кислотные свойства, называют, присоединяя к корню названия второго элемента слово водород и используя гласную **-о-**:

HI – иодоводород; H_2S – сероводород;

HN_3 – азидоводород; HCN – циановодород.

Водные растворы этих газов называются соответствующими **кислотами**:

HCl (водн.) – хлороводородная кислота;

H_2Te (водн.) – теллуридоводородная кислота.

Названия летучих водородных соединений элементов V группы (кроме азота) образуются от латинского корня названия элемента с суффиксом **-ин**; для остальных элементов и в случае, если в состав молекулы входит более одного атома элемента V и VI групп, рекомендуется использовать суффикс **-ан**:

PH_3 – фосфин; BiH_3 – висмутин;

SiH_4 – силан; PbH_4 – плюмбан;

Si_2H_6 – дисилан; B_2H_6 – диборан;

P_2H_4 – дифосфан; H_2S_3 – трисульфан.

Многочисленные соединения водорода с углеродом называют по правилам номенклатуры органических веществ.

Кислородсодержащие кислоты

Названия этого класса соединений строятся из группового слова «кислота» и прилагательного, состоящего из русского корня названия элемента, окончания **-ая** и суффиксов, указывающих, насколько степень окисления кислотообразующего элемента отличается от максимальной.

Для высшей или единственной степени окисления применяют суффиксы **-н-, -ов-, -ев-**:

H_3BO_3 – борная кислота; HReO_4 – рениевая кислота;

H_2SiO_3 – кремниевая кислота; H_2CrO_4 – хромовая кислота;

HNO_3 – азотная кислота; HPO_3 – метафосфорная кислота;

H_2CO_3 – угольная кислота; H_3PO_4 – ортофосфорная кислота.

Приставки **орто-** и **мета-** применяют, чтобы различать названия кислот, молекулы которых отличаются только «содержанием воды».

Если возможны две степени окисления, то для низшей используют суффиксы **-ист-, -овист-**:

H_2SeO_3 – селенистая кислота; H_2TeO_3 – теллуристая кислота;
 HAsO_2 – метамышьяковистая кислота;
 H_3AsO_3 – ортомышьяковистая кислота.

В случае трех возможных степеней окисления кислотообразующего элемента, помимо упомянутых суффиксов, для самой низкой (обычно +1) применяется составной суффикс **-новатист-**:

H_3PO_2 – фосфорноватистая кислота;
 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ – азотноватистая кислота.

Для четырех различных степеней окисления последовательно используют «суффиксы» **-н-, -новат-, -ист- и -новатист-**:

HClO_4 – хлорная кислота; HClO_3 – хлорноватая кислота;
 HClO_2 – хлористая кислота; HClO – хлорноватистая кислота.

Для того чтобы различить кислоты, содержащие разное количество атомов кислотообразующего элемента в одной степени окисления, применяют числовые приставки:

$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – дихромовая кислота; $\text{H}_2\text{Cr}_3\text{O}_{10}$ – трихромовая кислота;
 $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$ – дисернистая кислота; $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ – тетраборная кислота.

Оксокислоты, в которых атомы кислорода замещены на атомы серы (частично или полностью) или на пероксогруппы ($-\text{O}-\text{O}-$), получают к своему названию приставку соответственно **тио-** или **пероксо-** (по необходимости с числовой приставкой):

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ($\text{H}_2\text{SO}_3\text{S}$) – тиосерная кислота;
 H_2CS_3 – тритиоугольная кислота;
 HNO_4 ($\text{HNO}_2(\text{O}_2)$) – пероксоазотная кислота;
 $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$) – пероксодисернистая кислота.

Средние соли кислородсодержащих кислот

Названия средних солей состоят из традиционных названий катионов и анионов. Если элемент в образуемом им оксоанионе проявляет единственную или высшую степень окисления, то название аниона оканчивается на **-ат**:

K_4SiO_4 – ортосиликат калия; LiBO_2 – метаборат лития.

В случае двух степеней окисления для высшей используют суффикс **-ат**, для низшей – суффикс **-ит**:

BaSeO_4 – селенат бария; FeAsO_4 – ортоарсенат железа(III);
 BaSeO_3 – селенит бария; $\text{Fe}(\text{AsO}_2)_2$ – метаарсенит железа(II).

Если степеней окисления элемента в анионах может быть более двух, то для самой низкой (обычно +1) применяют приставку *гипо-* с суффиксом *-ит*:

$\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2$ – гипонитрит натрия; $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_2)_2$ – гипофосфит кальция.

Последнее вещество является средней солью, поскольку в этом анионе два атома водорода присоединены непосредственно к атому фосфора и не проявляют кислых свойств.

Названия анионов, образованных элементом в степени окисления +7, имеют приставку *пер-* и суффикс *-ат*:

NH_4ClO_4 – перхлорат аммония; KMnO_4 – перманганат калия;

Ag_3IO_6 – ортопериодат серебра; SrIO_4 – метапериодат стронция.

Соли поли-, тио- и пероксокислот называются по тем же правилам, сохраняя соответствующую приставку от названия кислоты:

$\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ – дифосфат магния; $\text{Cs}_3\text{PO}_2(\text{O}_2)_2$ – дипероксофосфат цезия;

$\text{K}_2\text{SO}_3(\text{O}_2)$ – пероксосульфат калия; $\text{Rb}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – тиосульфат рубидия.

Кислые и основные соли

Если в состав соли входят атомы водорода, которые при диссоциации проявляют кислотные свойства и могут быть замещены на катионы металлов, то такие соли называются кислыми. Названия таких солей образуют, добавляя к названию аниона соответствующей средней соли приставку *гидро-*, по необходимости прибавляя числовую приставку:

CoHSO_4 – гидросульфат кобальта(II);

$\text{Ba}(\text{HS})_2$ – гидросульфид бария;

$\text{CrH}_2\text{P}_2\text{O}_7$ – дигидродифосфат хрома(II);

$\text{Cr}(\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7)_3$ – тригидродифосфат хрома(III);

CrHP_2O_7 – гидродифосфат хрома(III).

В случаях, когда соль, помимо кислотного остатка, содержит гидроксид-ионы, такие соли называются основными. Их названия получают, добавляя к названию аниона приставку *гидроксо-*, также с числовой приставкой по необходимости:

$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ – гидроксокарбонат меди;

FeOHNO_3 – гидроксонитрат железа(II);

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – дигидроксохлорид алюминия.

Основные соли можно рассматривать как соли и гидроксиды одновременно, тогда это необходимо отражать и в формуле, и в названии; такие названия строятся с применением числовых приста-

вок. Если в названии аниона уже есть приставка или необходимо избежать двусмысленности, применяют умножающие числовые приставки (**бис-, трис-, тетракис-, пентакис-** и т. д.):

$\text{Cu}_3(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_2$ – дигидроксид-дикарбонат тримеди;

$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ – гидроксид-трис(фосфат) пентакальция;

$\text{KAl}_3(\text{SO}_4)_2(\text{OH})_6$ – гексагидроксид-бис(сульфат) триалюминия-калия.

Кристаллогидраты

Названия кристаллогидратов состоят из слова **гидрат** с приставкой, отвечающей числу молекул воды, и традиционного названия вещества в родительном падеже:

$\text{Pb}(\text{BrO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – гидрат бромата свинца(II);

$\text{Mn}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – дигидрат дигидрофосфата марганца(II);

$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – декагидрат тетрабората натрия;

$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ – 18-гидрат сульфата хрома(III);

$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – гидрат аммиака;

$\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – дигидрат хлорида кальция;

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – додекагидрат сульфата алюминия-калия;

$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – гексагидрат сульфата железа(II)-аммония.

Две последние соли относятся к семействам квасцов и шёнитов соответственно. Групповое название **квасцы** применяется к двойным сульфатам состава $\text{M}^{\text{I}}\text{M}^{\text{III}}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, **шениты** – к двойным сульфатам состава $\text{M}_2^{\text{I}}\text{M}^{\text{II}}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Координационные (комплексные) соединения

Сложившиеся к концу XIX в. представления о химическом сродстве, вылившиеся в понятие валентности элемента, позволяли объяснить стехиометрию подавляющего большинства как неорганических, так и органических соединений. Однако состав некоторых веществ, главным образом соединений переходных металлов, не находил объяснений в рамках этих представлений. Например, PtCl_2 и CuCl_2 – обычные хлориды платины(II) и меди(II), а вот соединения K_2PtCl_4 и $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2$ уже не укладываются в сознании химиков того времени. Число таких веществ быстро увеличивалось благодаря развитию работ по синтезу. Это внешнее противоречие между валентностью элемента и числом окружающих его атомов удалось разрешить А. Вернеру, создавшему первую теорию строения комплексных соединений. Он представлял себе химическое сродство как силу, равномерно действующую в пространстве по всем на-

правлениям. Под действием этой силы каждый атом стремится равномерно окружить себя ионами или молекулами, оказывающимися после этого в непосредственной связи с атомом, играющим роль центра притяжения. Явление притяжения ионов или молекул **центральным атомом** Вернер назвал координацией. По современным представлениям, связи между центральным атомом и лигандами – донорно-акцепторные.

В роли центрального атома (**комплексобразователя**) могут выступать и ионы: моно- и полиядерные, гомо- или гетероядерные. Число ближайших к комплексобразователю атомов, непосредственно связанных с ним, называется **координационным числом**. Классические (вернеровские) **комплексные соединения** – это соединения, в которых координационное число центрального атома превышает его формальную степень окисления. Современные определения термина «координационное (комплексное) соединение» или «комплекс» довольно гибки и достаточно громоздки, причем их содержание развивается и изменяется с развитием всей неорганической химии.

Частицы (ионы или молекулы), связанные с центральным атомом, называют **лигандами**; атомы, посредством которых осуществляется эта связь, – **донорными**. По числу донорных атомов в составе различают **монодентатные** и **полидентатные** лиганды. Последние способны образовывать несколько связей с одним центральным атомом, образуя цикл (**хелат**), или с несколькими центральными атомами, выступая в качестве **мостика** в полиядерных соединениях.

Центральный атом вместе с координированными лигандами образует **внутреннюю сферу** комплексного соединения, которую можно называть **комплексом**. Если комплекс оказывается электрически заряженным, то он называется комплексным ионом, а в состав соединения в целом для компенсации заряда должны входить катионы или анионы, образующие **внешнюю сферу**.

В соответствии с правилами ИЮПАК каждое координационное соединение получает свое собственное **систематическое название**, полностью отражающее его состав. Называть комплексные соединения по любой другой номенклатуре, кроме систематической, не рекомендуется.

Формулы и названия лигандов

Если в качестве лигандов выступают *однoэлементные анионы* или *анионы, имеющие специальные названия*, то названия таких лигандов состоят из корня названия или полного названия аниона с соединительной гласной **-о-**; в случае *анионов оксокислот* соединительную гласную добавляют к полному названию аниона:

F^- – фторо; Cl^- – хлоро; H^- – гидридо; N^{3-} – нитридо; N_3^- – азидо; O^{2-} – оксо; O_2^{2-} – пероксо; S_2^{2-} – дисульфидо(2-); OH^- – гидроксо; CN^- – циано; NH_2^- – амидо; NO_3^- – нитрато; CO_3^{2-} – карбонато; SO_3^{2-} – сульфито; IO_6^{5-} – ортопериодато; $S_2O_3^{2-}$ – тиосульфато; HSO_4^- – гидросульфато.

По традиции **сульфид-** и **гидросульфид-**ионы именуют так: S^{2-} – тию; HS^- – меркапто.

Анионы углеводородов называют как радикалы, не употребляя соединительной гласной:

CH_3^- – метил; $C_6H_5^-$ – фенил; $C_5H_5^-$ – циклопентадиенил.

Для обозначения в качестве лигандов **нейтральных групп атомов** (молекул) используют их названия без изменений:

N_2 – диазот; CS_2 – сероуглерод; C_2H_4 – этилен; N_2H_4 – гидразин.

Для **некоторых нейтральных лигандов** по традиции применяют специальные названия:

H_2O – аква; NH_3 – аммин; CO – карбонил;

CS – тиокарбонил; NO – нитрозил.

Положительно заряженные лиганды, представляющие собой многоэлементные катионы, сохраняют названия этих катионов с добавлением окончания **-ий**, если в исходном названии его не было: $N_2H_5^+$ – гидразиний; NO^+ – нитрозилий; NO_2^+ – нитроиллий.

Традиционное название лиганда H^+ – гидро.

Многоэлементные лиганды могут быть координированы к комплексообразователю различными своими атомами или несколькими атомами (**полидентатные лиганды**). При наличии информации о координации такого лиганда ее можно отразить в названии, указав в конце химический символ координируемого атома или атомов (через дефис):

CN^- – циано-N или циано-C; ClO_3^- – хлорато-O или хлорато-O,O.

По традиции **нитрит-ион**, координированный атомом кислорода, называют нитрито, атомом азота – нитро.

Формулы комплексных соединений

При написании формулы комплексного соединения в основном руководствуются теми же правилами, что и при составлении формул бинарных и других соединений, описанных выше, за исключением записи собственно комплексной частицы. Эту частицу обязательно заключают в **квадратные скобки**, соблюдая следующий порядок: вначале записывают центральный атом, затем положительно заряженные лиганды, нейтральные и потом отрицательно заряженные. Если в состав комплекса входит несколько одинаковых лигандов, то их количество указывают числовым индексом, заключая формулы многоатомных лигандов в круглые или фигурные скобки. Скобки применяют и в случае одноатомных лигандов, если возможны разночтения, а также для отделения лигандов друг от друга во избежание двусмысленности.

Лиганды, одинаковые по типу заряда, но разные по химическому составу, записывают в соответствии с практическим рядом неметаллов (см. «Бинарные соединения»), а именно по порядку расположения в этом ряду их первых (слева) элементов независимо от сложности лигандов. Если первые элементы совпадают, то сравнивают вторые и т. д. Среди лигандов, образованных атомами одних и тех же элементов, первым будет записан имеющий меньшее число атомов первого элемента и т. д.

Названия комплексных соединений

Название комплексного соединения составляют, читая его формулу справа налево, строго соблюдая указанный порядок расположения лигандов.

Систематическое название **соединения без внешней сферы** состоит из одного слова, включающего названия лигандов с числовыми приставками и русское название химического элемента – комплексообразователя в **именительном падеже**:

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$ – трихлоротриамминкобальт;

$[\text{Cr}(\text{C}_6\text{H}_6)_2]$ – дибензолхром;

$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ – тетракарбонилникель;

$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{NO}_2)_2]$ – динитротетрааквакобальт*;

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{NO}_2)_2]$ – динитритотетраамминкобальт**;

* Координация лиганда NO_2^- через атом N.

** Координация лиганда NO_2^- через атом O.

Название соединения, содержащего **комплексный катион**, формируется из названия внешнесферного аниона в именительном падеже и названия комплексного катиона. Последний называют так же, как и комплекс без внешней сферы, изменяя падеж названия комплексообразователя на **родительный** и указывая его степень окисления. Названия катиона и аниона пишут раздельно:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ – гидроксид диамминсеребра(I);

$[\text{Pt}(\text{N}_2\text{H}_5)_2\text{Cl}_2]\text{Br}_2$ – бромид дихлородигидразинийплатины(II);

$[\text{Ru}(\text{N}_2)(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ – хлорид пентааммин(диазот)рутения(II);

$[\text{Ru}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_4(\text{HSO}_3)]\text{Cl}$ – хлорид гидросульфитотетрааммин-акварутения(II).

Название соединения с **комплексным анионом** также строится из названия аниона в именительном падеже и катиона в родительном. В названии комплексного аниона используют латинский корень названия комплексообразователя, дополняя его суффиксом **-ат** и указывая его степень окисления:

$\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$ – бис(тиосульфато)аргентат(I) натрия;

$\text{Li}[\text{AlH}_4]$ – тетрагидридоалюминат(III) лития;

$\text{K}_7[\text{Cu}(\text{IO}_6)_2]$ – бис(ортопериодато)купрат(III) калия;

$\text{K}_2[\text{Re}(\text{CN})_4\text{N}]$ – нитридотетрацианоренат(V) калия;

$\text{Rb}_4[\text{Sb}^{\text{III}}\text{Cl}_6][\text{Sb}^{\text{V}}\text{Cl}_6]$ – гексахлоростибат(V)-гексахлоростибат(III) рубидия.

Названия соединений, содержащих **комплексный катион и комплексный анион**, составляются по тем же правилам:

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_6]$ – гексахлороплатинат(IV) тетраамминплатины(II);

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]_3$ – тетранитродиаамминкобальтат(III) гексаамминкобальта(III).

Для разнолигандных комплексных соединений часто оказывает-ся возможным существование нескольких геометрических изомеров. Сведения о точном строении таких комплексов передают специальными приставками к названию (например, цис- или транс):

цис- $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ – цис-дихлородиамминплатина.

Систематическая номенклатура координационных соединений в неорганической химии наиболее формализована и последовательна, она позволяет во многих случаях однозначно указывать и состав, и строение соединений. Поэтому комиссия ИЮПАК **не запрещает** использовать ее для построения названий соединений, которые не являются по своей природе комплексными, но формально могут

быть представлены как таковые. Вот так, например, будут выглядеть названия некоторых известных солей по **систематической номенклатуре**:

NaReO_4 – тетраоксоренат(VII) натрия;

$(\text{NH}_4)_4\text{P}_2\text{O}_7$ – гептаоксодифосфат(V) аммония;

$\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ – пероксогексаоксодисульфат(VI) калия;

$\text{Cs}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – тиотриоксосульфат(VI) цезия.

Рекомендовано использовать систематические названия для **новых соединений**, не имеющих устоявшихся названий. Замена всех известных традиционных названий на систематические в настоящее время нежелательна, в первую очередь из-за их громоздкости. Было бы также крайне несправедливо отказаться от изящной, краткой и емкой традиционной номенклатуры, складывавшейся столетиями и имеющей немалые заслуги перед химическим сообществом.

Знакомство с номенклатурой неорганических соединений показывает, что рассмотренные принципы и правила являются своеобразной грамматикой химического языка. Она изменяется и развивается вместе с развитием языка и химической науки. Начинаящий специалист всегда должен помнить, что успех в обмене информацией с коллегами может быть достигнут только в том случае, если он разговаривает с ними на одном, понятном всем языке.

Основные принципы русской номенклатуры неорганических соединений

Русская, как и любая другая национальная номенклатура, не относится к числу рекомендованных IUPAC. Тем не менее многие российские компании, занимающиеся производством и продажей химических реактивов, продолжают активно использовать именно эту разновидность номенклатуры. Объяснить это можно скорее историческими традициями, чем какой-то необходимостью. Однако для того чтобы вы смогли приобрести именно тот реактив, который вам нужен, или, взяв в руки склянку, понять, что именно Вы держите в руках, без основ русской номенклатуры никак не обойтись.

Бинарные соединения

Как и в других номенклатурах, названия бинарных соединений составляют из двух слов. В русском языке первым словом обозначают более электроотрицательный элемент (реальный или условный анион), составляя его из русского корня названия элемента с

добавлением суффикса **-ист** и окончанием **-ый, (-ая, -ое)**, вторым словом является русское название менее электроотрицательного элемента (реального или условного катиона) в родительном падеже:

- AgCl – хлористое серебро;
- Al₂S₃ – сернистый алюминий;
- H₂Te – теллуристый водород;
- NaN – водородистый натрий.

В случае, если менее электроотрицательный элемент имеет несколько положительных степеней окисления, для меньшей из них в названии аниона используется суффикс **-ист**, для следующей по возрастанию – суффикс **-н**. Иногда для указания количества присоединенных атомов аниона используют русские числовые приставки, что становится правилом, если существует более двух бинарных соединений одинакового качественного состава:

- FeCl₂ – хлористое железо;
- FeCl₃ – хлорное железо;
- CuCl – хлористая медь;
- CuCl₂ – хлорная (двуххлористая) медь;
- S₂F₂ – однофтористая сера;
- SF₂ – двухфтористая сера;
- SF₄ – четырехфтористая сера;
- SF₆ – шестифтористая сера.

Исключением из общего правила являются несколько бинарных водородсодержащих соединений, которые имеют свои собственные, прочно укоренившиеся названия и называются так же, как и по традиционной номенклатуре:

- H₂O – вода;
- NH₃ – аммиак;
- N₂H₄ – гидразин.

По совершенно иным правилам в русской номенклатуре называют бинарные соединения с кислородом. Анион O²⁻ получает название **окись**, анион O₂²⁻ – **перекись**:

- MgO – окись магния;
- BaO₂ – перекись бария;
- K₂O₂ – перекись калия.

В случае, если менее электроотрицательный элемент имеет несколько положительных степеней окисления, для меньшей из них в

названии соединения с кислородом используется слово **закись**, для следующей – **окись**, затем используют числовые приставки:

FeO	–	закись железа;
Fe ₂ O ₃	–	окись железа;
Fe ₃ O ₄	–	закись-окись железа;
CrO	–	закись хрома;
Cr ₂ O ₃	–	окись хрома;
CrO ₃	–	трехокись хрома;
N ₂ O	–	закись азота;
NO	–	окись азота;
NO ₂	–	двуокись азота.

Окиси, при взаимодействии которых с водой образуются кислородсодержащие кислоты, в русской номенклатуре еще называют соответствующими **ангидридами**, заменив лишь окончание в названии образуемой этим оксидом кислоты:

P ₂ O ₃	–	фосфористый ангидрид (ангидрид фосфористой кислоты);
P ₂ O ₅	–	фосфорный ангидрид;
B ₂ O ₃	–	борный ангидрид;
CrO ₃	–	хромовый ангидрид;
SO ₃	–	серный ангидрид;
CO ₂	–	угольный ангидрид;
N ₂ O ₃	–	азотистый ангидрид;
N ₂ O ₅	–	азотный ангидрид;
I ₂ O ₅	–	иодноватый ангидрид;
Cl ₂ O ₇	–	хлорный ангидрид;
Mn ₂ O ₇	–	марганцевый ангидрид.

Названия большинства самих кислородсодержащих кислот в русской номенклатуре совпадают с традиционными, поскольку при составлении русского варианта традиционных названий кислот мы пользовались правилами русской номенклатуры. Надо лишь заменить латинские числовые приставки на русские, а для **пероксокислот** использовать приставку **над-**:

H ₂ Cr ₂ O ₇	–	двухромовая кислота;
H ₂ Cr ₃ O ₁₀	–	трехромовая кислота;
H ₂ S ₂ O ₅	–	двусернистая кислота;
H ₂ B ₄ O ₇	–	четырёхборная кислота;
HNO ₄ (HNO ₂ (O ₂))	–	надазотная кислота;

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$) – наддвусерная кислота.

Средние соли кислородсодержащих кислот

Названия средних солей состоят из русских названий катионов и анионов, причем название чаще всего начинают с катиона, хотя это и не обязательно. Чтобы правильно назвать соль по русской номенклатуре, следует вспомнить название соответствующей кислоты.

Для анионов кислородсодержащих кислот от названия кислоты отбрасывается окончание **-ая**, и через соединительную гласную **о** к остатку присоединяется слово **кислый (-ая, -ое)**:

- $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$ – барий хлорнокислый;
- K_4SiO_4 – калий ортокремниевокислый;
- NaBiO_3 – натрий висмутовокислый;
- $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$ – барий хлорноватокислый;
- $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ – аммоний углекислый (угольнокислый);
- CaSeO_3 – кальций селенистокислый;
- LiBO_2 – литий метаборнокислый;
- NaClO_2 – натрий хлористокислый;
- CsClO – цезий хлорноватистокислый.

Если имеется неоднозначность трактовки заряда катиона, т. е. существует два катиона одного металла с разными зарядами, обращаются к названию исходного оксида, содержащего этот катион (закись либо окись), и к названию соли добавляется соответствующее слово:

- FeAsO_4 – железо ортомышьяковокислое окисное;
- $\text{Fe}(\text{AsO}_2)_2$ – железо метамышьяковистокислое закисное;
- $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ – ртуть азотнокислая закисная;
- HgSO_4 – ртуть сернокислая окисная.

Соли поли- и пероксокислот называются по тем же правилам, сохраняя соответствующую приставку от названия кислоты:

- $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ – магний дифосфорнокислый;
- $\text{K}_2\text{SO}_3(\text{O}_2)$ – калий надсернокислый;
- $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$ – калий наддвусернокислый.

Кислые и основные соли

Названия таких солей образуют, добавляя к названию соответствующей средней соли слово **кислый (-ая, -ое)**, или **основной (-ая, -ое)**:

- $\text{Ba}(\text{HS})_2$ – барий сернистый кислый;

CoHSO_4 – кобальт сернокислый кислый закисный;
 $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ – медь углекислая основная;
 $(\text{FeOH})\text{NO}_3$ – железо азотнокислое основное закисное.

В тех случаях, когда исходная кислота содержит более двух кислых атомов водорода, т. е. является более чем двухосновой, а исходное основание содержит более двух гидроксидных групп, т. е. является более чем двухкислотным, в названии таких солей дополнительно указывается количество **замещенных** атомов водорода или гидроксидных групп.

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – кальций фосфорнокислый кислый однозамещенный;

$\text{CrH}_2\text{P}_2\text{O}_7$ – хром дифосфорнокислый кислый закисный двузамещенный;

$\text{Cr}(\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7)_3$ – хром дифосфорнокислый кислый окисный однозамещенный;

CrHP_2O_7 – хром дифосфорнокислый кислый окисный трехзамещенный;

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – алюминий хлористый основной однозамещенный;

$(\text{FeOH})\text{SO}_4$ – железо сернокислое основное окисное двузамещенное.

Кристаллогидраты

К названиям кристаллогидратов в русской номенклатуре добавляют слово **водный (-ая, -ое)** с числовой приставкой, отвечающей числу молекул воды, и традиционного названия вещества:

$\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$ – кальций сернокислый полуводный;

$\text{Pb}(\text{BrO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – свинец бромоватокислый одноводный;

$\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – кальций хлористый двуводный;

$\text{Mn}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – марганец фосфорнокислый кислый закисный однозамещенный двуводный;

$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – натрий четырехборнокислый десятиводный;

$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ – хром сернокислый окисный восемнадцативодный;

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – калий-алюминий сернокислый двенадцативодный (квасцы алюмокалиевые);

$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – аммоний-железо сернокислый закисный шестиводный (шенит железоаммонийный).

7. Модульные задания для самостоятельной работы

Модуль № 1 (200 баллов)

I часть. Классификация и номенклатура неорганических соединений. Основные закономерности ПС

1. Исходя из положения элементов в Периодической системе, предложите формулы бинарных соединений элементов главной подгруппы VI группы с: а) водородом; б) кислородом, отвечающие предельным степеням окисления. Назовите оксиды по систематической (IUPAC) номенклатуре. Запишите соответствующие этим оксидам структурные формулы кислот или оснований и дайте их систематические названия.

2. Напишите уравнения реакций гидроксида кальция с серной кислотой, в которых образуются основные, средние и кислые соли. Дайте систематические названия продуктов этих реакций. Качественно оцените, в какой области pH будут находиться водные растворы этих солей? Ответ обоснуйте с позиций теории электролитической диссоциации.

3. Напишите формулы следующих соединений:
сульфид висмута(III);
тетраоксоманганат(VI) калия;
нонахлорид трирения;
гексаоксоиодат триводорода дикалия;
тетраоксид димарганца(III) марганца(II);
селенид бария;
натрий кислый сернистокислый;
кислый фосфорнокислый литий двузамещенный;
основной хлористый кальций;
орто-арсенат натрия;
карбид алюминия;
тетраоксоферрат дикалия.

4. Дайте названия, используя любую известную вам номенклатуру, следующих соединений: NaHCO_3 , OF_2 , H_2O_2 , $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Ba}(\text{OH})\text{I}$, Rb_2O_2 , NaHS .

5. Как изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов элементов второй группы ПС? Дайте объяснение этому явлению.

II часть. Координационные соединения

1. Для следующих комплексных соединений – $\text{Na}_2[\text{PtCl}_4]$, $\text{Li}[\text{AlH}_4]$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$, $\text{K}_3[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]_3$ ($\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ – оксалат) – укажите:

- а) центральный атом;
- б) его координационное число;
- в) геометрию комплекса;
- г) заряд внутренней сферы;
- д) название по систематической (IUPAC) номенклатуре.

2. Приведите примеры комплексных соединений (не менее двух на каждый тип), внутренняя сфера которых имеет следующее геометрическое строение: а) линейная; б) квадрат; в) тетраэдр; г) октаэдр.

3. Напишите координационные формулы всех соединений, имеющих состав: а) $\text{CoCl}_3 \cdot x\text{NH}_3$; б) $\text{CoCl}_3 \cdot x\text{NH}_3 \cdot \text{NH}_4\text{Cl}$; в) $\text{CoCO}_3 \cdot x\text{NH}_3 \cdot \text{KNO}_2$. (Принять к.ч. = 6.) Какие виды изомерии возможны для этих соединений? Принять, что аммиак может быть только во внутренней сфере комплекса.

4. Определите количество пероксида водорода, необходимое для синтеза 10 г хлорида трис-(этилендиамин)кобальта(III), если в качестве исходного соединения кобальта использовали CoCl_2 . Напишите уравнение реакции комплексообразования и полную константу образования комплекса.

5. Напишите эмпирические и структурные формулы следующих комплексных соединений:

- а) транс-динитродиаминопалладий;
- б) гексацианоферрат(II) калия;
- в) ос-трис-(пиридин)трихлорокобальт(III);

- г) гептафторониобат(V) натрия;
- д) гексахлороплатинат(IV) тетраамминплатины(II).

6. Известно, что в 0,01 М растворе комплекса брутто-состава $\text{CoNO}_2\text{Cl}_3 \cdot 2\text{En}$ концентрация ионов хлора составляет 0,02 моль/л. Изобразите структурную формулу одного из изомеров этого комплекса.

Модуль № 2 (200 баллов)

Химия водорода и элементов 6, 7 групп периодической системы

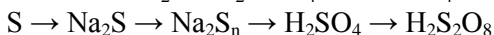
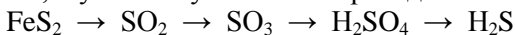
1. Укажите способы получения простых веществ – галогенов (F_2 , Cl_2 , I_2), кислорода и халькогенов (S, Se), используя любые химические реагенты. Запишите уравнения соответствующих реакций.

2. Напишите уравнения реакций и укажите условия, необходимые для проведения процесса:

- а) $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow$
- б) $\text{NaNH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- в) $\text{Al} + \text{NaOH} \rightarrow$
- г) $\text{NaIO}_3 + \text{SO}_2(\text{избыток}) \rightarrow$
- д) $\text{HCl}(\text{конц.}) + \text{MnO}_2 \rightarrow$
- е) $\text{Re} + \text{S} \rightarrow$
- ж) $\text{NaClO}_3 + \text{HI} \rightarrow$
- з) $\text{CaOCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- и) $\text{PbS} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$

3. Предложите лабораторные способы получения галогеноводородов, перекиси водорода и сероводорода?

4. Напишите уравнения реакций, соответствующих приведенной схеме, и укажите условия их проведения.



5. В 1 литр 1 М раствора NaHSO_3 пропустили избыток газообразного хлора. Раствор упарили досуха на водяной бане. Какое соединение и в каком количестве осталось в сухом остатке? Как изменится масса остатка при прокаливании его при $250\text{ }^\circ\text{C}$? Напишите уравнения всех реакций.

6. При проведении количественного определения I_2 в 50 мл водного раствора было израсходовано 10 мл 0,01М раствора тиосульфата натрия. Рассчитать массу галогена, содержавшегося в растворе, если:

- а) галоген – хлор;
- б) галоген – бром;
- в) галоген – иод.

7. В трех колбах находятся водные растворы:

- а) хлорида марганца(II); б) бромид алюминия; в) трииодида натрия.

Что будет происходить в каждом из растворов при добавлении к ним избытка сульфида калия.

8. Порошок оксида хрома (Cr_2O_3) сплавляли на воздухе с карбонатом калия. После охлаждения плав растворили в воде. Раствор разделили на три части:

а) к первой прилили разбавленную серную кислоту; б) ко второй – подкисленный серной кислотой сульфат железа (II); в) к третьей – последовательно растворы щелочи и хлорида олова (II). Напишите уравнения происходящих процессов.

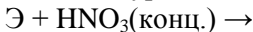
Модуль № 3 (200 баллов)

Химия элементов 4, 5 групп периодической системы

1. Предложите по два способа получения аммиака и фосфина. Приведите уравнения реакций. Напишите, как изменяется устойчивость на воздухе соединений ЭН_n в главных подгруппах IV и V групп?

2. Проведите разделение (с помощью химических методов) на компоненты (простые вещества) механической смеси порошков Sn, Ta и As. Напишите уравнения реакций.

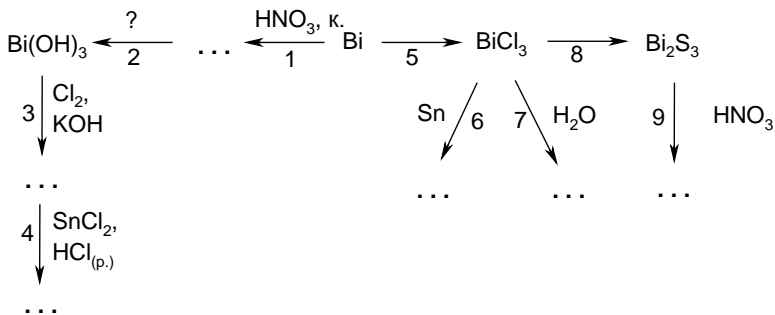
3. Написать уравнения реакций:



Э = Sn, Pb, P, As, Sb, Bi, Ti, V. Сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах этих элементов.

4. Напишите уравнения реакций термического разложения следующих солей аммония: бромида, карбоната, гидрокарбоната, нитрита, нитрата, хромата и дихромата.

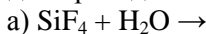
5. Напишите уравнения реакций, соответствующих приведенной ниже схеме:



6. Отметьте в таблице, какие из приведенных веществ-осушителей можно использовать для осушения указанных газов? Напишите реакции «влажных» газов с осушающим реагентом для тех случаев, когда они могут протекать.

Газ \ Осушитель	N ₂	NO	NH ₃	NO ₂	CO	CO ₂	PH ₃
KOH(тв.)							
P ₄ O ₁₀ (тв.)							
CaCl ₂ (тв.)							
CaO(тв.)							
H ₂ SO ₄ (конц.)							

7. Напишите уравнения реакций и укажите условия, необходимые для проведения процесса:



- б) $\text{Pb}_3\text{O}_4 + \text{HNO}_3(\text{разбавл.}) \rightarrow$
- в) $\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{I}_2 \rightarrow$
- г) $\text{TiCl}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
- д) $\text{NCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- е) $\text{NF}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- ж) $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{HCl}(\text{конц.}) \rightarrow$
- з) $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{конц.}) + \text{KI}(\text{крист.}) \rightarrow$
- и) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

8. На какие группы можно разделить карбиды металлов по действию на них воды? Приведите примеры характерных реакций (по одной на группу).

9. Каковы общие закономерности изменения окислительно-восстановительных свойств элементов главных подгрупп IV и V групп? Подтвердите эти закономерности на примере рассмотрения устойчивости хлоридов следующих пар элементов в высшей и низшей положительной степенях окисления: Sn и Pb; Sb и Bi.

10. Каковы кислотно-основные свойства оксидов Ge, Pb, As и Bi в высших степенях окисления? Проиллюстрируйте эти свойства на примерах реакций:

- а) с концентрированной соляной кислотой;
- б) с концентрированным раствором щелочи.

11. Через 200 мл 0.2 М раствора гидроксида кальция, пропустили углекислый газ. В результате образовалось 2 г осадка. Сколько литров (н.у.) газа израсходовалось? Что произойдет с осадком при дальнейшем пропускании углекислого газа?

Модуль № 4 (200 баллов)

Химия элементов 3, 2 групп периодической системы

1. Запишите реакции, описывающие процессы получения из природного сырья бора, магния, алюминия, цинка и урана.

2. В чем сходство и различие химических свойств элементов 3 группы (В, Al, Tl) ПС? Ответ проиллюстрируйте реакциями простых веществ этих элементов со следующими реагентами:

а) хлор; б) серная кислота.

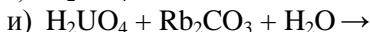
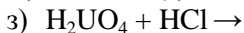
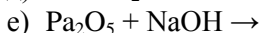
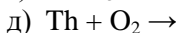
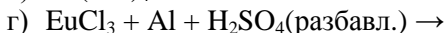
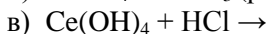
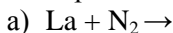
Укажите условия проведения этих реакций.

3. а) Что такое лантаноидное сжатие? Опишите и объясните изменение основных свойств в ряду $\text{Sc}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{La}(\text{OH})_3$.

Приведите примеры характерных реакций для иллюстрации данной зависимости.

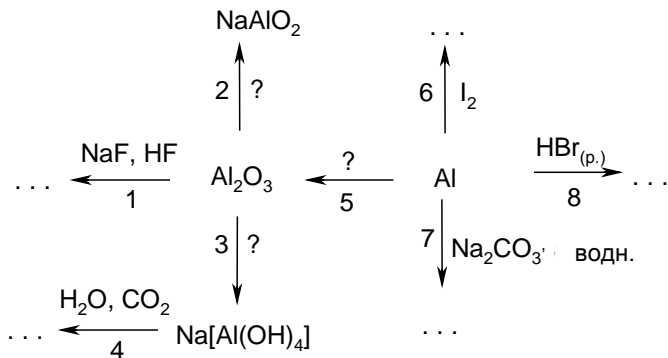
б) Приведите примеры соединений, в которых лантаноиды имеют степень окисления, отличную от +3. Какими свойствами обладают эти соединения? Ответ проиллюстрируйте уравнениями реакций.

4. Напишите уравнения реакций и укажите условия, необходимые для проведения процесса:

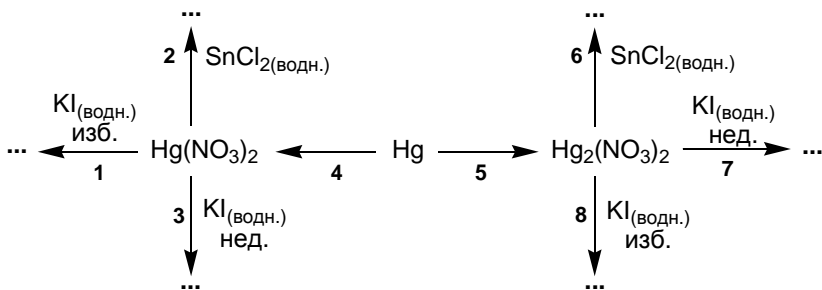


5. Механическую смесь порошков В, Ве, Са и Al нагрели до 1000°C в атмосфере азота, затем охлажденную реакционную смесь обработали водой. Определите количество выделившегося газа, если исходная смесь содержала по 0,1 моля каждого элемента.

6. Напишите уравнения реакций. Укажите условия их протекания.



7. Напишите уравнения реакций, соответствующих приведенной ниже схеме.



8. Что означает термин «амальгама»? Какие элементы образуют амальгамы (привести 5 примеров)? Напишите реакции амальгам Cd и Al с разбавленной серной кислотой.

9. Сравните взаимодействие избытка водного раствора сульфида натрия с высшими бромидами следующих элементов: Cd, Hg, В, Al, Tl, Y, Се.

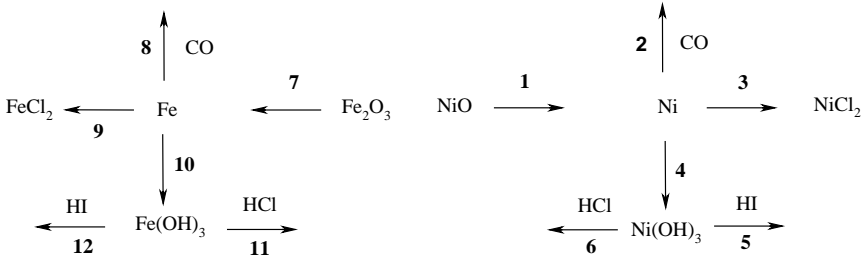
Модуль № 5 (200 баллов)

Химия элементов 1 и 8 групп периодической системы

1. Напишите уравнения химических процессов, используемых при получении металлических Cu, Ag, Au из природного сырья. Какие степени окисления наиболее характерны для каждого из этих элементов. Приведите примеры типичных соединений.

2. Предложите способы «вскрытия» (получение растворимых соединений из порошка металла) для каждого платинового металла. Напишите реакции и условия их протекания.

3. Напишите уравнения реакций, соответствующих приведенным ниже схемам:



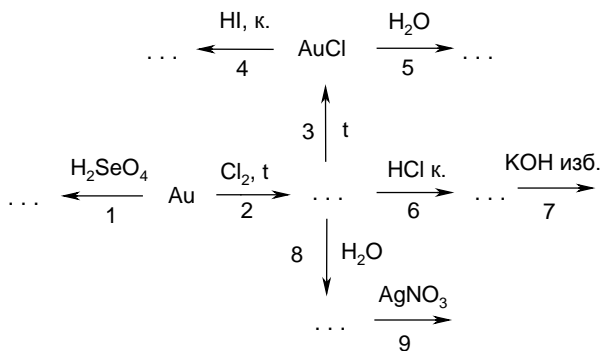
4. Как получить следующие оксиды: Li_2O , Na_2O_2 , CsO_2 , Ag_2O , Au_2O_3 , Co_3O_4 из элементов? Какие реакции будут протекать при обработке этих оксидов концентрированной соляной кислотой?

5. Смесь хлоридов Fe(II), Co(II) и Ni(II) обработали смесью концентрированных растворов аммиака и пероксида водорода. К полученной смеси добавили избыток KOH и прокипятили. После охлаждения обработали бромом. Профильтровали. К фильтрату добавили избыток иодоводородной кислоты, а к осадку добавили концентрированную соляную кислоту. Напишите уравнения протекающих реакций.

6. Напишите уравнения реакций и укажите условия, необходимые для проведения процесса:

- а) $\text{Cs}_3\text{IrCl}_6 + \text{Cl}_2 \longrightarrow$
- б) $\text{K}_2\text{PtCl}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow$
- в) $\text{Os} + \text{Na}_2\text{O}_2 \text{ (сплав.)} \longrightarrow$
- г) $\text{CuCl}_2 + \text{RbI} \longrightarrow$
- д) $\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (разбавл.)} \rightarrow$
- е) $\text{CuCl}_2 + \text{NH}_3 \text{ (избыт.)} \rightarrow$
- ж) $\text{CuSO}_4 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$
- з) $\text{H}[\text{AuCl}_4] + \text{Zn} \longrightarrow$
- и) $\text{Au} + \text{KrF}_2 \longrightarrow$
- к) $\text{XeF}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

7. Напишите уравнения реакций, соответствующих приведенной ниже схеме:



8. Сформулируйте правило 18 электронов. На основании этого правила рассчитайте, чему равен x в следующих карбонильных комплексах:

- 1) $[\text{Cr}(\text{CO})_x]$, $[\text{Fe}(\text{CO})_x]$, $[\text{Ni}(\text{CO})_x]$;
- 2) $[\text{M}_2(\text{CO})_x]$, где $\text{M} = \text{Co}, \text{Fe}$;
- 3) $[\text{M}_3(\text{CO})_x]$, где $\text{M} = \text{Fe}, \text{Ru}, \text{Os}$ (треугольный кластер M_3);
- 4) $[\text{M}_4(\text{CO})_x]$, где $\text{M} = \text{Co}, \text{Rh}$ (тетраэдрический кластер M_4).

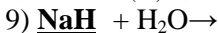
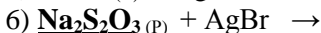
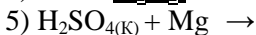
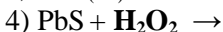
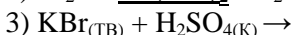
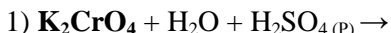
8. Примеры контрольных работ и экзаменов с ответами и решениями.

КР1, 2014

1. В раствор, содержащий 100 мл 0,1 М гидроксида натрия, пропустили избыток газообразного диоксида серы. После окончания протекания реакции, в ту же емкость подали избыток хлора. Полученный раствор упарили на кипящей водяной бане досуха. Осадок взвесили, а затем прокалили при 300 °С. Определить изменение массы осадка. Написать уравнения реакций.

2. Предложите способы получения следующих соединений: K_2MnO_4 , Ca_2MnO_4 , Mn_2O_7 , Mn , MnSO_4 . Используя в качестве источника марганца оксид марганца(IV) и любые другие реактивы. Запишите уравнения реакций и условия их проведения.

3. Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты и укажите (там, где необходимо) условия их проведения.



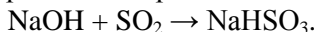
Назовите по номенклатуре ИЮПАК подчеркнутые соединения.

4. Напишите координационные формулы всех возможных изомеров для октаэдрического комплекса состава $\text{Ir}(\text{En})_2\text{Br}_2(\text{SCN})$. Схематично изобразите все изомеры. Назовите, какие виды изомерии реализуются. Дайте название одного из изомеров и напишите для него выражение полной константы образования. En – этилендиамин.

Решение

1. Необходимо заметить, что было два разных осадка, разницу масс которых также надо определить.

Пропускаем избыток газообразного диоксида серы в водный раствор 100 мл 0,1 М гидроксида натрия:



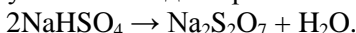
Теперь в раствор гидросульфита натрия (его количество (в молях) равно количеству исходного гидроксида натрия) пропускаем избыток хлора:



При упаривании досуха этого раствора HCl испаряется вместе с водой и остается 0,1 моль/литр \times 0,1 литр = 0,01 моль NaHSO₄, массу которого вычисляем:

$$120 \text{ г/моль} \times 0,01 \text{ моль} \underline{0,1 \text{ моль/литр} \times 0,1 \text{ литр}} = 1,2 \text{ г}.$$

Прокаливаем полученный осадок при 300 °С:

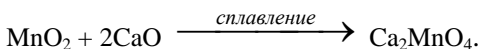
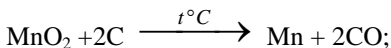
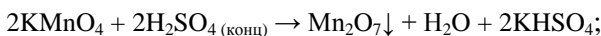
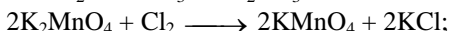
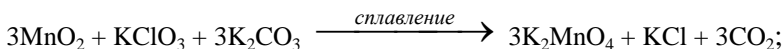
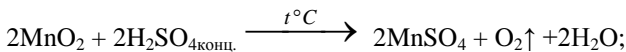


Из уравнения видно, что на две молекулы NaHSO₄ теряется одна молекула воды. Число моль полученного пиросульфата натрия вдвое меньше исходного гидросульфата натрия:

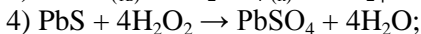
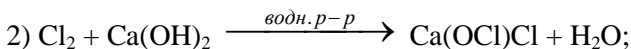
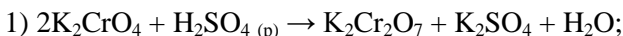
$$222 \text{ г/моль} \times 0,5 \times 0,01 \text{ моль} = 1,11 \text{ г}.$$

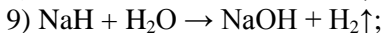
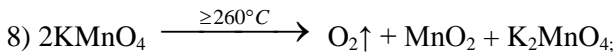
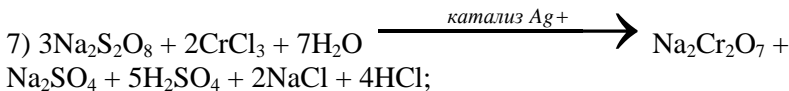
1,2 г – 1,1 г = **0,1 г** – это изменение массы осадка при прокаливании.

2.



3.

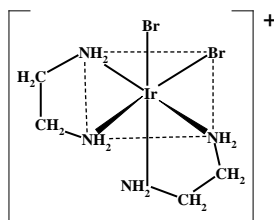




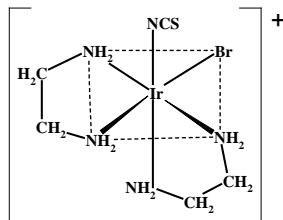
K_2CrO_4 – хромат(VI) калия, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – гидроксид кальция, H_2O_2 – пероксид водорода, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – тиосульфат натрия, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$ – пероксодисульфат натрия, NaN – гидрид натрия.

4. Изомерия октаэдрического комплекса состава $\text{Ir}(\text{en})_2\text{Br}_2(\text{SCN})$. Этилендиамин *en* – бидентатный лиганд. Два этих лиганда занимают четыре позиции вокруг ЦА. Значит, из трех других лигандов два должны быть также во внутренней сфере.

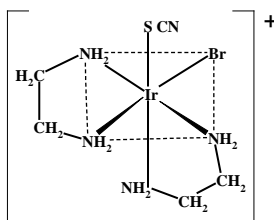
Координационные формулы возможных изомеров:



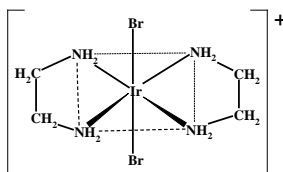
цис- $[\text{Ir}(\text{en})_2\text{Br}_2]\text{NCS}$
1



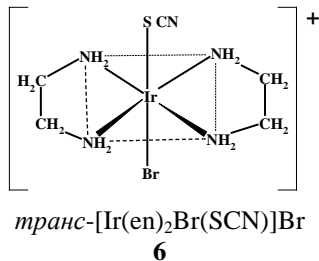
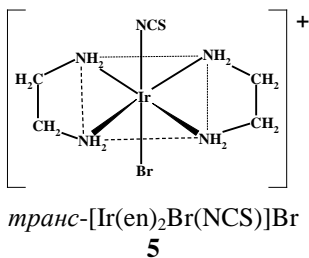
цис- $[\text{Ir}(\text{en})_2\text{Br}(\text{NCS})]\text{Br}$
2



цис- $[\text{Ir}(\text{en})_2\text{Br}(\text{SCN})]\text{Br}$
3



транс- $[\text{Ir}(\text{en})_2\text{Br}_2]\text{NCS}$
4



Виды изомерии: геометрическая (например, комплексы **1** и **4**), связевая (например, комплексы **2** и **3**), ионизационная (например, комплексы **1** и **2**).

Название для изомера 4: роданид *транс*-дибромо-бис-(этилендиамин)-иридия(III).

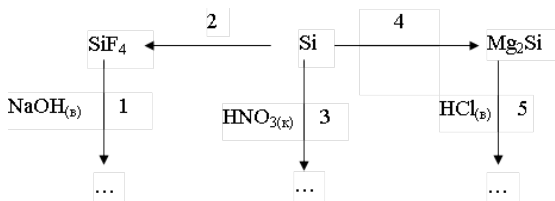
Выражение полной константы образования для этого комплекса:

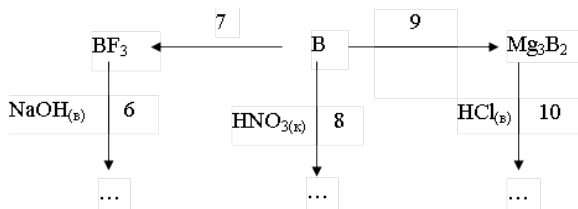
$$\beta_4 = \frac{[Ir(en)_2Br_2^+]}{[en]^2 \cdot [Br^-]^2 \cdot [Ir^{3+}]}$$

КР2, 2014

1. Определите, какое количество 0,1 М серной кислоты потребуется для нейтрализации (рН = 7) 200 мл 0,4 М раствора гидроксо-нитрата бария. Запишите уравнение протекающей реакции. Рассчитайте массу образующегося осадка.

2. Напишите уравнения реакций, отвечающих следующим схемам. Укажите условия проведения реакций.





3. Закончите уравнения реакций, протекающих в водных растворах. Расставьте коэффициенты:

- $\text{Nb} + \text{HNO}_3 + \text{HF} \rightarrow$
- $\text{PCl}_3 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{Pb}_3\text{O}_4 + \text{HNO}_3(\text{p.}) \rightarrow$
- $\text{Tl} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{p.}) \rightarrow$
- $\text{SmF}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
- $\text{NaAsS}_2 + \text{HCl} \rightarrow$

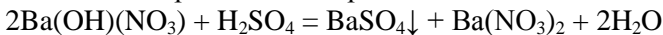
4. Используя в качестве исходных следующие реактивы: Al, S, C, O₂, H₂O, Na₂CO₃, получите следующие соединения: Al₂S₃, NaAlO₂, CH₄, NaHCO₃. Напишите уравнения реакций и укажите условия их проведения.

5. *Ко Дню космонавтики.* Укажите все продукты реакции. Расставлять коэффициенты указывать условия их проведения не требуется:

- $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4 \xrightarrow{\text{нагревание}} \dots\dots$
- $\text{GeO}_2 + \text{HCl}(\text{к.}) \rightarrow \dots\dots$
- $\text{Sn} + \text{NaNO}_3(\text{p.}) \rightarrow \dots\dots$
- $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{NaI}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots\dots$
- $\text{UF}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \dots\dots$

Решение

1. Запишем реакцию нейтрализации:



$$v(\text{Ba}(\text{OH})(\text{NO}_3)) = 0.4 \text{ моль/литр} \times 0.2 \text{ литр} = 0.08 \text{ моль}$$

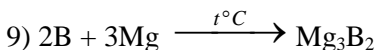
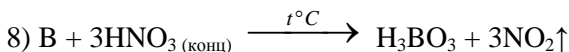
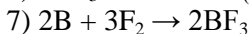
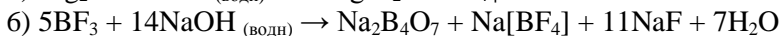
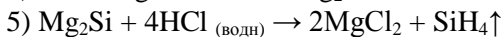
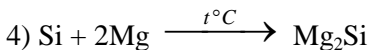
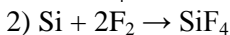
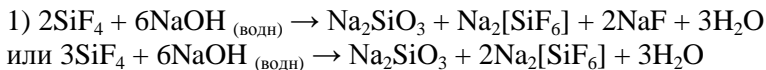
для нейтрализации 2 частей Ba(OH)(NO₃) требуется 1 часть H₂SO₄, т. е. $v(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0.04$ моль. Вычисляем объем раствора серной кислоты:

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0.04 \text{ моль} : 0.1 \text{ моль/литр} = 0.4 \text{ литр.}$$

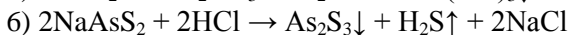
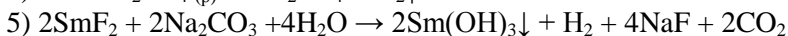
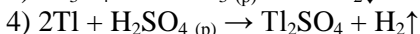
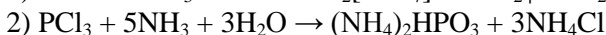
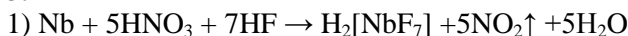
Масса осадка BaSO₄↓:

$$m \text{ осадка} = \frac{1}{2} v \text{ Ba}(\text{OH})(\text{NO}_3) = 0.04 \text{ моль, т. е. } m(\text{BaSO}_4\downarrow) = 233 \text{ г/моль} \times 0.04 \text{ моль} = \mathbf{9.32 \text{ г.}}$$

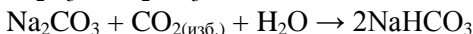
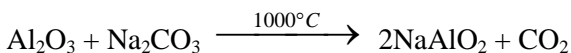
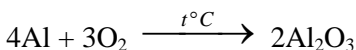
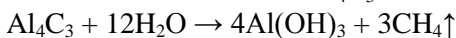
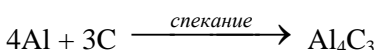
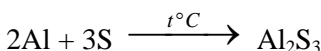
2.



3.



4.

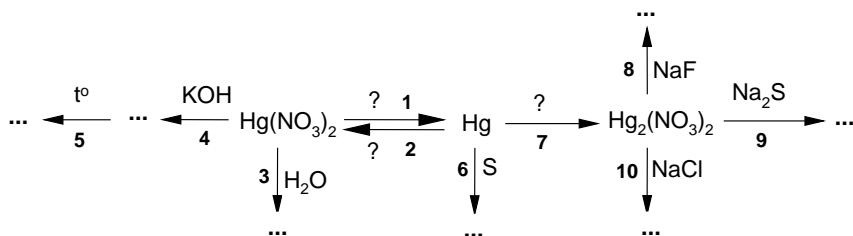


КРЗ, 2014

1. Ряд кислородных соединений не может быть получен сжиганием простых веществ. Предложите способ получения из N_2 , Ag , Cr , Cs , Xe , и Rh и любых соединений, не содержащих эти элементы,

следующих соединений: N_2O , Ag_2O , CrO_3 , CsO_3 , XeO_3 , Rh_2O_3 . Укажите, где необходимо, условия их проведения.

2. Напишите уравнения реакций, отвечающих следующей схеме. Укажите, где необходимо, условия их проведения.



3. Закончите уравнения химических реакций, протекающих в водных растворах:

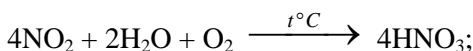
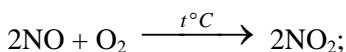
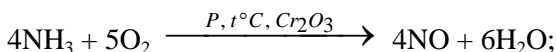
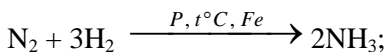
- | | |
|---|--|
| 1) $TbF_4 + KOH \rightarrow$ | 5) $Cs_3IrCl_6 + Cl_2 \rightarrow$ |
| 2) $SmF_2 + HF$ (разбавл) \rightarrow | 6) $H[AuCl_4] + Zn \rightarrow$ |
| 3) $NiCl_2 + NaOH + Cl_2 \rightarrow$ | 7) $CuCl_2 + RbI$ (изб.) \rightarrow |
| 4) $CoCl_2 + NH_3 + H_2O_2 \rightarrow$ | 8) $XeF_2 + KOH \rightarrow$ |

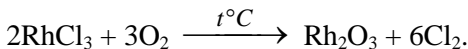
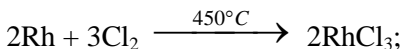
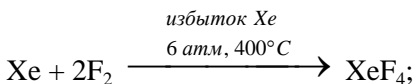
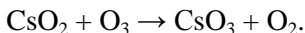
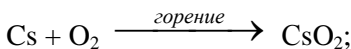
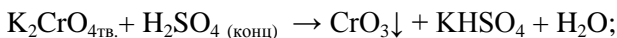
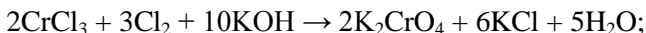
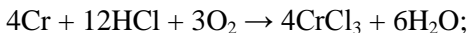
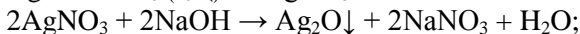
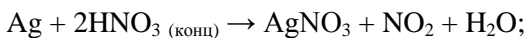
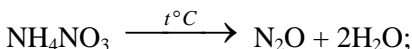
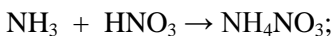
4. Как будут реагировать с горячим водным раствором сильного основания гидроксида рубидия следующие вещества: хлор, сера, алюминий, хлорид меди (II). Напишите уравнения реакций.

5. Определите, какое количество раствора 0.01 М гидроксида бария потребуется для нейтрализации ($pH = 7$) 200 мл 0.04 М раствора гидросульфата натрия. Запишите уравнение протекающей реакции. Рассчитайте массу образующегося осадка.

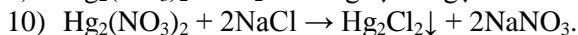
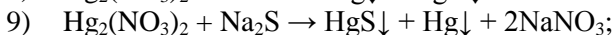
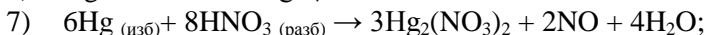
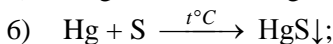
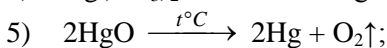
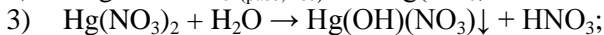
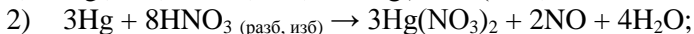
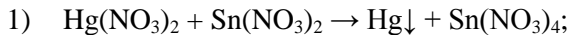
Решение

1.





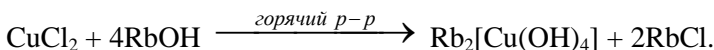
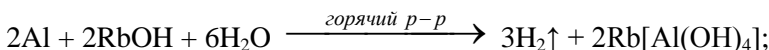
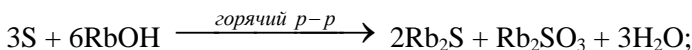
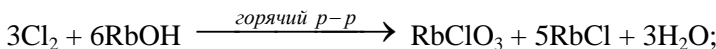
2.



3.

- 1) $2\text{TbF}_4 + 8\text{KOH} \rightarrow 2\text{Tb}(\text{OH})_3 + \text{O}_2 + 8\text{KF}$;
- 2) $2\text{SmF}_2 + 2\text{HF}_{(\text{разб})} \rightarrow 2\text{SmF}_3 + \text{H}_2\uparrow$;
- 3) $2\text{NiCl}_2 + 6\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Ni}(\text{OH})_3\downarrow + 6\text{NaCl}$;
- 4) $2\text{CoCl}_2 + 12\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2(\text{OH})$;
- 5) $2\text{Cs}_3\text{IrCl}_6 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ\text{C}} 2\text{Cs}_2\text{IrCl}_6 + 2\text{CsCl}$;
- 6) $2\text{H}[\text{AuCl}_4] + 3\text{Zn} \rightarrow 2\text{Au} + 2\text{HCl} + 3\text{ZnCl}_2$;
- 7) $2\text{CuCl}_2 + 7\text{RbI}_{(\text{изб})} \rightarrow 2\text{Rb}[\text{CuI}_2] + 4\text{RbCl} + \text{RbI}_3$;
- 8) $2\text{XeF}_2 + 4\text{KOH} \rightarrow 2\text{Xe} + \text{O}_2 + 4\text{KF} + 2\text{H}_2\text{O}$.

4.



5.



Количество NaHSO_4 0.04 моль/л $\times 0.2$ л = 0.008 моль, т. е. необходимо в 2 раза меньше $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – 0.004 моль. Вычисляем объем 0.01 М раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$: 0.004 моль / 0.01 моль/л = 0.4 л = 400 мл.

9. Пример экзаменационных вопросов

Экзамен 2014

1. В 1 литр водного раствора, содержащего по $0,01$ моля $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Sn}(\text{NO}_3)_4$, пропустили избыток сероводорода. Определить количество (в граммах) выпавшего осадка. Написать уравнения реакций.

2. Напишите координационные формулы всех возможных изомеров для октаэдрического комплекса состава $\text{Ir}(\text{En})_2\text{Br}_2(\text{SCN})$. Назовите, какие виды изомерии реализуются при этом. Схематично изобразите все изомеры. Дайте название одного из изомеров и на-

пишите для него выражение полной константы образования. Еп – этилендиамин.

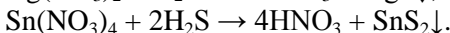
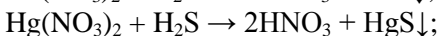
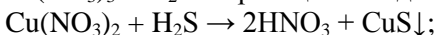
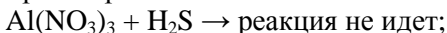
3. Из природного халькопирита CuFeS_2 получить: **CuI**; **Na_2FeO_4** ; **$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$** ; **$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$** ; **$\text{CuSO}_4$** , не используя другие серу-, медь- и железосодержащие соединения. Назовите полученные соли по любой номенклатуре. Напишите уравнения использованных реакций и укажите условия их проведения.

4. Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты и укажите (там, где необходимо) условия их проведения:

- 1) $\text{NaI}_{(\text{ТВ})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{Конц})} \rightarrow$
- 2) $\text{Cl}_2 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 3) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{\text{нагревание}} \rightarrow$
- 4) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 5) $\text{Au} + \text{KrF}_2 \rightarrow$
- 6) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HI}_{(\text{раствор})} \rightarrow$
- 7) $\text{KO}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$
- 8) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 9) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$
- 10) $\text{TbF}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

Решение

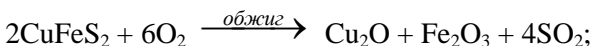
1. Запишем уравнения процессов для каждой соли, содержащейся в растворе:

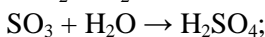
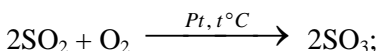
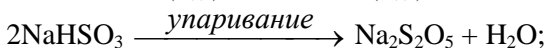
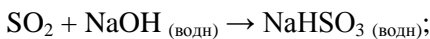


Таким образом, имеем по 0.01 моль осадков CuS (0.956 г), HgS (2.327 г) и SnS_2 (1.828 г). В сумме 5.111 г.

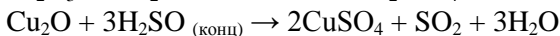
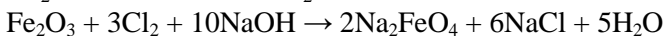
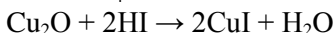
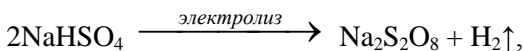
2. См. КР1 № 4.

3. CuI – иодид меди(I), Na_2FeO_4 – феррат(VI) натрия, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$ – пиросульфит натрия, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$ – пероксодисульфат натрия, CuSO_4 – сульфат меди(II).

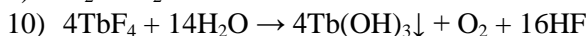
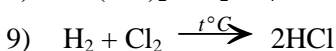
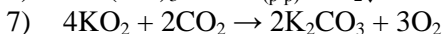
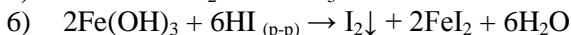
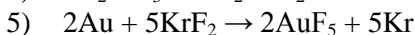
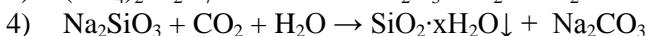
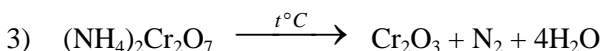
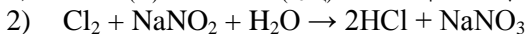
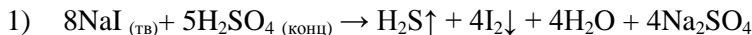




Электролиз холодного концентрированного раствора NaHSO_4 , катализатор Ag^+ :



4.



СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

Список основной литературы:

1. Неорганическая химия. Химия непереходных элементов. Под ред. Ю. Д. Третьякова. М. : АCADEMIA, 2004, Т. 2.
2. Химия переходных элементов. Т. 3, книги 1, 2.

Список дополнительной литературы

1. *Коттон Ф., Уилкинсон Дж.* Основы неорганической химии. М. : Мир, 1979.
2. *Третьяков Ю. Д., Мартыненко Л. И., Григорьев А. Н., Цивадзе А. Ю.* Неорганическая химия. Химия элементов. М. : Издательство московского университета, 2007. Т. 1, 2.
3. *Хьюи Дж.* Неорганическая химия. М. : Химия, 1987.
4. *Гринвуд Н., Эрншо А.* Химия элементов. М. : БИНОМ. Лаборатория знаний, 2008.

Учебное издание

Корнев Сергей Васильевич
Наумов Николай Геннадьевич
Шубин Юрий Викторович
Емельянов Вячеслав Алексеевич
Артемкина Софья Борисовна

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие

2-е издание, исправленное и дополненное

Редактор *Д. И. Ковалева*

Подписано в печать 04.02.2015.
Формат 60 x 84/16. Уч.-изд. л. 3,1. Усл. печ. л. 2,9.
Тираж 250 экз. Заказ №

Редакционно-издательский центр НГУ.
630090, Новосибирск, ул. Пирогова, 2.