

ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«САМАРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АЭРОКОСМИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ имени академика С.П. КОРОЛЕВА»

**КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ
СОЕДИНЕНИЙ**

САМАРА 2005

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ
ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«САМАРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АЭРОКОСМИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ имени академика С.П. КОРОЛЕВА»

КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

*Методические указания
к лабораторной работе*

САМАРА 2005

Составители: *Н.А. Расщепкина, В.И. Костина*

УДК 54(075)

Классы неорганических соединений: Метод. указания к лабораторной работе/ Самар. аэрокосм. ун-т; Сост. *Н.А. Расщепкина, В.И. Костина*. Самара, 2005. 44 с.

Методические указания включают характеристику классов неорганических соединений (состав, свойства, получение и генетическую связь), понятие о химической идентификации веществ, указания по проведению лабораторной работы и задания для самостоятельной работы.

Предназначены для студентов 1-го курса всех специальностей очного и очно-заочного обучения. Подготовлены на кафедре "Химия".

Печатаются по решению редакционно-издательского совета Самарского государственного университета

Рецензент д-р техн. наук, проф. В.Н. Самсонов

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ЭКСПЕРИМЕНТА

В зависимости от характерных функций, выполняемых веществом в химических реакциях, неорганические соединения подразделяются на классы: оксиды, основания, кислоты и соли. Представители одного класса характеризуются общими свойствами. Зная эти свойства, можно предсказать свойства любого неорганического соединения (оксида, кислоты, основания, соли), разработать способ получения необходимого вам вещества. Соли, кислоты, основания являются электролитами. При растворении в воде или других полярных растворителях, электролиты подвергаются электролитической диссоциации, т.е. в большей или меньшей степени распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы - катионы и анионы. Электролиты, практически полностью диссоциирующие в водных растворах, называются сильными электролитами. К сильным электролитам относятся: большинство солей, которые уже в кристаллическом состоянии построены из ионов, гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов, некоторые кислоты (HCl, HBr, HI, HClO₄, HNO₃ и др.).

Электролиты, диссоциирующие в растворах не полностью, называются слабыми электролитами. В их растворах устанавливается равновесие между недиссоциированными молекулами и продуктами их диссоциации - ионами. Например, в водном растворе азотистой кислоты, являющейся слабым электролитом, устанавливается равновесие $\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$, константа которого (константа диссоциации) связана с молярными концентрациями соответствующих частиц при 25°C соотношением

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = 4 \cdot 10^{-4}.$$

Степенью диссоциации электролита (α) называется доля его молекул, подвергшихся диссоциации.

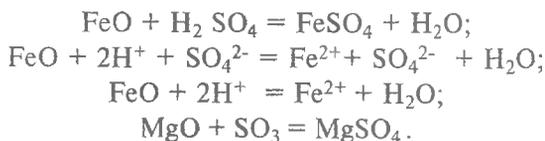
В химических реакциях, протекающих с участием электролитов в растворах, наряду с недиссоциированными молекулами слабых электролитов, твердыми веществами и газами участвуют также находящиеся в растворе ионы. Поэтому сущность протекающих

процессов наиболее полно выражается в записи их в форме ионно-молекулярных уравнений. В таких уравнениях слабые электролиты ($\alpha < 3\%$), малорастворимые соединения и газы записываются в молекулярной форме, а сильные электролиты в виде составляющих их ионов. Номенклатура неорганических соединений подробно изложена в главах II, IX [2].

Оксиды

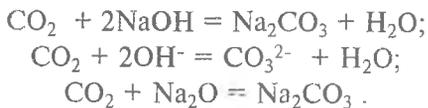
Оксидами называются сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых – кислород. Например: Na_2O , CO_2 , P_2O_5 , Al_2O_3 . Оксиды подразделяются на несолеобразующие и солеобразующие. Последние, в свою очередь, делятся на основные, кислотные и амфотерные.

Основными называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с кислотами или кислотными оксидами, например:



Основным оксидам соответствуют основания. Например, оксиду кальция CaO соответствует гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

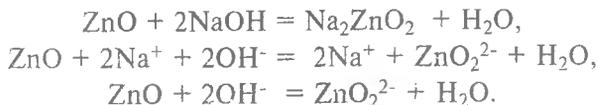
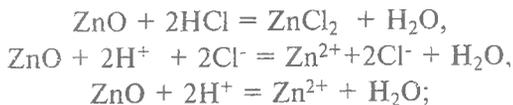
Кислотными называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с основаниями и основными оксидами, например:



Присоединяя прямо или косвенно воду, кислотные оксиды образуют кислоты. Например:



Амфотерными называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии как с кислотами, так и с основаниями. К амфотерным относятся оксид цинка ZnO , оксид алюминия Al_2O_3 , оксид олова (II) SnO , оксид свинца (II) PbO , оксид хрома (III) Cr_2O_3 и др.



Несолеобразующие оксиды не взаимодействуют ни с кислотами, ни с основаниями. К ним относятся оксид азота (I) N_2O , оксид азота (II) NO и др.

Кислоты

Кислотами называются вещества, способные диссоциировать в водном растворе с образованием ионов водорода. Количество ионов водорода определяет основность кислоты.



Двух- и многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:



$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{H}_2\text{AsO}_4^-]}{[\text{H}_3\text{AsO}_4]} = 6,0 \cdot 10^{-3};$$



$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{HAsO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{AsO}_4^-]} = 1,1 \cdot 10^{-7};$$



$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{AsO}_4^{3-}]}{[\text{HAsO}_4^{2-}]} = 4,0 \cdot 10^{-7};$$



$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 4,5 \cdot 10^{-7};$$

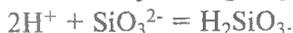
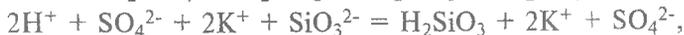
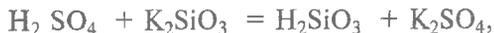
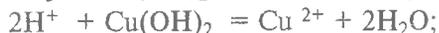
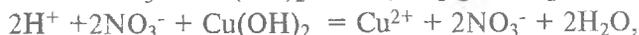
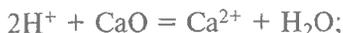
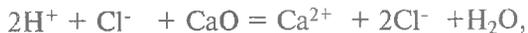


$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 4,7 \cdot 10^{-11}$$

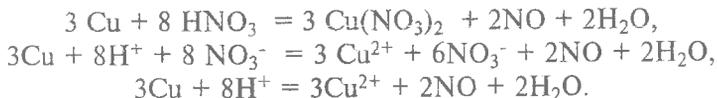
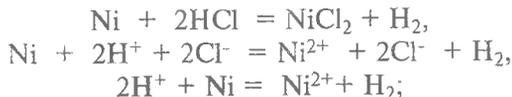
В наибольшей степени протекает диссоциация по первой ступени, а при переходе к каждой последующей стадии степень диссоциации, как правило, резко уменьшается, поскольку $K_1 > K_2 > K_3$. Ионы водорода обуславливают кислую реакцию среды раствора.

По наличию кислорода в своем составе кислоты делятся на кислородосодержащие (H_2SO_4 , HClO_4) и бескислородные (HCl , H_2S).

Характерными свойствами кислот являются их реакции с основными оксидами, основаниями и солями:

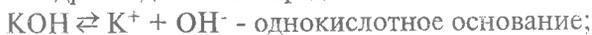


Кислоты реагируют с металлами, при этом атомы металла являются восстановителем и окисляются. Состав продуктов реакции зависит от силы восстановителя, природы и концентрации раствора кислоты. Например:



Основания

Основаниями называются вещества, способные диссоциировать в водном растворе с образованием гидроксид-ионов. Количество гидроксид-ионов определяет кислотность основания:



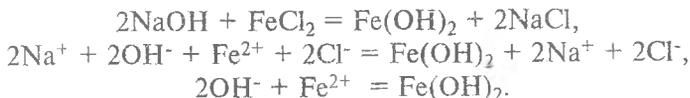
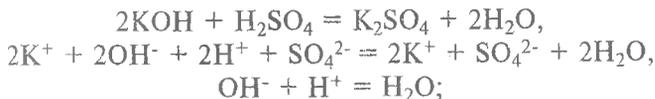
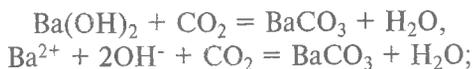
Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:



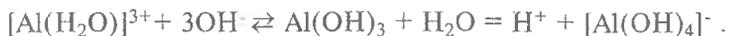
$$K = \frac{[\text{Ca}^{2+}][\text{OH}^-]}{[\text{CaOH}^+]} = 4 \cdot 10^{-2}.$$

Гидроксид-ионы обуславливают щелочную реакцию среды раствора.

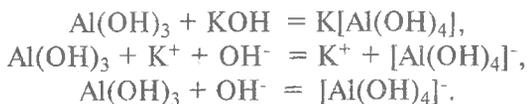
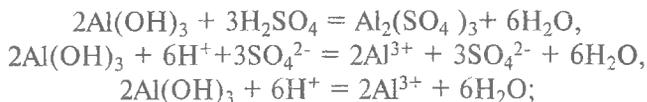
Характерными свойствами оснований являются их реакции с кислотными оксидами, кислотами и солями.



Амфотерные основания способны диссоциировать в водных растворах как по типу кислот, так и по типу оснований:



Амфотерные основания взаимодействуют как с кислотами, так и со щелочами:

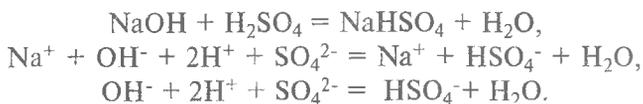


К амфотерным основаниям относятся гидроксид цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$, гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$, гидроксид свинца (II) $\text{Pb}(\text{OH})_2$, гидроксид хрома (III) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и др.

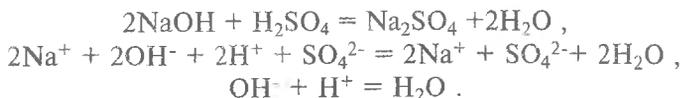
Соли

Соли можно рассматривать как продукты взаимодействия кислот и оснований.

При смешивании 1 моля гидроксида натрия и 1 моля серной кислоты образуется гидросульфат натрия, который является кислородной солью:

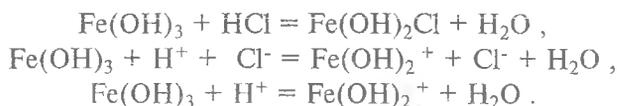


При полном замещении атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла образуются средние соли:



Если взятого количества кислоты недостаточно для образования средней соли, получаются основные соли.

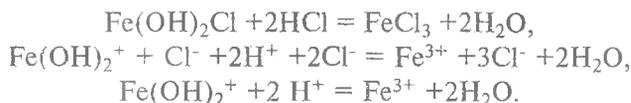
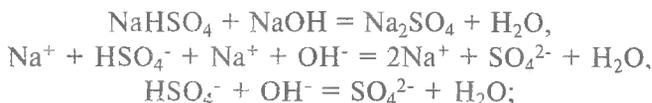
При смешивании 1 моля гидроксида железа (III) и 1 моля хлороводородной кислоты образуется основная соль хлорид дигидроксожелеза (III):



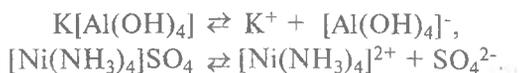
В некоторых случаях образование основной соли сопровождается отщеплением воды, например: $\text{Fe(OH)}_2\text{Cl} = \text{FeOCl} + \text{H}_2\text{O}$.

Образующиеся при этом оксоли (FeOCl) не содержат гидроксогрупп, но сохраняют свойства основных солей.

Для превращения кислых и основных солей в средние необходимо добавить соответствующее количество основания или кислоты, например:



При сливании равных объемов 0,01 молярного раствора FeCl_2 и 0,06 молярного раствора KCN образуется раствор, в котором ионы CN^- и Fe^{2+} не обнаруживаются, что указывает на протекание реакции $\text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^- = [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ с образованием комплексного иона. При кристаллизации раствора образуется вещество $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, которое также, как $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ и другие относится к комплексным солям. Согласно координационной теории швейцарского ученого А. Вернера комплексные соединения состоят из двух сфер: внешней и внутренней. В приведенных выше примерах внешними сферами являются K^+ , SO_4^{2-} . Ионы, находящиеся во внешней сфере, связаны с комплексным ионом в основном силами электростатического взаимодействия и в растворах легко отщепляются подобно ионам сильных электролитов. Например,



Внутренняя сфера, называемая также комплексом, включает центральный ион или атом, вокруг которого координируются отрицательно заряженные ионы или нейтральные молекулы. При записи комплексного соединения внутреннюю сферу или комплекс заключают в квадратные скобки. Центральный ион или атом называется комплексообразователем, а координируемые им ионы или молекулы - лигандами. В большинстве соединений связь между комплексообразователем и лигандами имеет донорно-акцепторную природу.

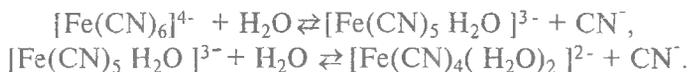
В приведенных выше примерах комплексообразователями являются ион Fe^{2+} в комплексе $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, ион Al^{3+} в комплексе $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, ион Ni^{2+} в комплексе $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

К наиболее распространенным комплексообразователям относятся ионы d-элементов I, II, VII, VIII групп периодической системы. Число лигандов, координируемых комплексообразователем, называют координационным числом. В приведенных выше примерах координационное число равно соответственно 6, 4, 4. Наиболее часто встречаются комплексообразователи с координационным числом 4 и 6, а менее часто - 2 и 8.

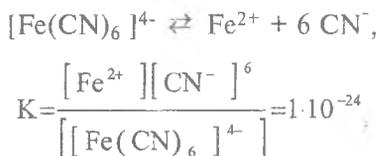
Для ионов Al^{3+} , Pb^{2+} , Zn^{2+} , Sn^{2+} , Be^{2+} , Cu^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+} характерное координационное число равно 4, а для ионов Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} - 6. Координационное число иногда зависит от концентрации ионов-лигандов в растворе. К числу лигандов относятся простые анионы, такие как F^- , Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} , сложные ионы, например, OH^- , CN^- , CNS^- , NO_2^- , молекулы, например, H_2O , NH_3 , CO , $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ (Еп).

В зависимости от заряда внутренней сферы различают анионные комплексы, например $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, катионные комплексы, например $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, и нейтральные комплексы, например $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$. Нейтральные комплексы не имеют внешней сферы. Заряд комплекса численно равен алгебраической сумме заряда нейтрального иона и зарядов лигандов. Например, заряд комплекса $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ равен $Z = Z_{\text{Al}} + 4 Z_{\text{OH}^-} = 3 + 4(-1) = -1$.

Образующиеся при растворении комплексных солей комплексные ионы подвергаются ступенчатой диссоциации как слабые электролиты. Так, ион $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ диссоциирует по ступеням:



Прочность комплексного иона характеризуется константой диссоциации, называемой константой нестойкости комплексного иона. Чем устойчивее комплексный ион, тем меньше его константа нестойкости. В связи с тем, что определение ступенчатых констант нестойкости (относящихся к каждой последовательной ступени диссоциации) представляет большие экспериментальные и расчетные трудности, для комплексных ионов дают общие константы нестойкости ($t=25^\circ\text{C}$). Например,



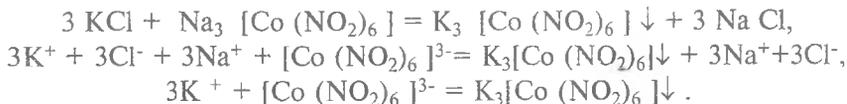
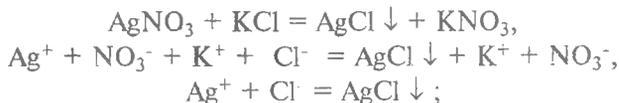
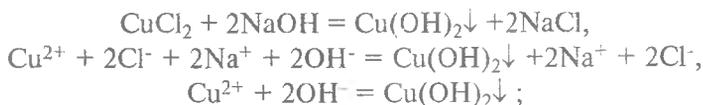
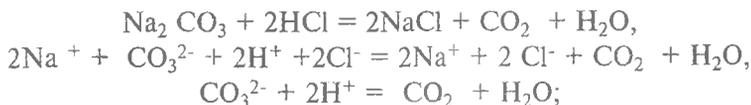
Значение константы нестойкости ($K=1 \cdot 10^{-24}$) указывает на устойчивость комплекса $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$. Зная концентрацию комплексной соли в растворе и константу нестойкости комплексного иона, можно рассчитать состав раствора.

Таким образом, комплексными ионами называются соединения, в узлах кристаллов которых находятся комплексы, способные к самостоятельному существованию в растворе.

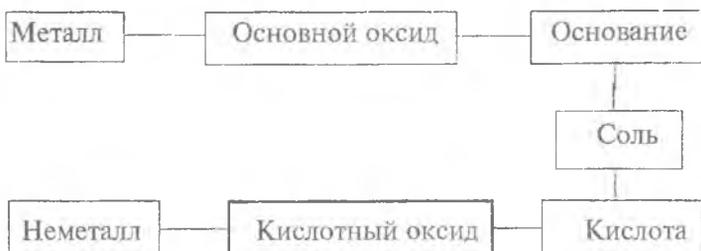
Комплексные соединения с малоустойчивой внутренней сферой часто называют двойными и солями и обозначают простым перечислением формул простых солей, разделяя их точкой. В растворах двойных солей комплексные ионы не обнаруживаются. Например, соль $\text{K}_2 [\text{CuCl}_4]$ из-за высокого значения константы нестойкости иона $[\text{CuCl}_4]^{2-}$ часто представляют $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{KCl}$. Таким же способом обозначают и кристаллогидраты, являющиеся комплексными соединениями. К числу двойных солей относятся и так называемые

квасцы. Например, сульфат алюминия с сульфатами натрия, калия или аммония образует комплексные соли типа $M[Al(SO_4)_2] \cdot 12 H_2O$ или в виде двойной соли $M_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$.

Самыми характерными свойствами солей являются их реакции ионного обмена с кислотами, щелочами, друг с другом, проходящие в водных растворах. Такие реакции идут практически до конца, если в результате реакции образуются газы, осадки или слабые электролиты.



Между простыми веществами, оксидами, кислотами, основаниями и солями существует генетическая связь, а именно - возможность их взаимного перехода, которую можно выразить схемой:



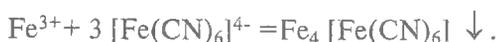
ХИМИЧЕСКАЯ ИДЕНТИФИКАЦИЯ ВЕЩЕСТВА

В практической деятельности специалистов часто возникает необходимость идентификации (обнаружения) того или иного вещества. Идентификация является целью качественного анализа. Качественный анализ позволяет установить, из каких химических элементов состоит анализируемое вещество, и какие ионы, группы атомов или молекулы входят в его состав.

Качественный химический анализ большей частью основывается на превращении анализируемого вещества в какое-нибудь новое соединение, обладающее характерными свойствами: цветом, определенным физическим состоянием, кристаллической или аморфной структурой, специфическим запахом и т.п. Химическое превращение, происходящее при этом, называют качественной аналитической реакцией, а вещества, вызывающие это превращение, называют реактивами (реагентами). Качественный анализ характеризуется пределом обнаружения (обнаруженный минимум) сухого вещества, т.е. минимальным количеством надежно идентифицируемого вещества, и предельной концентрацией раствора C_{\min} . Эти две величины связаны друг с другом соотношением

$$C_{\min} = \frac{\text{Предел обнаружения (мкг)}}{\text{Объем раствора (мл)} \cdot 10^6}.$$

Некоторые реагенты для идентификации катионов и анионов приведены в табл. 1. Например, для открытия в растворе Fe^{3+} -ионов анализируемый раствор сначала подкисляют хлороводородной кислотой, а затем прибавляют раствор гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. В присутствии Fe^{3+} -ионов выпадает синий осадок гексацианоферрата (II) железа $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (берлинская лазурь):



Раствор гексацианоферрата (II) калия является реактивом на Fe^{3+} . Для идентификации с помощью образования труднорастворимых соединений используют как групповые, так и индивидуальные осадители (табл. 1).

Групповыми осадителями для ионов Ag^+ , Pb^{2+} , Hg^{2+} служит NaCl , для ионов Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} - $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, для ионов Al^{3+} , Zn^{2+} , Mn^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} и др. - $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, для ионов CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , SO_4^{2-} , SiO_3^{2-} , F^- , PO_4^{3-} , CrO_4^{2-} и др. - BaCl_2 , для ионов Cl^- , Br^- , CN^- , S^{2-} , NCS^- и др. - AgNO_3 .

Химические соединения, меняющие окраску в зависимости от реакции среды (кислая, щелочная), называются кислотно-основными индикаторами. К ним относят, например, лакмус, метиловый оранжевый, фенолфталеин (табл.1). При изменении реакции среды индикаторы претерпевают внутримолекулярные перегруппировки, которые сопровождаются изменением их окраски. Другим примером качественного химического анализа может служить обнаружение карбонатов путем воздействия на анионы CO_3^{2-} кислотой. При этом протекает реакция с выделением пузырьков оксида углерода (IV):



При анализе смеси некоторых веществ, близких по химическим свойствам, их предварительно разделяют и только затем проводят характерные реакции на отдельные вещества (или ионы), поэтому качественный анализ охватывает не только отдельные реакции обнаружения ионов, но и методы их разделения. Например, присутствие ионов Fe^{3+} мешает определению в растворе ионов Co^{2+} с помощью роданид-ионов NCS^- (табл.1). Поэтому в анализируемый раствор сначала добавляют фосфорную кислоту, образующую с Fe^{3+} бесцветные комплексы, а затем прибавляют кристаллы роданида аммония или калия. В присутствии Co^{2+} появляется синее окрашивание, вызываемое образованием комплексного иона:



Таким образом, химическая идентификация вещества базируется в основном на реакциях осаждения, комплексообразования, нейтрализации, окисления и восстановления. Применяются только такие реакции, пределы обнаружения которых не превышают более 50 мкг.

Некоторые реагенты для идентификации ионов

Реагент	Формула	Ион	Продукты реакции
Гексацианоферрат (II) калия	$K_4 [Fe(CN)_6]$	Fe^{3+}	Сине-зеленый осадок
Гексацианоферрат (II) калия	$K_4 [Fe(CN)_6]$	Cu^{2+}	Кирпично-красный осадок
Гексацианоферрат (II) калия	$K_4 [Fe(CN)_6]$	Zn^{2+}	Белый осадок
Гексацианоферрат (III) калия	$K_3 [Fe(CN)_6]$	Fe^{2+}	Синий осадок
Гексацианоферрат (III) калия	$K_3 [Fe(CN)_4]$	Zn^{2+}	Коричневато-желтый осадок
Гексанитрокобальтат натрия	$Na_3 [Co(NO_2)_6]$	K^+	Желтый осадок
Гидротартрат натрия	$NaHC_4H_4O_6$	K^+	Белый осадок
Роданид (тиоцианат) калия	$KNCS$	Fe^{3+}	Раствор красного цвета
Роданид (тиоцианат) калия	$KNCS$	Co^{2+}	Раствор синего цвета
Роданид (тиоцианат) калия	$KNCS$	Cu^{2+}	Черный осадок
Хромат калия	$K_2 CrO_4$	Ba^{2+}	Желтый осадок
Гидроксид натрия	$NaOH$	NH_4^+	Запах аммиака
Парамолибдат аммония в HNO_3		PO_4^{3-}	Желтый осадок
Перманганат калия и серная кислота	$KMnO_4$ $H_2 SO_4$	NO_2^-	Обесцвечивание раствора
Перманганат калия и серная кислота	$KMnO_4$ $H_2 SO_4$	$C_2 O_4^{2-}$	Обесцвечивание раствора
Перманганат калия и серная кислота	$KMnO_4$ $H_2 SO_4$	S^{2-}	Обесцвечивание раствора

Перманганат калия и серная кислота	KMnO_4 H_2SO_4	SO_3^{2-}	Обесцвечивание раствора
Лакмус		H^+	Раствор красного цвета
Метилловый оранжевый		H^+	Раствор красного цвета
Лакмус		OH^-	Раствор синего цвета
Метилловый оранжевый		OH^-	Раствор желтого цвета
Фенолфталеин		OH^-	Раствор красного цвета

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

ПОЛУЧЕНИЕ И ИССЛЕДОВАНИЕ СВОЙСТВ ОКСИДОВ

Опыт 1. *Получение оксида серы (IV) и исследование его свойств*

В коническую колбу с водой добавьте 1-2 капли раствора метилоранжа и отметьте окраску раствора. В железную ложечку поместите небольшой кусочек серы. Нагрейте ложечку на пламени спиртовки. Когда сера загорится, опустите ложечку в коническую колбу с водой так, чтобы она не касалась воды, и закройте горло колбы ватным тампоном. Когда горение прекратится, ложечку выньте из колбы, а содержимое колбы взболтайте, чтобы растворить в воде продукты горения. Отметьте окраску раствора. Составьте уравнения реакций. Каков характер оксида?

Опыт 2. *Получение оксида меди (II) и исследование его свойств*

В сухую пробирку поместите столько сухого карбоната гидроксомеди (II) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, чтобы было покрыто дно пробирки, и закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Конец газоотводной трубки опустите в пробирку с известковой водой (раствор гидроксида кальция в воде). Пробирку с $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ нагрейте на пламени спиртовки до прекращения выделения пузырьков газа. Напишите уравнения происходящих реакций. Отметьте качественные признаки реакций. К оставшемуся после разложения соли оксиду меди (II) прилейте 2-3 мл разбавленной серной или соляной кислоты и нагрейте до растворения осадка. Отметьте цвет раствора. Напишите уравнение реакции. Каков характер оксида меди (II)?

Сделайте вывод о способе получения оксидов и их свойствах на основе опытов 1 и 2.

ИССЛЕДОВАНИЕ СВОЙСТВ КИСЛОТ

Опыт 3

Приготовьте в пробирке 2-3 мл раствора карбоната натрия и добавьте 0,5-1 мл раствора соляной кислоты. Отметьте и объясните наблюдаемые изменения, составьте уравнение реакции в ионном и молекулярном видах. Предложите название для опыта.

Опыт 4

К 0,5-1 мл раствора серной кислоты добавьте столько же раствора хлорида бария. Отметьте и объясните наблюдаемые изменения, составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Предложите название для опыта.

Опыт 5

К 0,5-1 мл раствора соляной кислоты добавьте столько же раствора нитрата свинца (II). Отметьте и объясните наблюдаемые изменения, составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Предложите название для опыта.

Опыт 6

К 0,5-1 мл раствора фосфорной кислоты добавьте столько же раствора сульфата цинка. Отметьте и объясните наблюдаемые изменения, составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Предложите название для опыта.

Опыт 7

В пробирку внесите гранулу цинка и налейте 0,5-1 мл раствора соляной кислоты, а затем добавьте раствор ацетата натрия (в виде

сухой соли). Отметьте и объясните наблюдаемые изменения, составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Предложите название для опыта.

Опыт 8

В пробирку внесите гранулу цинка и налейте 0,5-1 мл раствора соляной кислоты, а затем добавьте раствора нитрата натрия (в виде сухой соли). Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Предложите название для опыта.

Сформулируйте общий вывод из проведенных вашей группой опытов (3-8).

Опыт 9

В пробирку налейте 0,5-1 мл раствора соляной кислоты и добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Затем добавьте в пробирку раствор гидроксида натрия. Отметьте происходящие изменения и объясните их. Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Предложите название для опыта.

Опыт 10

В пробирку налейте 0,5- 1 мл раствора серной кислоты и добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Затем добавьте в пробирку раствор гидроксида натрия. Отметьте происходящие изменения и объясните их. Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Предложите название для опыта.

Опыт 11

В пробирку налейте 0,5- 1 мл раствора азотной кислоты и добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Затем добавьте в пробирку раствор

гидроксида натрия. Отметьте происходящие изменения и объясните их. Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Предложите название для опыта.

Опыт 12

В пробирку налейте 0,5-1 мл раствора уксусной кислоты и добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Затем добавьте в пробирку раствор гидроксида натрия. Отметьте происходящие изменения и объясните их. Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Предложите название для опыта.

Сравните данные, полученные в опытах 9, 10, 11, 12. Что общего в этих реакциях?

Сформулируйте общий вывод из проведенных вашей группой опытов 9, 10, 11, 12.

Опыт 13

В две пробирки внесите по щепотке оксида магния. В первую пробирку прилейте 1-2 мл кислоты, а во вторую - 1-2 мл гидроксида натрия. Наблюдайте за течением реакций. Объясните свои наблюдения и составьте уравнения протекающих реакций. Предложите название для опыта.

Сформулируйте общий вывод из серии опытов на тему: "Исследование свойств кислот".

ПОЛУЧЕНИЕ И ИССЛЕДОВАНИЕ СВОЙСТВ ГИДРОКСИДОВ

Опыт 14. Получение и исследование свойств гидроксида никеля (II)

В пробирку налейте 2-4 мл раствора соли никеля (II) и добавьте 1-2 мл раствора гидроксида натрия. Содержимое пробирки взболтайте

и половину его перенесите в другую пробирку. В первую пробирку добавьте 1-2 мл раствора гидроксида натрия; во вторую пробирку внесите 1-2 мл раствора серной или соляной кислоты. Составьте в молекулярном и ионном видах уравнения протекающих реакций. Определите характер гидроксида никеля (II).

Опыт 15. *Получение и исследование свойств гидроксида кобальта (II)*

В пробирку налейте 2-4 мл раствора соли кобальта (II) и добавьте 1-2 мл раствора гидроксида натрия. Содержимое пробирки взболтайте и половину его перенесите в другую пробирку. В первую пробирку добавьте 1-2 мл раствора гидроксида натрия; во вторую пробирку внесите 1-2 мл раствора соляной кислоты. Составьте в молекулярном и ионном видах уравнения протекающих реакций. Определите характер гидроксида кобальта (II).

Опыт 16. *Получение и исследование свойств гидроксида меди (II)*

В пробирку налейте 2-4 мл раствора соли меди (II) и добавьте 1-2 мл раствора гидроксида натрия. Содержимое пробирки взболтайте и половину его перенесите в другую пробирку. В первую пробирку добавьте 1-2 мл раствора гидроксида натрия; во вторую пробирку внесите 1-2 мл раствора соляной кислоты. Составьте в молекулярном и ионном видах уравнения протекающих реакций. Определите характер гидроксида меди (II).

Опыт 17. *Получение и исследование свойств гидроксида марганца (II)*

В пробирку налейте 2-4 мл раствора соли марганца (II) и добавьте 1-2 мл раствора гидроксида натрия. Содержимое пробирки взболтайте и половину его перенесите в другую пробирку. В первую пробирку добавьте 1-2 мл раствора гидроксида натрия; во вторую пробирку внесите 1-2 мл раствора соляной кислоты. Составьте в молекулярном и ионном видах уравнения протекающих реакций. Определите характер гидроксида марганца (II).

Опыт 18. *Получение и исследование свойств гидроксида алюминия*

В пробирку налейте 2-4 мл раствора соли сульфата алюминия и прибавьте к нему 1-2 мл раствора гидроксида натрия. Содержимое пробирки взболтайте и половину его перенесите в другую пробирку. В первую пробирку добавьте 1-2 мл раствора гидроксида натрия; во вторую пробирку внесите 1-2 мл раствора соляной кислоты. Составьте в молекулярном и ионном видах уравнения протекающих реакций. Определите характер гидроксида алюминия.

Опыт 19. *Получение и исследование свойств гидроксида цинка*

В пробирку налейте 2-4 мл раствора соли сульфата цинка и прибавьте к нему 1-2 мл раствора гидроксида натрия. Содержимое пробирки взболтайте и половину его перенесите в другую пробирку. В первую пробирку добавьте 1-2 мл раствора гидроксида натрия; во вторую пробирку внесите 1-2 мл раствора соляной кислоты. Составьте в молекулярном и ионном видах уравнения протекающих реакций. Определите характер гидроксида цинка.

Опыт 20. *Получение и исследование свойств гидроксида хрома (III)*

В пробирку налейте 2-4 мл раствора соли сульфата хрома (III) и прибавьте к нему 1-2 мл раствора гидроксида натрия. Содержимое пробирки взболтайте и половину его перенесите в другую пробирку. В первую пробирку добавьте 1-2 мл раствора гидроксида натрия; во вторую пробирку внесите 1-2 мл раствора соляной кислоты. Составьте в молекулярном и ионном видах уравнения протекающих реакций. Определите характер гидроксида хрома (III).

Сделайте вывод о способах получения гидроксидов и их кислотно-основных свойствах на основании полученных вами данных и результатов работы других студентов вашей группы.

ПОЛУЧЕНИЕ И ИССЛЕДОВАНИЕ СВОЙСТВ СОЛЕЙ

Опыт 21. *Получение кислой соли*

В пробирку с известковой водой (раствор должен занимать 1/3 объема пробирки) пропустите из аппарата Киппа оксид углерода (IV) до появления помутнения. Затем продолжайте пропускать газ до исчезновения мути. Напишите в молекулярном и ионном видах уравнения происходящих реакций, учитывая следующую последовательность: вначале образование средней соли, затем превращение ее в кислую. Сделайте вывод о способе получения кислой соли.

Опыт 22. *Получение основной соли*

В пробирку налейте 2-4 мл раствора сульфата меди (II), добавьте 1-1,5 мл раствора щелочи, содержимое пробирки слегка нагрейте. Обратите внимание на цвет образовавшегося осадка. Для сравнения в другой пробирке к 1-2 мл раствора этой же соли меди добавьте 2-4 мл раствора щелочи, слегка нагрейте содержимое пробирки.

Чем вызвано различное изменение цвета осадков при нагревании? В каком случае должна была образоваться основная соль? Почему? Составьте в молекулярном и ионном видах уравнения происходящих реакций, сделайте вывод о том, при каком условии основная соль получается из средней.

Опыт 23

а) В пробирку налейте 0,5-1 мл раствора хлорида железа (III) и добавьте столько же раствора гидроксида натрия. Отметьте происходящие изменения. Объясните свои наблюдения и составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Предложите название для опыта.

б) В пробирку налейте 0,5-1 мл раствора хлорида калия и добавьте столько же раствора гидроксида натрия. Отметьте происходящие изменения. Объясните свои наблюдения и составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Предложите название для опыта.

в) В пробирку налейте 0,5-1 мл раствора хлорида аммония и добавьте столько же раствора гидроксида натрия. Отметьте происходящие изменения. Нагрейте содержимое пробирки до кипения и исследуйте запах. Объясните свои наблюдения и составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Предложите название для опыта.

г) В пробирку налейте 0,5-1 мл раствора нитрата свинца (II) и добавьте столько же раствора гидроксида натрия. Отметьте происходящие изменения. Объясните свои наблюдения и составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Предложите название для опыта.

Сравните данные, полученные в опытах а, б, в, г. Что общего в этих реакциях?

Сформулируйте общий вывод из проведенных вашей группой опытов (а, б, в, г).

Опыт 24

В пробирку налейте 0,5-1 мл раствора сульфата натрия, добавьте столько же раствора хлорида бария. Отметьте происходящие изменения, составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Назовите опыт.

Опыт 25

Приготовьте в пробирке 0,5-1 мл раствора карбоната натрия и добавьте столько же раствора хлорида бария. Отметьте происходящие изменения, составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Назовите опыт.

Опыт 26

В пробирку налейте 0,5-1 мл раствора сульфита натрия, добавьте столько же раствора хлорида бария. Отметьте происходящие изменения, составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Назовите опыт.

Опыт 27

В пробирку налейте 0,5-1 мл раствора хромата калия, добавьте столько же раствора хлорида бария. Отметьте происходящие изменения, составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Назовите опыт.

Сравните данные, полученные в опытах 24-27. Что общего в этих реакциях? Предложите практическое использование исследованных реакций.

Опыт 28

К 0,5-1 мл раствора хлорида железа (III) добавьте столько же раствора роданида (тиоционата) калия (KSCN). Отметьте окраску раствора и составьте уравнение реакции, учитывая, что роданид железа (III) относится к малодиссоциированным веществам. Сформулируйте вывод из опыта и предложите для него название.

Опыт 29

а) В пробирку налейте 0,5-1 мл раствора серной кислоты и внесите щепотку карбоната натрия. Отметьте происходящие изменения, составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Назовите опыт.

б) В пробирку налейте 0,5-1 мл раствора соляной кислоты и добавьте столько же раствора нитрата свинца (II). Отметьте

происходящие изменения, составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Назовите опыт.

в) В пробирку налейте 0,5-1 мл раствора азотной кислоты и добавьте столько же раствора сульфата натрия. Отметьте происходящие изменения, составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Назовите опыт.

г) В пробирку налейте 0,5-1 мл раствора фосфорной кислоты и добавьте столько же раствора хлорида железа (III). Отметьте происходящие изменения, составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Назовите опыт.

Сравните данные, полученные в опытах а, б, в, г. Что общего в этих реакциях?

Сформулируйте общий вывод из проведенных вашей группой опытов (а, б, в, г).

Сформулируйте общий вывод о свойствах солей на основе проведенных вами опытов и данных, полученных вашими партнерами.

ПОЛУЧЕНИЕ КОМПЛЕКСНЫХ СОЛЕЙ

Опыт 30

К 1-2 мл раствора хлорида железа (III) добавьте 0,5-1 мл раствора роданида (тиоционата) калия (KNCS). Отметьте окраску раствора и составьте молекулярное и ионное уравнения реакции, учитывая что роданид железа (III) относится к малодиссоциированным веществам. Полученный раствор разделите на две пробирки. Одну пробирку оставьте в качестве контрольной пробы. Во вторую пробирку добавляйте небольшими порциями раствор фосфорной кислоты до изменения цвета раствора. При объяснении эксперимента учтите, что в результате реакции образуется комплекс. Составьте молекулярное и ионное уравнения реакции. Напишите уравнение диссоциации, выражение константы нестойкости комплекса. Сформулируйте вывод из опыта и предложите практическое использование проведенных реакций, возможное название опыта.

Опыт 31

К 1-2 мл раствора хлорида железа (III) добавьте 0,5-1 мл раствора роданида (тиоционата) калия (KNCS). Отметьте окраску раствора и составьте молекулярное и ионное уравнения реакции, учитывая что роданид железа (III) относится к малодиссоциированным веществам. Полученный раствор разделите на две пробирки. Одну пробирку оставьте в качестве контрольной пробы. Во вторую пробирку добавляйте небольшими порциями раствор фторида натрия до изменения цвета раствора. Составьте молекулярное и ионное уравнения реакции, объясните свои наблюдения, учитывая, что в результате реакции образуется комплекс. Напишите уравнения электролитической диссоциации, выражение и численное значение константы нестойкости комплекса. Оцените его устойчивость. Сформулируйте вывод из опыта и предложите практическое использование проведенных реакций, возможное название опыта.

Опыт 32

К 1-2 мл раствора сульфата меди добавьте столько же раствора роданида (тиоционата) калия (KNCS). Составьте молекулярное и ионное уравнения реакции и объясните свои наблюдения. Сформулируйте вывод из опыта и предложите для него название.

Опыт 33

К 0,5-1 мл раствора сульфата меди добавляйте небольшими порциями раствор аммиака, встряхивая каждый раз пробирку для лучшего перемешивания ее содержимого. Отметьте происходящие изменения (образование и растворение осадка, цвет раствора). Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Докажите образование комплекса в результате реакций, используя качественные реакции.

Напишите уравнения электролитической диссоциации, выражение и численное значение константы нестойкости полученного

комплекса. Оцените его устойчивость. Сформулируйте вывод из опыта и предложите практическое использование проведенных реакций, возможное название опыта.

Опыт 34

К 0,5-1 мл раствора сульфата никеля добавляйте небольшими порциями раствор аммиака, встряхивая каждый раз пробирку для лучшего перемешивания ее содержимого. Отметьте происходящие изменения (образование и растворение осадка, цвет раствора). Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Докажите образование комплекса в результате реакций, используя качественные реакции.

Напишите уравнения электролитической диссоциации, выражение и численное значение константы нестойкости полученного комплекса. Сформулируйте вывод из опыта. Назовите опыт.

РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

Опыт 35

К 0,5-1 мл раствора сульфата железа (III) добавьте 2-3 капли раствора гексацианоферрата (II) калия ($K_4[Fe(CN)_6]$). Обратите внимание на окраску выпавшего осадка берлинской лазури, составьте молекулярное и молекулярно-ионное уравнения реакции. Назовите опыт.

Опыт 36

К 0,5-1 мл раствора сульфата железа (II) добавьте 2-3 капли раствора гексацианоферрата (III) калия ($K_3[Fe(CN)_6]$). Отметьте окраску осадка (турнбулевой сини), составьте молекулярное и молекулярно-ионное уравнения реакции. Может ли эта реакция быть специфической на ион железа (II)? Назовите опыт.

Сделайте вывод о качественных реакциях и реактивах на ионы Fe^{2+} , Fe^{3+} на основе опытов 35, 36.

Опыт 37

К 0,5-1 мл раствора гексацианоферрата (III) калия ($\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$) добавьте столько же раствора гексацианоферрата (II) калия ($\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Отметьте происходящие изменения. Как объяснить тот факт, что $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, будучи производным железа (III), не дает в этом случае окрашенного соединения с $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, в состав которого входит железо (II) и, наоборот, производное железа (II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ не окрашивается при добавлении $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, в котором содержится железо (III)? Предложите название для опыта.

Опыт 38

К 0,5-1 мл раствора сульфата меди добавьте столько же раствора гексацианоферрата (II) калия ($\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Отметьте происходящие изменения. Составьте молекулярное и ионное уравнения реакции. Затем в пробирку прилейте небольшими порциями раствор аммиака, добавляя его небольшими порциями и встряхивая каждый раз пробирку для лучшего перемешивания ее содержимого. Каков результат? При объяснении эксперимента используйте представления о константе нестойкости. Составьте уравнение реакции. Предложите название для опыта.

Опыт 39

К 1-2 мл раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ прилейте 0,5-1 мл раствора тиоцианата калия (KSCN). Каков результат? Затем к полученному раствору прилейте небольшими порциями фосфорную кислоту. Каков результат?

Результаты опыта выразите уравнениями протекающих реакций. Оцените устойчивость комплекса. Предложите название для опыта.

На основании опытов 30, 36, 39 расположите лиганды H_2O , PO_4^{3-} , CN^- , NCS^- в порядке понижения их способности образовывать комплексные ионы или в порядке повышения констант нестойкости комплексных ионов.

Сопоставьте полученные вами результаты со справочными данными. Напишите уравнения электролитической диссоциации комплексного иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, выражение и численное значение константы его нестойкости.

ПОЛУЧЕНИЕ ВЕЩЕСТВ И ИССЛЕДОВАНИЕ ИХ СВОЙСТВ

Опыт 40. Исследование свойств вещества

Предложите и обоснуйте план эксперимента по исследованию свойств вещества, указанного преподавателем:

- а) HCl , NaOH , CuSO_4 , ZnO ;
- б) H_2SO_4 , KOH , BaCl_2 , CuO ;
- в) HNO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, Na_2CO_3 , FeO ;
- г) H_3PO_4 , NH_4OH , FeCl_3 , MgO ;
- д) HNO_2 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, FeSO_4 , P_2O_5 ;
- е) H_2CO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, ZnSO_4 , Al_2O_3 ;
- ж) CH_3COOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, NiSO_4 , CO_2 .

Обсудите свой план с преподавателем, а затем проверьте свои предположения экспериментально. Сформулируйте вывод из опыта. Сформулируйте общий вывод на основе данных, полученных вами и вашими партнерами по группе.

Опыт 41. Получение неорганических веществ

Предложите и обоснуйте способы получения вещества:

- а) H_2CO_3 ; б) NaH_2PO_4 ; в) BaSO_4 ; г) Na_2SO_4 ; д) CaCl_2 ; е) $\text{Zn}(\text{OH})_2$;
- ж) $\text{Fe}(\text{OH})_3$; з) NaNO_3 ; и) $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$; к) $\text{Na}_3\text{Cr}(\text{OH})_6$;
- л) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4] \text{SO}_4$.

Обсудите свой план с преподавателем и получите вещество.

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ

Опыт 42. *Качественная реакция на ион аммония*

В пробирку налейте 1–2 мл раствора хлорида аммония и добавьте столько же раствора гидроксида натрия. Нагрейте содержимое пробирки до кипения. В выделяющиеся пары внесите индикаторную бумагу. Отметьте изменение окраски бумаги и исследуйте запах выделяющегося газа. Объясните наблюдаемые явления и составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Сформулируйте вывод из опыта.

Опыт 43. *Качественная реакция на сульфат-ионы*

а) В пробирку внесите 0,5–1 мл раствора сульфата натрия и добавьте столько же раствора хлорида бария. Составьте уравнение протекающей реакции в молекулярном и ионном видах и объясните свои наблюдения. Сформулируйте вывод из опыта.

б) В пробирку внесите 0,5–1 мл раствора сульфата меди и добавьте столько же раствора хлорида бария. Составьте уравнение протекающей реакции в молекулярном и ионном видах и объясните свои наблюдения. Сформулируйте вывод из опыта.

в) В пробирку внесите 0,5–1 мл раствора сульфата алюминия и добавьте столько же раствора хлорида бария. Составьте уравнение протекающей реакции в молекулярном и ионном видах и объясните свои наблюдения. Сформулируйте вывод из опыта.

г) В пробирку внесите 0,5–1 мл раствора сульфата цинка и добавьте столько же раствора хлорида бария. Составьте уравнение протекающей реакции в молекулярном и ионном видах и объясните свои наблюдения. Сформулируйте вывод из опыта.

Сравните данные, полученные в опытах а, б, в, г. Что общего в этих реакциях? Предложите практическое использование исследованных реакций.

Опыт 44. Качественные реакции на ионы металлов

а) Налейте в пробирку 0,5-1 мл раствора сульфата цинка и добавьте 1-2 мл сульфида аммония. Отметьте происходящие изменения. Составьте уравнение протекающей реакции в молекулярном и ионном видах. Сформулируйте вывод из опыта.

б) Налейте в пробирку 0,5-1 мл раствора сульфата никеля (II) и добавьте 1-2 мл сульфида аммония. Отметьте происходящие изменения. Составьте уравнение протекающей реакции в молекулярном и ионном видах. Сформулируйте вывод из опыта.

в) Налейте в пробирку 0,5-1 мл раствора сульфата марганца (II) и добавьте 1-2 мл сульфида аммония. Отметьте происходящие изменения. Составьте уравнение протекающей реакции в молекулярном и ионном видах. Сформулируйте вывод из опыта.

Сравните данные, полученные в опытах а, б, в, г. Что общего в этих реакциях? Предложите практическое использование исследованных реакций.

Опыт 45. Химическая идентификация веществ

Разработайте план эксперимента по идентификации трех растворов: кислоты, основания, соли, предложенных преподавателем. Обсудите свой план с преподавателем, а затем проверьте свои предположения экспериментально, используя для проведения качественных реакций по 0,5-1 мл анализируемого раствора и 2-3 капли реагента. Опишите свои наблюдения, полученные результаты и сформулируйте вывод из опыта.

Студенту следует знать:

1. Определение понятий: оксид (основной, кислотный, амфотерный), кислота, основание, амфотерное основание, соль (средняя, кислая, основная, комплексная, двойная), комплекс, внутренняя сфера, внешняя сфера, координационное число, константа нестойкости комплекса, электролит (сильный, слабый),

константа диссоциации, ионная реакция, молекулярная реакция, синтез, химическая идентификация, качественная аналитическая реакция, реагент, предел обнаружения.

2. Свойства классов неорганических соединений и связь со строением соединений.

3. Направление ионно-обменных реакций.

4. Номенклатуру неорганических соединений.

5. Некоторые качественные реакции и реагенты для идентификации ионов.

Студент должен уметь:

1. Определять возможность или невозможность протекания химической реакции между неорганическими веществами.

2. Составлять формулы соединений и уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионном видах.

3. Называть неорганические соединения в соответствии с международной номенклатурой.

4. Осуществлять синтез (получение), химическую идентификацию оксидов, кислот, оснований, солей, в том числе комплексных.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Сформулируйте определения следующих понятий:

1) оксид (основной, кислотный, амфотерный); 2) кислота; 3) основание; 4) амфотерное основание; 5) соль (средняя, кислая, основная, комплексная, двойная); 6) комплекс; 7) внутренняя сфера; 8) внешняя сфера; 9) координационное число; 10) константа нестойкости комплекса; 11) электролит (сильный, слабый); 12) константа диссоциации электролита; 13) ионная реакция; 14) молекулярная реакция; 15) синтез; 16) химическая идентификация; 17) качественная аналитическая реакция; 18) реагент; 19) предел обнаружения.

2. Перечислите химические свойства: 1) кислотных оксидов; 2) основных оксидов; 3) амфотерных оксидов; 5) оснований; 6) кислот; 7) солей.

3. Что такое амфотерность гидроксидов?

4. Приведите пример вещества и составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном видах, отражающие его химические свойства:

1) оксид; 2) кислота; 3) основание; 4) средняя соль; 5) кислая соль; 6) основная соль; 7) комплексная соль; 8) амфотерный гидроксид. Назовите исходные вещества и продукты реакции.

5. Покажите взаимосвязь средних, кислых и основных солей. Приведите примеры.

6. Перечислите способы получения и приведите примеры: 1) средних солей; 2) кислых солей; 3) кислот; 4) оснований; 5) комплексных соединений.

7. Приведите примеры, отражающие генетическую связь оксидов, оснований, кислот, солей.

8. От каких факторов зависит константа диссоциации электролита?

9. От каких факторов зависит константа нестойкости комплекса?

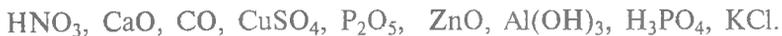
10. К какому классу неорганических соединений относится каждое из перечисленных ниже веществ? Назовите их.

ZnO , HgS , $CuCl_2$, CaO , $Mg(HS)_2$, CO_2 , AlF_3 , $CaCO_3$,
 H_3PO_4 , $Mg(OH)_2$, $Ca(HCO_3)_2$, $Al(OH)_2Cl$.

11. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации и выражения констант диссоциации следующих электролитов: 1) сероводородная кислота; 2) борная кислота; 3) сернистая кислота; 4) гидроксид железа (III); 5) гидроксид никеля (II); 6) ортофосфорная кислота; 7) гидроксид алюминия.

12. Какие из перечисленных ниже веществ будут реагировать с гидроксидом натрия? Назовите исходные вещества и продукты

реакций. Напишите в молекулярном и ионном видах уравнения реакций.



13. Составьте в молекулярном и ионном видах уравнения реакций, с помощью которых можно превратить следующие кислые и основные соли в средние. Назовите исходные вещества и продукты реакций.



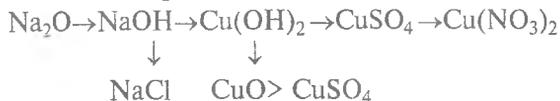
14. Составьте в молекулярном и ионном видах уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

железо → оксид → железа (III) → сульфат железа (III) → гидроксид железа (III) → нитрат гидроксожелеза (III) → нитрат железа (III).

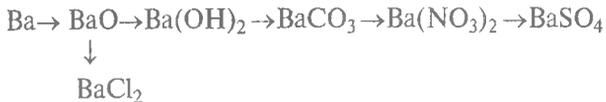
15. Составьте в молекулярном и ионном видах уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

кальций → оксид кальция → гидроксид кальция → нитрат кальция
↓
гидроксид кальция → хлорид кальция.

16. Составьте в молекулярном и ионном видах уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



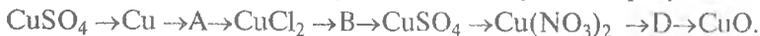
17. Составьте в молекулярном и ионном видах уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



18. Составьте в молекулярном и ионном видах уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

олово → хлорид олова (II) → хлорид гидроксоолова (II) → гидроксид олова (II) → нитрат олова (II).

19. Составьте в молекулярном и ионном видах уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Назовите вещества А, В, D.

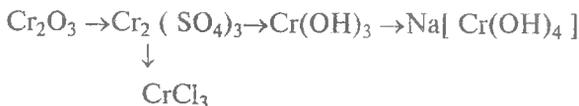
20. Составьте в молекулярном и ионном видах уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



21. Составьте в молекулярном и ионном видах уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



22. Составьте в молекулярном и ионном видах уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



24. Предложите и обоснуйте три различных способа получения хлорида железа (III).

25. Составьте в молекулярном и ионном видах уравнения четырех реакций, в результате которых образуется бромид натрия.

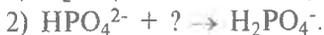
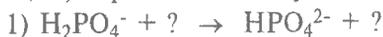
26. Напишите в молекулярном и ионном видах уравнения реакций, при помощи которых исходя из четырех простых веществ - калия, серы, кислорода, водорода, можно получить три средние соли, три кислоты и три кислые соли.

27. Напишите в молекулярном и ионном видах уравнения реакций, при помощи которых можно получить шесть средних солей, используя сульфид железа (II), кислород, растворы гидроксида натрия, соляной и серной кислот.

28. Напишите в молекулярном и ионном видах уравнения реакций, при помощи которых можно получить хлорид гидроксомеди (II), гидросульфид калия, гидрокарбонат кальция, сульфат гидроксоцинка.

29. Какая соль образуется при смешении равных объемов аммиака и сероводорода? Напишите уравнение реакции.

30. Допишите ионные и составьте молекулярные уравнения для реакций, выраженных следующими схемами:



31. Что получится в результате взаимодействия в растворе 1 моля ортофосфорной кислоты и 1 моля гидрофосфата калия? Напишите в молекулярном и ионном видах уравнение реакции.

32. В пяти пробирках без надписей находятся растворы следующих веществ: сульфат натрия, карбонат натрия, хлорид натрия, гидроксид натрия. С помощью каких реагентов можно определить, где какое вещество находится? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

33. В пяти пробирках без надписей находятся растворы следующих веществ: BaCl_2 , NaCl , FeCl_2 , ZnCl_2 , NH_4Cl . С помощью каких реагентов можно определить, где какое вещество находится? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

34. В трех пробирках без надписей находятся растворы следующих веществ: нитрат кальция, соляная кислота, карбонат натрия. Как, не используя других реактивов, различить эти растворы. Дайте обоснованный ответ.

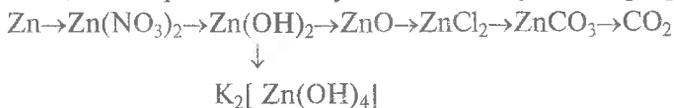
35. Для указанных элементов написать соответствующие формулы оксидов, оснований, кислот, дать названия и указать характерные свойства.

1) Na, S, Al; 2) P, K, Zn; 3) Fe, Cr, Ba; 4) Cu, N, Pb;
5) Ni, Cl, Ca.

36. В семи пробирках находятся следующие вещества: HNO_3 ; H_2S ; Fe_2O_3 ; AgNO_3 ; NaCl ; KOH ; NH_3 . Что произойдет, если в пробирки добавить раствор сульфата цинка? Ответ обоснуйте. Назовите исходные вещества по международной номенклатуре.

37. В семи пробирках находятся следующие вещества: NiO ; CH_3COONa ; SiO_2 ; NaNO_3 ; FeOCl ; $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{Cl}$; $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Что произойдет, если в пробирки добавить раствор соляной кислоты? Ответ обоснуйте. Назовите исходные вещества по международной номенклатуре.

38. Составьте в молекулярном и ионном видах уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



39. Предложите и обоснуйте не менее пяти способов получения соли хлорид натрия.

40. Предложите и обоснуйте не менее восьми способов получения средних солей.

41. Предложите и обоснуйте два способа получения сероводорода, исходя из серы, железа и раствора соляной кислоты.

42. Как с помощью химических реакций доказать, что данное вещество - хлорид аммония?

43. При сливании 1 л 0,1 М раствора FeCl_3 и 1 л 0,6 М раствора KCN получается раствор, в котором методами качественного химического анализа не обнаруживаются ионы Fe^{3+} и CN^- , но обнаруживаются ионы Cl^- и K^+ . Напишите уравнение реакции. Назовите соединение по международной номенклатуре.

44. Хлорид кобальта (III) образует с аммиаком соединения следующего состава: $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$; $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$; $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$;

$\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$. Действие раствора AgNO_3 приводит к практическому осаждению всего хлора из первых двух соединений, около $2/3$ хлора - из третьего соединения и около $1/3$ хлора - из четвертого. Измерения электрической проводимости растворов этих соединений показывают, что первое и второе распадаются на четыре иона, третье - на три, а четвертое - на два иона. Каково координационное строение указанных соединений? Напишите уравнения их распада на ионы. Назовите соединения по международной номенклатуре.

45. Измерение электрической проводимости раствора соединения состава $\text{CoCl}_2\text{NO}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ показывает, что оно распадается на три иона. Действие раствора AgNO_3 приводит к практическому осаждению всего хлора из соединения. Каково координационное строение соединения? Напишите уравнение его распада на ионы. Назовите соединение по международной номенклатуре.

46. Измерение электрической проводимости раствора соединения состава $\text{CoCO}_3\text{Cl} \cdot 4\text{NH}_3$ показывает, что оно распадается на два иона. Действие раствора AgNO_3 приводит к практическому осаждению всего хлора из соединения. В растворе соли не обнаружены NH_3 и ионы CO_3^{2-} . Каково координационное строение соединения? Напишите уравнение распада его на ионы. Назовите соединение по международной номенклатуре.

47. Измерение электрической проводимости раствора соединения состава $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot \text{SCN} \cdot 5\text{NH}_3$ показывает, что оно распадается на три иона. Действие раствора, содержащего Fe^{3+} , не приводит к образованию красного окрашивания. Каково координационное строение соединения? Напишите уравнение распада его на ионы. Назовите соединение по международной номенклатуре.

48. Каково координационное строение соли состава $\text{Fe}(\text{CN})_2 \cdot 4\text{KCN}$, если раствор не обнаруживает реакций, характерных для ионов Fe^{2+} и CN^- ? Исследования показали, что в разбавленном растворе соль распадается на пять ионов. Напишите уравнение распада его на ионы.

49. Вычислите заряды следующих комплексных ионов, образованных хромом (III), никелем (II), платиной (II), палладием (II): $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]$; $[\text{Cr}(\text{CN})_6]$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{NO}_2]$; $[\text{Ni}(\text{CN})_6]$; $[\text{PdH}_2\text{O}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]$.

50. Координационные числа платины (II), палладия (II) равны четырем. Напишите уравнения распада на ионы следующих соединений:

- 1) $\text{PtCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$; 2) $\text{PdCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$; 3) $\text{PtCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$;
4) $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$; 5) $\text{PtCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 4\text{NH}_3$; 6) $\text{Pd}(\text{NO}_2)_2 \cdot 2\text{NH}_3$.

Назовите соединения по международной номенклатуре.

51. Какие из перечисленных веществ будут реагировать друг с другом? Дайте обоснованный ответ и назовите продукты реакций.

1) Сера, соляная кислота, карбонат калия, водород, кислород, натрий, медь.

2) Барий, кислород, вода, оксид меди (II), гидроксид калия, гидроксид цинка.

3) Оксид серы (IV), соляная кислота, оксид натрия, гидроксид калия, вода.

4) Хлор, магний, азотная кислота, хлорид калия, сульфат меди, гидроксид магния.

5) Гидроксид натрия, оксид углерода (IV), алюминий, кислород, хлорид магния.

6) Оксид меди (II), вода, оксид серы (IV), азотная кислота, оксид бария.

7) Оксид железа (II), соляная кислота, цинк, гидроксид натрия, хлорид меди (II).

8) Медь, соляная кислота, гидроксид натрия, цинк, сульфат меди (II).

9) Сульфат калия, алюминий, кислород, гидроксид калия, нитрат калия.

10) Оксид свинца (II), вода, азотная кислота, оксид серы (IV), гидроксид калия.

11) Серная кислота, магний, оксид алюминия, гидроксид кальция, оксид углерода (IV).

12) Дигидрофосфат кальция, гидроксид кальция, фосфорная кислота, цинк, сульфат меди (II).

13) Гидроксид натрия, медь, нитрат серебра, соляная кислота, оксид меди (II), вода.

14) Сера, кислород, гидроксид бария, оксид серы (IV), магний, хлорид меди (II).

15) Сульфит калия, азотная кислота, гидроксид натрия, цинк, хлорид натрия.

16) Оксид кальция, гидроксид кальция, оксид углерода (IV), сульфат калия, азотная кислота.

17) Железо, гидроксид натрия, кислород, нитрат свинца, оксид азота (I), соляная кислота, оксид свинца (II).

18) Алюминий, хлорид натрия, гидроксид натрия, нитрат серебра, сульфат меди (II), сера, хлорид бария.

19) Хлорид гидроксоцинка, гидроксид натрия, сульфид калия, алюминий, соляная кислота.

20) Нитрат бария, гидрофосфат кальция, фосфорная кислота, оксид калия, сера, водород, алюминий.

21) Цинк, сульфат меди (II), гидроксид калия, сера, водород, алюминий.

22) Сульфат гидроксомеди, нитрат бария, гидроксид цинка, азотная кислота, гидроксид натрия.

23) Медь, кислород, оксид серы (IV), соляная кислота, оксид меди (II), гидроксид калия.

24) Нитрат гидроксиалюминия, азотная кислота, оксид свинца (II), гидроксид натрия, оксид бария.

25) Серная кислота, магний, нитрат меди (II), хлор, водород, оксид алюминия.

26) Оксид меди (II), серная кислота, оксид фосфора (V), вода, серебро, нитрат бария, хлорид калия.

27) Гидроксид натрия, оксид кальция, оксид углерода (II), оксид серы (IV), цинк, соляная кислота, сульфат меди (II).

28) Серная кислота, карбонат калия, сероводород, нитрат меди (II), гидроксид бария.

29) Азотная кислота, медь, цинк, гидроксид калия, нитрат свинца, серная кислота.

30) Сульфид натрия, соляная кислота, нитрат меди (II), гидроксид натрия, свинец.

31) Хромат калия, нитрат свинца, железо, серная кислота, гидроксид бария.

32) Хлорид натрия, гидроксид калия, сульфат хрома (III), оксид хрома (VI), азотная кислота, вода.

33) Сульфат дигидроксоалюминия, хлорид калия, нитрат серебра, оксид серы (IV), гидроксид натрия.

34) Нитрат кальция, гидроксид никеля (II), гидроксид алюминия, оксид углерода (IV), карбонат кальция, соляная кислота.

35) Оксид хлора (VII), гидрокарбонат натрия, серная кислота, гидроксид натрия, нитрат бария, железо.

36) Оксид серы (IV), нитрат кальция, оксид магния, карбонат натрия, хлорид цинка, гидроксид натрия.

37) Хлорид гидроксожелеза (III), соляная кислота, сульфид натрия, гидроксид калия, свинец.

38) Гидроксид алюминия, гидроксид бария, сульфат алюминия, магний, хлор.

39) Гидроксид кадмия, оксид калия, оксид углерода (IV), карбонат магния, нитрат никеля, ортофосфорная кислота.

40) Кальций, сульфат меди (II), соляная кислота, гидроксид натрия, сульфит натрия.

41) Фосфат дигидроксожелеза (III), гидроксид калия, ортофосфорная кислота, оксид мышьяка (V), цинк.

42) Гидрохромат калия, гидроксид калия, хлорид магния, оксид хрома (III), медь.

43) Сульфат гидроксоникеля, соляная кислота, оксид хрома (II), гидроксид натрия, нитрат свинца, медь.

44) Дигидрофосфат магния, карбонат калия, ортофосфорная кислота, оксид хрома (III), гидроксид калия.

45) Калий, хлорид цинка, сера, вода, серная кислота, сульфат гидроксоалюминия, гидроксид бария.

46) Хромовая кислота, нитрат меди (II), железо, хлор, гидроксид цинка, гидроксид калия.

47) Оксид свинца (II), азотная кислота, гидроксид натрия, хлорид натрия, нитрат серебра, оксид железа (III).

48) Оксид фосфора (V), вода, оксид цинка, соляная кислота, гидроксид бария, сульфат натрия.

49) Калий, оксид свинца (IV), хлор, гидроксид натрия, вода, азотная кислота, нитрат гидроксомеди.

50) Цинк, нитрат алюминия, хлорид бария, серная кислота, гидроксид калия, сульфат меди (II).

51) Нитрат гидроксохрома (III), гидроксид калия, азотная кислота, гидроксид свинца (II), оксид углерода (II), хлорид натрия, нитрат уранила.

52) Оксид кальция, оксид фосфора (V), хлороводородная кислота, гидроксид натрия, сульфат меди (II), сульфид калия.

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. *Коровин Н.В.* Общая химия. М.: Высш. шк., 1999. 559 с.
2. *Глинка Н.Л.* Задачи и упражнения по общей химии. Л.: Химия, 1999. 272 с.
3. *Глинка Н.Л.* Общая химия. Л.: Химия, 2000. 720 с.

Учебное издание

**КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ
СОЕДИНЕНИЙ**

*Методические указания
к лабораторной работе*

Составители: *Расщепкина Наталья Афанасьевна
Костица Валентина Игнатьевна*

Редактор Л. Я. Чегодаева
Компьютерная верстка О. А. Ананьев

Подписано в печать 16.05.2005 г. Формат 60x84 1/16.

Бумага офсетная. Печать офсетная.

Усл.печ.л. 2,56. Усл.кр.- отт. 2,68. Уч. – изд.л. 2,75.

Тираж 500 экз. Заказ 35. Арт.С-27/2005.

Самарский государственный аэрокосмический
университет. 443086 Самара, Московское шоссе, 34.

РИО Самарского государственного аэрокосмического
университета. 443086 Самара, Московское шоссе, 34.