

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ Федеральное
государственное автономное образовательное учреждение высшего образования «СЕВЕРО-
КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Методические указания
к выполнению лабораторных работ по дисциплине

«Общая и неорганическая химия»

Направление подготовки
Направленность (профиль)

19.03.01 Биотехнология
Промышленная биотехнология

Ставрополь 2026

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ

Работа 1. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Вещества подразделяются на простые и сложные. Простые вещества состоят из атомов одного химического элемента, а сложные – из атомов различных элементов. Сложные вещества называются химическими соединениями.

ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА подразделяются на металлы и неметаллы. К неметаллам относятся вещества, образованные атомами двадцати двух химических элементов: водорода, благородных газов, галогенов, кислорода, серы, селена, теллура, азота, фосфора, мышьяка, углерода, кремния, бора. Все остальные химические элементы и их простые вещества – металлы.

Металлы в химических реакциях только отдают электроны, то есть являются восстановителями, поэтому в соединениях их атомы находятся только в положительных степенях окисления. Неметаллы в реакциях могут принимать и отдавать электроны, т.е. вести себя и как окислители, и как восстановители, поэтому степени окисления неметаллов в соединениях могут быть как отрицательными, так и положительными.

СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА (химические соединения) очень многочисленны и разнообразны по составу и свойствам. Изучение веществ облегчает их классификация, так как, зная особенности класса соединений, можно охарактеризовать свойства их отдельных представителей.

Основными классами неорганических соединений являются оксиды, гидроксиды и соли.

Оксидами называются бинарные соединения химических элементов с кислородом, в которых степень окисления кислорода равна –2.

По химическим свойствам оксиды подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие или безразличные (CO, NO, N₂O). Солеобразующие оксиды, в свою очередь, подразделяются на основные (Na₂O, CaO, FeO и др.), кислотные (SO₂, SO₃, SiO₂, CO₂ и т.д.) и амфотерные (ZnO, Al₂O₃, Cr₂O₃, SnO и др.).

Гидроксидами являются соединения солеобразующих оксидов с водой. По типу и продуктам электролитической диссоциации в водных растворах и по химическим свойствам гидроксиды подразделяются на основания (NaOH, KOH, Mg(OH)₂, Ba(OH)₂, Fe(OH)₃ и др.), кислоты (H₂SO₃, H₂SO₄, HNO₃, H₃PO₄, HClO₄ и др.) и амфотерные гидроксиды, или амфолиты (Be(OH)₂, Zn(OH)₂, Sn(OH)₂, Sn(OH)₄, Al(OH)₃, Cr(OH)₃, Mn(OH)₄ и др.).

Соли представляют собой продукты замещения атомов водорода в кислоте на металл или гидроксид-анионов в основаниях на кислотный остаток. Согласно теории электролитической диссоциации, солями называются вещества, при диссоциации которых образуются катионы металлов (а также NH_4^+ - катион аммония) и анионы кислотных остатков. Соли подразделяются на нормальные, или средние (Na_2SO_4 , K_2S , Na_2SiO_3 и др.), кислые, или гидросоли (NaHCO_3 , KHSO_4 , NaHS и др.), основные, или гидроксоли (ZnOHCl , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$ и т. д.), двойные (KNaCO_3 , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ и др.), смешанные (CaClOCl , или CaOCl_2 , $\text{Sr}(\text{HS})\text{Cl}$ и др.) и оксоли (SbOCl , BiONO_3 , TiOCl_2 и др.).

Существуют соединения, которые не относятся к основным классам веществ: гидриды, карбиды, нитриды, сульфокислоты и сульфосоли, комплексные соединения и др. Они изучаются на занятиях по химии элементов и их соединений.

Экспериментальная часть

Целью работы является получение и исследование свойств наиболее распространенных простых веществ и соединений.

Опыт 1. Получение и свойства водорода

Водород входит в состав кислот, оснований, кислых и основных солей и наиболее распространенного на Земле вещества – воды. Он применяется как восстановитель при получении металлов и во многих органических синтезах. В недалеком будущем водород будет использоваться как горючее вместо бензина, керосина, мазута, газа и угля, так как при его горении не образуется вредных примесей. Водород в промышленности получают конверсией метана, электролизом воды, а в лабораториях – из кислот при их взаимодействии с металлами.

В пробирку поместить 2–3 гранулы цинка и прилить соляной кислоты до $\frac{1}{3}$ объема пробирки. Выделяющийся водород в течение 3–4 мин собирать в перевернутую вверх дном более широкую пробирку. Не переворачивая пробирку, поднести к ней горящую спичку. Водород загорается с легким звуком «па».

В отчете написать уравнение реакции цинка с соляной кислотой, указать окислитель и восстановитель, составить электронные схемы окисления и восстановления. Объяснить, почему выделяющийся водород необходимо собирать, держа пробирку отверстием вниз. Указать, какие металлы, кроме цинка, можно использовать для получения водорода из соляной кислоты.

Опыт 2. Получение и свойства кислорода

Кислород – самый распространенный на Земле химический элемент: около половины (47 % по массе) вещества земной коры приходится на кислород. Без кислорода невозможна жизнь, так как он поддерживает дыхание человека и животных. С его помощью сжигают топливо, получая тепло и электроэнергию. Кислород содержится в воздухе и в химических соединениях – воде, оксидах, гидроксидах, солях, органических веществах. Для промышленных целей кислород получают ректификацией жидкого воздуха, а в лабораториях – из веществ, которые при нагревании разлагаются с его выделением (KMnO_4 , KClO_3 , BaO_2).

В сухую пробирку поместить два микрошпателя хлората калия KClO_3 (бертолетова соль), опустить в неё тлеющую лучинку. Пробирку нагреть на спиртовке. Через некоторое время от начала нагревания тлеющая лучинка вспыхивает. Повторить опыт со смесью бертолетовой соли и оксида марганца (IV), смешанных в соотношении приблизительно 4:1 по объему порошков.

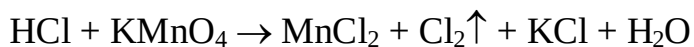
В отчете записать уравнение разложения KClO_3 и объяснить, почему вспыхивает тлеющая лучинка. Объяснить, почему во втором опыте время от начала нагревания пробирки до вспыхивания лучинки меньше, чем в первом. Какую роль во втором опыте играет оксид марганца (IV)?

Опыт 3. Получение и свойства хлора

Самая мрачная страница в истории хлора – применение его в первой мировой войне в качестве боевого отравляющего вещества. Это произошло на одном из западных участков фронта, где англо-французские войска вели сражение с германской армией. Утром 22 апреля 1915 года германское командование провело первую в истории войн газовую атаку, выпустив около 180 т хлора. Облако тяжелого ядовитого желто-зеленого газа поразило более 15 тысяч человек, причем около пяти тысяч – насмерть. Это напоминает, как опасен хлор, поэтому все опыты с ним необходимо проводить только в вытяжном шкафу.

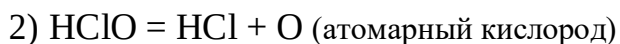
Хлор применяется для отбеливания бумаги и тканей, для получения соляной кислоты и хлорорганических соединений, среди которых наиболее известен поливинилхлорид (ПВХ), используемый для изоляции электрических проводов и изготовления деталей радиоаппаратуры.

1. *Получение хлора.* В сухую пробирку внести два микрошпателя перманганата калия и 20 капель концентрированной соляной кислоты. Наблюдать протекание реакции:



В уравнении реакции указать окислитель и восстановитель, написать электронные схемы окисления и восстановления, определить и расставить стехиометрические коэффициенты.

2. *Отбеливающие свойства хлора.* Три пробирки заполнить на $\frac{1}{3}$ объема хлорной водой. В одну поместить лоскутки цветной материи, в другую – окрашенную бумагу, в третью прилить любого органического красителя. Через некоторое время всё, что было окрашено, обесцвечивается. Отбеливающие свойства хлора объясняются протеканием двух последовательных реакций:



Атомарный кислород – сильнейший окислитель. Он окисляет органические красители и тем самым отбеливает материалы. Этими же реакциями объясняется применение хлора для дезинфекции помещений и для обеззараживания водопроводной воды. В отчете показать, у каких элементов изменяется степень окисления в реакциях 1 и 2. К каким типам относятся эти окислительно-восстановительные реакции?

Опыт 4. Получение металлов

Каждый металл вытесняет из растворов солей все другие металлы, расположенные в электрохимическом ряду активности металлов (ряд напряжений металлов) правее его. Это свойство используется для получения многих металлов.

Приготовить три пробирки. В первую пробирку внести 20 капель раствора сульфата меди (II), во вторую – столько же раствора сульфата кадмия, в третью – нитрата свинца (II). В каждую пробирку опустить по одной грануле цинка. Наблюдать протекание реакций с выделением меди, кадмия и свинца на поверхности цинка. В отчете записать уравнения реакций, указать в каждой окислитель и восстановитель, составить электронные схемы окисления и восстановления.

Опыт 5. Получение и свойства оксидов

1. *Получение оксида магния.* Серебристо-белый легкий металл магний при 500 °С вспыхивает и быстро сгорает ослепительно ярким пламенем. Горение сопровождается излучением света и выделением большого количества тепла. На сильном выделении света при горении магния основано его применение для изготовления осветительных ракет и в фотографии (магниева вспышка). Образующийся оксид MgO (жженная магнезия) применяется в медицине как средство от изжоги, как сорбент и катализатор, он входит в состав огнеупорных изделий.

Взять щипцами небольшой кусочек стружки магния и поджечь его пламенем спиртовки. Горящий магний держать над фарфоровой чашкой. В чашку с образовавшимся оксидом магния добавить несколько миллилитров воды, размешать стеклянной палочкой и определить среду раствора индикатором фенолфталеином или универсальной индикаторной бумагой.

В отчете описать опыт, составить уравнения реакций горения магния и взаимодействия оксида магния с водой, объяснить среду раствора и сделать вывод о химической природе оксида магния.

2. *Получение оксида хрома (III) разложением соли.* Темно-зеленый оксид хрома Cr_2O_3 получают разложением гидроксида хрома (III) или хромосодержащих солей. Он применяется в качестве пигмента, катализатора, полирующего материала, вводится в стёкла для их окраски.

В фарфоровую чашку поместить небольшой горкой кристаллический дихромат аммония и ввести в центр горки горящую спичку. Наблюдать разложение соли, которое вначале идет медленно, а затем убыстрится. Схема реакции:



Описать опыт и указать, какое природное явление он напоминает в уменьшенном масштабе. Переписать схему реакции, составить к ней электронные схемы окисления и восстановления, определить стехиометрические коэффициенты перед веществами и тип реакции.

3. *Получение CO_2 в аппарате Киппа.* Оксид углерода (IV) – углекислый газ – содержится в небольшом количестве в атмосфере (0,03 %) и в растворенном виде в некоторых минеральных источниках. В технике его получают прокаливанием известняка по реакции:



а в лабораториях – разложением мрамора соляной кислотой в аппарате Киппа по уравнению:



Главным потребителем углекислого газа является пищевая промышленность: производство сахара, пива, газированной воды. Он применяется также в качестве хладагента (сухой лед), для тушения пожаров и в качестве нагнетающего газа для перекачки легковоспламеняющихся жидкостей. В химической промышленности диоксид углерода используется при получении кальцинированной соды – карбоната натрия Na_2CO_3 .

В течение примерно трех минут большую пробирку наполнять углекислым газом из аппарата Киппа, затем внести в неё 10–15 капель раствора NaOH, тотчас закрыть пробирку смоченным водой большим пальцем и встряхнуть, после чего пробирка свободно повисает на пальце. Углекислый газ взаимодействует со щелочью, в результате чего в пробирке образуется вакуум и внешнее давление прочно прижимает ее к пальцу. Эту реакцию применяют в промышленности для удаления CO_2 из газовых смесей.

Углекислый газ тяжелее воздуха, поэтому его можно «переливать», как воду. В течение примерно трех минут заполнять углекислым газом химический стакан емкостью 100 мл. Затем «перелить» газ во второй стакан и опустить в него горящую лучинку. Пламя гаснет, так как углекислый газ не поддерживает горения.

В отчете нарисовать аппарат Киппа (рис. 1) и описать принцип его действия. Написать уравнение реакции получения углекислого газа и его взаимодействия с NaOH. Сделать вывод о химической природе этого оксида.

4. Изучение свойств оксида цинка. Оксид цинка имеется в каждом помещении, где окна и двери окрашены белой краской. Эта краска (цинковые белила) является самой распространенной из всех белил. Оксид цинка применяется также при изготовлении белой резины, в косметике и в медицине.

В две пробирки поместить по одному микрошпателью порошкообразного оксида цинка. В первую пробирку добавить 15–20 капель одномолярной серной кислоты, а в другую – столько же 30%-го раствора гидроксида натрия. Для ускорения реакций подогреть пробирки на спиртовке. Записать уравнения реакций и сделать вывод о химической природе оксида цинка.

Опыт 6. Получение и исследование свойств щелочей

Гидроксиды-основания подразделяются на растворимые и нерастворимые. Растворимые основания – это гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. Они называются щелочами. Самое распространенное среди щелочей вещество – гидроксид натрия (едкий натр). По масштабам производства и применения он занимает среди неорганических веществ третье место после серной кислоты и карбоната натрия. В промышленности его получают электролизом раствора хлорида натрия, а в лабораторных условиях – взаимодействием натрия с водой. Эта реакция протекает бурно с разбрызгиванием получаемой щелочи, поэтому при проведении опыта необходимо соблюдать осторожность.

1. *Получение гидроксида натрия.* В фарфоровую чашку или кристаллизатор налить до половины дистиллированной воды. Из банки, в которой находится натрий под слоем керосина, пинцетом извлечь натрий, осушить фильтровальной бумагой от керосина, отрезать ножом кусочек (не более половины горошины) и опустить в воду. После окончания реакции определить с помощью индикатора среду полученного раствора.

В отчете описать опыт и объяснить наблюдаемые эффекты (шипение, «бегание» кусочка по поверхности, разбрызгивание и т.д.). Написать уравнение реакции получения NaOH. Объяснить, почему щелочные металлы хранят под слоем керосина. Составить список всех щелочей (их должно быть десять).

2. *Взаимодействие щелочи с кислотой.* В результате реакций щелочей с кислотами среда раствора становится нейтральной, поэтому эти реакции называются реакциями нейтрализации. Независимо от состава взаимодействующих щелочей и кислот, все реакции нейтрализации выражаются одним и тем же ионным уравнением:



Реакции нейтрализации фиксируются по изменению окраски индикаторов.

Заполнить пробирку десятью каплями раствора гидроксида натрия и добавить одну каплю индикатора фенолфталеина. Затем прибавлять по каплям соляную кислоту до изменения окраски раствора. Опыт повторить несколько раз, заменив фенолфталеин сначала на метилоранж, а затем на другие имеющиеся индикаторы.

В отчете написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде, начертить и заполнить таблицу окраски индикаторов в различных средах.

Название индикатора	Цвет индикатора в различных средах		
	в кислой	в нейтральной	в щелочной

Опыт 7. Получение и исследование свойств малорастворимых оснований

Большинство металлов, кроме щелочных и щелочно-земельных, образуют малорастворимые в воде основания. Они применяются как сорбенты, катализаторы, красители и как исходные вещества при получении солей, оксидов и других соединений.

Из имеющихся реактивов получить малорастворимые основания: гидроксид меди (II), гидроксид никеля (II) и гидроксид железа (III). Написать уравнения реакций, указать цвет осадков.

Пробирку с гидроксидом меди (II) подогреть на спиртовке до изменения цвета осадка (потемнения). Написать уравнение реакции разложения $\text{Cu}(\text{OH})_2$ при нагревании.

Из остальных трех пробирок осторожно слить жидкость и к оставшимся осадкам добавлять по каплям соляную кислоту, наблюдать исчезновение осадков. Написать уравнения протекающих реакций.

Опыт 8. Получение и исследование свойств амфотерных оснований

Амфотерность – интересное явление, характерное для многих гидроксидов. Оно означает их способность проявлять свойства как оснований, так и кислот, и проявляется тем сильнее, чем меньше радиус металла и выше его степень окисления (валентность). Поэтому среди гидроксидов одновалентных металлов амфотерные отсутствуют, среди двухвалентных их только пять ($\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Ge}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$ и $\text{Pb}(\text{OH})_2$), среди трехвалентных – большинство ($\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Sc}(\text{OH})_3$ и др.), а гидроксиды четырехвалентных металлов все являются сильно амфотерными. Гидроксиды металлов в более высоких степенях окисления уже являются кислотами (H_2CrO_4 , HMnO_4 , HVO_3).

Получить в пробирке гидроксид цинка, добавляя к раствору его соли раствор разбавленного гидроксида натрия (осторожно, по каплям). Половину полученного осадка перенести в другую пробирку. На оставшийся в первой пробирке осадок подействовать соляной кислотой, на содержимое второй пробирки – тем же раствором NaOH .

В отчете описать опыт и наблюдения. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций: а) получения гидроксида цинка; б) его взаимодействия с HCl ; в) его взаимодействия с раствором NaOH . Написать схемы электролитической диссоциации $\text{Zn}(\text{OH})_2$ по типу основания и кислоты. Провести и описать такой же опыт по получению и исследованию свойств гидроксида алюминия, ответить на те же вопросы.

Опыт 9. Получение и исследование свойств кислот

1. *Получение соляной кислоты из её соли.* Промышленный способ получения соляной кислоты – синтез из хлора и водорода. Эта реакция является классическим примером цепной реакции, на свету она может принимать взрывной характер, поэтому в учебных лабораториях её не проводят. В отдельных случаях применяется старый способ получения соляной кислоты – взаимодействием хлорида натрия с серной кислотой.

В сухую пробирку поместить один микрошпатель хлорида натрия и несколько (8–10) капель концентрированной серной кислоты (опыт проводить в вытяжном шкафу!). Наблюдать выделение бесцветного газа. Поднести к пробирке смоченную дистиллированной водой синюю лакмусовую бумагу и наблюдать изменение её окраски.

В отчете описать опыт и наблюдения, записать уравнение реакции, объяснить изменение окраски индикатора.

2. *Взаимодействие соляной кислоты с металлами.* В четыре пробирки налить по 10 капель разбавленной соляной кислоты. В первую опустить кусочек магния, во вторую – железа, в третью – цинка, в четвертую – меди. В отчете записать уравнения протекающих реакций. Объяснить, почему в четвертой пробирке реакция не идет.

3. *Взаимодействие азотной кислоты с оксидами.* В три пробирки поместить по одному микрошпателью оксидов цинка, меди и хрома. В каждую пробирку внести по 10 капель азотной кислоты, наблюдать протекание реакций. В отчете записать уравнения реакций.

4. *Взаимодействие серной кислоты с солями.* В три пробирки поместить по 10 капель растворов хлорида бария, нитрата свинца (II) и карбоната натрия. В каждую пробирку добавить по 5–6 капель серной кислоты. Наблюдать образование осадков в первых двух пробирках и выделение газа в третьей. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. В общем выводе к опыту 10 сформулировать отношение кислот к металлам, оксидам, основаниям и солям.

Опыт 10. Получение солей и их свойства

1. *Получение солей свинца и серебра.* К пяти каплям раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ прибавить 5 капель раствора любого хлорида, например KCl . Наблюдать выпадение осадка PbCl_2 . Самостоятельно подобрать реактивы и получить сульфат свинца PbSO_4 и йодид свинца PbI_2 . Описать опыты, записать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Подобрать необходимые реактивы и получить галогениды серебра: хлорид, бромид и йодид. Обратит внимание на различную окраску полученных солей (что используется в качественном анализе). Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

2. *Взаимодействие солей со щелочами.* В трех пробирках провести реакции растворов солей никеля (NiSO_4), железа (FeCl_3) и меди (CuSO_4) с гидроксидом натрия (NaOH). Описать опыт, записать уравнения реакций.

3. *Взаимодействие солей с солями.* В трех пробирках смешать растворы солей: в первой BaCl_2 и Na_2CO_3 , во второй $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и CuSO_4 , в третьей KNO_3 и NaCl . Написать уравнения реакций в первой и второй пробирках. Объяснить, почему в третьей пробирке реакция не идет.

4. *Взаимодействие солей с кислотами.* Соли взаимодействуют с кислотами в том случае, если образующаяся новая соль или кислота выпадает в осадок. Реакции солей с кислотами с образованием новых нерастворимых солей были проведены в опыте 9.4. В этом опыте следует получить одну из немногих малорастворимых кислот. Для этого налить в пробирку 4–6 капель раствора силиката натрия и добавить по каплям разбавленную соляную кислоту. Наблюдать образование гелеобразного осадка метакремниевой кислоты. В отчете описать внешние признаки геля кремниевой кислоты, написать уравнение реакции.

5. *Окислительные свойства солей* (опыт «огонь – художник»). Нитраты щелочных металлов при нагревании выделяют кислород, поэтому используются как окислители в составе спичек, зажигательных смесей, пороха, ракетного горючего.

Концентрированным раствором KNO_3 сделать рисунок на фильтровальной бумаге в виде спирали (линия должна быть непрерывной, без пересечений). Конец линии отметить карандашом. Подождать высыхания и исчезновения рисунка, после чего прикоснуться тлеющей спичкой к метке. Огонь продвигается по рисунку, «проявляя» его.

Описать и объяснить опыт. В общем выводе к опыту 11 перечислить способы получения солей и их важнейшие химические свойства.

Контролирующие задания

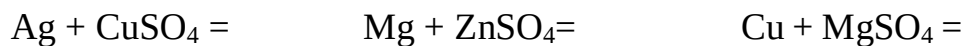
1. Какие вещества называются простыми, по каким свойствам они подразделяются на металлы и неметаллы?

2. Среди оксидов (CaO , SnO , NO , SO_3) найти амфотерный и показать его амфотерность уравнениями реакций.

3. Распределите предложенные соединения (Na_2SO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, HAlO_2 , SbOCl , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$, KHSO_4 , K_2S) по классам: кислоты, основания, соли. Приведите названия всех веществ.

4. Из каких кислот (HCl , H_2SO_4 (разб.), H_2SO_4 (конц.), HNO_3 (разб.), HNO_3 (конц.), H_3PO_4) можно получить водород при их взаимодействии с цинком?

5. Напишите продукты возможных реакций:



6. Определите массовую долю примесей в 100 г известняка (CaCO_3), если при его термическом разложении выделилось 20 л CO_2 .

7. Чем отличается протекание реакций между гидроксидами алюминия и натрия в растворе и расплаве? Напишите уравнения реакций.

Работа 2. УСТАНОВЛЕНИЕ ФОРМУЛЫ КРИСТАЛЛОГИДРАТА

Формула химического соединения показывает, из каких элементов состоит данное вещество и сколько атомов каждого элемента входит в состав его молекулы или формульной единицы. Массовые соотношения элементов в молекулах можно представить как отношение произведений соответствующих атомных масс на число атомов каждого элемента в молекуле, т.е. можно записать:

$$m_1 : m_2 : m_3 = xA_1 : yA_2 : zA_3,$$

где m_1, m_2, m_3 – содержание элементов в соединении (%); x, y, z – число атомов этих элементов в молекуле или в формульной единице; A_1, A_2, A_3 – атомные массы элементов. Из этого уравнения следует

$$x : y : z = \frac{m_1}{A_1} : \frac{m_2}{A_2} : \frac{m_3}{A_3},$$

что позволяет находить отношение между числами атомов в молекуле.

Пример. Необходимо определить формулу вещества, которое содержит натрий (32,43 %), серу (22,55 %) и кислород (45,02 %).

Соотношение чисел атомов в формуле данного соединения:

$$x : y : z = \frac{32,43}{23} : \frac{22,55}{32} : \frac{45,02}{16} = 1,41 : 0,705 : 2,82$$

Если самое меньшее число (0,705) принять за единицу, то данное отношение становится отношением целых чисел:

$$x : y : z = 2 : 1 : 4,$$

следовательно, формула соединения Na_2SO_4 . Эта формула будет *простейшей*, поскольку полученное соотношение может быть выражено также и числами, кратными найденным.

Для установления *истинной*, или молекулярной, формулы необходимо знать молекулярную (молярную) массу соединения; это позволяет найти истинное соотношение атомов в молекуле. Так, например, бензол содержит углерод (92,3 %) и водород (7,7 %). Найденная из этого состава простейшая формула CH . Но в действительности молекулярная масса бензола, определяемая по плотности его пара, равна не 13 (12 + 1), а 78. Следовательно, истинная формула бензола C_6H_6 .

Кристаллогидратами называются кристаллические вещества, включающие молекулы воды, например гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и т.д. Кристаллогидраты при нагревании теряют кристаллизационную воду, переходя в безводные соли. Пользуясь этим,

можно определить содержание воды в кристаллогидрате, а затем, зная формулу безводной соли, рассчитать число молекул воды, присоединяющихся к одной молекуле безводной соли.

Экспериментальная часть

Целью работы является определение количества (моль) воды в кристаллогидрате – медном купоросе.

Ход работы. 1. Взвесить пустой фарфоровый тигель с точностью до 0,01 г. Во взвешенный тигель насыпать 0,5–1 г медного купороса. Тигель с кристаллогидратом снова взвесить.

2. Поместить тигель в нагретую песочную баню на 20–30 минут.

3. Перенести щипцами тигель в эксикатор и охладить.

4. Взвесить охлажденный тигель.

5. Повторить прогревание тигля, снова охладить его в эксикаторе и взвесить. Если масса изменилась не более чем на 0,01 г, прогревание прекратить. По результатам последнего взвешивания заполнить таблицу результатов опыта:

Масса пустого тигля, г	Масса тигля с кристаллогидратом, г	Масса кристаллогидрата, г	Масса тигля с веществом после прокаливания, г	Масса безводной соли, г	Масса воды, г

7. Вычислить количество воды, приходящееся на один моль CuSO_4 , и записать формулу медного купороса, определенную опытным путем.

8. Определить относительную погрешность опыта, исходя из того, что реальная формула медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

9. Сделать вывод о проделанной работе.

Контролирующие задания

1. Какие вещества называются кристаллогидратами? Приведите примеры кристаллогидратов.

2. Расположите по увеличению количества сульфаты натрия, лития, бария, цезия, если их массы одинаковы.

3. Для чего применяются в химическом эксперименте тигель, эксикатор, песчаная баня.

4. Какова формула соединения водорода с кислородом, если мольное соотношение $\text{H}:\text{O} = 1:1$, а плотность его газа по водороду равна 17?

5. Определить формулу кристаллической соды, если при нагревании 286 г данной соли образовалось 106 г карбоната натрия.

ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Работа 3. ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ РЕАКЦИЙ

Все химические реакции сопровождаются поглощением или выделением тепловой энергии. Реакции, идущие с выделением тепла, называются экзотермическими, а с поглощением – эндотермическими. Количество выделенного или поглощенного тепла называется тепловым эффектом реакции.

Экспериментальное определение тепловых эффектов химических реакций проводят в специальных устройствах – калориметрах. Калориметр представляет собой сосуд, снабженный теплоизолирующей рубашкой для уменьшения теплообмена с окружающей средой. Простейший калориметр (рисунок 8) состоит из двух стаканов: наружного (1) и внутреннего (2) – собственно калориметра, установленного на теплоизолирующей подставке и снабженного крышкой (3) с отверстиями для термометра (4), воронки (5) и мешалки (6). Чтобы свести потери тепла к минимуму, внутренний стакан не должен касаться стенок внешнего.

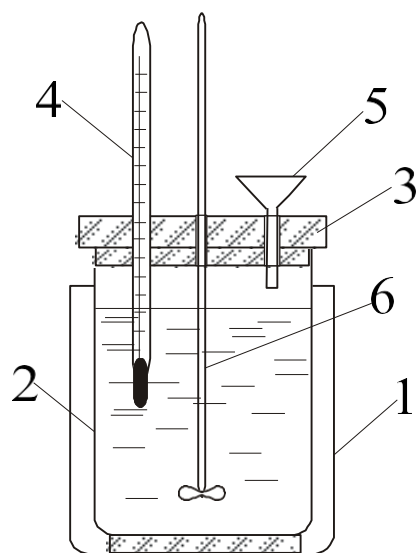


Рис. 8. Схема простейшего калориметра

1 – наружный стакан, 2 – внутренний стакан,
3 – крышка, 4 – термометр, 5 – воронка,
6 – мешалка

Количество теплоты, выделившейся или поглощённой в ходе реакции, определяется по известной формуле:

$$Q = K \cdot \Delta T, \quad (1)$$

где K – теплоемкость калориметра, ΔT – изменение температуры в ходе реакции.

По физическому смыслу теплоемкость калориметра есть количество теплоты, необходимое для нагрева всех его частей на один градус. Она складывается из теплоемкости раствора, который находится во внутреннем стакане ($C_p \cdot m_p$), и теплоемкости самого стакана ($C_{ст} \cdot m_{ст}$):

$$K = C_p \cdot m_p + C_{ст} \cdot m_{ст} \quad (2)$$

Поскольку концентрация раствора мала, удельная теплоемкость раствора принимается равной теплоемкости воды, т.е. 4,18 Дж/(г·К); масса раствора известна и теплоемкость раствора может быть вычислена. Однако теплоемкость стакана неизвестна, и её необходимо определить экспериментально. Поэтому данная работа выполняется в два этапа: 1) определение теплоемкости калориметра (опыт 1); 2) определение теплоты реакции (опыты 2–4).

Экспериментальная часть

Целью работы является определение теплового эффекта реакций гашения извести, нейтрализации щёлочи кислотой и взаимодействия алюминия с соляной кислотой.

Опыт 1. Определение теплоемкости калориметра с помощью горячей воды

Ход опыта. 1. Записать температуру калориметра (T_1).

2. С помощью мерного цилиндра набрать в стакан 100 мл воды, нагретой до 50–60 °С, температуру измерить с точностью до десятых долей градуса и записать (T_2). Быстро вылить нагретую воду во внутренний стакан калориметра. Постоянно перемешивая, через каждую минуту замерять температуру воды в калориметре и показания термометра заносить в таблицу:

Время, мин	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
$T, ^\circ\text{C}$											

В ходе измерений наблюдается три периода: 1) температура в калориметре быстро уменьшается (нагревается внутренний стакан калориметра); 2) температура стабилизируется (наступает тепловое равновесие); 3) температура медленно уменьшается (за счет рассеивания тепла). Для расчетов теплоемкости брать температуру второго периода, остающуюся постоянной в течение 2–3 мин. Эту температуру назовём равновесной и обозначим символом θ (греч. «тэта»).

Количество тепла, сообщенное калориметру нагретой водой, определяется по уравнению

$$Q = C_{H_2O} \cdot m_{H_2O} \cdot (T_2 - \theta) \quad (3)$$

Количество теплоты, поглощенное калориметром, определяется по уравнению:

$$Q = K \cdot (\theta - T_1) \quad (4)$$

Поскольку левые части уравнений (3) и (4) равны, то приравниваем правые части и получаем формулу для расчета теплоемкости калориметра:

$$K = \frac{C_{H_2O} \cdot m_{H_2O} \cdot (T_2 - \theta)}{\theta - T_1} = \frac{4.18 \cdot 100 \cdot (T - \theta)}{\theta - T_1} \quad (5)$$

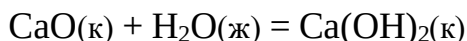
Определяемая по формуле (5) величина K измеряется в Дж/град.

Вычисление теплоемкости калориметра

Приблизительное значение теплоемкости калориметра может быть вычислено по формуле (2). Для этого внутренний стакан калориметра взвешивается на технoхимических весах, рассчитанных на максимальную нагрузку до 500 г, а удельная теплоемкость стекла, из которого изготовлен стакан, принимается равной 0,78 Дж/(г·К).

Опыт 2. Определение теплоты реакции гашения извести

Реакцией гашения извести называется взаимодействие оксида кальция с водой, которое сопровождается выделением тепла и описывается уравнением



Ход опыта. 1. Во внутренний стакан калориметра налить 100 мл воды, выдержанной в комнате, температуру воды записать (T).

2. На технoхимических или электронных весах взять навеску оксида кальция от 5 до 10 г.

3. Всыпать оксид кальция в калориметр. Постоянно перемешивая, через каждую минуту замерять температуру и записывать её в таблицу, такую же, как в опыте 1.

В ходе опыта наблюдается три периода: 1) температура повышается, так как идет экзотермическая реакция; 2) температура на некоторое

время стабилизируется; 3) температура понижается из-за рассеивания тепла. Для вычисления брать температуру второго периода.

Ход вычислений. 1. Вычислить количество тепла, выделившегося в калориметре по формуле

$$Q = K \cdot \Delta T = K \cdot (\theta - T),$$

где K – теплоемкость калориметра, определенная в опыте 1 (или вычисленная); θ – температура второго периода.

2. Исходя из молярной массы и навески оксида кальция, пересчитать полученный результат на тепловой эффект реакции, обозначив его $\Delta H^0_{\text{оп}}$ («дельта аш нулевое опытное») и выразив его в кДж/моль.

3. Исходя из энтальпии образования оксида кальция (–635,5 кДж/моль), воды (–285,3 кДж/моль) и гидроксида кальция (–986,6 кДж/моль), вычислить теоретическое значение теплового эффекта реакции $\Delta H^0_{\text{теор}}$.

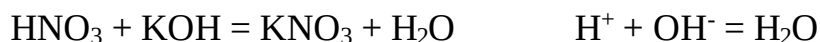
4. Вычислить погрешность опыта (в %) по формуле

$$\eta = \pm \frac{\Delta H^0_{\text{теор}} - \Delta H^0_{\text{оп}}}{\Delta H^0_{\text{теор}}} \cdot 100 \%$$

В выводе указать на возможные причины погрешности.

Опыт 3. Определение теплоты реакции нейтрализации

Реакцией нейтрализации называется взаимодействие сильных кислот со щелочами, которое описывается одним и тем же ионным уравнением образования воды. Например:



По этой причине теплота нейтрализации не зависит от состава кислот и щелочей и всегда равна одной и той же величине –57,2 кДж/моль.

Ход опыта. 1. Получить у лаборанта однонормальные растворы кислоты и щелочи, выдержанные при комнатной температуре; температуру (T) записать.

2. Отмерить мерным цилиндром 50 мл кислоты и налить ее в калориметр.

3. Отмерить с помощью другого мерного цилиндра 50 мл раствора щелочи, влить его через воронку в кислоту и перемешать. Наблюдать изменение температуры и записывать её значения в таблицу, такую же, как в опытах 1 и 2.

В ходе опыта наблюдается три периода: 1) температура повышается, так как идет экзотермическая реакция нейтрализации; 2) температура стабилизируется и некоторое время остается постоянной; 3) температура понижается из-за рассеивания тепла. Для вычисления брать температуру второго периода, обозначив её θ .

Ход вычислений. 1. Вычислить количество тепла, выделившегося в калориметре, по формуле

$$Q = K \cdot \Delta T = K \cdot (\theta - T),$$

где K – теплоемкость калориметра, определенная в опыте 1 (или вычисленная).

2. Вычислить количество (моль) кислоты и щелочи, взятых для опыта, и количество образующейся воды.

3. Вычислить энтальпию нейтрализации в кДж/моль.

4. Определить погрешность опыта. В выводе указать на возможные причины погрешности.

Опыт 4. Определение теплоты реакции алюминия с соляной кислотой

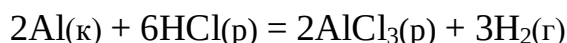
Ход опыта. 1. Взять навеску порошка или стружек алюминия массой около 0,5 г.

2. Во внутренний стакан калориметра налить 100 мл одномолярного раствора соляной кислоты и всыпать в него навеску алюминия при постоянном перемешивании раствора.

3. Наблюдать протекание реакции, записывая в таблицу, такую же, как в опытах 1–3, значение температуры раствора.

4. По значению максимальной (равновесной) температуры вычислить количество выделившегося тепла и рассчитать опытное значение теплового эффекта реакции $\Delta H^{\circ}_{\text{оп.}}$

5. По уравнению реакции

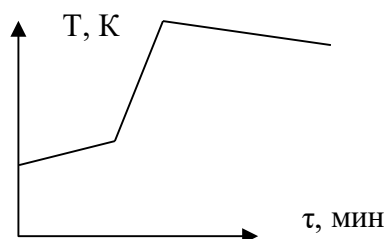
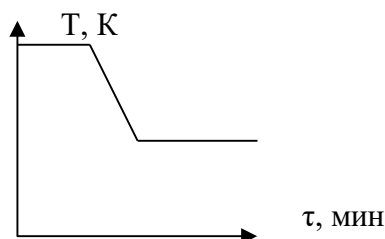


вычислить теоретическое значение теплового эффекта этой реакции по энтальпиям образования HCl(р) (–167,5 кДж/моль) и $\text{AlCl}_3\text{(р)}$ (–672,3 кДж/моль).

6. Определить погрешность опыта и в отчете указать на возможные причины погрешности.

Контролирующие задания

1. Как называются реакции, идущие с выделением тепла, с поглощением? Какой знак имеют значения их энтальпий?
2. Почему энтальпия взаимодействия гидроксида натрия с различными сильными кислотами имеет одинаковое значение?
3. Вывести формулу для расчета постоянной калориметра, зная удельную теплоемкость стеклянного стакана и раствора. Почему в расчет не входит масса внешнего стакана?
4. Почему процесс нейтрализации всегда происходит с выделением тепла, а растворение твердых солей не всегда?
5. Сравнив графики изменения температуры раствора в двух калориметрах, выберите калориметр с лучшими характеристиками и обоснуйте свой выбор.



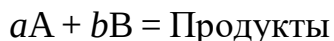
6. Экспериментально установлено, что при взаимодействии 2,3 г натрия с водой выделяется 14,0 кДж теплоты. Вычислите энтальпию реакции.

Работа 4. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Химические реакции очень сильно отличаются по скорости протекания. Например, взаимодействие водорода с хлором на свету происходит мгновенно (взрыв), а коррозия металлов длится годами. Скорость и механизм химических реакций изучает химическая кинетика.

В химической кинетике реакции подразделяются на простые и сложные. Простые реакции протекают без образования промежуточных соединений (в одну стадию), а сложные – с образованием промежуточных продуктов (в несколько стадий). Каждая стадия сложной реакции может рассматриваться как простая реакция. Среди последовательных стадий сложной реакции всегда имеется одна стадия, которая ограничивает скорость протекания всей реакции в целом. Она называется лимитирующей стадией сложной химической реакции.

Скорость реакции зависит от концентрации взаимодействующих веществ, эта зависимость устанавливается законом действующих масс для скорости реакций. Согласно этому закону, для реакции, протекающей по уравнению



скорость реакции определяется выражением

$$V = k C_A^{n_1} C_B^{n_2},$$

в котором k – константа скорости реакции; C_A и C_B – молярные концентрации реагентов; показатели степени n_1 и n_2 называются частными кинетическими порядками реакции по веществам A и B , соответственно.

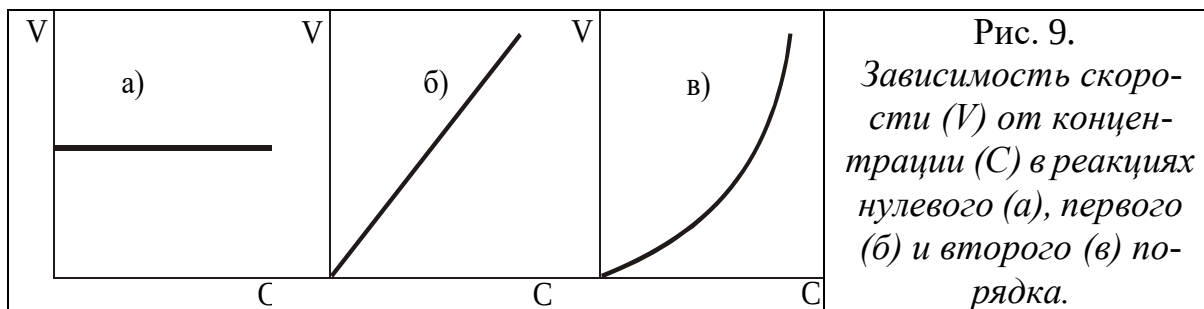
Сумма частных порядков реакции $n_1 + n_2 = p$ представляет собой общий кинетический порядок реакции. Существуют реакции нулевого ($p = 0$), первого ($p = 1$), второго ($p = 2$) и третьего порядка ($p = 3$).

Для простых реакций частные порядки совпадают с коэффициентами перед реагентами в химическом уравнении реакции, а общий порядок равен сумме коэффициентов в левой части уравнения реакции.

Для сложной реакции общий кинетический порядок не совпадает с коэффициентами перед реагентами, но совпадает с порядком её лимитирующей стадии. Иногда порядок сложной реакции выражается не целым, а дробным числом.

Примечание. Для некоторых сложных реакций кинетический порядок совпадает с коэффициентами перед реагентами; такие реакции в химической кинетике называются *формально простыми*.

Кинетический порядок реакции определяют экспериментально обычно графическим методом. В реакциях нулевого порядка скорость реакции остается постоянной. График экспериментальных данных для такой реакции в координатах V (скорость) – C (концентрация) представляет прямую линию, параллельную оси абсцисс (рис. 9а). В реакциях первого порядка скорость реакции увеличивается пропорционально концентрации (рис. 9б). В реакциях, порядок которых больше единицы, между V и C наблюдается экспоненциальная зависимость (рис. 9в).



Для того чтобы участвовать в реакции, молекулам необходима избыточная энергия по сравнению со средней энергией молекул при данной температуре. Эта избыточная энергия называется энергией активации реакции; она обозначается E_a и измеряется в кДж/моль. Константа скорости реакции и энергия активации связаны уравнением Аррениуса:

$$k = k_0 \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

Энергия активации E_a и множитель k_0 (его называют предэкспоненциальным множителем) являются постоянными величинами, характеризующими данную реакцию; в отличие от константы скорости k , они не зависят от температуры.

Энергию активации можно найти, если измерить константу скорости реакции при двух температурах T_1 и T_2 . При вычислении энергии активации потребуются не абсолютные значения константы скорости, а их отношение ($k_2 : k_1$). Это то же самое, что отношение скоростей реакции при двух температурах ($V_2 : V_1$) или отношение времени протекания реакции при T_1 к её времени при T_2 ($\tau_1 : \tau_2$), так как все эти отношения равны между собой:

$$k_2 : k_1 = V_2 : V_1 = \tau_1 : \tau_2.$$

Формулу для вычисления энергии активации можно получить, если записать уравнение Аррениуса два раза – для температур T_1 и T_2 :

$$k_1 = k_0 \cdot e^{-\frac{E_a}{RT_1}} \quad \text{и} \quad k_2 = k_0 \cdot e^{-\frac{E_a}{RT_2}}$$

разделить второе уравнение на первое, прологарифмировать полученное уравнение. После преобразований получается формула:

$$E_a = \frac{2,3RT_1T_2}{T_2 - T_1} \cdot \lg \frac{\tau_1}{\tau_2}.$$

Экспериментальная часть

Целью работы является экспериментальное определение кинетических параметров химической реакции: порядка реакции и энергии активации.

Исследуется реакция между тиосульфатом натрия и серной кислотой, которая описывается уравнением:



Один из продуктов реакции (серы) по ходу реакции образуется в виде очень мелких, невидимых вначале, коллоидных частиц, взвешенных в воде. Когда количество серы возрастает, её частицы начинают соединяться между собой (коагулировать) и становятся заметными благодаря тому, что рассеивают свет.

Рассеяние света коллоидными частицами серы наблюдается в виде голубоватого окрашивания раствора, напоминающего слабое свечение. Это явление называется опалесценцией. При проведении эксперимента необходимо измерять промежуток времени между двумя моментами: моментом начала реакции и моментом, когда становится видимой опалесценция.

Этот промежуток принимается за время протекания реакции (τ). Величина, обратная τ , пропорциональна скорости реакции (V); единица её измерения – с^{-1} . Далее для краткости эту величину будем называть скоростью реакции.

При выполнении работы проводятся три опыта.

Первый опыт выполняется при различных концентрациях тиосульфата натрия, в то время как концентрация серной кислоты берется одинаковой для всех измерений в этой серии. В этом опыте выявляется зависимость скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия.

Во втором опыте переменной величиной является концентрация серной кислоты, в то время как концентрация тиосульфата натрия поддерживается постоянной. В этом опыте определяется скорость реакции в зависимости от концентрации серной кислоты.

Объединив измеренные зависимости скорости реакции от концентраций тиосульфата натрия и серной кислоты, получают уравнение, связывающее скорость реакции с обеими переменными концентрациями реагентов. Это и будет уравнение закона действующих масс или кинетическое уравнение реакции:

$$V = k C_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}^{n_1} \cdot C_{\text{H}_2\text{SO}_4}^{n_2}$$

Неизвестными величинами, которые нужно определить, являются показатели степени n_1 и n_2 , т.е. кинетический порядок реакции по тиосульфату натрия и серной кислоте. Их установление является целью двух первых опытов.

Опыт 1. Определение частного кинетического порядка по тиосульфату натрия

Ход опыта. 1. В пяти отдельных пробирках приготовить пять растворов тиосульфата натрия с различными концентрациями. В первую пробирку налить из капельницы 2 капли раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, во вторую – четыре, в третью – шесть, в четвертую – восемь и в пятую – десять капель раствора. После этого объем раствора в каждой пробирке довести до 12 капель добавлением воды: в первую пробирку внести 10 капель воды, во вторую – 8, в третью – 6, в четвертую – 4 и в пятую – 2. Если теперь принять концентрацию самого разбавленного раствора (первого) условно за единицу, то следующие будут иметь концентрацию два, три, четыре и пять.

2. В приготовленных пробирках с растворами $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ провести реакции с серной кислотой. Для этого в каждую из них добавить одну каплю серной кислоты. Каждый раз по секундомеру определить время реакции – достижение одинаковой интенсивности опалесценции.

3. Вычислить значения скорости реакции и заполнить таблицу:

Номер опыта	Число капель тиосульфата натрия	Число капель воды	Концентрация тиосульфата натрия, С	Время реакции, τ	Скорость реакции, $V = 1/\tau$
1	2	10	1		
2	4	8	2		
3	6	6	3		
4	8	4	4		
5	10	2	5		

4. Построить график зависимости скорости реакции от концентрации раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, по виду которого установить частный кинетический порядок реакции по тиосульфату натрия.

Опыт 2. Определение частного кинетического порядка по серной кислоте

1. Приготовить три пробирки с растворами H_2SO_4 разной концентрации. Для этого в первую пробирку налить одну каплю раствора серной кислоты, во вторую 2 капли, а в третью 3 капли; после этого в каждую пробирку добавить дистиллированную воду так, чтобы объемы растворов во всех трех пробирках были одинаковыми – по 8 капель.

2. Раствор тиосульфата натрия в этом опыте берется одинаковым – четыре капли. Чтобы результат опыта был более точным, рекомендуется

четыре капли раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ поместить в отдельную пробирку, а затем в неё вливать раствор серной кислоты из одной (из трёх заранее приготовленных) пробирки. Время реакции измеряется таким же образом, как и в первой серии; затем также заполняется таблица:

Номер опыта	Число капель серной кислоты	Число капель воды	Концентрация серной кислоты, С	Время реакции, τ	Скорость реакции, $V = 1/\tau$
1	1	7	1		
2	2	6	2		
3	3	5	3		

3. По полученным опытными результатами построить график зависимости скорости реакции от концентрации серной кислоты. Вид полученного графика позволяет определить частный кинетический порядок реакции по серной кислоте. Зная оба частных порядка, найти (их сложением) общий кинетический порядок исследуемой реакции. По результатам опытов 1 и 2 в выводе записать кинетическое уравнение реакции тиосульфата натрия с серной кислотой.

Опыт 3. Определение энергии активации

В третьем опыте определяется энергия активации реакции между тиосульфатом натрия и серной кислотой. Для этого время её протекания измеряется при трёх разных температурах, но при одинаковых концентрациях реагентов.

1. В трёх пробирках приготовить одинаковые объёмы раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ одной и той же концентрации. Рекомендуется в каждой пробирке к двум каплям раствора тиосульфата натрия, взятого из штатива с реактивами, добавить десять капель дистиллированной воды.

2. В первой пробирке реакция проводится при комнатной температуре. Для этого пробирку перед началом реакции поместить на 3–5 мин в термостат, имеющий комнатную температуру, так, чтобы раствор в пробирке принял температуру термостата. В качестве термостата используется химический стакан с водой; температура воды в термостате контролируется термометром. После того как температура установилась, в пробирку добавляется одна капля серной кислоты и измеряется время реакции.

3. Температура термостата повышается (прибавлением горячей воды) на десять градусов. Вторая пробирка с $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ термостатируется в течение 5 мин при новой температуре и в ней точно так же проводится реакция с одной каплей серной кислоты. Таким же образом с интерва-

лом в десять градусов проводится измерение времени протекания реакции в третьей пробирке. Данные заносятся в таблицу:

Номер пробирки	1	2	3
Температура, °C			
Температура, K			
Время реакции τ , с			
Скорость реакции, $V = 1/\tau$			

4. Для каждой пары из двух температур вычислить величину энергии активации. После этого, исходя из трёх полученных значений энергии активации, вычислить её среднее значение.

5. Определить ошибку опыта, сравнив найденное значение энергии активации с известным по литературе (35 кДж/моль).

6. Описать опыт и сделать вывод.

Контролирующие задания

1. По какому признаку реакции подразделяются на простые и сложные, гомогенные и гетерогенные?

2. Какие реакции называются сложными? Какая стадия сложной реакции является лимитирующей?

3. Перечислите факторы, от которых зависит скорость реакции.

4. Как формулируется и как записывается в математическом виде правило Вант-Гоффа?

5. Какая энергия называется энергией активации? Как она влияет на скорость химической реакции? Зависит ли она от температуры?

6. Каков физический смысл предэкспоненциального множителя в уравнении Аррениуса? От чего он зависит и не зависит?

7. Кинетическое уравнение реакции имеет вид $V = k \cdot C_A \cdot C_B^0$. Как изменится скорость при увеличении концентраций А и В в 2 раза? Как при этом изменится константа скорости?

РАСТВОРЫ

Работа 5. ПРИГОТОВЛЕНИЕ И ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРА

В химической практике, а также в быту часто возникает необходимость в приготовлении растворов различной концентрации. Способов приготовления растворов много, но каждый из них обладает своими преимуществами и недостатками.

Например, приготовление раствора по «правилу креста» не требует сложных расчетов, но довольно велика относительная погрешность приготовления (до 10 %).

Раствор можно приготовить с помощью фиксала. Фиксал – это герметично запаянная стеклянная ампула с точно взятой навеской сухого вещества или точным объемом кислоты. В этом случае достигается самая высокая точность концентрации приготовления, но из-за высокой стоимости фиксалов растворы на их основе готовят в редких случаях – для проведения особо точных анализов.

Наиболее оптимальным является способ, когда более концентрированный раствор разбавляют водой до заданной концентрации. Это простой способ, позволяющий готовить растворы с довольно высокой точностью.

Для приготовления раствора необходимо знание различных способов выражения концентрации и умение переходить от одного способа к другому.

Наиболее распространены пять способов выражения концентрации растворов: 1) массовая доля растворенного вещества – масса растворенного вещества, содержащаяся в 100 массовых частях раствора; 2) молярная концентрация – количество вещества в одном литре раствора; 3) молярная концентрация эквивалента (эквивалентная концентрация) – количество эквивалентных масс вещества в одном литре раствора; 4) моляльность – количество вещества в одном килограмме растворителя; 5) титр – масса растворенного вещества в одном мл (см^3) раствора.

При переходе от массовой доли и моляльности к остальным способам выражения концентрации необходимо знать плотность раствора, которая определяется опытным путем с помощью ареометра.

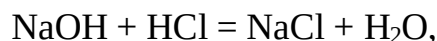
Ареометр – это прибор для измерения плотности жидкостей. Он представляет собой запаянную стеклянную трубку с грузом на конце и со шкалой. Шкала градуирована в единицах плотности ($\text{кг}/\text{м}^3$ или $\text{г}/\text{л}$).

Когда ареометр погружен в жидкость, то уровень её поверхности совпадает с тем делением на шкале, которое указывает плотность этой жидкости. Зная плотность раствора, можно в справочной литературе найти массовую долю растворенного вещества. Например, для раствора гидроксида натрия имеются такие данные:

ρ , кг/л	1,00	1,05	1,10	1,15	1,20	1,25	1,30	1,40	1,50
ω , %	0	4,65	9,19	13,73	18,25	22,81	27,40	36,99	47,33

Наиболее точным и простым методом определения концентрации растворов является *титрование*. Это метод количественного химического анализа, основанный на измерении объема раствора с известной концентрацией, затраченного на реакцию с раствором вещества неизвестной концентрации, которую нужно измерить. В зависимости от типа реакции, протекающей при титровании, различают кислотно-основное титрование, окислительно-восстановительное и т.д.

Для определения концентрации щелочей применяется кислотно-основное титрование раствором кислоты. При этом протекает реакция нейтрализации



к которой можно применить закон эквивалентов:

$$\frac{m(\text{NaOH})}{m(\text{HCl})} = \frac{M_{\text{эк}}(\text{NaOH})}{M_{\text{эк}}(\text{HCl})}.$$

Если концентрация раствора является эквивалентной концентрацией ($C_{\text{эк}}$), то масса вещества (m) в объеме раствора (V) равна

$$m = C_{\text{эк}} \cdot M_{\text{эк}} \cdot V,$$

и выражение закона эквивалентов принимает вид:

$$V(\text{NaOH}) \cdot C_{\text{эк}}(\text{NaOH}) = V(\text{HCl}) \cdot C_{\text{эк}}(\text{HCl}).$$

Таким образом, для определения эквивалентной концентрации щелочи необходимо знать концентрацию кислоты и объемы растворов кислоты и щелочи, вступивших в реакцию.

Экспериментальная часть

Целью работы является: 1) определение с помощью ареометра плотности раствора гидроксида натрия и массовой доли растворенного вещества, 2) приготовление раствора гидроксида натрия заданной концентрации, 3) определение методом титрования концентрации приготовленного раствора.

Опыт 1. Определение плотности раствора ареометром

Получить у лаборанта раствор гидроксида натрия и налить его в стеклянный мерный цилиндр емкостью 250 мл. В раствор осторожно опустить ареометр. Записать показания ареометра (во время снятия показаний ареометр не должен касаться стенок цилиндра). По таблице плотности (см. введение) определить массовую долю растворенного вещества в исследуемом растворе. Если показания ареометра не совпадают с табличными данными, то массовую долю определить методом интерполяции.

Метод интерполяции заключается в определении промежуточного, между табличными, значения искомой величины.

Предположим, что при помощи ареометра определена плотность раствора гидроксида натрия 1,125. По методу интерполяции расчет проводят в следующем порядке.

1. По таблице плотностей находят меньшее и большее значения массовой доли NaOH и плотности растворов:

меньшее значение $\omega = 9,19 \%$, меньшее значение $\rho = 1,10$ г/мл;

большее значение $\omega = 13,73 \%$, большее значение $\rho = 1,15$ г/мл.

2. Находят разность между табличными значениями плотностей и концентраций:

$$1,15 - 1,10 = 0,05 \text{ (г/мл)}, \quad 13,73 - 9,19 = 4,54 \text{ (\%)}$$

3. Находят разность между значением плотности, определенной ареометром, и меньшим табличным:

$$1,125 - 1,100 = 0,025 \text{ (г/мл)}$$

4. Составляют пропорцию и решают её:

$$\begin{array}{rcl} 4,54 \text{ (\%)} & - & 0,05 \text{ (г/мл)} \\ x & - & 0,025 \text{ (г/мл)} \end{array}$$

$$x = \frac{0,025 \cdot 4,54}{0,05} = 2,27 \%$$

5. Найденное число прибавляют к меньшему табличному значению массовой доли и получают массовую долю гидроксида натрия в растворе с плотностью 1,125:

$$9,19 + 2,27 = 11,46 \%$$

Опыт 2. Приготовление раствора заданной концентрации

Ход опыта. 1. Получить от преподавателя задание на приготовление раствора методом разбавления того раствора, массовая доля которого была определена при помощи ареометра в первом опыте. Обычно дается задание приготовить раствор гидроксида натрия объемом 250 мл с эквивалентной концентрацией 0,08 н., 0,09 н., 0,1 н., 0,11 н. и т. д. Раствор готовят в мерных колбах, разбавляя раствор первого опыта водой.

2. Вычислить объем раствора щелочи, массовая доля которого была определена при помощи ареометра, необходимый для приготовления заданного раствора объемом 250 мл.

3. Мерным цилиндром или бюреткой отмерить необходимый объем раствора щелочи. Вылить раствор в мерную колбу. Дважды ополоснуть цилиндр дистиллированной водой, слить воду в ту же колбу.

4. Содержимое колбы разбавить до метки водой. Разбавление вначале можно вести быстро, но в конце добавлять воду следует по каплям из капельницы. Разбавление можно считать законченным, когда нижний уровень мениска жидкости коснется метки на колбе.

5. Закрыть колбу пробкой и перемешать раствор, многократно переворачивая колбу. Приготовленный раствор использовать в следующем опыте.

Опыт 3. Титрование раствора

Ход опыта. 1. В мерную бюретку, закрепленную в штативе, налить раствор кислоты с эквивалентной концентрацией 0,1 моль/л (0,1 н.). Этот раствор называется рабочим раствором.

2. В три конические колбы внести с помощью мерной пипетки по 10 мл раствора NaOH, приготовленного в предыдущем опыте, добавить в каждую колбу по одной капле индикатора метилоранжа или фенолфталеина.

3. Из бюретки медленно, по каплям, прибавлять раствор кислоты к раствору щелочи до изменения окраски индикатора. По окончании титрования записать объем кислоты, использованной на титрование.

4. Опыт повторить еще два раза, каждый раз предварительно доливая раствор кислоты в бюретку до нулевого деления.

5. Рассчитать средний объем кислоты, использованной на титрование, и эквивалентную концентрацию щелочи. Вычислить титр раствора.

6. Сопоставить концентрацию приготовленного раствора, найденную методом титрования, с заданным значением. Рассчитать погрешность, допущенную при приготовлении раствора, в выводе указать возможные причины погрешности опыта.

Контролирующие задания

1. Приведите формулы для вычисления всех способов выражения концентрации растворов: массовой доли, молярной, эквивалентной, моляльности, титра и мольной доли растворённого вещества.

2. Выведите формулы перехода от молярной концентрации к массовой доле растворенного вещества, моляльности и титру раствора.

3. Рассчитайте объем раствора гидроксида натрия с плотностью 1,15 г/мл, необходимый для приготовления 250 мл 0,08 М раствора.

4. Для нейтрализации 10 мл раствора гидроксида бария израсходовано 7 мл 0,1 н. азотной кислоты. Определите молярную концентрацию гидроксида бария.

5. Выведите математическое выражение закона химических эквивалентов применительно к растворам.

6. Выведите математическое выражение для расчета массы растворенного вещества, если известны его массовая доля, объём и плотность раствора.

6. Выведите математическое выражение для расчета массы растворенного вещества в любом объёме раствора при известной молярной концентрации раствора.

ТЕОРИЯ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ

Работа 6. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕТАЛЛОВ С КИСЛОТАМИ, ЩЕЛОЧАМИ, ВОДОЙ

1. Восстановительные свойства металлов

Металлы в химических реакциях являются восстановителями. Мерай восстановительных свойств металлов при стандартных условиях ($T = 298 \text{ K}$, $[Me^{n+}] = 1 \text{ моль/л}$) являются их стандартные электродные потенциалы φ° (или E°). Металлы, расположенные по увеличению стандартного электродного потенциала, образуют электрохимический ряд активности металлов или ряд напряжений:

Me:	Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Ti	Mn	Zn
Me^{n+}	Li^+	K^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	Ti^{3+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}
$\varphi^\circ, \text{ В}$	-3,04	-2,92	-2,91	-2,87	-2,71	-2,36	-1,66	-1,21	-1,18	-0,76

Cr	Fe	Cd	Ni	Sn	Pb	H_2	Cu	Ag	Pt	Au
Cr^{3+}	Fe^{2+}	Cd^{2+}	Ni^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	$2H^+$	Cu^{2+}	Ag^+	Pt^{2+}	Au^{3+}

–0,71	–0,44	–0,40	–0,25	–0,14	–0,13	0,00	+0,34	+0,80	+1,20	+1,50
-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------------	-------	-------	-------	-------

В ряду напряжений восстановительные свойства металлов уменьшаются, а окислительные свойства их катионов возрастают. Металлы от лития до алюминия принято считать сильными или активными восстановителями, от титана до свинца – восстановителями средней активности, а расположенные в ряду напряжений после водорода – слабыми или малоактивными восстановителями.

2. Общие закономерности взаимодействия металлов с окислителями

Окислительно-восстановительные реакции с участием металлов проводятся при их получении и анализе, в производстве химических реактивов, при изготовлении печатных плат и т.д. В качестве окислителей используются кислоты и соли других металлов. Такие реакции возможны при условии, если значение φ° у окислителя (табл. 10), больше, чем у металла (восстановителя), т.е. когда выполняется условие:

$$\Delta\varphi^\circ = \varphi^\circ_{\text{ок}} - \varphi^\circ_{\text{вос}}$$

На практике реакции идут в тех случаях, когда $\Delta\varphi^\circ \geq 0,3$ В и когда продукты переходят в раствор, а не покрывают поверхность металла непроницаемой защитной пленкой.

Таблица 10

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы
некоторых полуреакций

№ п.п.	Полуреакция	φ° , В
1	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$	0,00
2	$\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ ($[\text{OH}^-] = 1 \text{ M}$; $[\text{H}^+] = 10^{-14} \text{ M}$)	–0,83
3	$\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ ($[\text{OH}^-] = [\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ M}$)	–0,41
4	$\text{Zn} - 2\text{e}^- = \text{Zn}^{2+}$	–0,76
5	$\text{Zn} - 2\text{e}^- + 4\text{OH}^- = [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	–1,216
6	$\text{Zn} - 2\text{e}^- + 4\text{NH}_3 = [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	–1,04
7	$\text{Zn} - 2\text{e}^- + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+$	–0,439
8	$\text{Cu} - 2\text{e}^- = \text{Cu}^{2+}$	+0,34
9	$\text{Cu} - 2\text{e}^- + \text{S}^{2-} = \text{CuS}$	–0,79
10	$2\text{Cu} - 2\text{e}^- + \text{S}^{2-} = \text{Cu}_2\text{S}$	–0,95

11	$\text{Cu} - 2\text{e}^- + 4\text{NH}_3 = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	-0,05
12	$\text{Cu} - 2\text{e}^- + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2$	-0,224
13	$\text{Be} - 2\text{e}^- + 4\text{OH}^- = [\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$	-2,63
14	$\text{Al} - 3\text{e}^- + 4\text{OH}^- = [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$	-2,33
15	$\text{Cr} - 3\text{e}^- + 4\text{OH}^- = [\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$	-1,27
16	$\text{Ga} - 3\text{e}^- + 4\text{OH}^- = [\text{Ga}(\text{OH})_4]^-$	-1,22
17	$\text{Sn} - 2\text{e}^- + 4\text{OH}^- = [\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-}$	-0,91
18	$\text{W} - 6\text{e}^- + 8\text{OH}^- = \text{WO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	-1,05
19	$\text{Mo} - 6\text{e}^- + 8\text{OH}^- = \text{MoO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	-1,05
20	$\text{Sb} - 3\text{e}^- + 4\text{OH}^- = \text{SbO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,675
21	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{e}^- + 10\text{H}^+ = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,303
22	$\text{SO}_4^{2-} + 6\text{e}^- + 8\text{H}^+ = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,36
23	$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{e}^- + 4\text{H}^+ = \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,17
24	$\text{NO}_3^- + 8\text{e}^- + 10\text{H}^+ = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,864
25	$2\text{NO}_3^- + 10\text{e}^- + 12\text{H}^+ = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,24
26	$2\text{NO}_3^- + 8\text{e}^- + 10\text{H}^+ = \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$	+1,116
27	$\text{NO}_3^- + 3\text{e}^- + 4\text{H}^+ = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
28	$\text{NO}_3^- + \text{e}^- + 2\text{H}^+ = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,80
29	$\text{Au} - 3\text{e}^- = \text{Au}^{3+}$	+1,50
30	$\text{Pt} - 2\text{e}^- = \text{Pt}^{2+}$	+1,20
31	$\text{Au} - 3\text{e}^- + 4\text{Cl}^- = \text{AuCl}_4^-$	+1,00
32	$\text{Pt} - 4\text{e}^- + 6\text{Cl}^- = \text{PtCl}_6^{2-}$	+0,68

При отклонении от стандартных условий окислительно-восстановительные потенциалы изменяются, поэтому можно осуществить реакции, невозможные при стандартных условиях. Например, серная кислота, значения φ° которой равны нулю, 0,303, 0,36 и 0,17 В (табл. 10, строки 1, 21–23), при стандартных условиях окисляет только те металлы, которые в ряду напряжений расположены до водорода. Но концентрированная серная кислота при нагревании окисляет несколько металлов, стоящих после водорода – до серебра включительно.

Азотная кислота является сильным окислителем и может окислять все металлы, кроме золота и платины. Восстановление NO_3^- -иона при этом может происходить параллельно по нескольким полуреакциям

(табл. 10, строки 24–29), поэтому при взаимодействии металлов с HNO_3 получаются смеси продуктов восстановления (NH_4NO_3 , N_2 , N_2O , NO , NO_2 и др.). Среди них термодинамически наиболее вероятным продуктом является азот, но по кинетическим причинам, которые до конца не изучены, преобладают оксиды азота NO и NO_2 . Записывая уравнения реакций металлов с азотной кислотой, обычно указывают только один продукт восстановления, которого образуется больше всего.

При взаимодействии многих металлов с азотной и концентрированной серной кислотами на поверхности металлов образуется плотная оксидная пленка, препятствующая дальнейшему окислению металла. Это явление называется пассивацией металла, оно используется для защиты металлов от коррозии.

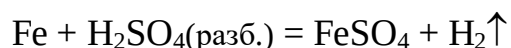
На восстановительную способность металлов влияет присутствие веществ, образующих с окисленным металлом комплексные соединения или малорастворимые продукты. Например, из сравнения полуреакций 4 – 6 в таблице 10 видно, что восстановительная способность цинка в присутствии щелочей и аммиака выше, чем при их отсутствии.

3. Взаимодействие металлов с соляной и разбавленной серной кислотами

При взаимодействии металлов с соляной и разбавленной серной кислотами окислителем является ион водорода H^+ . Поэтому с ними взаимодействуют металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода. При этом образуется соль и выделяется водород, например:



Металлы переменной валентности, проявляющие переменную степень окисления, соляной и разбавленной серной кислотами окисляются, как правило, до низших степеней окисления, например:

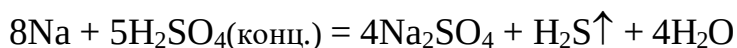


Свинец практически не взаимодействует с соляной и разбавленной серной кислотами, так как на его поверхности образуется плотная нерастворимая пленка хлорида или сульфата свинца (II).

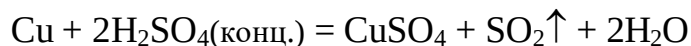
4. Взаимодействие металлов с концентрированной серной кислотой

В концентрированной серной кислоте окислителем являются сульфат-ионы SO_4^{2-} , в которых сера находится в степени окисления +6. Окисляя металл, серная кислота восстанавливается до сероводорода, серы и оксида серы (IV). Соответствующие полуреакции приведены в таблице 10 (строки 21–23). Чем левее в ряду напряжений находится металл, тем полнее восстанавливается серная кислота.

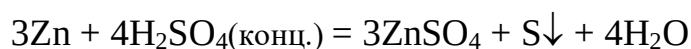
При взаимодействии с концентрированной серной кислотой активных металлов образуются соль, вода и преимущественно сероводород:



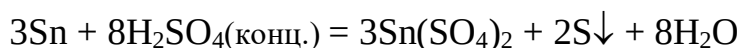
Малоактивные металлы восстанавливают концентрированную серную кислоту преимущественно до SO_2 , например:



а металлы средней активности – преимущественно до серы:



Металлы переменной валентности концентрированной H_2SO_4 окисляются, как правило, до высшей степени окисления, например:



Благородные металлы с концентрированной серной кислотой не взаимодействуют ни при каких условиях. Некоторые металлы (Al, Fe,

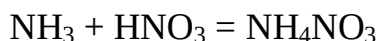
Cr, Ni, Ti, V и др.) не взаимодействуют с концентрированной серной кислотой при обычных условиях (пассивируются), но взаимодействуют при нагревании. Большое практическое значение имеет пассивация железа: концентрированную серную кислоту можно хранить в ёмкостях из обычной нелегированной стали.

Свинец с концентрированной серной кислотой взаимодействует с образованием растворимой гидросоли, оксида серы (IV) и воды:

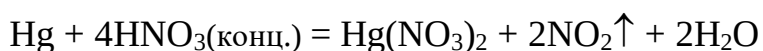
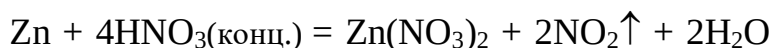
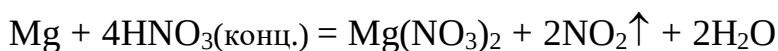


5. Взаимодействие металлов с азотной кислотой

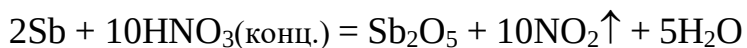
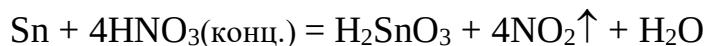
Независимо от концентрации окислителем в азотной кислоте являются нитрат-ионы NO_3^- , содержащие азот в степени окисления +5. Поэтому при взаимодействии металлов с азотной кислотой водород не выделяется. Азотная кислота окисляет все металлы за исключением самых неактивных (благородных). При этом образуются соль, вода и продукты восстановления азота (+5): NH_4NO_3 , N_2 , N_2O , NO , HNO_2 , NO_2 . Свободный аммиак не выделяется, так как он взаимодействует с азотной кислотой, образуя нитрат аммония:



При взаимодействии металлов с концентрированной азотной кислотой (30–60 % HNO_3) продуктом восстановления HNO_3 является преимущественно оксид азота (IV), независимо от природы металла, например:



Металлы переменной валентности при взаимодействии с концентрированной азотной кислотой окисляются до высшей степени окисления. При этом те металлы, которые окисляются до степени окисления +4 и выше, образуют кислоты или оксиды. Например:



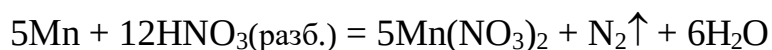
В концентрированной азотной кислоте пассивируются алюминий, хром, железо, никель, кобальт, титан и некоторые другие металлы. После обработки азотной кислотой эти металлы не взаимодействуют и с другими кислотами.

При взаимодействии металлов с разбавленной азотной кислотой продукт её восстановления зависит от восстановительных свойств металла: чем активнее металл, тем в большей степени восстанавливается азотная кислота.

Активные металлы восстанавливают разбавленную азотную кислоту максимально, т.е. образуются соль, вода и NH_4NO_3 , например:



Металлы средней активности при взаимодействии с разбавленной азотной кислотой образуют соль, воду и азот или N_2O . Чем левее металл в этом интервале (чем ближе к алюминию), тем вероятнее образование азота, например:



Малоактивные металлы при взаимодействии с разбавленной азотной кислотой образуют соль, воду и оксид азота (II), например:



Но уравнения реакций в данных примерах условны, так как в действительности получается смесь соединений азота, причем, чем выше активность металла и ниже концентрация кислоты, тем ниже степень окисления азота в том продукте, которого образуется больше других.

6. Взаимодействие металлов с «царской водкой»

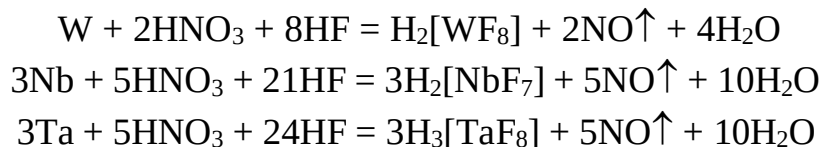
«Царской водкой» называется смесь концентрированных азотной и соляной кислот. Она применяется для окисления и перевода в растворимое состояние золота, платины и других благородных металлов.

Соляная кислота в царской водке затрачивается на образование комплексного соединения окисленного металла. Из сравнения полуреакций 29 и 30 с полуреакциями 31–32 (табл. 10) видно, что при образовании комплексных соединений золота и платины окислительно-восстановительный потенциал уменьшается, что делает возможным их окисление азотной кислотой. Уравнения реакций золота и платины с «царской водкой» записываются так:

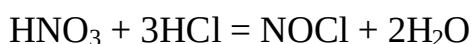


С «царской водкой» не взаимодействуют три металла: вольфрам, ниобий и тантал. Их окисляют смесью концентрированной азотной кислоты с фтороводородной, так как фтороводородная кислота образует

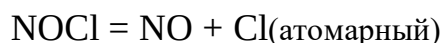
более прочные комплексные соединения, чем соляная. Уравнения реакций при этом таковы:



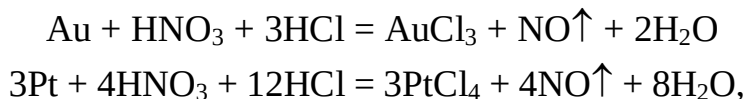
В некоторых учебных пособиях встречается другое объяснение взаимодействия благородных металлов с «царской водкой». Считают, что в этой смеси между HNO_3 и HCl происходит катализируемая благородными металлами реакция, в которой азотная кислота окисляет соляную по уравнению:



Хлорид нитрозила NOCl непрочен и разлагается по уравнению:



Таким образом, окислителем металла является атомарный (т.е. очень активный) хлор в момент выделения. Поэтому продуктами взаимодействия царской водки с металлами являются соль (хлорид), вода и оксид азота (II):



а комплексные соединения образуются при последующих реакциях:



7. Взаимодействие металлов с водой

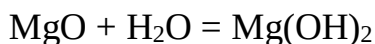
Металлы, расположенные в ряду напряжений до водорода, восстанавливают водород из растворов с концентрацией H^+ -ионов 1 моль ионов в литре. Так как концентрация ионов H^+ в воде составляет 10^{-7} моль ионов/л, то, вычисляя по уравнению Нернста потенциал H^+ -ионов для воды, получаем:

$$\varphi = 0 + \frac{0,059}{1} \lg 10^{-7} = -0,41 \text{ В}$$

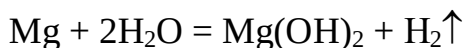
Следовательно, водород из воды могут вытеснять металлы, расположенные в ряду напряжений левее кадмия – от лития до железа.

При комнатной температуре с достаточной скоростью взаимодействуют с водой лишь щелочные и щелочноземельные металлы.

Порошкообразные магний и алюминий взаимодействуют с кипящей водой. Необходимым условием реакции является предварительное удаление оксидной пленки:



Этот процесс протекает без выделения газа. А далее вода непосредственно взаимодействует с металлом с выделением водорода:



Вода является слабым окислителем, поэтому она окисляет металлы до низших степеней окисления.

Часто наблюдается взаимодействие с водой металлов, расположенных в ряду напряжений правее железа. Оно объясняется присутствием в воде растворенного кислорода, являющегося более сильным окислителем, чем вода.

8. Взаимодействие металлов со щелочами

Щелочи являются очень слабыми окислителями, поэтому при взаимодействии металлов с растворами щелочей в роли окислителя выступает вода, потенциал которой в щелочной среде равен $-0,83 \text{ В}$:

$$\varphi = 0 + \frac{0,059}{1} \lg 10^{-14} = -0,83 \text{ В},$$

а щелочь является средой или комплексообразователем (полуреакция 2 в табл. 10). Следовательно, с растворами щелочей при стандартной концентрации могут взаимодействовать амфотерные металлы, образующие гидроксокомплексы или соли, подобные солям неметаллов, при условии, что потенциалы соответствующих полуреакций более отрицательны, чем $-0,83 \text{ В}$ (полуреакции 6, 13–19).

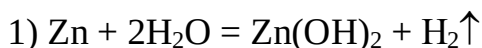
Взаимодействие металлов со щелочами можно выразить такой общей схемой:



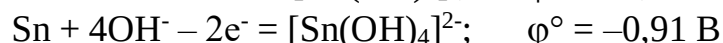
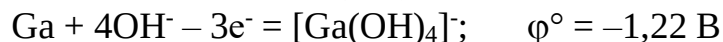
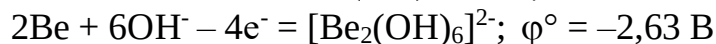
Роль щелочи в начале реакции заключается в том, что она растворяет поверхностный оксидный слой амфотерного металла, например:



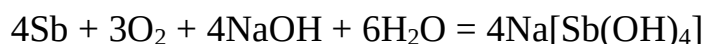
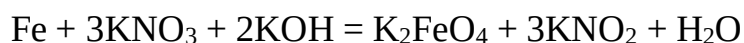
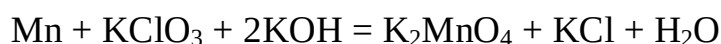
После удаления оксидной плёнки реакция протекает в две стадии:



Таким образом, с растворами щелочей взаимодействуют металлы, которые в щелочной среде образуют гидроксокомплексы и потенциалы соответствующих полуреакций которых меньше, чем $-0,83$ В, а именно:



Некоторые металлы (Fe, Ti, Re, Mn и др.) взаимодействуют со щелочами в присутствии более сильного, чем вода, окислителя (KClO_3 , KNO_3 , O_2 и др.).

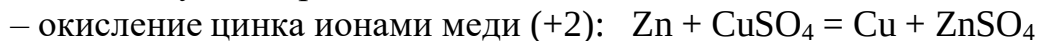


Металлы, способные взаимодействовать не только с кислотами, но и со щелочами, называются амфотерными. Неамфотерные (типичные) металлы со щелочами не взаимодействуют.

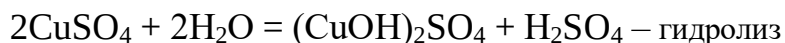
1. Взаимодействие металлов с растворами солей других металлов

Свои особенности имеют реакции металлов с растворами солей других металлов. При изучении таких реакций необходимо учитывать возможность окисления данного металла продуктами гидролиза соли.

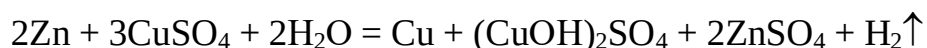
Например, при взаимодействии цинка с раствором сульфата меди возможны следующие реакции:



– окисление цинка серной кислотой, которая образуется при гидролизе сульфата меди:



Суммируя эти уравнения, получаем:



КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ И ИХ СВОЙСТВА.

Работа 7. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ И ИХ СВОЙСТВА.

Комплексными называются такие соединения, в узлах кристаллических решеток которых находятся комплексные ионы, устойчивые как в твердом состоянии, так и в растворах.

Комплексными ионами называется сложные ионы, в состав которых входят катионы или атомы металлов, связанные с несколькими полярными молекулами или анионами.

Рассмотрим типичный состав комплексных соединений на примере $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$. Частица $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ называется *комплексным ионом* (другие названия: комплекс, внутренняя сфера), а SO_4^{2-} – *внешней сферой*. Катион Cu^{2+} в комплексе называется *комплексообразователем*, а молекулы NH_3 – *лигандами*. Число лигандов, равное в этом соединении четырем, называется *координационным числом* комплексообразователя.

Комплексообразователями являются главным образом катионы металлов, а лигандами – полярные молекулы (NH_3 , H_2O) или анионы – кислотные остатки (F^- , Cl^- , Br^- , I^- , CN^- , NO_2^- , SCN^-), а также гидроксид-ион OH^- . Координационное число чаще всего равно 6, 4 или 2.

По заряду комплекса эти соединения подразделяются на катионные, например $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_2$, анионные – $\text{K}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]$, двойные (катион-анионные) – $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и нейтральные – $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$.

По виду лигандов комплексные соединения подразделяются так:

1) аквакомплексные, лигандами являются молекулы воды, например $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$;

2) амминокомплексные, лигандами являются молекулы NH_3 , например $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$;

3) гидроксокомплексные, лигандами являются OH^- -ионы, например $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$;

4) ацидокомплексные, лигандами являются кислотные остатки, например $\text{K}_4[\text{FeCl}_6]$;

5) смешанные, лигандами являются различные частицы, например $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2\text{Br}_2]\text{SO}_4$.

Экспериментальная часть

Целью работы является экспериментальное ознакомление с методами получения комплексных соединений, а также изучение их свойств.

Опыт 1. Получение соединения с комплексным анионом

В пробирку внести 3–5 капель раствора нитрата ртути (II) и добавлять по каплям раствор йодида калия до полного растворения образовавшегося вначале осадка йодида ртути (II).

Написать уравнения реакций: а) получения нерастворимого йодида ртути (II); б) взаимодействия йодида ртути (II) с иодидом калия с получением комплексного соединения, в котором координационное число комплексообразователя равно 4. Написать схемы электролитической диссоциации полученного комплексного соединения, написать выражение для константы нестойкости комплекса.

Опыт 2. Получение соединения с комплексным катионом

К 5–6 каплям раствора сульфата меди (II) добавлять 25%-й раствор аммиака до полного растворения образующегося вначале осадка гидроксида меди (II). В отчёте описать опыт. Написать: 1) уравнения реакций, приводящих к образованию осадка гидроксида меди (II) и комплексного соединения с координационным числом комплексообразователя, равным 4; 2) уравнение электролитической диссоциации всего соединения и комплексного иона; 3) выражение для константы нестойкости комплекса.

Опыт 3. Получение двойного комплексного соединения

Двойными называются такие комплексные соединения, в которых комплексами являются и катион, и анион.

Для получения одного из таких соединений в пробирку внести 3–5 капель раствора желтой кровяной соли – раствора гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ и 5–6 капель раствора сульфата никеля (II). К полученному осадку гексацианоферрата (II) никеля (II) $Ni_2[Fe(CN)_6]$ добавить 25%-й раствор аммиака до полного растворения осадка. Одновременно наблюдать образование бледно-лиловых кристаллов комплексной соли $[Ni(NH_3)_6]_2[Fe(CN)_6]$.

В описании опыта привести уравнения реакций образования гексацианоферрата (II) никеля (II) и взаимодействие его с аммиаком и название полученной комплексной соли. Определить заряды комплексных ионов и комплексообразователя.

Опыт 4. Ионообменные реакции с участием комплексных соединений

В одну пробирку внести 4–5 капель раствора сульфата меди (II), в другую – столько же капель хлорида железа (III). В обе пробирки внести

по 2–3 капли раствора $K_4[Fe(CN)_6]$. В результате ионообменных реакций в обеих пробирках образуются новые комплексные соединения: в первой $Cu_2[Fe(CN)_6]$; во второй – малорастворимый $KFe[Fe(CN)_6]$. Второе соединение называют берлинской лазурью.

В отчёте описать опыт и наблюдения. Написать уравнения реакций и номенклатурные названия полученных соединений.

Опыт 5. Окислительно-восстановительная реакция с участием комплексного соединения

К 4–5 каплям раствора перманганата калия добавить для создания кислой среды 5–6 капель серной кислоты, а затем прибавлять по каплям раствор желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$, обладающей восстановительными свойствами. Наблюдать обесцвечивание раствора.

В отчёте описать опыт и наблюдения. Написать уравнение окислительно-восстановительной реакции, в которой марганец (+7) в составе перманганата калия восстанавливается до марганца (+2), а железо (+2) в составе комплексного соединения окисляется до железа (+3) с образованием нового (какого?) комплексного соединения.

Опыт 6. Исследование прочности комплексных ионов

В двух пробирках получить осадки хлорида серебра путем взаимодействия растворов нитрата серебра и хлорида натрия (калия). В одну пробирку добавить 25%-й раствор аммиака, а в другую – раствор тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ до растворения осадков. Растворение осадков свидетельствует об образовании комплексных соединений.

В обе пробирки добавить по 2 капли раствора KI и слегка встряхнуть их. Выпадение осадка AgI в одной из пробирок указывает на непрочность комплексного иона в полученном комплексном соединении.

В отчёте написать: 1) уравнения реакций хлорида серебра с аммиаком и тиосульфатом натрия (образуются комплексные соединения с координационным числом, равным двум); 2) названия комплексных соединений; 2) схемы электролитической диссоциации комплексных соединений и выражения для констант нестойкости комплексных ионов.

Для какого комплексного иона константа нестойкости больше, какой комплексный ион прочнее? На присутствие каких ионов в растворе комплексной соли указывает появление осадка йодида серебра?

Контролирующие задания

1. Назовите основные составные части данных комплексных соединений, приведите их названия, классифицируйте по трём-четырёх признакам: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $[\text{Cr}(\text{CO})_6]$.

2. Напишите формулу гексацианоферрата (II) никеля (II).

3. Для комплексного соединения $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ напишите уравнения первичной и вторичной диссоциации, выражение константы нестойкости.

4. Константы нестойкости комплексных ионов равны:



В растворе какого вещества концентрация ионов CN^- наибольшая?

5. Напишите уравнение реакции получения хлорид гекса амин никеля (II) взаимодействием хлорида никеля (II) с раствором аммиака.

ГЕТЕРОГЕННЫЕ РАВНОВЕСИЯ.

Работа 8 ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ

Жесткость воды обусловлена содержанием в ней растворимых солей кальция, магния, железа: нитратов, хлоридов, гидрокарбонатов и др. Различают жесткость временную и постоянную. Временная жесткость обусловлена содержанием гидрокарбонатов: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$, постоянная – содержанием хлоридов, нитратов, сульфатов этих металлов: CaCl_2 , MgCl_2 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и др. Сумма постоянной и временной жесткости составляет общую жесткость:

$$J_{\text{общ.}} = J_{\text{пост.}} + J_{\text{врем.}}$$

Жесткость воды оценивается числом миллимоль-эквивалентов ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , содержащихся в одном литре воды. Единица жесткости – ммоль/л. Для определения численного значения одного ммоль ионов

кальция и магния используются соотношения:

$$M_{\text{эк}}(\text{Ca}^{2+}) = \frac{Ar(\text{Ca})}{B} = \frac{40,08}{2} = 20,04 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Mg}^{2+}) = \frac{Ar(\text{Mg})}{B} = \frac{24,31}{2} = 12,15 \text{ г/моль},$$

где В – стехиометрическая валентность кальция и магния, равная двум.

Из этих соотношений следует, что один миллимоль Ca^{2+} приблизительно равен 20 мг ионов кальция, а один миллимоль Mg^{2+} – 12 мг ионов магния.

Классификация воды по степени жесткости приведена в табл. 11.

Таблица 11

Характеристика жесткости воды

Число ммоль/л ионов Mg^{2+} и Ca^{2+}	Характеристика жесткости воды
< 4	Мягкая
4 ÷ 8	Умеренно-жесткая
8 ÷ 12	Жесткая
> 12	Очень жесткая

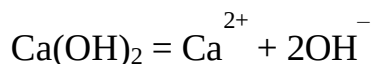
Жесткая вода непригодна для многих технических целей, поэтому снижение жесткости (умягчение воды) является важной задачей. Эта задача решается в технике тремя способами: физическим, химическим и физико-химическим. Сущность этих методов заключается в удалении из воды катионов металлов.

Физический способ основан на термическом разложении солей:

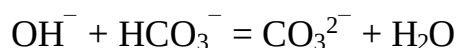
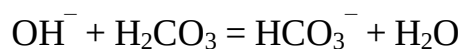


Таким образом, после выпадения осадков содержание ионов Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} в воде уменьшается. Этот способ пригоден лишь для устранения временной жесткости воды, так как сульфаты, нитраты и хлориды этих металлов при нагревании и кипячении воды остаются в растворе. В промышленных масштабах этот метод применяется в тех случаях, когда вода должна подогреваться, согласно технологии, в других аппаратах.

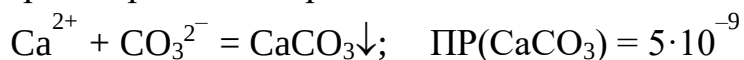
Химический способ основан на удалении из воды ионов кальция, магния, железа за счет перевода их в малорастворимые соединения: карбонаты, гидроксиды, тетрабораты и др. Для этого к жесткой воде добавляют реагенты – осадители. Обычно добавляют гашеную известь. В результате электролитической диссоциации извести:



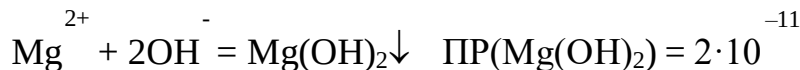
возрастает рН воды, что в соответствии с принципом Ле Шателье приводит к смещению равновесия реакций:



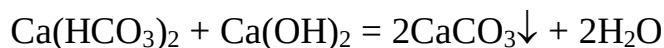
в сторону образования карбонат-ионов, в результате чего достигается произведение растворимости карбоната кальция и он выпадает в осадок:



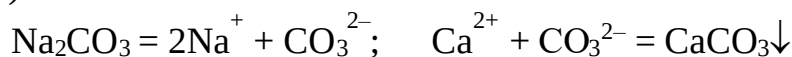
Кроме того, при увеличении концентрации гидроксид-ионов достигается произведение растворимости гидроксида магния, и он также выпадает в осадок:



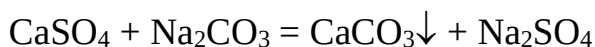
Реакции, протекающие при введении извести, можно записать уравнениями в молекулярном виде:



Метод известкования непригоден для снижения постоянной жесткости. Для этих целей необходимо вводить растворимую соль, содержащую карбонат-ионы. Обычно в воду добавляют карбонат натрия, который при диссоциации дает ионы CO_3^{2-} , связывающие катионы кальция (магния):

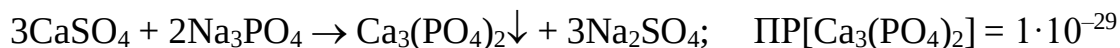


В молекулярном виде этот способ можно записать уравнением:



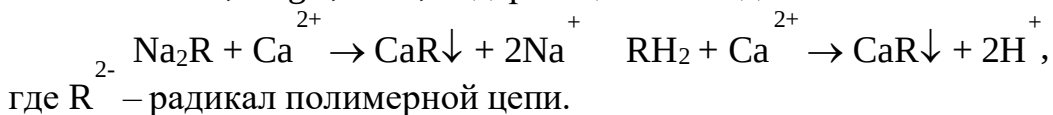
Почему для устранения постоянной жесткости не проводят осаждения сульфатов? Сравнение значений произведения растворимости сульфата кальция ($6 \cdot 10^{-6}$) и карбоната кальция ($5 \cdot 10^{-9}$) показывает, что связывание ионов кальция в виде CaCO_3 является более прочным.

Учитывая, что ортофосфаты еще менее растворимы, чем карбонаты, более полного устранения жесткости можно достичь с помощью реагента-осадителя ортофосфата натрия:



Химические методы связаны с расходом реагентов, поэтому в последние годы широкое распространение получил физико-химический метод – метод ионного обмена.

Физико-химический метод умягчения воды основан на использовании ионообменных смол, в которых ионы натрия или водорода, закрепленные на твердой полимерной матрице, способны замещаться на катионы Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} , содержащиеся в воде:



Через колонку, заполненную гранулами ионообменника, прокачивают жесткую воду, которая, проходя слой гранул, обменивает катионы

кальция и магния на катионы водорода, в результате чего снижается как временная, так и постоянная жесткость.

Оценка жесткости воды и категории жесткости производится, согласно таблице 9, если известны значения хотя бы одного из экспериментальных данных:

- 1) масса содержащихся в воде солей;
- 2) объем реактива, используемого на титрование воды;
- 3) количество или масса реагента, необходимого для устранения жесткости.

Рассмотрим на примерах расчет жесткости воды с использованием этих данных.

Пример 1. Вычислить временную жесткость, если в одном литре воды содержится 60,12 мг ионов Ca^{2+} и 28,37 мг ионов Mg^{2+} .

Решение. Число ммоль эквивалентов ионов кальция вычисляем из соотношения:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ ммоль } \text{Ca}^{2+} & \text{—} & 20,04 \text{ мг } \text{Ca}^{2+} \\ x & \text{—} & 60,12 \text{ мг } \text{Ca} \end{array}$$

$$x = \frac{60,12}{20,04} = 3 \text{ ммоль}$$

Число ммоль эквивалентов Mg^{2+} определяем аналогично:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ ммоль } \text{Mg}^{2+} & \text{—} & 12,15 \text{ мг } \text{Mg}^{2+} \\ x & \text{—} & 28,37 \text{ мг } \text{Mg} \end{array}$$

$$x = \frac{28,37}{12,15} = 2,5 \text{ ммоль}$$

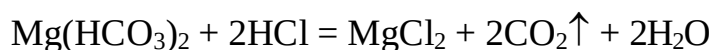
Общее число ммоль эквивалентов ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} в расчете на один литр воды составляет:

$$\text{Ж} = 3 + 2,5 = 5,5 \text{ ммоль/л}$$

следовательно, вода умеренно жесткая.

Пример 2. Определить временную жесткость воды, содержащую гидрокарбонат магния, если на титрование 100 мл этой воды израсходовано 8,00 мл 0,1 н. раствора соляной кислоты.

Решение. При титровании жесткой воды соляной кислотой происходит следующая химическая реакция:



В соответствии с законом эквивалентов, количества эквивалентов участвующих в реакции веществ должно быть одинаковыми, следовательно:

$$C_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{O}) \cdot V(\text{H}_2\text{O}) = C_{\text{эк}}(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}),$$

где $V(\text{H}_2\text{O})$ – объем титруемой жесткой воды, $V(\text{HCl})$ – объем раствора HCl , израсходованный на титрование, $C_{\text{эк}}(\text{HCl})$ – эквивалентная концентрация соляной кислоты; $C_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{O})$ – эквивалентная концентрация солей жесткости в воде.

Из этой формулы:

$$C_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{O}) = \frac{8 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1}{0,1} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л} = 8 \text{ ммоль/л},$$

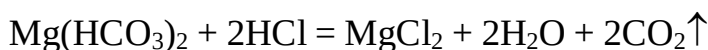
следовательно, вода жесткая.

Экспериментальная часть

Целью работы является определение жесткости водопроводной воды.

Опыт 1. Определение временной жесткости

Временная жесткость определяется титрованием исследуемой воды децинормальным раствором соляной кислоты в присутствии индикатора метилоранжа. При титровании протекают реакции:



Ход опыта. 1. В большой химический стакан налить воду из водопроводного крана, дать отстояться 10 минут.

2. Отмерить мерной пипеткой 50 мл исследуемой воды из стакана. Операцию повторить три раза, набрав по 50 мл воды в три конические колбы.

3. Добавить в каждую колбу по 2–3 капли метилоранжа.

4. Заполнить мерную бюретку децинормальным раствором соляной кислоты до верхнего (нулевого) деления. Предварительно ополоснуть её этим раствором. Проследить за тем, чтобы кислотой был заполнен нижний оттянутый конец бюретки.

Перед каждым следующим титрованием бюретку заполнять кислотой до нулевого значения.

5. Провести три титрования жесткой воды соляной кислотой до исчезновения желтой окраски и появления оранжевого (но не розового!) цвета раствора. Для этого в колбу для титрования медленно (по капле!) вводить раствор из бюретки, нажимая на бусинку в резиновой трубке

бюретки большим и указательным пальцами левой руки, а правой непрерывно перемешивая содержимое колбы. При появлении оранжевого цвета титрование прекратить и записать объем использованной на титрование кислоты.

Напоминаем, что в момент отсчета показания бюретки глаза экспериментатора должны находиться на уровне нижнего мениска раствора.

Результаты опыта занести в таблицу.

6. Пользуясь примером 2, вычислить временную жесткость воды и сделать вывод о том, к какой категории жесткости она относится.

№ опыта	Объем жесткой воды $V(H_2O)$, мл	Объем раствора кислоты, мл	Средний объем кислоты $V(HCl)$, мл
1			
2			
3			

Опыт 2. Определение общей жесткости

Общую жесткость воды определяют комплексометрическим титрованием с применением реактива ЭДТА (сокращённое название органического соединения этилендиаминтетрауксусной кислоты).

Заполнить бюретку раствором ЭДТА (0,02 н.). Отмерить пипеткой указанный преподавателем объем анализируемой воды и перенести её в коническую колбу для титрования. Долить дистиллированной воды до общего объема 100 мл. Добавить 5 мл буферного раствора $NH_4OH + NH_4Cl$ (для поддержания pH в интервале 9–10) и 2–3 капли индикатора эриохрома черного, при котором раствор окрасится в красный цвет.

Перемешать раствор и сразу титровать из бюретки раствором ЭДТА до перехода красной окраски в синюю.

Титрование повторить три раза, как в предыдущем опыте. Результаты записать в таблицу, которая по форме подобна таблице в опыте 1.

Рассчитать общую жесткость по такой же формуле, что и временную, только вместо объема и эквивалентной концентрации соляной кислоты брать объем ЭДТА и ее концентрацию.

Постоянную жесткость определить из соотношения:

$$J_{\text{пост}} = J_{\text{общ}} - J_{\text{врем.}}$$

Сделать вывод по работе, указать характеристику жесткости воды.

Контролирующие задания

1. Содержанием солей каких металлов обусловлена жесткость воды?
2. Чем отличается временная жесткость от постоянной?
3. В каких единицах измеряется жесткость воды?
4. Предложите несколько способов умягчения воды, содержащей гидрокарбонат и сульфат железа (II).
5. Рассчитайте временную жесткость воды, содержащую гидрокарбонат кальция, если на титрование 50 мл этой воды израсходовано 3 мл 0,1 н. раствора соляной кислоты.

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Методические указания
к выполнению практических работ дисциплине

«Общая и неорганическая химия»

Направление подготовки	19.03.01 Биотехнология
Направленность (профиль)	Промышленная биотехнология

Ставрополь

2025

РАЗДЕЛ СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ.

Тема «Основные понятия и законы химии»

Практическая работа № 1

«Вычисление по химическим формулам и уравнениям»

Цель: решить задачи по химическим формулам и использованием уравнений химической реакции.

Краткое теоретическое обоснование:

Относительная атомная масса (A_r) – величина, равная отношению средней массы атома естественного изотопического состава ($m_a(X)$) к атомной единицы массы (а.е.м.):

$$A_r(X) = \frac{m_a(X)}{\text{а. е. м.}} ; A_r(O) = \frac{2,67 \cdot 10^{-23}}{1,667 \cdot 10^{-24}} = 16$$

Относительная молекулярная масса ($M_r(X)$) – величина, равная отношению средней массы молекулы естественного изотопического состава вещества к атомной единице массы:

$$M_r(X) = \frac{m_M(X)}{\text{а. е. м.}} ; M_r(H_2O) = \frac{3,00 \cdot 10^{-26}}{1,667 \cdot 10^{-27}} = 18$$

Таким образом, относительная атомная и молекулярные массы показывают, во сколько раз масса атома данного элемента и масса молекулы данного вещества больше одной а.е.м.

Моль – количество вещества, содержащее столько структурных частиц атомов, молекул, ионов и других частиц, сколько атомов содержится в углероде ^{12}C массой 0,012 кг.

Количество вещества системы, содержащей $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов или $6,02 \cdot$

10^{23} молекул (или других структурных частиц), представляет собой моль этой

системы. Число частиц в моле любого вещества называется постоянной Авогадро и обозначается N_A : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.

Молярная масса (M) вещества X равна отношению массы (m) вещества к соответствующему количеству вещества (n):

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}$$

Молярный объем – (V_m) – это отношение объема газообразного вещества к количеству вещества в этом объеме при любых условиях:

$$V_m(X) = \frac{V}{n(X)}$$

При нормальных условиях (н.у.) объем 1 моль любого газа равен 22,4 л. Постоянная V_m^0 равная 22,4 л/моль, называется молярным объемом газа при нормальных условиях.

Порядок выполнения работы:

Выполните задания:

Задание 1

Решите задачи по химическим формулам:

I вариант

1. Рассчитайте количество вещества – азота, массой 14 г.
2. Сколько частиц содержится в хлориде натрия массой 5,85 кг.
3. Вычислите объем, занимаемый при нормальных условиях 11 г CO_2 .
4. Вычислите массовую долю (в %) меди в сульфате меди.
5. Определите массу молекулярного кислорода количеством вещества 3,5 кмоль.

II вариант

1. Рассчитайте количество вещества – кислорода, массой 48 г.
2. Сколько частиц содержится в оксиде меди (II) массой 0,8 т.
3. Вычислите объем, занимаемый при нормальных условиях 4 г CH_4 .
4. Найти массу хлорида кальция, взятого количеством вещества 3 моль.
5. Вычислите массовую долю (в %) кислорода в азотной кислоте.

Задание 2

Решите задачи с использованием уравнений химической реакции:

I вариант

1. Сколько граммов водорода можно получить при взаимодействии железа, массой 11,2 г с соляной кислотой?
2. Сколько молей оксида алюминия образуется при сжигании в кислороде алюминия массой 51 г?
3. Сколько литров кислорода, взятого при нормальных условиях, расходуется при сжигании алюминия массой 13 г?

II вариант

1. Сколько граммов соляной кислоты должно прореагировать с карбонатом кальция, чтобы образовался диоксид углерода массой 132 г?
2. Какой объем водорода выделится при взаимодействии железа массой 2,8 г с серной кислотой (н.у.)?
3. Какое количество вещества гидроксида натрия требуется для превращения сульфата меди (II) массой 16 г в гидроксид меди (II)?

Практическая работа № 2

«Строение электронов в атоме. Характеристика свойств элементов по их положению в периодической системе»

Цель: в соответствии с положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева дать характеристику химических элементов;

показать закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений.

Краткое теоретическое обоснование:

Период - это горизонтальный ряд элементов, в котором свойства изменяются от типичного металла до типичного неметалла и заканчиваются благородным газом (за исключением седьмого периода).

Группа - вертикальная группировка элементов, в которой один под другим размещены сходные между собой элементы.

Главные подгруппы образованы вертикальными рядами элементов малых периодов, в которых сверху вниз нарастают металлические свойства.

Побочные подгруппы составляют только элементы больших периодов, все они являются металлами и объединяются по сходным признакам.

Строение атома.

Атомы различных элементов характеризуются определенным зарядом ядра и равным ему числом электронов, которые находятся на определенных энергетических уровнях.

Энергетические уровни состоят из определенного числа подуровней: первый уровень – из одного подуровня, второй – и двух, третий из трех и т.д.

Подуровень характеризует побочное (или орбитальное) квантовое число l . Оно определяет форму электронного облака и показывает запас энергии электрона в подуровне. Подуровни имеют буквенные и числовые обозначения: s, p, d, f ($0, 1, 2, 3$).

Строение электронной оболочки атомов и ионов изображают электронной или электронно-графической формулой.

Распределение электронов в атомах по энергетическим уровням, подуровням и орбиталям определяется тремя основными положениями:

принципом Паули, который устанавливает, что в атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел;

принципом наименьшей энергии. Последовательность заполнения электронами уровней и подуровней должна отвечать наибольшей связи электрона с ядром, т.е. электрон должен обладать наименьшей энергией;

правилом Хунда, согласно которому определяется порядок заполнения орбиталей. Орбитали в пределах энергетического подуровня сначала заполняются все по одному электрону, затем их занимают вторые электроны.

Порядок выполнения работы:

Выполните задания:

I вариант

Задание 1

Напишите формулу, по которой можно рассчитать общее число электронов на третьем энергетическом уровне атома химического элемента. Приведите электронную формулу и графическую схему этого уровня, заполненного электронами.

Задание 2

Что общего и в чем различия в строении атомов химических элементов с порядковыми номерами 15 и 33? Дайте полный ответ.

Задание 3

Атом элемента имеет на шесть электронов больше, чем ион магния. Назовите элемент, составьте электронную формулу его атома и иона.

Задание 4

Назовите элемент по следующим данным: а) элемент четвертого периода, высший оксид X_2O_7 , с водородом образует газообразное соединение HX ; б) элемент пятого периода, высший оксид XO_2 , с водородом газообразное соединение не образует; в) элемент четвертого периода, высший оксид XO , с водородом дает солеобразное соединение XH_2 .

Задание 5

Напишите электронно-графическую формулу атома химического элемента с порядковым номером 17 и 29.

Задание 6

Дайте общую характеристику элемента с порядковым номером 11. Укажите его основные химические свойства.

II

вариант

Задание

1

Изобразите схему электронного строения атома элемента, расположенного в главной подгруппе II группы и 4-м периоде. Составьте формулы оксида и соответствующего ему гидроксида, укажите их характер.

Задание 2

Определите элемент, в атомах которого на s-орбиталях имеется всего 5

электронов. Напишите электронную формулу атома этого элемента, а также формулу его оксида и соответствующего ему гидроксида.

Задание 3

Атом элемента имеет на семь электронов меньше, чем ион хлора.
Назовите элемент, составьте электронную формулу его атома и иона.

Задание 4

Найдите в периодической таблице элемент, расположенный в IV периоде, в V ряду и проявляющий в кислородном соединении валентность VI. Какова его валентность по водороду?

Задание 5

Напишите электронно-графическую формулу атома химического элемента с порядковым номером 13 и 35.

Задание 6

Дайте общую характеристику элемента с порядковым номером 8.
Укажите его основные химические свойства.

Тема «Состав и классификация сложных неорганических веществ»

Практическая работа № 3

«Классификация химических соединений.

Генетическая связь неорганических веществ»

Цель: составить уравнения химических реакций, характерных для различных классов неорганических веществ и назвать их; дать классификацию химическим реакциям.

Краткое теоретическое обоснование:

Все вещества делятся на две основные группы - простые и сложные. Сложные вещества подразделяются на основные классы химических соединений и на неосновные. К основным классам химических соединений относятся оксиды, основания (гидроксиды), кислоты, соли. К неосновным относятся, например, пероксиды, галогенангидриды и т.д.

Оксиды - это сложные вещества, состоящие из кислорода и какого-нибудь другого элемента.

По химическим свойствам оксиды делятся на солеобразующие и несолеобразующие. К последним относятся, например, N_2O , NO , SiO – они не взаимодействуют с основаниями и не образуют солей.

Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные.

Основания (гидроксиды)- это сложные вещества, которые состоят из атомов металла и одной или нескольких групп $(OH)^-$, называемой гидроксогруппой.

Гидроксиды делятся на гидроксиды, которые растворяются в воде (растворимые), и гидроксиды, которые не растворяются в воде (нерастворимые). Растворимые гидроксиды называются щелочами. Щелочи образуют щелочные и щелочно-земельные металлы.

Кислоты – это сложные вещества, содержащие в своем составе водород, способный замещаться металлом и образование соли.

Соли - это продукт полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на металл или же продукт полного или частичного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток.

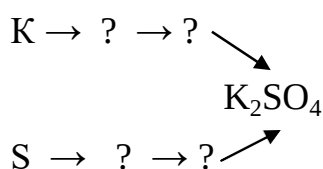
Порядок выполнения работы:

Выполните задания:

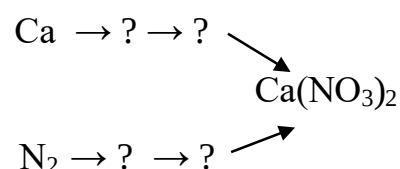
Задание 1

По схемам составьте уравнения химических реакций:

I вариант



II вариант



Задание 2

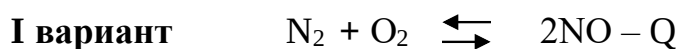
Распределите вещества по классам, назовите вещества:

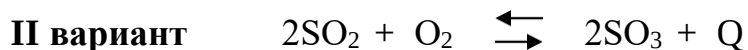
I вариант CuO ; KNO_3 ; CaOHCl ; SO_2 ; HNO_2 ; $\text{Al}(\text{OH})_3$.

II вариант Na_2O ; H_2SO_4 ; KHSO_4 ; P_2O_5 ; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

Задание 3

Дайте классификационную характеристику реакций:





Задание 4

I вариант

Составьте уравнения взаимодействия следующих реакций:

- а) силиката натрия с азотной кислотой;
- б) оксида фосфора (V) с оксидом натрия;
- в) гидроксида меди (II) с соляной кислотой;
- г) хлорида железа (III) с фосфатом натрия.

II вариант

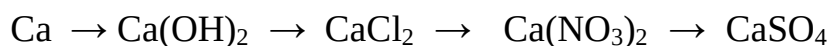
Какие из указанных веществ будут реагировать с соляной кислотой:

H_2SO_4 , CuO , P_2O_5 , AgNO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, Mg , K_2SO_4 ? Составьте возможные уравнения реакций.

Задание 5

Осуществите цепочку превращений:

I вариант



II вариант



Тема Основы химической термодинамики и кинетики.

Практическая работа № 4

«Определение характера химической связи в различных химических соединениях»

Цель: определить характер химической связи в различных химических соединениях, расставить степень окисления химических элементов.

Краткое теоретическое обоснование:

Химическая связь — это взаимодействие атомов, обуславливающее устойчивость молекулы или кристалла как целого. Химическая связь определяется взаимодействием между заряженными частицами (ядрами и электронами).

Ковалентная связь является причиной образования большинства молекул, молекулярных ионов, свободных радикалов и атомных кристаллических решеток.

Ковалентная связь образуется за счёт общих электронных пар, возникающих в оболочках связываемых атомов. Она может быть образована атомами одного и того же элемента и тогда она *неполярная*; например, такая ковалентная связь существует в молекулах одноэлементных газов H_2 , O_2 , N_2 .

Ковалентная связь может быть образована атомами разных элементов, сходных по химическому характеру, и тогда она *полярная*; например, такая ковалентная связь существует в молекулах H_2O , NF_3 , CO_2 . Ковалентная связь образуется между атомами элементов, обладающих электроотрицательным характером.

Ионная связь обуславливает существование молекул ионных соединений и ионных кристаллических решеток.

Металлическая связь существует в простых веществах – металлах.

Водородная связь существует внутри молекул отдельных веществ, а так же возникает между молекулами некоторых веществ.

Порядок выполнения работы:

Выполните задания:

Задание 1

Определить тип химической связи в следующих соединениях и степени окисления всех элементов:

I вариант

H_2S ; HClO_3 ; K_2SO_4 ; $\text{Be}(\text{OH})_2$; O_2 ; K_2S .

II вариант

S_8 ; CH_4 ; Na_2O ; OF_2 ; HNO_3 ; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

Задание 2

Изобразите образование химических связей в молекулах следующих соединений:

I вариант

SiF_2 , NCl_3 , I_2 , ZnS .

II вариант

CaH_2 , NH_3 , O_2 , KCl .

Задание 3

I вариант

Опишите физические свойства веществ с молекулярной кристаллической решеткой. Приведите примеры веществ.

II вариант

Опишите физические свойства веществ с атомной кристаллической решеткой. Приведите примеры веществ.

Задание 4

Составьте структурные формулы в молекулах следующих соединений:

I вариант

Cu_2O , BF_3 , Br_2 , SO_2 .

II вариант

AlCl_3 , PBr_3 , N_2 , CO_2 .

Практическая работа № 5

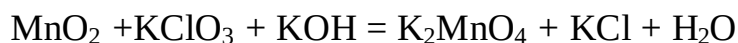
«Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса. Электролиз»

Цель: составить уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса, определить окислитель и восстановитель, составить уравнения реакций, проходящих на электродах.

Краткое теоретическое обоснование:

Реакции, в результате которых изменяется степень окисления элементов, называются окислительно – восстановительными.

Существует несколько способов составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса, основанный на определении общего числа перемещающихся электронов. Например:



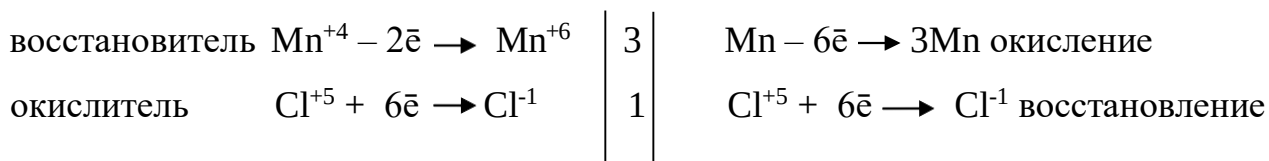
Определяем, атомы каких элементов изменили степень окисления:



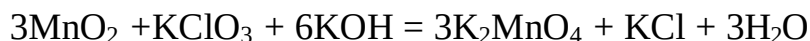
Определяем число потерянных (-) и полученных (+) электронов:



Число потерянных и полученных электронов должно быть одинаковым. Оба процесса полуреакций изобразим следующим образом:



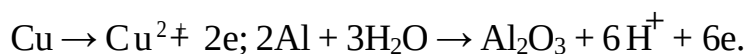
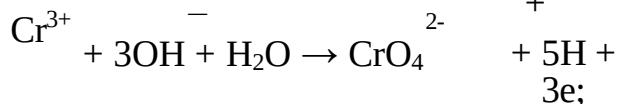
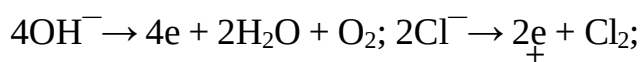
Основные коэффициенты при окислителе и восстановителе переносим в уравнение реакции



Процесс превращения марганца +4 в марганец +6 есть процесс отдачи (потери) электронов, т.е. окисление; процесс превращения Cl^{+5} в Cl^{-1} есть процесс получения электронов, т.е. процесс восстановления. Вещество MnO_2 при этом является восстановителем, KClO_3 – окислителем.

Электролиз, совокупность электрохимических окислительно-восстановительных процессов, происходящих при прохождении электрического тока через электролит с погруженными в него электродами. На катоде катионы восстанавливаются в ионы более низкой степени окисления или в атомы, напр.: $\text{Fe}^{3+} \rightarrow + e \text{ Fe}^{2+}$, $\text{Cu}^{2+} \rightarrow 2e \text{ Cu}$. Нейтральные молекулы могут участвовать в превращениях на катоде непосредственно или реагировать с продуктами катодного процесса, которые рассматриваются в этом случае как промежуточные вещества электролиза. На аноде происходит окисление ионов или молекул, поступающих из объема электролита или принадлежащих материалу анода; в последнем случае анод растворяется или окисляется.

Например:



Порядок выполнения работы:

Выполните задания:

Задание 1

Укажите в каких соединениях основной элемент будет только восстановителем; только окислителем:

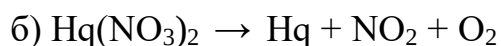
I вариант Na_2S , H_2SO_3 , S , H_2SO_4

II вариант $\text{Cr}(\text{OH})_3$, H_2CrO_4 , CrO , Cr

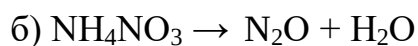
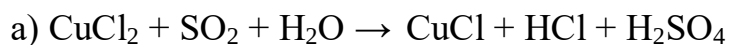
Задание 2

Закончите уравнения реакций. Расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

I вариант

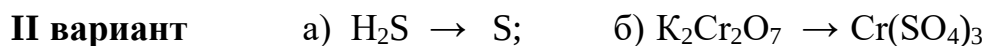


II вариант



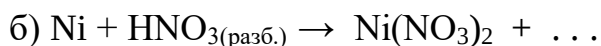
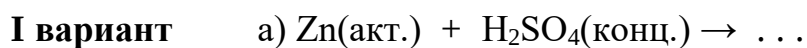
Задание 3

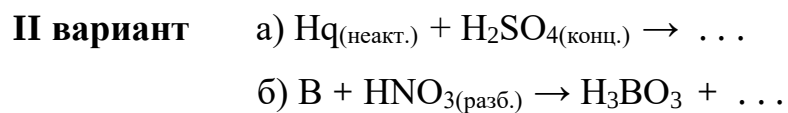
Какой процесс (окисление или восстановление) происходит по данной схеме:



Задание 4

Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:





Задание 5

Напишите уравнения реакций, протекающих на нерастворимых электродах при электролизе растворов:

I вариант а) сульфата калия; б) хлорида олова (II)

II вариант а) сульфида натрия; б) нитрата свинца (II)

Практическая работа № 6

«Скорость химической реакции. Зависимость скорости от различных факторов. Химическое равновесие»

Цель: провести расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций на скорость химических реакций и химическое равновесие.

Краткое теоретическое обоснование:

Скоростью химической реакции v определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени.

Состояние обратимой реакции, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называется **химическим равновесием**.

Химическое равновесие является подвижным. При изменении внешних условий скорости прямой и обратной реакций могут стать неодинаковыми, что обуславливает смещение равновесия.

Если в результате внешнего воздействия скорость прямой реакции становится больше скорости обратной реакции, то говорят о смещении равновесия **вправо (в сторону прямой реакции)**. Если скорость обратной реакции становится больше скорости прямой реакции, то говорят о смещении равновесия **влево (в сторону обратной реакции)**. Результатом смещения равновесия является переход системы в новое равновесное состояние с другим соотношением концентраций реагирующих веществ.

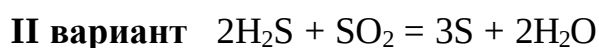
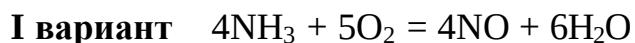
Направление смещения равновесия определяется принципом, который был сформулирован Ле-Шателье: если на равновесную систему оказывается внешнее воздействие, то равновесие смещается в сторону той реакции (прямой или обратной), которая противодействует этому воздействию.

Порядок выполнения работы:

Выполните задания:

Задание 1

Напишите выражения закона действия масс для скоростей следующих реакций:



Задание 2

I вариант

Химической реакции в растворе отвечает уравнение $A+B=C$. Как изменится ее скорость, если:

а) концентрацию вещества А увеличить в два раза, оставив концентрацию вещества В прежней;

б) концентрацию вещества В увеличить в два раза, оставив концентрацию вещества А прежней;

в) концентрацию обоих веществ увеличить в два раза;

г) увеличить в два раза давление на реагирующую смесь, предполагая, что в этом последнем случае реагируют между собой в смеси газообразные вещества?

II вариант

Химической реакции в растворе отвечает уравнение $A+2B=C$. Как изменить ее скорость, если:

а) концентрацию вещества А увеличить в два раза, оставив концентрацию вещества В прежней;

б) концентрацию вещества В увеличить в два раза, оставив концентрацию вещества А прежней;

в) концентрацию обоих веществ увеличить в два раза;

г) увеличить в два раза давление на реагирующую смесь, предполагая, что в этом последнем случае реагируют между собой в смеси газообразные вещества?

Задание 3

Решите задачу:

I вариант

Чему равен температурный коэффициент реакции, если при увеличении температуры на 60°C скорость реакции возросла в 64 раза?

II вариант

Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 40°C до 70°C , если температурный коэффициент реакции равен трем?

Задание 4

Решите задачу:

I вариант

Реакция между веществами А и В протекает по уравнению $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$. Начальная концентрация вещества А равна 0,3 моль/л, а вещества В – 0,5 моль/л. Константа скорости данной реакции 0,4. Вычислите начальную скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшилась на 0,1 моль/л.

II вариант

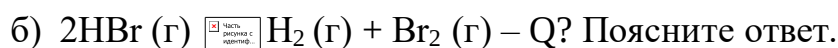
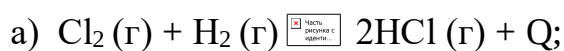
Определите исходные концентрации 2NO  $\text{O}_2 + 2\text{NO}_2$, если равновесие установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ:

$[\text{NO}_2] = 0,12$ моль/л, $[\text{NO}] = 0,48$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,24$ моль/л. Рассчитайте константу равновесия.

Задание 5

I вариант

В какую сторону смещается химическое равновесие при повышении температуры в следующих системах:



II вариант

Как повлияет:

а) повышение давления;

б) повышение температуры;

в) увеличение концентрации кислорода на химическое равновесие системы:



Дайте обоснованный ответ.

Тема Растворы, способы выражения концентраций.

Практическая работа № 7

«Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе»

Цель: провести расчеты по химическим формулам определения массовой доли и молярной концентрации растворенного вещества.

Краткое теоретическое обоснование:

Растворы – это гомогенные (однородные) системы, состоящие из двух и более самостоятельных веществ и продуктов их взаимодействия.

Концентрацией раствора называется массовое содержание растворенного вещества в определенном массовом количестве или определенном объеме раствора.

Массовая доля растворенного вещества ω – это отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора. Ее выражают в долях единицы (или в процентах):

$$\omega = \frac{m}{m_1} \cdot 100\%$$

где m – масса растворенного вещества; m_1 – масса раствора.

Молярная концентрация растворенного вещества.

Для обозначения молярной концентрации используют символ M . Если 1 л раствора содержит 1 моль растворенного вещества, то раствор называют одномолярным и обозначают 1М, если 3 моль – трехмолярным (3М) и т.д. Так одномолярный раствор H_3PO_4 – это такой раствор, в 1 л которого содержится 1 моль H_3PO_4 , т.е. 98 г.

Молярная концентрация C растворенного вещества – это отношение количества вещества (моль), содержащего в растворе, к объему этого раствора. Молярную концентрацию можно рассчитать по формуле:

$$C = \frac{n}{V}$$

где C – молярная концентрация, моль/л; n – количество растворенного вещества, моль; V – объем раствора, л.

Порядок выполнения работы:

Выполните задания:

Решите задачи:

I вариант

Задание 1

К 300 мл гидроксида калия с массовой долей KOH 20% (плотность 1,2 г/мл) прибавили KOH массой 40 г. Определите массовую долю (в %) KOH в новом растворе.

Задание 2

Определите молярную концентрацию раствора H_3PO_4 , в 500 мл которого содержится H_3PO_4 массой 9,8 г.

Задание 3

Определите концентрацию раствора соли, полученном при смешивании 20 г 5 % раствора и 100 г 13 %-го раствора.

Задание 4

Определите нормальность 1,8 л 20 % раствора хлорида натрия (плотность 1,151 г/см³).

Задание 5

В 200 мл 20 %-го раствора гидроксида натрия (плотность 1,25 г/мл) растворили еще 20 г твердой щелочи. Какой стала массовая доля щелочи в полученном растворе?

Задание 6

Какие массы воды и нитрата аммония необходимо взять для приготовления 3 л раствора с массовой долей нитрата аммония 8 % (плотность 1,06 г/мл)?

II вариант

Задание 1

К 200 мл раствора H₂SO₄ (плотность 1,066 г/мл) с массовой долей H₂SO₄ 10 % прилили 1 л воды. Определите массовую долю (в %) H₂SO₄ в полученном растворе.

Задание 2

Сколько граммов Na₂CO₃ содержится в 0,1 М растворе объемом 200 мл?

Задание 3

Какую массу 10 % раствора соли надо добавить к 100 г 20 % раствора, чтобы получить 16 % раствор.

Задание 4

Дано 0,25 л раствора H₂SO₄, содержащего 1,225 г кислоты. Определите нормальность кислоты.

Задание 5

В 650 мл 5 %-го раствора хлороводорода (плотностью 1,2 г/мл) растворили еще 33,6 л хлороводорода. Какой стала массовая доля хлороводорода в полученном растворе?

Задание 6

Какая масса хлорида меди (II) содержится в растворе объемом 15 л, если его молярная концентрация 0,3 моль/л?

Практическая работа № 8

«Составление уравнений реакции в молекулярной и ионной форме.

Гидролиз солей»

Цель: составить уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, уравнения гидролиза солей.

Краткое теоретическое обоснование:

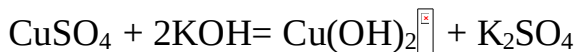
Электролитической диссоциацией называют распад электролита на сольватированные (гидратированные) ионы под действием молекул растворителя.

Основания – электролиты, диссоциирующие с образованием гидроксид-ионов OH^-

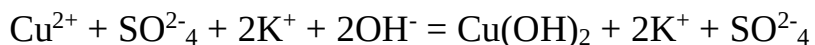
Кислоты – электролиты, диссоциирующие с образованием катионов водорода H^+ :

Средние соли, растворимые в воде, являются сильными электролитами и диссоциируют с образованием положительных ионов металла и отрицательных ионов кислотного остатка. Кислые соли рассматривают как продукт, получающийся из многоосновных кислот, в которых не все атомы водорода замещены на металл. Основные соли характерны для многоковалентных металлов и диссоциируют с образованием основных и кислотных остатков

Реакции между ионами называются **ионными реакциями**, а уравнения этих реакции – ионными уравнениями. Запишем уравнение реакции в молекулярной форме:



В ионной форме это уравнение будет иметь следующий вид:



Гидролиз соли - это реакция обмена ионов соли с ионами воды.

Например, гидролиз соли KNO_2 , образованной катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, протекает следующим образом:

- в молекулярной форме



- в ионной форме



- в краткой ионной форме



Порядок выполнения работы:

Выполните задания:

Задание 1

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах:

I вариант

- а) соляная кислота и нитрат серебра
- б) хлорид бария и сульфат алюминия
- в) оксид алюминия и серная кислота
- г) сульфат железа (III) и гидроксид натрия

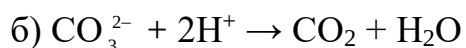
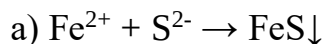
II вариант

- а) нитрат серебра и бромид алюминия
- б) хлорид аммония и гидроксид натрия
- в) сульфид натрия и соляная кислота
- г) оксид кальция и азотная кислота

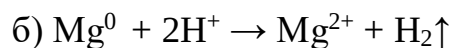
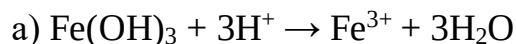
Задание 2

По кратким ионным уравнениям составьте молекулярные и полные ионные уравнения:

I вариант



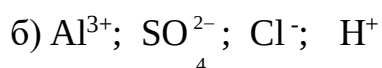
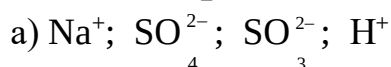
II вариант



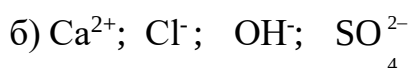
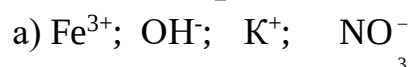
Задание 3

Могут ли находиться в растворе следующие ионы, если нет, то почему? Напишите краткие ионные уравнения возможных реакций.

I вариант



II вариант



Задание 4

Какие растворы солей подвергаются гидролизу:

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, укажите среду раствора.

I вариант



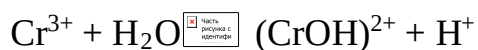
II вариант



Задание 5

Напишите в молекулярной форме по два уравнения гидролиза к каждому из ионных уравнений:

I вариант



II вариант



МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ Федеральное
государственное автономное образовательное учреждение высшего образования «СЕВЕРО-
КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Методические указания
к выполнению самостоятельной работы, по дисциплине

«Общая и неорганическая химия»

Направление подготовки
Направленность (профиль)

19.03.01 Биотехнология
Промышленная биотехнология

Ставрополь

2025

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Основные классы неорганических соединений

1.1. Оксиды

1.1.1. А) Напишите формулы оксидов следующих элементов: К; Ва; С; N; J; Se; Cr; S в высшей степени окисления. Дайте им названия.

Б) Напишите формулы кислот и оснований, которые им соответствуют.

В) Напишите по две реакции между: двумя оксидами; между основным оксидом и кислотой; кислотным оксидом и основанием.

1.1.2. Среди перечисленных ниже оксидов укажите основные и кислотные. Напишите формулы соответствующих гидроксидов.

А) оксид

кальция Б)

оксид серы (IV)

В) оксид фосфора

(V)

Г) оксид меди

(II) Д) оксид

железа (III) Е)

оксид хрома (VI)

Напишите две возможные реакции между оксидами, между оксидами и гидроксидами.

1.1.3. Напишите уравнения реакций между оксидом бария со следующими веществами:

А) водой

Б) оксидом углерода

(IV) В) азотной

кислотой

Г) соляной

кислотой Д)

оксидом серы (VI)

1.1.4. Напишите уравнения реакций между оксидом серы (VI) и следующими веществами:

А) гидроксидом натрия

Б) оксидом

лития В) водой

Г) оксидом

цинка Д)

оксидом натрия

1.1.5. Приведите по три примера получения оксидов путем разложения (солей, гидроксидов, кислот) сложных веществ и горения простых и сложных веществ. Напишите уравнения реакций.

1.1.6. Напишите не менее пяти реакций, с помощью которых можно получить оксид углерода (IV).

1.1.7. Докажите, что Na_2O – основной оксид, H_2O – амфотерный, CO_2 – кислотный.

1.1.8. Допisać схемы и составить уравнения возможных реакций; назвать продукты:

- 1) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow$
- 2) $\text{CuO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- 3) $\text{FeO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 4) $\text{K}_2\text{O} + \text{CuO} \rightarrow$
- 5) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{KOH} \rightarrow$
- 6) $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 7) $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 8) $\text{SO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 9) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 10) $\text{SO}_3 + \text{CO}_2 \rightarrow$
- 11) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 12) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{CaO} \rightarrow$
- 13) $\text{ZnO} + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow$
- 14) $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 15) $\text{K}_2\text{O} + \text{Li}_2\text{O} \rightarrow$
- 16) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_3 \rightarrow$
- 17) $\text{MgCO}_3 \rightarrow$
- 18) $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow$
- 19) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow$
- 20) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow$

1.2. Основания

1.2.1. Напишите формулы гидроксидов следующих металлов: лития, хрома (III), железа (II), калия, марганца (II), свинца (II), рубидия. Дайте им классификацию.

Выберите из предложенных гидроксидов – щелочь и напишите характерные реакции. Напишите реакции разложения нерастворимых оснований.

1.2.2. Какие из веществ: CaO ; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; H_2SO_4 ; CO_2 ; HCl ; ZnO ; CuSO_4 ; CuO ; CO ; P_2O_5 ; KOH ; $\text{Al}(\text{OH})_3$ будут реагировать:

А) с гидроксидом
натрия Б) с
гидроксидом меди

1.2.3. Напишите по три уравнения реакций получения:

А) гидроксида меди (II)

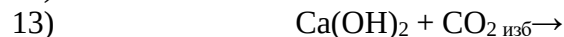
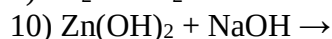
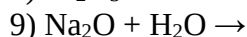
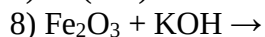
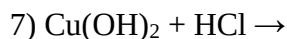
Б) гидроксида алюминия (III)

1.2.4. Используя металлический кальций, воду и кислород, получите гидроксид кальция. Составьте уравнения реакций.

1.2.5. Имеются медь, кислород, соляная кислота, вода и металлический натрий. Напишите все возможные реакции в результате которых получаются основания.

1.2.6. Закончите уравнения возможных реакций. Назовите продукты:

- 1) $\text{NaOH} + \text{CuO} \rightarrow$
- 2) $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t}$
- 3) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 4) $\text{NaOH} + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow$
- 5) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$
- 6) $\text{KOH} + \text{CO}_2 \xrightarrow{\text{изб}}$



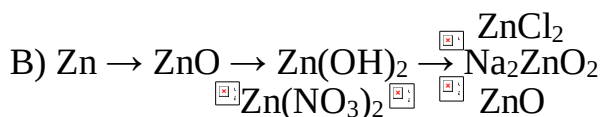
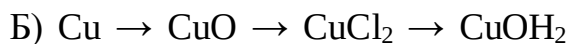
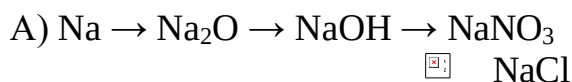
1.2.7. Почему, если к соли алюминия добавлять щелочь, то осадок гидроксида алюминия не образуется?

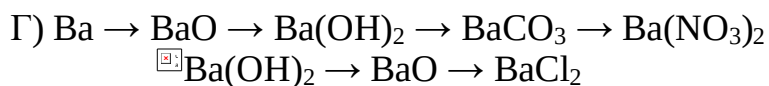
1.2.8. С каким из следующих веществ реагирует гидроксид цинка: KCl ; HNO_3 ; KOH ; KNO_3 ; Al ; H_2O ? Напишите уравнения реакций.

1.2.9. Напишите возможные уравнения реакций:



1.2.10. Напишите уравнения реакций, назовите продукты.





1.3. Кислоты

1.3.1. Приведите примеры известных вам кислот:

А)

кислородосодержаще

й Б) бескислородной

В) одноосновной

кислоты Г)

двухосновной

Д) трехосновной

Напишите реакции нейтрализации для этих кислот с гидроксидом калия.

Составьте по два уравнения получения этих кислот.

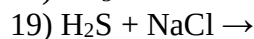
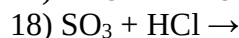
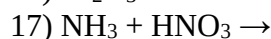
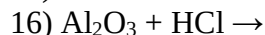
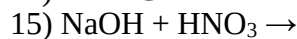
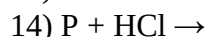
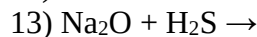
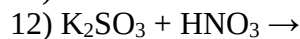
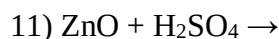
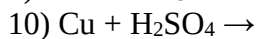
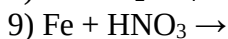
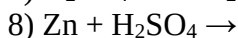
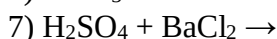
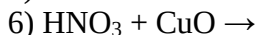
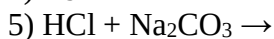
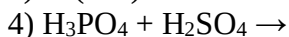
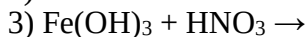
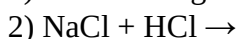
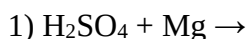
1.3.2. С каких из перечисленных веществ будет реагировать соляная кислота: Cu; CuO; Cu(OH)₂; Pb(NO₃)₂; CaO; CaCO₃; Al(OH)₃; Ag; Al; AgNO₃. напишите уравнения соответствующих реакций.

1.3.3. С каким из перечисленных веществ будет реагировать серная кислота: Mg; CaO; Ca(OH)₂; CaCO₃; Hg; Al; Al₂O₃; Al(OH)₃; Ba(NO₃)₂; Cu(OH)₂. Напишите возможные уравнения реакций.

1.3.4. Напишите уравнения реакций, которые подтверждают кислотные свойства оксида серы (VI) и серной кислоты.

1.3.5. Напишите формулы кислородосодержащих кислот для всех элементов третьего периода и элементов пятой группы. Как происходит изменение свойств этих кислот. Для самой сильной кислоты напишите характерные реакции.

1.3.6. Напишите уравнения возможных реакций, назовите продукты:



1.3.7. Каким из следующих оксидов соответствуют кислоты: MgO ; Mn_2O_7 ; CO ; P_2O_3 ; N_2O ; Cl_2O_7 ; SiO ; FeO ; Na_2O ; NO ; SO_2 ; CrO_3 . Напишите молекулярные и графические формулы кислот. Дайте им названия.

1.4. Соли

1.4.1. Из перечня солей, формулы которых приведены ниже выпишите отдельно:

А) средние;

Б)

основные;

В) кислые;

NaHCO_3 ; K_2SO_4 ; Na_2CO_3 ; $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$; NH_4NO_3 ; CaCO_3 ; ZnS ; BaCl_2 ; $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; MgOHCl ; KHS ; Na_2HPO_4 .

Дайте им название.

1.4.2. Напишите формулы солей согласно их названиям, дайте им классификацию: нитрат меди; гидроксосульфид цинка; гидроксосульфат свинца (II); йодит бария; сульфит дигидроксоалюминия; дигидрофосфат железа (III); силикат натрия; гидросульфид калия; дигидрофосфат натрия; гидроксосульфат алюминия; дигидроксонитрат железа (III); гидрокарбонат бария; перманганат калия; дихромат натрия; гидроксофосфат кальция. Написать их графические формулы.

1.4.3. Какие соли можно получить, имея растворы – CuSO_4 ; AgNO_3 ; K_3PO_4 ; BaCl_2 ? Напишите уравнения реакций.

1.4.4. Напишите уравнения реакций образования средних и кислых солей:

А) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$

Б) $\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow$

В) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NH}_4\text{OH}$

$\rightarrow$ Г) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl}$

$\rightarrow$

Д) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

1.4.5. Напишите уравнения реакций образования средних и основных солей:

А) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow$

Б) $\text{HNO}_3 + \text{Bi}(\text{OH})_3$

$\rightarrow$ В) $\text{H}_2\text{SO}_3 +$

$\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$ Г) HCl

$+ \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow$ Д)

$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$

1.4.6. Какие кислоты могут образовывать кислые соли? Приведите примеры кислых солей, кислородосодержащих и бескислородных кислот и уравнения их образования.

1.4.7. Какие основания могут образовывать основные соли? Приведите примеры основных солей. Напишите уравнения их образования.

1.4.8. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать сульфат меди (II):

- А) серой Б) оловом В) железом
 Г) серебром
 Д) оксидом железа (III)
 Напишите соответствующие уравнения.
 Е) гидроксидом натрия
 Ж) гидроксидом свинца (II) З) хлоридом бария
 И) хлоридом натрия

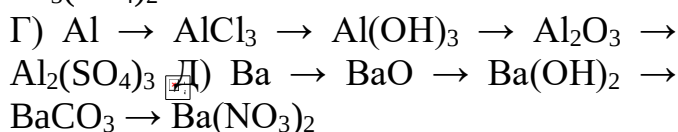
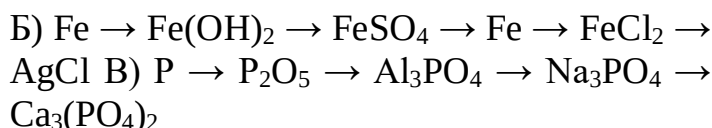
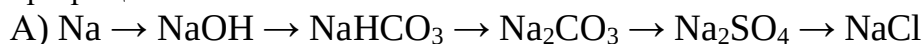
1.4.9. Предложите несколько способов (не менее 4-х) получения:

- А) сульфата кальция
 Б) сульфата алюминия В) нитрата меди

1.5. Генетическая связь между классами неорганических соединений

1.5.1. Как получить два оксида, две кислоты, две соли, используя железо, серу и кислород? Напишите уравнения.

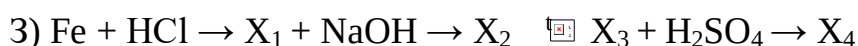
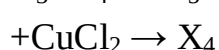
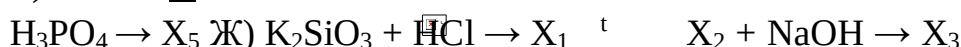
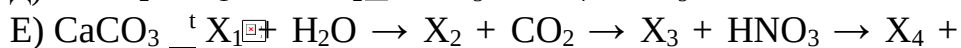
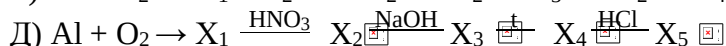
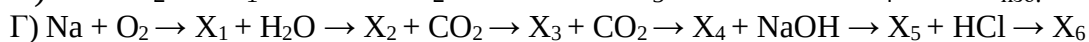
1.5.2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



1.5.3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых исходя из 4 простых веществ: К; S; O₂; H₂ – можно получить три средние соли, три кислоты и три кислые соли.

1.5.4. Получите фосфат кальция, используя простые вещества → кальций, фосфор и кислород.

1.5.5. Напишите уравнения химических реакций согласно схеме:



Комплексные соединения.

2.1. Определить строение комплексной соли, степень окисления комплексообразователя и привести их названия, дать им классификацию и написать уравнение диссоциации по первой ступени.

- А) $K[AuBr_4]$
Б)
 $K_2[Ca(CN)_4]$
В) $Ca[ZrF_6]$
Г) $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$
Д)
 $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$
Е) $K[PtNH_3Cl_5]$
Ж)
 $H[Co(H_2O)_2(CN)_4]$
З) $[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$
И) $Na[FeNO(CN)_5]$
К) $K[Cr(SO_4)_2]$

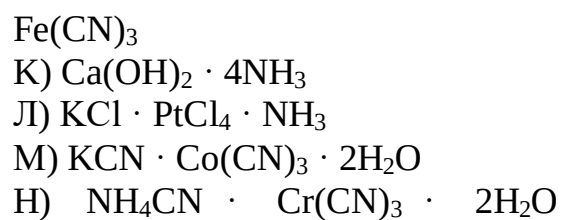
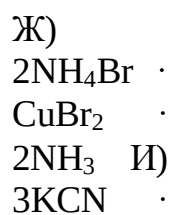
2.2. Написать формулу комплексного соединения, исходя из названия:

- А) тетрабромпалладат (II) калия
Б) гексагидроксокобальтат (II)
бария В) тетрацианоникелат (II)
натрия
Г) хлорид дихлороакватриамино хрома
(III) Д) тетрацианодиаквакобальтат
(III) водорода Е) дисульфферрат (II)
аммония
Ж) хлорид
оксалатотетрааминохрома (III) З)
тетрахлороаурат (III) цезия
И) гексагидроксоплатинат (IV)
натрия К) хлорид
триакватриаминохрома (III)

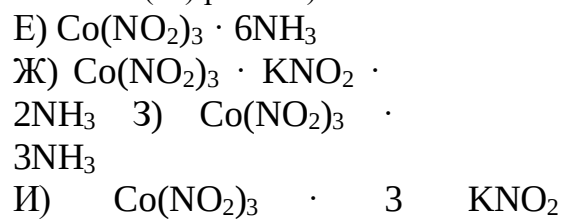
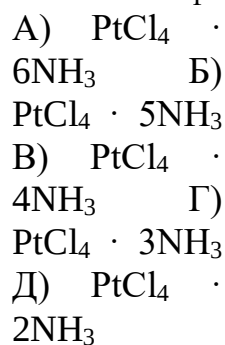
Дать им классификацию. Рассмотреть строение. Определить координационное число.

3.3. Написать координационные формулы следующих комплексных соединений, обосновать выбор комплексообразователя и привести их названия:

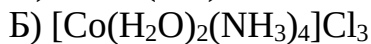
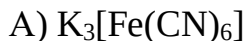
- А) $3NaF$ · Е) $2KNO_3 \cdot HNO_3 \cdot Au(NO_3)_3$
 AlF_3 Б) SiF_4
· BaF_2
В) $2Ca(CN)_2$ ·
 $Fe(CN)_2$ Г)
 $2Ba(OH)_2$ ·
 $Cu(OH)_2$ Д) $CoCl_3 \cdot$
 $4NH_3 \cdot H_2O$



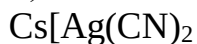
3.4. Написать координационные формулы следующих комплексных соединений и привести их названия и классификацию (учитывая, что коорд. число кобальта (III) равно 6):



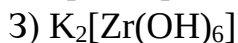
3.5. Написать уравнение диссоциации в растворе комплексных ионов следующих соединений и выражение констант нестойкости комплексных ионов



Г)



Ж)



1. Известно, что из раствора соли комплексной $CoCl_3 \cdot 6NH_3$ нитрат серебра осаждает весь хлор, а из раствора $CoCl_3 \cdot 5NH_3$ только $\frac{2}{3}$ хлора. Написать координационные формулы этих солей и уравнения их диссоциации.
2. Существует два комплексных соединения кобальта одинакового состава: $CoClSO_4 \cdot 5H_2O$. Раствор одной соли дает осадок с раствором хлорида бария, но не взаимодействует с раствором нитрата серебра. Раствор другой соли дает осадок с нитратом серебра, но не взаимодействует с хлоридом бария. Написать координационные формулы этих солей и уравнения их диссоциации. Назовите соли.
3. Привести уравнения реакций используемых в аналитической химии, идущие с образованием комплексных солей.
4. Почему гидроксид меди растворяется в аммиаке? Какое комплексное соединение образуется? Каков заряд комплексного иона?
5. Гидроксид алюминия растворяется в конц. $NaOH$ с образованием комплексного иона. Напишите эту реакцию и найдите заряд иона комплексообразователя. Назовите комплекс, напишите реакцию этого комплекса с HCl избытком и недостатком.

Сколько требуется $AgNO_3$ для осаждения ионов Cl^- из 1 моль $[Cr(H_2O)_5Cl]Cl_2$?