

**Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«САРАТОВСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н.Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО»**

Авторы-составители:

Л.Ф. Кожина, И.В.Тюрина, И.В. Косырева

Анализ результатов ЕГЭ по химии в 2017 году

в г. Саратове и Саратовской области

Учебно-методическое пособие для студентов направления подготовки
«Педагогическое образование» профиль «Химия»

Саратов, 2017

Авторы-составители: Л.Ф. Кожина, И.В.Тюрина, И.В. Косырева. Анализ результатов ЕГЭ по химии в 2017 году в г. Саратове и Саратовской области. Учебно-методическое пособие для студентов направления подготовки «Педагогическое образование» профиль «Химия». [Электронный ресурс]. Саратов. 2017. – 48 с.

Данное пособие составлено преподавателями Института химии СГУ и председателем региональной экспертной комиссии по химии. В пособии проведен анализ результатов единого государственного экзамена (ЕГЭ) по химии в 2017 году в г. Саратове и Саратовской области. Анализ результатов ЕГЭ по химии являются одной из составных частей для самостоятельной работы студентов - будущих учителей химии. Преподаватели, работающие со студентами, должны учитывать проблемы, возникающие у экзаменуемых по химии, и уделять им большее внимание при изучении химии и других смежных химических дисциплин.

В пособии даны методические рекомендации для учителей, занимающихся подготовкой учащихся к сдаче ЕГЭ по химии. Рассмотрены проблемы, вызывающие наибольшие затруднения при сдаче экзамена.

Пособие может быть полезным и для студентов других направлений обучения и для учащихся с углубленным изучением химии.

Авторы будут искренне благодарны всем, кто сочтет необходимым сделать замечания и высказать мнение о предлагаемом вниманию читателей учебно-методическом пособии. Они учтут их в своей дальнейшей работе.

Рекомендуют к печати
кафедра общей и неорганической химии
кафедра аналитической химии и химической экологии
Института химии СГУ
НМС Института химии СГУ

Рецензент
доцент кафедры общей и неорганической химии
к.х.н. Т.А. Акмаева
профессор кафедры аналитической химии и химической экологии
д.х.н. С.Ю. Доронин

Химия – сложная наука. Более сложная, чем физика. Физика гораздо проще, она описывает явления и выстраивает безупречную вертикальную логику. Уловить логику при изучении химических явлений очень сложно, в химии исключений очень много. Химия в центре всех наук. Весь мир, включая нас самих, состоит из химических веществ. А изучением вещества и занимается химия. Что же может быть интереснее?

Химическая промышленность выпускает пластмассы, искусственное волокно, синтетический каучук, красители, минеральные удобрения, лекарственные препараты и многое другое. С каждым годом возрастает роль химии в производстве продуктов питания.

Химия тесно связана со многими естественными науками – геологией, биологией и другими. На границе между химией и геологией возникла геохимия, изучающая распространенность и миграцию химических элементов на Земле. На стыке химии, биологии и геологии возникла биогеохимия, изучающая геохимические процессы с участием живых организмов. На границе биологии и неорганической химии появилась новая наука – бионеорганическая химия, которая изучает химические процессы, протекающие в клетках живых организмов при участии соединений биогенных элементов. Тесная связь физики, химии и биологии привела к созданию биофизической химии, которая описывает закономерности и механизмы протекания биологических процессов на основе фундаментальных законов физической химии. В основе процессов, обуславливающих современное состояние биосферы, лежат физико-химические превращения в литосфере, гидросфере, атмосфере и живых организмах. Эти превращения являются предметом изучения химии, геохимии, агрохимии, фотохимии, гидрохимии, биохимии. Возникло новое научное направление – химия окружающей среды. Зная химию, легче во всем этом разобраться.

Итоговая аттестация по химии в форме единого государственного экзамена (ЕГЭ) проходит в нашем регионе с 2009 г. в соответствии с

законодательством и является дисциплиной по выбору. Для подготовки учащихся к экзамену выпускается большое число различных пособий, авторами которых являются преподаватели и методисты, принимающие непосредственное участие в разработке контрольных измерительных материалов (КИМ) ЕГЭ. Задачей пособий является желание предоставить обучающимся информацию о структуре и содержании КИМ, степени трудности заданий. Однако, как известно по опыту прошлых лет и по выступлениям представителей Министерства образования и науки РФ, возможны изменения в формате и количестве заданий КИМ. В связи с этим в процессе подготовки необходимо обращаться к материалам сайта официального разработчика экзаменационных заданий – Федерального института педагогических измерений (ФИПИ): www.fipi.ru.

Результаты ЕГЭ по химии при поступлении в Вузы г. Саратова учитываются в СГМУ имени В.И. Разумовского, СГУ имени Н.Г. Чернышевского (Институт химии, биологический факультет), СГАУ имени Н.И. Вавилова, СГТУ имени Ю.А. Гагарина.

В табл. 1 приведены данные о количестве экзаменуемых с 2013 по 2017 гг. и числе учащихся, которые не смогли преодолеть нижний порог уровня освоения знаний по химии.

Таблица 1. Количество экзаменуемых и число учащихся, которые не смогли преодолеть нижний пороговый уровень

Год ЕГЭ	Число участников ЕГЭ	Ниже порогового балла (36)
2017	1176	127 (10,8%)
2016	1267	167 (13,2%)
2015	1334	111 (8,3%)
2014	1318	147 (11,2%)
2013	1710	181 (10,6%)

Число учащихся, которые выбрали единый экзамен по химии, с каждым годом уменьшается. В 2017 году в сдаче ЕГЭ по химии приняли участие 1176 человек, средний балл – 56,6. Федеральной службой по надзору в сфере образования и науки было установлено минимальное количество

баллов, нижний пороговый балл составил 36. Число экзаменуемых, знания которых оцениваются ниже порогового уровня (ниже 36 баллов), составило 127 учащихся. И только 1 участник ЕГЭ имеет 100 балльный результат.

Каждый вариант экзаменационной работы включал 34 задания, 1-26 – задания базового уровня сложности, ответы к заданиям записываются в виде последовательности цифр и подсказкой при этом является число правильных ответов указанных в задании; 27 – 29 – расчетные (типовые) задачи; 30 -34 – задания высокого уровня сложности с развернутым подробным ответом выполнения. Текст решения записывается на специальном бланке и оценивается комиссией при работе с копиями ответов-решений экзаменуемых. Задания этого типа в наибольшей степени позволяют объективно оценить уровень подготовки экзаменуемого.

Каждый вариант экзаменационной работы ЕГЭ состоял из 2 частей (табл. 2).

Таблица 2. Структура экзаменационной работы

Часть работы	Количество заданий	Максимальный первичный балл за выполнение	Процент максимального первичного балла за выполнение	Тип задания
Часть 1	29	40	66,7	Краткий ответ
Часть 2	5	20	33,3	Развернутый ответ
Итого	34	60	100	

Часть 1 содержала 29 заданий с кратким ответом. Задания этой части построены на материале всех важнейших разделов школьного курса химии. В совокупности они проверяли усвоение материала содержания на базовом уровне, предусмотренного стандартом образования из 4 *содержательных блоков* курса:

- теоретические основы химии
- неорганическая химия
- органическая химия

- методы познания в химии. Химия и жизнь.

Задания экзаменационных вариантов содержали вопросы разного типа и разного уровня сложности по *проверяемым темам* курса химии: «Современные представления о строении атома», «Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», «Химическая связь и строение вещества», «Неорганическая химия», «Органическая химия», «Методы познания в химии. Химия и жизнь», «Экспериментальные познания в химии», «Общие представления о промышленных способах получения важнейших веществ», «Расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций».

На экзамене при выполнении работы можно использовать Периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева, таблицу растворимости солей, кислот и оснований в воде, электрохимический ряд напряжений металлов.

В приложении 1 представлена краткая информация, которую нужно знать и использовать, имея навыки работы с **таблицей Д.И. Менделеева**.

А в приложении 2 – с **таблицей растворимости солей, кислот и оснований в воде**. Экзаменующиеся традиционно ошибаются при составлении уравнений химических реакций с участием кислых солей слабых кислот (основных солей слабых оснований), не учитывая, что эти кислоты (основания) являются слабыми электролитами. В большей степени это проявляется при написании полных или кратких ионных уравнений. Значительные затруднения возникают при составлении формул соединений по названию соединения, при определении среды растворов при гидролизе.

В приложении 3 представлена информация, которую можно получить, используя знания и умения работы с **электрохимическим рядом напряжений металлов**.

Анализ результатов выполнения заданий базового уровня (рис. 1) показал, что практически все участники **наиболее успешно справились** с выполнением тех заданий, которые ориентированы на проверку усвоения

учебного материала следующих содержательных линий ведущего раздела курса «Теоретические основы химии»:

- современные представления о строении атома;
- Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;
- химическая связь и строение вещества;
- классификация химических реакций.



Рис. 1. Результаты выполнения каждого задания в % от общего числа экзаменуемых.

Наибольшие затруднения были отмечены при выполнении следующих заданий части 1:

Таблица 3. Задания части 1, выполнение которых вызвало затруднения.

Задание	Проверяемый элемент содержания
9	Взаимосвязь неорганических веществ
10	Реакции окислительно-восстановительные
11	Характерные химические свойства неорганических веществ
17	Взаимосвязь углеводов и кислородсодержащих органических соединений
18	Характерные химические свойства углеводов
19	Характерные химические свойства

	предельных одноатомных и многоатомных спиртов, фенола, альдегидов, предельных карбоновых кислот, сложных эфиров
23	Гидролиз солей. Среда водных растворов: кислая, нейтральная, щелочная
24	Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Смещение равновесия под действием различных факторов
25	Качественные реакции на неорганические вещества и ионы. Качественные реакции органических соединений
26	Правила работы в лаборатории. Лабораторная посуда и оборудование. Правила безопасности. Научные методы исследования химических веществ и превращений. Общие научные принципы химического производства Высокомолекулярные соединения

Особенностью экзаменационных вариантов ЕГЭ по химии в 2017 году является отсутствие заданий с одним вариантом ответа.

Часть 2 включает 5 заданий с развернутым ответом выполнения заданий и требует более глубоких химических знаний и являются самыми сложными в экзаменационной работе. Задания с развернутым ответом предусматривают одновременную проверку усвоения нескольких элементов содержания из различных содержательных блоков на профильном уровне.

Таблица 4. Результаты выполнения заданий части 2

Задание	Максимальный балл	Средний балл
30	3	2,13
31	4	1,62
32	5	2,36
33	4	0,46
34	4	1,00

Как видно из данных табл. 4 **задание 30** основано на знании и усвоении основополагающих элементов содержания темы «Окислительно-восстановительные реакции». Происходит оценивание каждого этапа задания и максимальный балл за выполнение данного типа задания составил 3 балла.

С заданием 30 полностью справились 49,2% обучающихся и средний балл составил 2,13. Наиболее типичные ошибки и затруднения при работе над этим типом задания:

- *ошибки в нахождении степеней окисления атомов элементов в соединении; небрежность в записи величины степени окисления над символом элемента: вначале указывается знак «+» или «-», а затем цифра.*
- *ошибки при определении продуктов реакции (окисленной или восстановленной формы) в зависимости от кислотности среды, а также побочных продуктов (например, в щелочной среде в качестве продукта не могут образовываться кислоты или кислотные оксиды, а в кислой среде – основания, основные оксиды); окислитель и восстановитель являются **реагентами** (находятся в левой части уравнения реакции); обращать внимание на **число** атомов элемента в составе окислителя или восстановителя и учитывать это число в электронном балансе.*

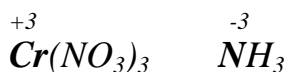
В приложении 4 представлены основные умения и знания, которыми должны владеть экзаменуемые при выполнении задания данного типа.

Задание 31 основано на взаимосвязи различных классов неорганических соединений и составлении реакций их взаимодействия со знанием правил записи молекулярных, полных и кратких ионных уравнений. Максимальный возможный балл – 4. Полностью выполнили предлагаемое задание всего лишь 19,8% от общего числа обучающихся. Средний балл 1,62.

Величина среднего балла свидетельствует о низком уровне знаний химических свойств неорганических соединений. Такой тип заданий вызывает у учащихся каждый год большие затруднения при их выполнении.

Наиболее типичные ошибки и затруднения при работе над этим типом задания:

- *при написании ионов не учитывают различие в записи степени окисления и заряда иона: правильная запись степени окисления атомов элементов - над символом элемента указывают знак «+» или «-» и цифру, например,*



Правильная запись заряда ионов, например, $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$, $(\text{Cr})^{3+}$ - цифра, а затем указывают знак «+» или «-».

- недостаточно используют знание периодического закона, изменения свойств веществ в зависимости от положения элемента, образующего соединение в таблице Д.И.Менделеева; теории электролитической диссоциации.

- отсутствуют навыки составления уравнений химических реакций с участием кислых и основных солей; с участием комплексных соединений и водного раствора аммиака; а также навыки написания уравнений реакций с учетом амфотерных свойств металлов, их оксидов и гидроксидов.

В приложении 5 приведены примеры решения задач подобного типа.

Задание 32 основано на знании свойств органических соединений и взаимосвязи соединений различных классов. Максимальный балл за выполнение данного типа задания – 5. Всего лишь 21% обучающихся полностью выполнили задание. Это величина несколько больше (приблизительно на 1%) по сравнению с результатом выполнения задания 31.

Представляет интерес сравнение «нулевых» результаты выполнения заданий 31 и 32. Значительно большие затруднения наблюдаются при выполнении задания 31. Материал о свойствах неорганических соединений осваивается учащимися в меньшей степени. В целом, выполнение данного вида задания, представляет для экзаменуемых значительную трудность.

- Отмечено невнимательное прочтение учащимися условия задания.

- Характерно отсутствие или наличие неправильной записи формул органических соединений в структурном виде.

- Вместо уравнений химических реакций представлены схемы реакций: без указания побочных продуктов, без коэффициентов перед реагентами или продуктами реакций.

- Отмечены проблемы при определении степеней окисления атомов углерода в органических соединениях; затруднения при составлении уравнений электронного баланса.

- Проявляется недостаточная степень освоения материала о номенклатуре веществ, типах химических реакций; свойствах органических соединений и их зависимости от условий протекания реакций.

Задание 33 - расчетные задачи по неорганической химии. Максимальный балл за правильное выполнение данного задания – 4. Полностью выполнили задание всего лишь 2,0%. Средний балл составил 0,46. Это самый низкий результат выполнения заданий части 2. 73,6% из числа обучающихся, приступивших к выполнению этого задания показали «нулевые» знания. Представленные результаты свидетельствуют об **отсутствии** у основной части обучающихся сформированного навыка в решении комбинированных задач.

Типичные ошибки:

Невнимательное прочтение учащимися условия - требования задания:

- неверно составлены уравнения реакций;
- нет расчета и вывода об избытке и недостатке реагентов;
- проведены ошибочные математические расчеты;
- допущены ошибки в применении формул связи между количеством вещества, массой и молярной массой;
- неверно установлены количественные отношения между реагирующими веществами;
- неправильно рассчитана масса конечного раствора;
- проведены недопустимые округления рассчитанных величин;
- экзаменующиеся **не пишут** или записывают **неверно** единицы измерения физических величин.

Задание 34. В заданиях данного вида предложены задачи на установление молекулярной и структурной формулы вещества. Данное задание оценивалось максимально в 4 балла. Полностью с заданием

справились 6,8 % экзаменуемых. Из числа приступивших к работе «нулевые» результаты показали 42,3% учащихся.

Наиболее типично невнимательное прочтение учащимися условия, т.е. при выполнении работы не учитываются требования задания:

- провести вычисления;
- написать молекулярную формулу органического вещества;
- составить структурную формулу вещества, **однозначно** отражающую порядок связей;
- уравнение реакции с заданным веществом

Типичные ошибки

- неверно составлены уравнения реакций;
- приведены ошибочные математические расчеты;
- неверно установлены количественные отношения между реагирующими веществами;
- проведены недопустимые округления рассчитанных величин.

Таблица 5. Результаты выполнения заданий части 2 по баллам в %

Задание	0	1	2	3	4	5
30	11,9	12,8	26,1	49,2	-	-
31	39,3	11,5	17,4	12,0	19,8	-
32	31,9	9,6	8,2	10,9	18,4	21,0
33	73,6	14,6	5,9	3,9	2,0	-
34	42,3	36,5	6,8	7,6	6,8	-

Анализируя результаты ЕГЭ по химии следует отметить, что

- значительное число «нулевых» результатов вполне объяснимо. В общеобразовательных учреждениях произошло значительное сокращение часов на изучение химии. 8 класс – 2 часа в неделю, 9 класс – 2 часа в неделю, 10 класс – 1 час, 11 класс – 1 час.
- учащиеся школ, лицеев и гимназий с углубленным изучением химии имеют значительно более высокие баллы.
- необходимо усилить взаимосвязь преподавателей Вузов и средних учебных заведений с целью повышения уровня подготовленности абитуриентов и их

последующем обучении как студентов, для которых химия является профилирующей дисциплиной. Впервые в 2016/2017 учебном году отмечена тенденция среди студентов 1 курса – значительное число отчислений студентов по собственному желанию.

Особое состояние тревожности возникает при обучении студентов направления подготовки «Педагогическое образование» профиль «Химия». Число бюджетных мест на обучение по данному направлению в 2017/2018 уч.г - 10, из числа первокурсников число иногородних равно 6 (60%); средний балл ЕГЭ по химии для них – 56,6; для выпускников г.Саратова – 63,7 балла. Число обучающихся на договорной основе – 2, средний балл ЕГЭ по химии составляет 37,5. Такие результаты ЕГЭ однозначно свидетельствуют об отсутствии прочных базовых знаний по химии, а именно эти студенты через 4 года станут учителями химии.

Наибольшие проблемы возникают у преподавателей Вузов при обучении студентов, которые при поступлении в ВУЗ не сдавали ЕГЭ по химии (геологический, географический, физический, юридический факультеты и др). При обучении студентов 1 курса необходимо поднять базовый уровень знаний по химии.

Приложение 1

Особенностью работы с периодической системой Д.И. Менделеева на ЕГЭ является наличие черно-белого варианта таблицы, это вносит определенные трудности для некоторых обучающихся. Необходимо помнить, что первые три периода это элементы главных подгрупп, каждый период содержит 2 s-элемента и 6 p-элементов. Начиная с 4 периода между 2 s- и 6 p-элементами располагаются 10 d-элементов, которые составляют побочные подгруппы в каждой группе.

***Главной характеристикой атома является *заряд ядра*. Он определяет число электронов, находящихся в атоме, и соответствует *атомному номеру*, т.е. *порядковому номеру элемента* в периодической системе

****Период* – последовательный ряд элементов, в атомах которых происходит заполнение одинакового числа электронных слоев.

***В малых периодах находятся только s- и p-элементы. В больших периодах между s-элементами и p-элементами внедряются 10 d-элементов, у которых электроны заполняют предвнешний d-подуровень. У всех d-элементов, независимо от номера группы, на внешнем уровне находится 2 электрона (или один электрон, если имеет место «провал» электрона). Явление «провала» электрона - электрон с подуровня ns «проваливается» на подуровень (n-1)d - можно объяснить наибольшей устойчивостью наполовину или полностью заполненных d-подуровней.

В четвертом и пятом периодах располагаются соответственно 3d- и 4d-элементы. В шестом и седьмом периодах помимо 10 d-элементов располагаются еще по 14 f-элементов (лантаноиды и актиноиды). Между s- и p-элементами в шестом и седьмом периодах находятся по 24 переходных металла, соответственно (5d- и 4f-элементы) и (6d- и 5f-элементы).

*** В группы объединяют атомы элементов, имеющие одинаковое число валентных электронов. Каждая группа делится на две подгруппы: главную (s-, p-элементы) и побочную (d-, f-элементы). Подгруппа – это совокупность элементов, являющихся полными химическими аналогами. Электронными

аналогами называются элементы, у которых валентные электроны описываются общей для всех элементов формулой. Например, галогены являются электронными аналогами, электронная конфигурация внешнего уровня ns^2np^5 . **Группа** – совокупность элементов, содержащих одинаковое число валентных электронов. **Подгруппа** – совокупность элементов, являющихся безусловными электронными аналогами.

***Суммарное количество электронов на внешнем уровне у s- и p-элементов соответствует номеру группы, в которой находится элемент и равно числу валентных электронов. Максимальная валентность элементов второго периода, равна 4, исключение - атомы O, N, F.

Для d-элементов валентные электроны располагаются на внешнем s-подуровне и на предвнешнем (n-1)d-подуровне. Максимальная валентность атома Fe не равна номеру группы, а равна 6.

*** Химическая природа элемента обуславливается способностью его атома терять и приобретать электроны. Эта способность может быть количественно оценена *энергией ионизации* атома и его *сродством к электрону*.

***Энергия *ионизации* – количество энергии, необходимое для отрыва электрона от невозбужденного атома; характеризует *металлические*, восстановительные свойства элементов. В периоде слева направо энергия ионизации увеличивается, металлические (восстановительные) свойства атомов уменьшаются. По группе сверху вниз энергия ионизации уменьшается.

***Сродство к электрону – энергетический эффект процесса присоединения электрона к нейтральному атому с превращением его в отрицательный ион. Характеризует *неметаллические*, окислительные свойства элементов. Общая закономерность: по периоду слева направо увеличивается, по группе сверху вниз – уменьшается.

****Электроотрицательность* является условным понятием, оно позволяет оценить способность атома данного элемента притягивать к себе

электроны, связывающие их с другими атомами в гетероатомной молекуле. Значения электротрицательности, полученные разными способами, не совпадают. Однако общие тенденции в изменении электроотрицательности по периодической таблице совпадают. Изменение электроотрицательности по группам и периодам: в периоде увеличивается (ослабевают металлические, увеличиваются неметаллические свойства элементов), в группе уменьшается (ослабевают неметаллические, возрастают металлические свойства).

***Атомный радиус определяют как полусумму соответствующих расстояний между ядрами соседних атомов в молекуле. Атомные радиусы элементов в периоде слева направо уменьшаются - с увеличением порядкового номера элемента происходит уменьшение радиуса. Объяснить это можно тем, что с увеличением заряда ядра увеличивается сила кулоновского притяжения электронов к ядру, которая преобладает над силами взаимного отталкивания электронов. Происходит сжатие электронной оболочки.

По группе сверху вниз с увеличением заряда ядра происходит увеличение радиуса – увеличение числа энергетических уровней, т.е. увеличение номера периода

***Номер периода указывает на число энергетических уровней; число энергетических подуровней в данном энергетическом уровне.

***Явление изоморфизма – способность образовывать общие кристаллические решетки со структурой одного из компонентов. Классификация разновалентных «изоморфных» ионов (с различием в величине радиусов не более 10–15%) - геохимические ряды А.Е. Ферсмана:

Ряд одновалентных катионов

Катион	Li ⁺	Cu ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Tl ⁺	Rb ⁺	Cs ⁺
r, Å	0,68	0,94	0,98	1,13	1,33	1,40	1,49	1,49	1,65

Ряд двухвалентных катионов

Катион	Be ²⁺	Mg ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Fe ²⁺	Cu ²⁺	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Cd ²⁺
r, Å	0,34	0,74	0,74	0,78	0,80	0,80	0,83	0,91	0,99

Катион	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Pb ²⁺	Ba ²⁺	Ra ²⁺
r, Å	1,04	1,26	1,26	1,38	1,44

Ряд трехвалентных катионов

Катион	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	РЗЭ ³⁺ и Y ³⁺
r, Å	0,68	0,94	0,98	1,13

Группы изоморфных ионов отделены друг от друга двойной чертой. Аналогичные изоморфные ряда известны для анионов. Именно этим объясняется способность различных ионов замещать друг друга в узлах кристаллической решеткой природных веществ.

*****Периодическое изменение электронного строения атомов** элементов – причина периодического изменения химических свойств элементов, а также соединений, которые они образуют.

*****Периодический закон** – свойства простых веществ, а также свойства и формы соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов элементов.

*****Высшая степень окисления элемента равна номеру группы**, в которой находится элемент. Минимальная степень окисления металлов равна нулю, металлы не проявляют отрицательную степень окисления, отрицательная степень окисления характерна для неметаллов. Минимальная степень окисления неметаллов рассчитывается по формуле - (N-8), где N – номер группы, в которой находится элемент. Степени окисления закономерно изменяются при переходе от одного элемента к другому в периодической системе. В периодах высшая степень окисления увеличивается. В главных подгруппах при переходе от элементов сверху вниз обычно становятся более устойчивыми низшие степени окисления; в побочных подгруппах, наоборот, устойчивы более высокие степени окисления.

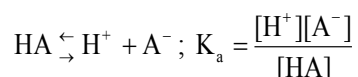
Приложение 2

*** В воде растворимы оксиды, которым по таблице растворимости соответствуют растворимые *основные гидроксиды* – основания (исключение гидрат аммония) - символы «р» или «м».

*** В воде растворимы все *кислотные гидроксиды* за исключением SiO_2 – для кремниевой кислоты символ «н».

*** *Сильные электролиты*: растворы основных гидроксидов щелочных и щелочноземельных металлов; несмотря на малую растворимость в воде гидроксиды кальция, стронция и бария являются сильными электролитами, т.к. та часть, которая растворилась в воде, полностью распадается на ионы. - сведения о сильных и слабых кислотах экзаменуемые должны запомнить за годы обучения. На наш взгляд желательно еще на начальном этапе изучения химии познакомить учащихся с константами диссоциации кислот и оснований. Такая информация позволит им более осознанно изучать тему «Растворы» и в частности вопросы, связанные с электролитической диссоциацией, ионными уравнениями химических реакций, процессами гидролиза.

Константы диссоциации кислот



Значения K_a приведены для температуры 298,15 К

Название	Формула	K_a
Азотистая	HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$
Азотная	HNO_3	$4,36 \cdot 10$
Бромоводородная	HBr	$1 \cdot 10^9$
Иодоводородная	HI	$1 \cdot 10^{11}$
Кремниевая	H_4SiO_4	
K_1		$1,3 \cdot 10^{-10}$
K_2		$1,6 \cdot 10^{-12}$
K_3		$2,0 \cdot 10^{-14}$
Марганцовая	HMnO_4	$\approx 10^8$
Марганцовистая	H_2MnO_4	
K_1		$\approx 10^{-1}$

K_2		$7,1 \cdot 10^{-11}$
Серная	H_2SO_4	
K_1		$1 \cdot 10^3$
K_2		$1,15 \cdot 10^{-2}$
Сернистая	H_2SO_3	
K_1		$1,4 \cdot 10^{-2}$
K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная	H_2S	
K_1		$1,0 \cdot 10^{-7}$
K_2		$2,5 \cdot 10^{-13}$
Тиосерная	H_2SO_3S	
K_1		$2,5 \cdot 10^{-1}$
K_2		$1,9 \cdot 10^{-2}$
Угльная	$CO_2(p) + H_2O$	
K_1		$4,5 \cdot 10^{-7}$
K_2		$4,8 \cdot 10^{-11}$
Уксусная	CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$
Фосфористая	H_3PO_3	
K_1		$1,6 \cdot 10^{-3}$
K_2		$1,6 \cdot 10^{-7}$
Название	Формула	K_a
Фосфорная, орто	H_3PO_4	
K_1		$7,1 \cdot 10^{-3}$
K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$
K_3		$5,0 \cdot 10^{-13}$
Фосфорная, пиро	$H_4P_2O_7$	
K_1		$1,2 \cdot 10^{-1}$
K_2		$7,9 \cdot 10^{-3}$
Фтороводородная	HF	$6,2 \cdot 10^{-4}$
Хлористая	$HClO_2$	$1,1 \cdot 10^{-2}$
Хлорная	$HClO_4$	$\approx 10^8$
Хлорноватая	$HClO_3$	$\approx 10^3$
Хлорноватистая	$HClO$	$2,95 \cdot 10^{-8}$
Хромовая	H_2CrO_4	
K_1		$1,6 \cdot 10^{-1}$
K_2		$3,2 \cdot 10^{-7}$
Циановодородная	HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$

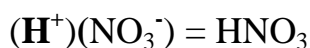
***Используя таблицу растворимости легко составить формулу оснований, кислот и солей.

Чтобы составить формулу основания необходимо обратить внимание на заряд катиона металла (катиона аммония) и записать после символа катиона гидроксогруппы, учитывая, что их число должно быть равно числу положительного заряда катиона:



(проверить: суммарное число положительных зарядов равно суммарному числу отрицательных зарядов).

Чтобы составить формулу кислоты, необходимо записать формулу аниона (кислотного остатка), например, (NO_3^-) заряд этого аниона равен -1 и перед анионом записать символ катиона водорода, учитывая, что число катионов H^+ должно быть равно цифре заряда аниона:



$(\text{H}^+)_3(\text{PO}_4^{3-}) = \text{H}_3\text{PO}_4$ (проверить: суммарное число положительных зарядов равно суммарному числу отрицательных зарядов).

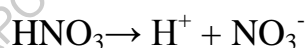
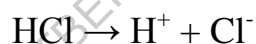
Для составления формул солей записываем символы катионов и анионов, соблюдая принцип электронейтральности, записываем формулу вещества, например: $(\text{Zn}^{2+})(\text{PO}_4^{3-}) = \text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$ или $(\text{Mg}^{2+})(\text{NO}_3^-) = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$

Названия кислот и соответствующих солей

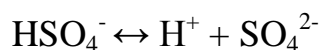
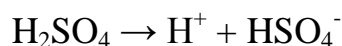
Кислота	Формула	Анион	Название соли	Примеры солей
1	2	3	4	5
Фтороводородная (плавиковая)	HF	F ⁻	<i>фторид</i>	NaF
Хлороводородная (соляная)	HCl	Cl ⁻	<i>хлорид</i>	NaCl
Бромоводородная	HBr	Br ⁻	<i>бромид</i>	NaBr
Иодоводородная	HI	I ⁻	<i>иодид</i>	NaI
Хлорная	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	<i>перхлорат</i>	NaClO ₄
Хлорноватая	HClO ₃	ClO ₃ ⁻	<i>хлорат</i>	NaClO ₃
Хлористая	HClO ₂	ClO ₂ ⁻	<i>хлорит</i>	NaClO ₂
Хлорноватистая	HClO	ClO ⁻	<i>гипохлорит</i>	NaClO

Азотная	HNO_3	NO_3^-	<i>нитрат</i>	NaNO_3
Азотистая	HNO_2	NO_2^-	<i>нитрит</i>	NaNO_2
Сероводородная		HS^-	<i>гидросульфид</i>	NaHS
		S^{2-}	<i>сульфид</i>	Na_2S
Серная	H_2SO_4	HSO_4^-	<i>гидросульфат</i>	NaHSO_4
		SO_4^{2-}	<i>сульфат</i>	Na_2SO_4
Сернистая	H_2SO_3	HSO_3^-	<i>гидросульфит</i>	NaHSO_3
		SO_3^{2-}	<i>сульфит</i>	Na_2SO_3
Угльная	H_2CO_3	HCO_3^-	<i>гидрокарбонат</i>	NaHCO_3
		CO_3^{2-}	<i>карбонат</i>	Na_2CO_3
Ортофосфорная (фосфорная)	H_3PO_4	H_2PO_4^-	<i>дигидрофосфат</i>	NaH_2PO_4
		HPO_4^{2-}	<i>гидрофосфат</i>	Na_2HPO_4
		PO_4^{3-}	<i>фосфат</i>	Na_3PO_4
Ортокремневая (кремневая)	H_4SiO_4	H_3SiO_4^-	<i>тригидросиликат</i>	NaH_3SiO_4
Марганцовая	HMnO_4	MnO_4^-	<i>перманганат</i>	NaMnO_4
Хромовая	H_2CrO_4	CrO_4^{2-}	<i>хромат</i>	Na_2CrO_4
Дихромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	<i>дихромат</i>	$\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Муравьиная	HCOOH	HCOO^-	<i>формиат</i>	HCOONa
Уксусная	CH_3COOH	CH_3COO^-	<i>ацетат</i>	CH_3COONa
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	COO^- COO^-	<i>оксалат</i>	$\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$

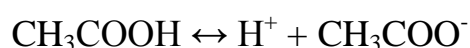
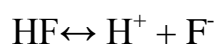
*** *Сильные одноосновные* кислоты диссоциируют практически необратимо:



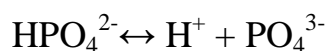
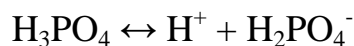
*** *Сильные многоосновные* кислоты диссоциируют ступенчато: по первой ступени необратимо, по остальным – обратимо:



*** *Слабые одноосновные* кислоты и кислоты средней силы диссоциируют обратимо:



*** Многоосновные кислоты средней силы диссоциируют ступенчато и по всем ступеням обратимо:



Число ступеней диссоциации равно основности кислоты. Константа диссоциации резко уменьшается при переходе от одной ступени к другой. Это означает, что в растворе больше всего ионов, образованных по первой ступени ($K_1 > K_2 > K_3$). Общая константа диссоциации равна произведению ступенчатых констант: $K = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3$, где K – общая константа диссоциации кислоты.

*** У элементов одной группы при одной и той же степени окисления сверху вниз увеличиваются эффективные заряды центральных атомов, что приводит к уменьшению силы кислот: $\text{H}_2\text{SO}_3 > \text{H}_2\text{SeO}_3 > \text{H}_2\text{TeO}_3$.

Сила кислородсодержащих кислот зависит от строения их молекул. Формулу кислородсодержащих кислот можно в общем виде записать: $\text{ЭO}_m(\text{OH})_n$, учитывая, что в молекулах имеются связи $\text{Э} - \text{O} - \text{H}$ и $\text{Э}=\text{O}$. Сила кислот не зависит от их основности – числа групп OH (числа n). Но сила кислот существенно зависит от числа не связанных в OH -группы атомов кислорода (т.е. числа m). По первой ступени диссоциации кислоты типа $\text{Э}(\text{OH})_n$ относятся к очень слабым, типа $\text{ЭO}(\text{OH})_n$ – к слабым, типа $\text{ЭO}_2(\text{OH})_n$ – к сильным, типа $\text{ЭO}_3(\text{OH})_n$ – к очень сильным.

Классификация кислородсодержащих кислот по силе
(по первой ступени диссоциации)

Тип кислоты	Кислота	Константа диссоциации	Сила кислоты
$\text{Э}(\text{OH})_n$	HClO H_3BO_3 H_4SiO_4 H_6TeO_6	$3,2 \cdot 10^{-8}$ $5,8 \cdot 10^{-10}$ $2,0 \cdot 10^{-10}$ $2,0 \cdot 10^{-8}$	Очень слабые
$\text{ЭO}(\text{OH})_n$	HClO_2 HNO_2 H_2CO_3 H_2SO_3 H_3PO_4 H_5IO_6	$1,1 \cdot 10^{-8}$ $4,0 \cdot 10^{-4}$ $1,3 \cdot 10^{-4}$ $1,3 \cdot 10^{-2}$ $7,3 \cdot 10^{-3}$ $3,1 \cdot 10^{-2}$	Слабые
$\text{ЭO}_2(\text{OH})_n$	HNO_3 HClO_3 H_2MnO_4 H_2SO_4	44 10^3 10^{-1} $1 \cdot 10^3$	Сильные
$\text{ЭO}_3(\text{OH})_n$	HClO_4 HMnO_4	10^8 10^8	Очень сильные

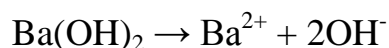
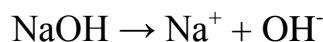
Резкое возрастание силы кислот с увеличением n можно объяснить оттягиванием электронной плотности от связи $\text{O} - \text{H}$ на связь $\text{Э} = \text{O}$. Это приводит к снижению прочности связи $\text{O} - \text{H}$, облегчению ее разрыва с отщеплением иона H^+ . Некоторые неметаллы образуют несколько кислот: H_2SO_3 и H_2SO_4 ; HNO_2 и HNO_3 ; HClO , HClO_2 , HClO_3 и HClO_4 . Чем выше степень окисления элемента, тем сильнее кислота.

*** Следует отметить, что высшая степень окисления центрального атома кислоты не всегда обуславливает проявление сильных окислительных свойств. Например, H_3PO_4 , H_2WO_4 , H_2SO_4 (разб), H_2CO_3 и кремниевые кислоты окислительных свойств в растворах практически не проявляют.

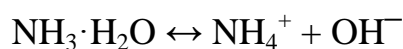
*** Рассмотрим изменение окислительной способности в ряду кислородсодержащих кислот хлора. Казалось бы, с увеличением степени окисления атома хлора должна увеличиваться способность к присоединению электронов. В действительности окислительные свойства увеличиваются в обратном порядке: $\text{HClO} > \text{HClO}_2 > \text{HClO}_3 > \text{HClO}_4$.

Связано это с тем, что в процессе восстановления должно происходить отщепление атомов кислорода, которое происходит тем труднее, чем выше степень окисления атома хлора.

*** *Сильные одно- и двухкислотные основания (щелочи) диссоциируют практически необратимо и в одну ступень:*



Слабые одно- и многокислотные основания диссоциируют обратимо и ступенчато, число ступеней равно кислотности основания (числу групп OH):



(диссоциация как слабого электролита, обратимый процесс)



(диссоциация как слабого электролита, обратимый процесс)



(диссоциация как слабого электролита, обратимый процесс)

Общая константа диссоциации оснований равна произведению ступенчатых констант: $K = K_1 \cdot K_2$, где K – общая константа диссоциации основания.

Константы ионизации оснований

Название	Формула	Растворимость в воде	Константа диссоциации
Гидроксид лития	LiOH	растворим	$6,8 \cdot 10^{-1}$
Гидроксид натрия	NaOH	растворим	5,9
Гидрат аммиака	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	растворим	$6,3 \cdot 10^{-3}$
Гидроксид магния	Mg(OH)_2	малорастворим	(II) $2,5 \cdot 10^{-3}$
Гидроксид стронция	Sr(OH)_2	малорастворим	(II) $1,5 \cdot 10^{-1}$
Гидроксид бария	Ba(OH)_2	малорастворим	$2,3 \cdot 10^{-1}$
Гидроксид цинка	Zn(OH)_2	нерастворим	(II) $4,0 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид свинца	Pb(OH)_2	нерастворим	(I) $9,6 \cdot 10^{-4}$ (II) $3,0 \cdot 10^{-8}$
Гидроксид меди (II)	Cu(OH)_2	нерастворим	(II) $3,4 \cdot 10^{-7}$
Гидроксид марганца (II)	Mn(OH)_2	нерастворим	(II) $5,0 \cdot 10^{-4}$
Гидроксид железа (II)	Fe(OH)_2	нерастворим	(II) $1,3 \cdot 10^{-4}$

Гидроксид железа (III)	Fe(OH) ₃	нерастворим	(II) 1,82·10 ⁻¹¹ 1,35·10 ⁻¹²
Гидроксид алюминия	Al(OH) ₃	нерастворим	(III) 1,38·10 ⁻⁹
Гидроксид хрома (III)	Cr(OH) ₃	нерастворим	(III) 1,02·10 ⁻¹⁰

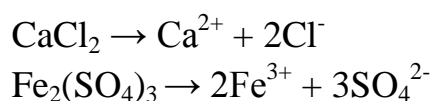
Основания классифицируются по кислотности (по числу гидроксильных групп, образующихся при электролитической диссоциации) и по силе (по величине константы диссоциации):

Кислотность основного гидроксида	<i>однокислотные:</i> NaOH, KOH <i>двухкислотные:</i> Ca(OH) ₂ , Fe(OH) ₂ <i>трехкислотные:</i> Fe(OH) ₃ , Al(OH) ₃
Сила основного гидроксида	<i>сильные:</i> NaOH, KOH, Ca(OH) ₂ <i>средние:</i> Mg(OH) ₂ <i>слабые:</i> Fe(OH) ₃ , Al(OH) ₃

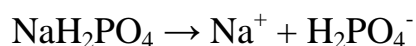
Константы диссоциации основных и кислотных гидроксидов по периоду слева направо изменяются следующим образом: в начале периода располагаются элементы, образующие гидроксиды с ярко выраженными основными свойствами; затем гидроксиды со слабыми основными свойствами, амфотерные и затем кислотные, свойства которых увеличиваются по периоду.

NaOH	NaOH = Na ⁺ + OH ⁻	K = 5,9
Mg(OH) ₂	Mg(OH) ₂ ↔ Mg(OH) ⁺ + OH ⁻ Mg(OH) ⁺ ↔ Mg ²⁺ + OH ⁻	K ₁ = 2,5 10 ⁻³
Al(OH) ₃	Al(OH) ₃ ↔ Al(OH) ₂ ⁺ + OH ⁻ Al(OH) ₂ ⁺ ↔ Al(OH) ²⁺ + OH ⁻ Al(OH) ²⁺ ↔ Al ³⁺ + OH ⁻	K ₁ = 8,3 10 ⁻⁹ K ₂ = 2,1 10 ⁻⁹ K ₃ = 1,0 10 ⁻⁹
H ₄ SiO ₄	H ₄ SiO ₄ ↔ H ⁺ + H ₃ SiO ₄ ⁻ H ₃ SiO ₄ ⁻ ↔ H ⁺ + H ₂ SiO ₄ ²⁻ H ₂ SiO ₄ ²⁻ ↔ H ⁺ + HSiO ₄ ³⁻	K ₁ = 1,3 10 ⁻¹⁰ K ₂ = 1,6 10 ⁻¹² K ₃ = 2,0 10 ⁻¹⁴
H ₃ PO ₄	H ₃ PO ₄ ↔ H ⁺ + H ₂ PO ₄ ⁻ H ₂ PO ₄ ⁻ ↔ H ⁺ + HPO ₄ ²⁻ HPO ₄ ²⁻ ↔ H ⁺ + PO ₄ ³⁻	K ₁ = 7,1 10 ⁻³ K ₂ = 6,2 10 ⁻⁸ K ₃ = 5,0 10 ⁻¹³
H ₂ SO ₄	H ₂ SO ₄ = H ⁺ + HSO ₄ ⁻ HSO ₄ ⁻ ↔ H ⁺ + SO ₄ ²⁻	K ₁ = 10 ³ K ₂ = 1,1 10 ⁻²
HClO ₄	HClO ₄ = H ⁺ + ClO ₄ ⁻	K = 10 ⁸

Средние соли – сильные электролиты, диссоциируют практически полностью и при этом образуются катионы металла и анионы кислотного остатка:



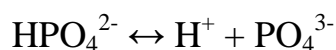
Кислые соли диссоциируют ступенчато. Например, дигидрофосфат натрия NaH_2PO_4 диссоциирует следующим образом:



(диссоциация как сильного электролита, необратимый процесс)



(диссоциация как слабого электролита, обратимый процесс)

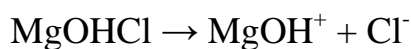


(диссоциация как слабого электролита, обратимый процесс)

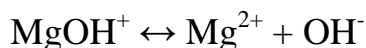
В результате диссоциации кислых солей образуются два типа катионов: катионы металла и водорода.

К образованию *кислых солей* способны двух- и трехосновные кислоты, например, фосфорная кислота образует 3 типа солей – Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 . Число солей определяется по числу анионов, которые образуются при диссоциации фосфорной кислоты.

Диссоциацию *основной соли* можно рассмотреть на примере гидроксохлорида магния:



(диссоциация как сильного электролита, необратимый процесс)



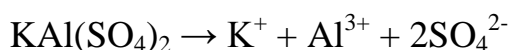
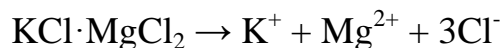
(диссоциация как слабого электролита, обратимый процесс)

При диссоциации основных солей всегда образуются два типа анионов: анион кислотного остатка и гидроксид-ион.

Основные соли образуют основания, в составе которых присутствует 2 или 3 гидроксильные группы. Число солей определяется по числу катионов,

которые образуются при диссоциации многокислотного основного гидроксида.

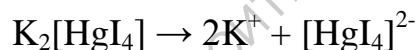
Двойные соли диссоциируют в водном растворе полностью и необратимо с образованием катионов двух различных металлов и аниона кислотного остатка:



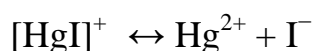
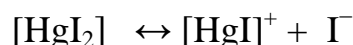
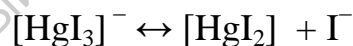
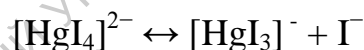
Смешанные соли образуют при диссоциации в водном растворе катионы металла и анионы двух различных кислот:



Комплексные соли – электролиты, которые при диссоциации образуют комплексные ионы, способные к самостоятельному существованию в растворе:



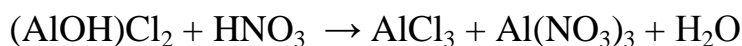
Комплексные ионы – слабые электролиты, диссоциируют ступенчато и обратимо:



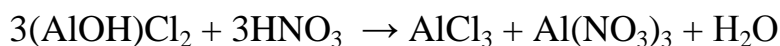
Пример: напишите уравнение нейтрализации основной соли с образованием средних солей: $(\text{AlOH})\text{Cl}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ в молекулярной, полной ионной и краткой ионной форме.

Решение:

- внимательно прочитав условие задания, запишем продукты реакции *средние соли* соляной кислоты AlCl_3 и азотной кислоты $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, т.к. в растворе присутствуют анионы 2-х кислот:

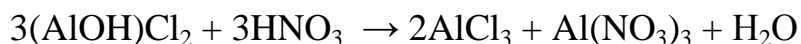


- расставим коэффициенты в предлагаемой схеме реакции с учетом формул реагирующих веществ:

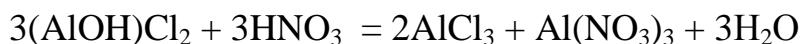


Перед формулой исходной соли $(\text{AlOH})\text{Cl}_2$ и HNO_3 должен быть коэффициент, кратный 3, исходя из состава соли AlCl_3 и соли $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

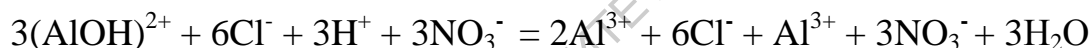
- учитывая общее число атомов алюминия в составе исходной соли вводим коэффициент 2 перед AlCl_3 .



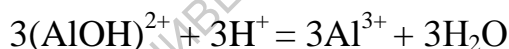
- проверяем число атомов водорода в правой и левой частях схемы реакции и вводим коэффициент 3 для молекул воды:



- запишем полное ионное уравнение реакции с учетом диссоциации основных солей:



- краткое ионное уравнение имеет вид:



Пример: Напишите уравнение *необратимой* электролитической диссоциации $\text{Na}_3(\text{HCO}_3)\text{CO}_3$. Рассчитайте сумму коэффициентов в уравнении реакции.

Решение:

Формула вещества показывает, что предлагаемая соль относится к классу двойных солей, образованных слабой угольной кислотой. Формулу соли можно записать $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3$. Подсказкой является слово «необратимая» диссоциация (необратимая диссоциация характерна для сильных электролитов):



Сумма коэффициентов в уравнении реакции равна 6, а сумма коэффициентов перед ионами равна 5.

Условия, необходимые для протекания гидролиза:

- соль должна быть растворима в воде

- соль должна быть образована слабым основанием и (или) слабой кислотой.

При решении вопросов, связанных с гидролизом солей рекомендуем использовать следующий алгоритм действий:

- записать формулу соли и формулы кислоты и основания, при взаимодействии которых может образоваться данная соль.

Указать силу кислоты и основания:

Хлорид натрия NaCl	NaOH сильный электролит
	HCl сильный электролит

Вывод: *соль не подвергается гидролизу, среда раствора нейтральная*

Ацетат бария (CH ₃ COO) ₂ Ba	Ba(OH) ₂ сильный электролит
	CH ₃ COOH слабый электролит

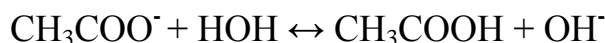
Используем правило «сильное побеждает слабое». Следовательно, гидролиз по аниону, среда раствора щелочная. Этой информации достаточно для выполнения задания по данной теме в экзаменационных вариантах.

Уравнение реакции следует записывать, начиная с ионов соли:



Учитывая, что реакция гидролиза – это реакция ионного обмена с молекулами воды с образованием слабого электролита.

Краткое ионное уравнение имеет вид:



Особенность: в кратком ионном уравнении процесса гидролиза всегда принимает участие 1 молекула воды.

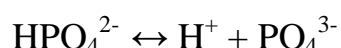
Молекулярное уравнение процесса:



Фосфат натрия Na ₃ PO ₄	NaOH сильный электролит
	H ₃ PO ₄ слабый электролит по 2 и 3 стадии диссоциации

В соответствии с правилом «сильное побеждает слабое» гидролиз происходит по аниону, среда раствора щелочная. Основность кислоты указывает на 3 стадии процесса гидролиза.

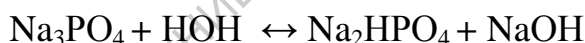
Для лучшего понимания следующих действий, запишем уравнение диссоциации фосфорной кислоты:



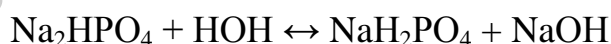
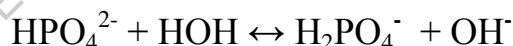
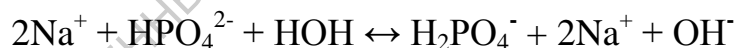
Кислотные свойства анионов уменьшаются в ряду: $\text{H}_2\text{PO}_4^- > \text{HPO}_4^{2-} > \text{PO}_4^{3-}$

Na_3PO_4 – среда раствора сильно щелочная, т.к. соль образована наиболее слабым кислотным анионом.

1 стадия гидролиза: $3\text{Na}^+ + \text{PO}_4^{3-} + \text{HON} \leftrightarrow 3\text{Na}^+ + \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$



2 стадия гидролиза соли Na_2HPO_4 :



Среда раствора менее щелочная, чем в растворе Na_3PO_4 .

По 3 стадии гидролиз практически не протекает, преобладает процесс диссоциации, т.к. по 1 стадии диссоциации фосфорная кислота является электролитом средней силы. Среда раствора слабо кислотная, близка к нейтральной.

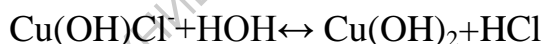
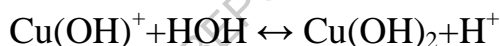
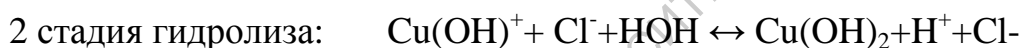
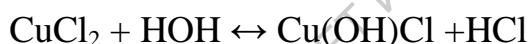
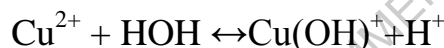
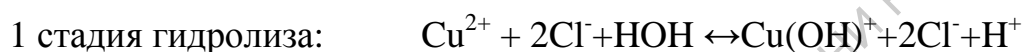
*** Средние соли подвергаются гидролизу в большей степени, чем кислые соли.

Чем слабее кислота, образующая соль, тем в большей степени происходит гидролиз соли, и соответственно, среда раствора соли в большей степени отличается от нейтральной.

*** Гидролизу подвергается незначительная часть вещества. В растворе преобладает процесс диссоциации соли.

Хлорид меди CuCl_2	$\text{Cu}(\text{OH})$ слабый электролит, стадии гидролиза
	HCl сильный электролит

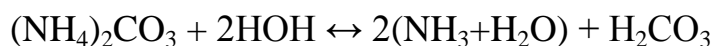
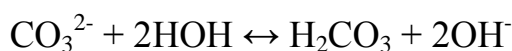
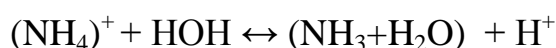
В водном растворе данная соль подвергается обратимому гидролизу по катиону, среда раствора – кислая, уравнение реакции гидролиза имеет вид:



Основные соли подвергаются гидролизу в меньшей степени, чем средние соли, чем слабее основание образующее соль, тем в большей степени происходит гидролиз.

Карбонат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	NH_4OH ($\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$) слабый электролит
	H_2CO_3 слабый электролит

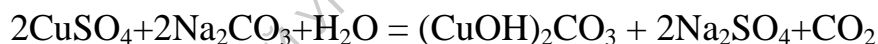
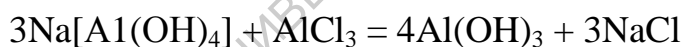
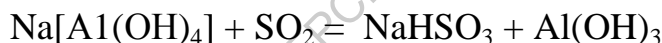
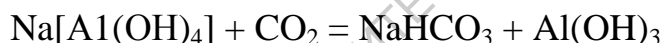
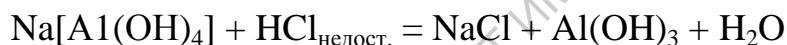
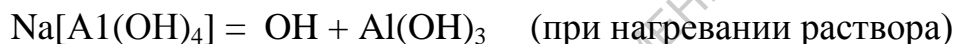
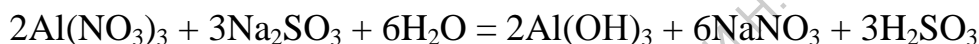
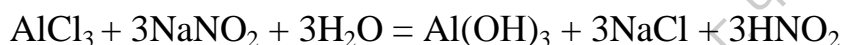
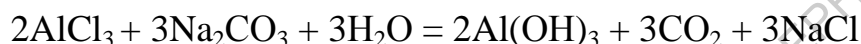
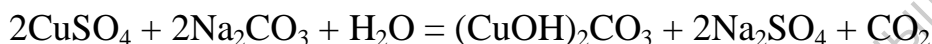
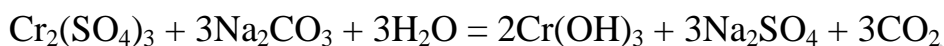
В водном растворе данная соль подвергается обратимому гидролизу по катиону и аниону одновременно:



Среда раствора близка к нейтральной.

Возможен полный и необратимый гидролиз солей, подсказкой в этом случае является таблица растворимости, для таких солей в таблице стоит прочерк и в примечании слова: *разлагается водой или не существует в водном растворе*. К солям такого типа относятся: Al_2S_3 , Cr_2S_3 , $Cr_2(CO_3)_3$, $Al_2(CO_3)_3$ и др.

Гидролизом солей обусловлены следующие превращения:



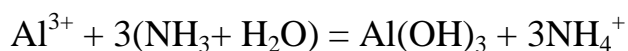
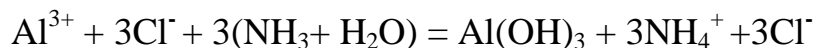
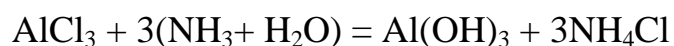
Образование основной соли обусловлено её наименьшей растворимостью по сравнению с $Cu(OH)_2$ и $CuCO_3$. При взаимодействии растворов солей с противоположным типом гидролиза происходит взаимное усиление гидролиза.

Предлагаемые уравнения химических превращений достаточно часто встречаются в части 2 заданий экзаменационных вариантов.

Затруднения возникают при составлении уравнений реакций ионного обмена с участием водного раствора аммиака, необходимо учитывать, что водный раствор аммиака проявляет основные свойства за счет химического взаимодействия в растворе:



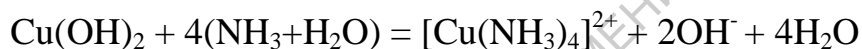
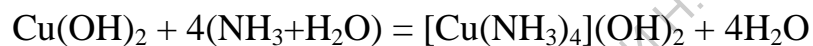
Например, взаимодействие растворимой соли алюминия с водным раствором аммиака, описывается следующим образом:



Допускается написание формы записи водного раствора аммиака:



*** Гидроксид алюминия, гидроксид железа (III) нерастворимы в избытке водного раствора аммиака, поэтому для полного осаждения гидроксидов применяют гидрат аммиака. Гидроксид меди (II) растворяется в избытке водного раствора аммиака с образованием комплексного соединения, образуется раствор василькового цвета:



*** Комплексные ионы являются слабыми электролитами и в реакциях ионного обмена не учитывают диссоциацию внутренней сферы.

*** Реакции ионного обмена протекают до конца, если продуктом реакции является газ, осадок, вода или комплексное соединение.

Приложение 3

*** Слева направо по ряду напряжений металлов восстановительные свойства уменьшаются, а окислительные свойства катионов металлов увеличиваются.

*** Металлы, расположенные в ряду напряжений слева, включительно по Al растворимы в воде с образованием основных гидроксидов и выделением водорода: при комнатной температуре от лития до магния; магний – при кипячении раствора; алюминий - после удаления оксидной пленки; остальные металлы – только при высокой температуре с образованием оксидов.

*** Металлы, расположенные в ряду напряжений до H₂, взаимодействуют с разбавленными кислотами, проявляющими общие кислотные свойства, с выделением водорода.

*** Более активный металл вытесняет менее активный из растворов его солей. Нельзя использовать металлы, растворимые в воде.

*** Чем выше активность металла, тем больше термическая устойчивость его оксида.

*** Если в состав соли входит катион металла, растворимого в воде (Li – Al), то при электролизе водного раствора соли на катоде принимает участие вода $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$; если в состав соли входит катион малоактивного металла (Cu – Au), то на катоде принимает участие катион металла: $\text{Me}^{+n} + \text{ne} = \text{Me}^0$. Если в состав соли входит катион металла средней активности, то на при электролизе водного раствора соли на катоде одновременно происходят два процесса: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$; $\text{Me}^{+n} + \text{ne} = \text{Me}^0$.

*** Можно предсказать продукты разложения нитратов:

Me(NO ₃) _n	Me до магния Mg	Me(NO ₂) _n + O ₂
	Mg - до Cu	Me _x O _y + O ₂ + NO ₂
	После Cu	Me + O ₂ + NO ₂

Приложение 4

Определение степени окисления элемента в какой-либо молекуле сводится к простой арифметической операции, т.к. сумма всех степеней окисления атомов всех элементов, входящих в состав молекулы, равна нулю. Алгоритм вычисления неизвестной степени окисления элемента в молекуле сводится к следующему:

- обозначьте известные степени окисления элементов;
- устно (письменно) составьте уравнение суммы степеней окисления всех элементов, входящих в состав молекулы, учитывая число атомов каждого элемента;
- определите неизвестную степень окисления, решив уравнение.

Пример: Определите степень окисления марганца в соединении $KMnO_4$.

$$\text{Решение: } \overset{+1}{K} \overset{x}{Mn} \overset{-2}{O}_4 \quad +1 + x + 4(-2) = 0; \quad x = +8 - 1 = +7$$

Степень окисления элемента в ионе определяется с учетом заряда иона.

Пример: Определите степень окисления азота в ионе $(NO_3)^-$.

$$\text{Решение: } \overset{x}{N} \overset{-2}{O}_3^- \quad x + 3(-2) = -1 \quad x = -1 + 6 = +5$$

Пример: Определите степень окисления атома хрома в соединении $K_2Cr_2O_7$

$$\text{Решение: } \overset{+1}{K}_2 \overset{x}{Cr}_2 \overset{-2}{O}_7 \quad 2(+1) + 2x + 7(-2) = 0 \quad 2x = 2 - 14 = 0$$

$$x = (14-2)/2 = +6 \text{ т.к. число атомов хрома в соединении равно 2.}$$

Пример. Напишите уравнение реакции взаимодействия сульфата железа (II) с перманганатом калия в кислой среде и расставьте коэффициенты методом электронного баланса (особенность данной реакции – указаны только реагенты – вещества, вступающие во взаимодействие).

Решение.

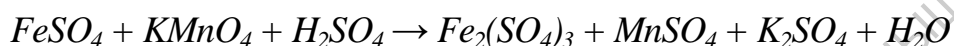
1) *Запишем формулы исходных реагентов:*



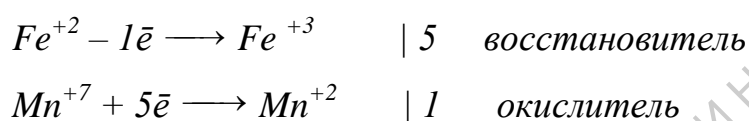
2) Железо в степени окисления +2 проявляет восстановительные свойства, следовательно, продукт реакции – $Fe_2(SO_4)_3$ с учетом того, что среда обусловлена присутствием серной кислоты.

3) Марганец в степени окисления +7 проявляет свойства окислителя, продукт реакции – $MnSO_4$, так как среда раствора обусловлена присутствием серной кислоты.

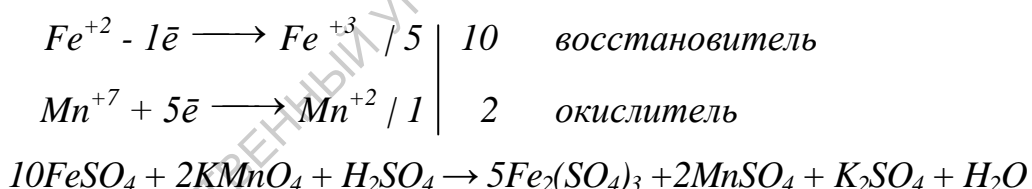
4) Записываем полную схему уравнения реакции:



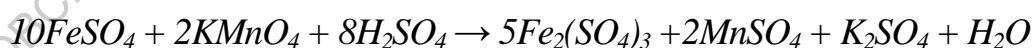
5) Составляем уравнение электронного баланса:



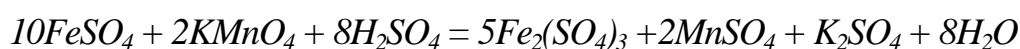
6) С учетом уравнения электронного баланса, необходимо расставить коэффициенты в уравнение реакции. Однако, продуктом реакции является вещество $Fe_2(SO_4)_3$, содержащее 2 атома железа, поэтому необходимо коэффициенты в уравнении электронного баланса удвоить, как для окислителя, так и для восстановителя:



7) Общее число сульфат-ионов в правой части уравнения составляет $5 \cdot 3 + 2 + 1 = 18$, в левой части уравнения, с учетом коэффициента перед восстановителем (10), тогда необходимо перед формулой H_2SO_4 ввести коэффициент 8:



8) Сравнивая число атомов водорода в левой и правой частях уравнения, вводим коэффициент 8 перед формулой воды:

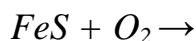


9) Проверяем число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения.

Пример. Напишите уравнение реакции обжига сульфида железа (II) и расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

Решение.

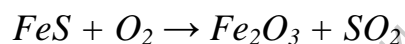
1) Записываем формулы исходных реагентов:



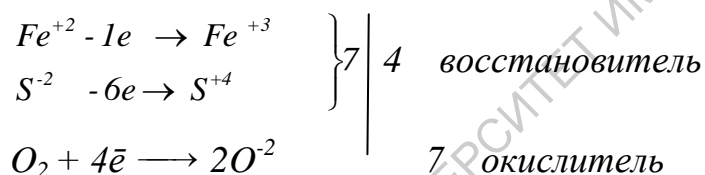
2) Железо в степени окисления +2 проявляет восстановительные свойства, следовательно, продукт реакции – Fe_2O_3 ;

3) Сера в степени окисления -2 проявляет свойства восстановителя, продукт реакции – SO_2 , а кислород в свободном виде – свойства окислителя.

4) Записываем полную схему уравнения реакции:



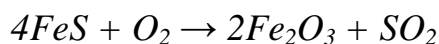
5) Составляем уравнение электронного баланса:



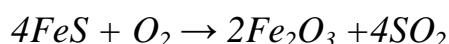
В реакции принимают участия 2 восстановителя, поэтому общее число отданных электронов равно 7.

б) с учетом уравнения электронного баланса, необходимо расставить коэффициенты в уравнение реакции.

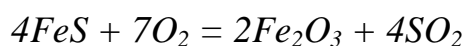
Однако, продуктом реакции является вещество Fe_2O_3 , содержащее 2 атома железа, поэтому коэффициент перед FeS равен 4, а перед Fe_2O_3 – 2:



Число атомов серы в исходном веществе и продукте реакции должно быть одинаково, поэтому в правой части уравнения коэффициент 4 вводим перед формулой SO_2 :



7) В соответствии с уравнением электронного баланса коэффициент перед окислителем равен 7:

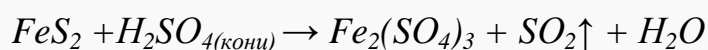


8) Проверяем число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения.

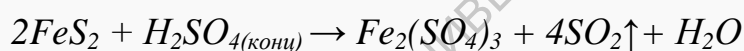
Пример: Напишите уравнение реакции взаимодействия пирита с концентрированной серной кислотой.

Решение.

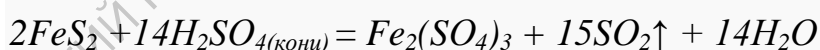
Пирит можно перевести в раствор обработкой кислотами-окислителями. Взаимодействие с концентрированной серной кислотой выражается уравнением реакции:



В соответствии с уравнением электронного баланса, коэффициент 2 необходим перед веществом FeS_2 , при этом продуктом реакции окисления является SO_2 с коэффициентом 4:



Серная кислота в данном процессе является одновременно и окислителем, и создает среду, т.е. принимает участие в реакции солеобразования: в соответствии с уравнением электронного баланса, образуется 11 формульных единиц SO_2 , и суммарный коэффициент равен 15. Учитывая общее число атомов серы (18) в правой части уравнения, перед веществом H_2SO_4 необходим коэффициент 14.

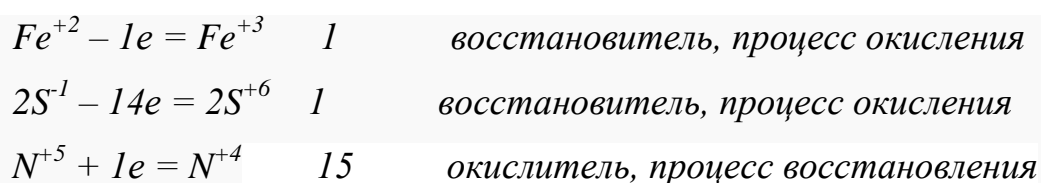


Пример: Напишите уравнение реакции растворения пирита в концентрированной азотной кислоте.

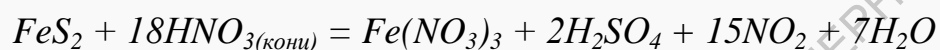
Решение.

Концентрированная азотная кислота проявляет окислительные свойства (продукт восстановления азотной кислоты диоксид азота) и взаимодействие пирита с этим окислителем соответствует процессу:





В соответствии с уравнением электронного баланса перед веществом продуктом восстановления азотной кислоты NO_2 появляется коэффициент 15. Азотная кислота проявляет свойства окислителя и поддерживает кислотность среды (образование нитрата железа). Суммарный коэффициент равен 18.



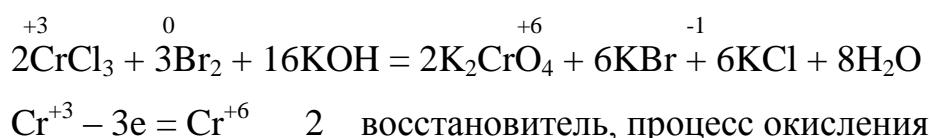
При использовании перманганата калия $KMnO_4$ в качестве окислителя необходимо помнить, что окислительные свойства перманганата зависят от среды раствора, в которой происходит химическое взаимодействие.

Кислая среда: $Mn^{+7} + 5e = Mn^{+2}$. Продукт восстановления окислителя - соль марганца (II) той кислоты, которая создает среду. Для создания среды наиболее часто применяют серную кислоту, тогда продуктом реакции является сульфат марганца $MnSO_4$. Признак химической реакции – исчезновение фиолетово-малиновой окраски раствора перманганата калия. Соли марганца (II) в разбавленных растворах практически бесцветны.

Нейтральная среда: $Mn^{+7} + 3e = Mn^{+4}$. Продукт восстановления $KMnO_4$ – диоксид марганца (IV) MnO_2 и KOH. Признак химического взаимодействия – образование бурой окраски диоксида MnO_2 .

Щелочная среда: $Mn^{+7} + e = Mn^{+6}$. Продукт восстановления $KMnO_4$ – манганат калия (если среда создается раствором KOH) состава K_2MnO_4 . Признак химического взаимодействия – образование зеленой окраски манганата.

Влияние среды раствора проявляется также при составлении уравнений реакции с соединениями хрома:





Если в схеме реакции не указаны продукты реакции, например продукт окисления хрома (III), то подсказкой является наличие в исходных веществах KOH, т.к. хроматы устойчивы и существуют в щелочной среде.

Дихромат калия в кислой среде восстанавливается до солей хрома (III) с образованием соли той кислоты, которая создает среду, например:



Признак химического взаимодействия – оранжевая окраска дихромата переходит в зеленую, характерную для солей хрома (III).

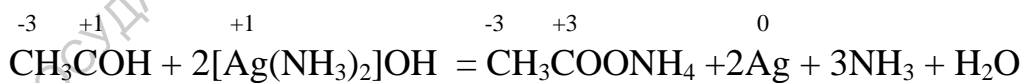
При взаимодействии дихромата калия с сульфидом аммония

в нейтральной среде продуктом восстановления хрома (VI) является гидроксид хрома (III), признак реакции – помутнение раствора за счет образования элементарной серы и нерастворимого гидроксида $\text{Cr}(\text{OH})_3$



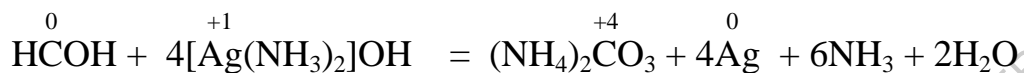
**** В кислой среде окислительные свойства проявляются в более сильной степени, в щелочной среде – восстановительные.

Широко известную реакцию «серебряного зеркала» можно записать следующим образом:



Как известно, альдегиды окисляются до карбоновых кислот, и многие, как и в схеме реакции, записывают продуктом реакции карбоновую кислоту, не учитывая, что среда реакции основная за счет избытка аммиака ($\text{Ag}_2\text{O} + \text{NH}_3$) и образовавшаяся карбоновая кислота нейтрализуется аммиаком с образованием аммонийной соли карбоновой кислоты.

Метановый альдегид (формальдегид) в реакции «серебряного зеркала» окисляется до углекислого газа, т.к. метановая кислота содержит альдегидную группу и мгновенно окисляется до углекислого газа, который взаимодействует с водным раствором аммиака с образованием карбоната аммония:



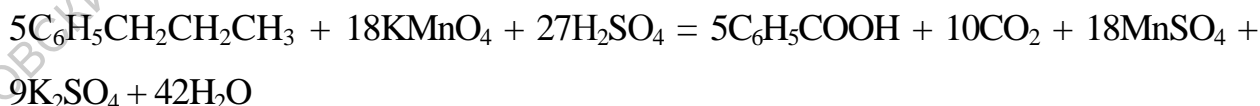
При написании окислительно-восстановительных реакций с участием органических веществ в настоящее время в школьном курсе химии используют для вычисления степени окисления атома углерода суммарный заряд в молекуле органического вещества:



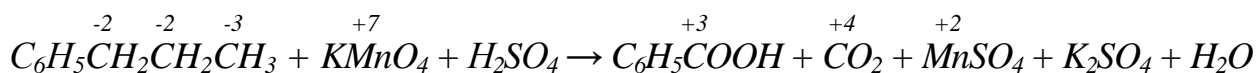
Число атомов углерода в составе исходного органического вещества равно 12. Число атомов водорода в составе исходного вещества - 12. Суммарный заряд атомов углерода в продуктах реакции 7C^{-2} и 2C^{+4} . Уравнение электронного баланса имеет вид: e



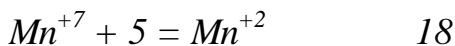
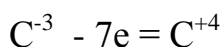
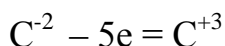
Суммарное уравнение с учетом коэффициентов уравнения электронного баланса имеет вид:



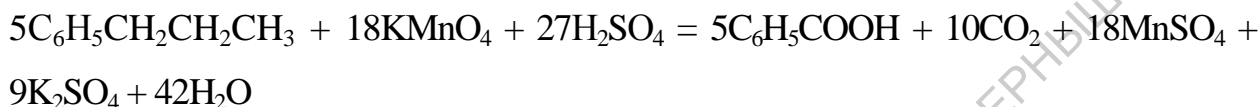
С точки зрения основ органической химии, более правильным является определение степени окисления тех атомов углерода, которые непосредственно принимают участие в окислительном процессе:



Уравнение электронного баланса:



Суммарное уравнение с учетом коэффициентов уравнения электронного баланса имеет вид:



С точки зрения написания уравнения реакции, суммарное уравнение имеет такой же вид, что и при учете суммарной степени окисления атома углерода. С точки зрения знания химических свойств гомологов бензола вторая форма записи электронного баланса несет больше информации и способствует лучшему усвоению материала об окислительно-восстановительных свойствах органических соединений. Именно такая форма записи применяется в Вузе. В данном случае, атом углерода, связанный с бензольным кольцом (C^{-2}), окисляется до карбоксильной группы (C^{+3}); а другие атомы углерода в радикале гомолога бензола (C^{-2} и C^{-3}) превращаются в диоксид углерода (C^{+4}).

*****Взаимодействие металлов с азотной кислотой** зависит от концентрации кислоты и активности металла. Активность металла определяется его положением в электрохимическом ряду напряжений.

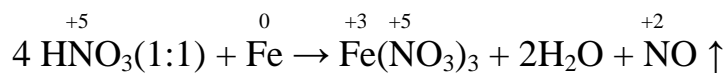
HNO_3 (конц.), приблизительно 65 %

HNO_3 (1:1), приблизительно 30%

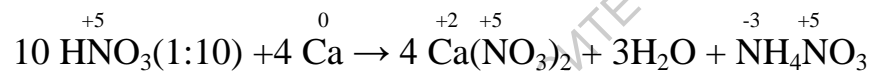
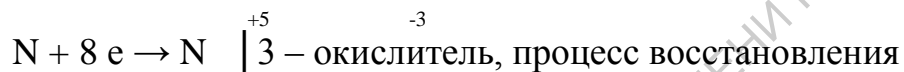
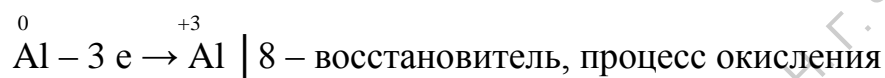
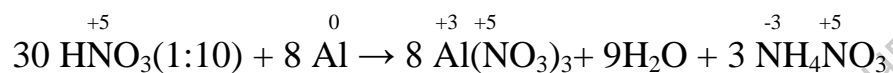
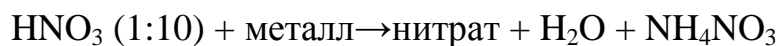
HNO_3 (1:10), приблизительно 6-8 %

HNO_3 (оч.разб.), приблизительно 3-5 %

Если реакция взаимодействия азотной кислоты HNO_3 происходит с металлами, то в результате реакции никогда не образуется H_2 , т.к. он окисляется до H_2O .



HNO₃ (1:10) или HNO₃ (оч.разб.). Реагируют только металлы, стоящие до H₂, обычно по реакции:



САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ П.А. ПЕРНЫШЕВСКОГО

*****Взаимодействие металлов с серной кислотой:** чем выше активность восстановителя и выше температура, при которой протекает реакция, тем глубже протекает процесс восстановления H_2SO_4 и тем ниже степень окисления в продуктах взаимодействия

$\overset{+6}{\text{H}_2\text{SO}_4} + \text{восстановитель} \rightarrow$	+ 2 e	$\overset{+4}{\text{SO}_2}$
	+ 6 e	0 S
	+ 8 e	$\overset{-2}{\text{H}_2\text{S}}$

*******Значительные затруднения возникают у экзаменуемых вопросы, связанные со скоростью химических реакций и факторах, влияющих на скорость реакции. К важнейшим факторам, влияющим на скорость реакции, относятся следующие:

- природа реагирующих веществ;
- концентрации реагирующих веществ (давление для газообразных веществ);
- величина поверхности соприкосновения реагирующих веществ (для гетерогенных реакций);
- температура;
- наличие катализатора.

При рассмотрении влияния концентрации (давления, если в реакции участвуют газы) на скорость химической реакции, необходимо записать формулы исходных реагентов - веществ в левой части уравнения.

***Если в реакцию вступает вещество, находящееся в твердой фазе, то его концентрация в единицу времени является величиной постоянной и не влияет на изменение скорости реакции (гетерогенные реакции). В общем случае скорость гетерогенной реакции зависит от площади соприкосновения реагирующих веществ. Чем больше дисперсность твердого вещества, тем выше скорость реакции. Более подробно скорость реакции зависит от:

- а) скорости подвода реагентов к границе раздела фаз;
- б) скорости реакции на поверхности раздела фаз, которая зависит от площади этой поверхности;
- в) скорости отвода продуктов реакции от границы раздела фаз.

*** Изменение давления равносильно изменению концентрации частиц в единице объема. Таким образом, увеличение давления в системе приводит к увеличению концентрации каждого из исходных газообразных веществ во столько же раз и, следовательно, возрастанию скорости реакции. Уменьшение давления вызывает обратный эффект.

*** С повышением температуры возрастает число активных молекул, увеличивается скорость реакции.

*** Введение катализатора увеличивает скорость химической реакции. Катализаторы – вещества, изменяющие скорость реакции за счет участия в промежуточном химическом взаимодействии с компонентами реакции, но восстанавливающие после каждого цикла промежуточного взаимодействия свой химический состав.

*** *Если на систему, находящуюся в равновесии, оказывать внешнее воздействие, то равновесие смещается в направлении того процесса, протекание которого уменьшает эффект произведенного воздействия, а именно:*

- повышение концентрации реагирующих веществ смещает равновесие вправо;
- повышение концентрации продуктов реакции смещает равновесие влево;
- повышение температуры благоприятствует эндотермической реакции;

- понижение температуры благоприятствует экзотермической реакции;
- повышение давления смещает равновесие в сторону образования меньшего числа молекул газа;
- понижение давления – в сторону образования большего числа молекул газа

*** Если в ходе реакции не происходит изменение объема газообразных веществ, то изменение давления не влияет на смещение равновесия.

*** Катализатор не влияет на смещение равновесия, т.к. он в одинаковой степени увеличивает скорость и прямой, и обратной реакций. Катализатор влияет на время установления равновесия.

Рассмотрим несколько примеров.

Пример. Рассмотрите факторы, которые влияют на скорость процесса разложения



Решение:

- концентрация CaCO_3 не влияет на скорость реакции
- при повышении температуры скорость реакции увеличивается
- давление не влияет на скорость реакции, исходный реагент – твердое вещество
- при размельчении CaCO_3 скорость реакции увеличивается
- перемешивание порошка CaCO_3 увеличивает скорость реакции

Процесс разложения карбоната кальция является обратимым. Рассмотрим влияние различных факторов на смещение равновесия в этой системе:



Процесс разложения является эндотермическим.

- Повышение температуры приводит к смещению равновесия вправо, в сторону прямой реакции, образования продуктов реакции.
- При повышении давления, равновесие смещается в сторону реакции с меньшим объемом газообразных веществ – влево, в сторону исходных веществ.

- Отведение из системы газообразного вещества CO_2 приводит к смещению равновесия вправо, в сторону прямой реакции.
- Изменение концентрации (количества) вещества CaCO_3 не влияет на смещение равновесия. Измельчение (увеличение дисперсности) CaCO_3 приводит к смещению равновесия вправо, в сторону прямой реакции.

САРАТОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО