

Практическое пособие «Химический эксперимент», входящее в серию «Трудные задания ЕГЭ», адресовано учащимся, планирующим получить высокий балл на экзамене.

Содержание учебного пособия направлено на подготовку к выполнению заданий ЕГЭ с акцентом на мысленный и реальный химический эксперимент.

В этом пособии вы найдёте:

- краткие теоретические сведения;
- простые и чёткие инструкции по реализации химических опытов (порядок проведения химических превращений и условия проведения реакций);
- примеры решения расчётных задач;
- задания в формате ЕГЭ для самостоятельного решения.

Это пособие поможет вам:

- увидеть за текстом расчётной задачи реальные события;
- научиться применять химические знания в незнакомой образовательной ситуации;
- активизировать все виды памяти;
- использовать полученные знания при решении разноплановых учебных задач.

Все опыты можно провести в школьном кабинете химии под руководством учителя; они не требуют особого оборудования и непродолжительны по времени.

Содержание заданий соответствует структуре и содержанию КИМ ЕГЭ по химии и охватывает практический аспект многих вопросов спецификации экзамена.

Пособие универсально: оно может быть полезно не только школьникам и учащимся образовательных организаций среднего профессионального образования, которые выбирают ЕГЭ по химии для итоговой аттестации, но и педагогам.

**Успех
на ЕГЭ**

Официальный интернет-магазин
издательства «Просвещение»
shop.prosv.ru

ISBN 978-5-09-109588-3



9 785091 095883

ПРОСВЕЩЕНИЕ
ИЗДАТЕЛЬСТВО
www.prosv.ru



О. С. Gabrielyan, Т. Е. Deglina
ТРУДНЫЕ ЗАДАНИЯ

ЕГЭ

ГОТОВИМСЯ К ЭКЗАМЕНУ
ХИМИЧЕСКИЙ ЭКСПЕРИМЕНТ

ТРУДНЫЕ ЗАДАНИЯ

ЕРЭ

О. С. Габриелян, Т. Е. Деглина

ХИМИЧЕСКИЙ ЭКСПЕРИМЕНТ

Учебное пособие

Москва
«Просвещение»

2024

Серия «Трудные задания ЕГЭ» основана в 2019 году

Данное пособие адресовано ученикам 10—11 классов, которые выбирают ЕГЭ по химии для итоговой аттестации, и педагогам.

Содержание учебного пособия направлено на подготовку старшеклассников к выполнению заданий с акцентом на мысленный и реальный химический эксперимент — приводится подробное описание порядка проведения химических превращения и наблюдаемых изменений, указываются условия проведения реакций.

В отличие от многочисленных пособий по подготовке к ЕГЭ эта книга содержит детальное описание реальных химических опытов, превращений одних веществ в другие, которые могут быть проведены учащимся под руководством учителя химии в любой школе России. Выполнение химических опытов на основании этой книги позволит ученику лучше подготовиться к экзамену, так как подобная практика помогает понять суть химических явлений, использовать полученные знания при решении разноплановых учебных задач, активизировать все виды памяти, позволяет в полной мере реализовать деятельностный подход в обучении.

Учебное издание
Серия «Трудные задания ЕГЭ»
Габриелян Олег Сергеевич
Деглина Татьяна Евгеньевна
ХИМИЧЕСКИЙ ЭКСПЕРИМЕНТ



Учебное пособие
Центр химии и экологии
Ответственный за выпуск *Л. Н. Кузнецова*
Редактор *Л. Н. Кузнецова*
Художественный редактор *Т. В. Глушкова*
Техническое редактирование *Е. А. Урвачёвой*
Компьютерная вёрстка *О. В. Сиротиной*
Корректор *О. Н. Леонова*

Подписано в печать 27.09.2023. Формат 84×108/16. Гарнитура Школьная.
Усл. печ. л. 13,44. Уч.изд. л. 6,26. Тираж 500 экз. Заказ № 545-69РПР. Печать офсетная.

Акционерное общество «Издательство «Просвещение».
Российская Федерация, 127473, г. Москва, ул. Краснопролетарская, д. 16,
стр. 3, помещение 1Н.

Адрес электронной почты «Горячей линии» — vopros@prosv.ru.

Отпечатано в ООО «Радугапринт».
117105, г. Москва, Варшавское шоссе, д. 28А, т. (495) 252-75-10.
<http://www.raduga-print.ru>

ISBN 978-5-09-109588-3

© АО «Издательство «Просвещение», 2024
© Художественное оформление.
АО «Издательство «Просвещение», 2024
Все права защищены

ПРЕДИСЛОВИЕ

Химический эксперимент — основа химической науки, из химического эксперимента она выросла, на основании химического эксперимента формулировались и проверялись важнейшие гипотезы, открывались основные законы химии. Без химического эксперимента химия становится «бумажной», «неживой». Человек, не имеющий опыта работы с веществами, часто не может спрогнозировать результат химических взаимодействий, увидеть за текстом расчётной задачи реальные события. Данная книга создана для того, чтобы решить эту проблему.

Готовясь к Единому государственному экзамену по химии, вам нужно усвоить огромный объём информации и научиться её применять, часто в незнакомой образовательной ситуации. Представления о реальных химических превращениях и умение проводить химические взаимодействия веществ — важнейшие помощники в этой подготовке. Эта книга вооружает вас необходимыми знаниями, даёт простые и чёткие инструкции по реализации опытов. Все опыты можно провести в школьном кабинете химии; они не требуют особого оборудования и непродолжительны по времени.

Помните о том, что химический эксперимент всегда проводится с конкретной целью, чётко планируется, для его проведения подбираются специальные условия, необходимое оборудование и реактивы.

Помните о том, что при работе с веществами нужно строго соблюдать правила техники безопасности.

Нельзя проводить химический эксперимент, не предполагая его возможных последствий! Нельзя бездумно смешивать между собой вещества, это может привести к опасным последствиям!

Все химические опыты, описанные в книге, необходимо проводить под руководством учителя химии. Часть из них учитель может провести сам, в форме демонстрации, другие опыты вы выполните самостоятельно.

В отличие от многочисленных практикумов по химии в книге содержится информация о внешних эффектах всех рассматриваемых химических взаимодействий, что позволит вам вспомнить и проведённый химический эксперимент, и признаки его протекания (цвет осадков, окраску растворов и т. д.).

Кроме этого, книга содержит задания в формате ЕГЭ, которые помогут вам закрепить полученные знания.

Авторы уверены, что работа с этим учебным пособием будет не только полезной, но и интересной.

Удачи вам на экзамене!

ЧАСТЬ 1. ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

1.1. ТЕПЛОВЫЕ ЭФФЕКТЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ЭКЗОТЕРМИЧЕСКИЕ И ЭНДОТЕРМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ. ТЕРМОХИМИЧЕСКИЕ РАСЧЁТЫ

По тепловому эффекту химические реакции можно разделить на экзотермические и эндотермические. **Экзотермические реакции** происходят с выделением теплоты (Q). К ним относятся: горение спирта, взрыв тротила, нейтрализация кислоты щёлочью, взаимодействие натрия с водой, гашение негашёной извести, сжигание бензина в двигателе и др. Как правило, к экзотермическим реакциям относятся реакции соединения (исключение — например, реакция азота с кислородом, идущая в атмосфере под действием электрических разрядов: $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO - Q$).

Эндотермические реакции идут с поглощением теплоты. Примерами таких реакций служат: процесс фотосинтеза, обжиг известняка, крекинг углеводов, гидролиз крахмала, превращение кислорода в озон и др. Как правило, к таким реакциям относятся реакции разложения.

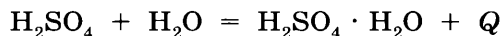
Суть любой химической реакции заключается в том, что происходит разрушение химических связей в реагирующих веществах (реагентах) и образуются новые химические связи в получающихся веществах (продуктах). Первый процесс происходит с поглощением энергии, второй — с выделением. Могут ли эти энергетические эффекты быть равными? Очевидно нет, так как внутренняя энергия реагентов всегда отличается от внутренней энергии продуктов реакции. Поэтому любая химическая реакция сопровождается выделением или поглощением энергии, что соответствует закону сохранения энергии.

Рассмотрим опыты, в которых можно будет наблюдать выделение или поглощение теплоты (перед началом практической работы обязательно повторите правила техники безопасности, см. Приложение 1, и правила оказания первой помощи, см. Приложение 2).

ОПЫТ 1 (проводит учитель). Взаимодействие серной кислоты с водой

Это пример реакции, идущей с выделением тепловой энергии.

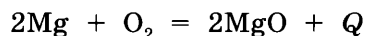
Налейте в стакан немного воды и погрузите в неё большой спиртовой демонстрационный термометр, укреплённый в штативе, затем осторожно прилейте небольшое количество концентрированной серной кислоты и перемешайте стеклянной палочкой раствор. Термометр показывает значительное повышение температуры. Происходит экзотермический процесс образования моногидрата серной кислоты:



ОПЫТ 2. Горение магния

Если в лаборатории отсутствует магниевая лента, то её легко изготовить: на полоску бумаги нанесите клей с помощью клеящего карандаша и густо посыпьте порошком магния, дайте высохнуть, лишний порошок аккуратно стряхните в сухую ёмкость. Возьмите магниевую ленту тигельными щипцами, подожгите её в пламени спиртовки и держите над поддоном с песком. В результате выделения большого количества тепло-

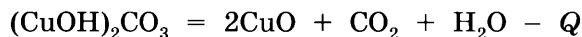
ты образующийся твёрдый продукт нагревается до очень высокой температуры, и значительная часть энергии выделяется в виде светового излучения:



ОПЫТ 3. Разложение малахита при нагревании

Это пример реакции, идущей с поглощением тепловой энергии.

В пробирку поместите 1—2 ложки порошка малахита, закрепите её в держателе и нагрейте. В результате нагревания зелёный порошок становится чёрным:



Растворение солей в воде также может сопровождаться тепловым эффектом. При разрушении кристаллической решётки происходит поглощение теплоты, а при дальнейшей гидратации образовавшихся ионов теплота выделяется. В зависимости от того, какая энергия больше — затраченная на разрушение решётки или выделившаяся при гидратации ионов, можно наблюдать выделение или поглощение теплоты. Именно поэтому растворение солей — это физико-химический процесс (рис. 1).

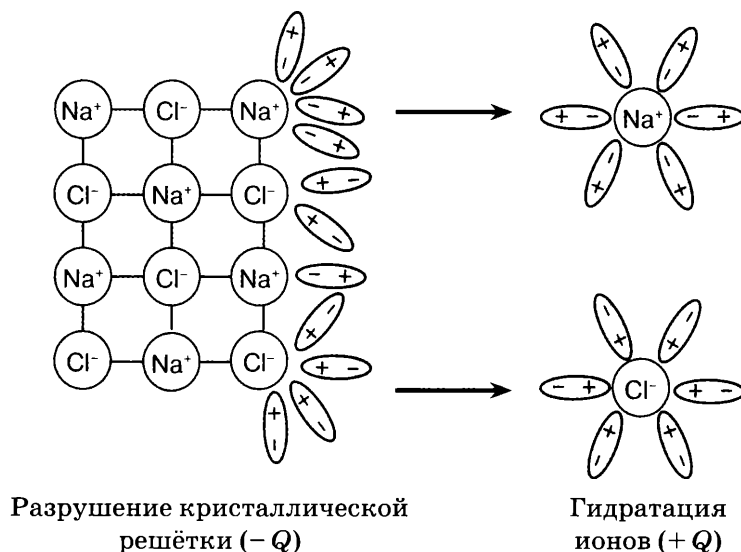


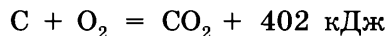
Рис. 1. Этапы растворения соли (хлорида натрия) в воде

ОПЫТ 4. Тепловой эффект при растворении нитрата аммония

Поместите в стакан 30 мл воды комнатной температуры, погрузите в неё термометр и зафиксируйте температуру. Добавьте 5 г нитрата аммония и перемешайте раствор. Опустите в полученный раствор термометр. Температура понижается. Наблюдаемое явление говорит о том, что при разрушении кристаллической решётки было затрачено гораздо больше энергии, чем выделилось при образовании гидратированных ионов.

Энергию, которая выделяется или поглощается в химической реакции, называют **тепловым эффектом реакции**.

Если в записи уравнения реакции указывается конкретное количество теплоты, то такое уравнение называют **термохимическим**. Например, запись



означает, что при сгорании 1 моль углерода расходуется 1 моль кислорода, образуется 1 моль углекислого газа и выделяется 402 кДж теплоты. Таким образом, на основе термохимического уравнения, зная количество вещества любого участника реакции, можно определить количество теплоты, которая выделяется или поглощается в результате процесса, а по количеству теплоты — определить количества веществ (массы, объёмы) участников реакции. В термохимических уравнениях могут быть указаны агрегатные состояния веществ: г — газообразное, ж — жидкое, тв — твёрдое.

Пример 1. Какую массу углерода нужно сжечь для получения 2010 кДж теплоты, если известно термохимическое уравнение этого процесса:



Решение

Составим пропорцию:

$$\begin{aligned} 1 \text{ моль C} &\text{ даёт при сгорании } 402 \text{ кДж} \\ x \text{ моль C} &\text{ даёт при сгорании } 2010 \text{ кДж} \\ x &= 2010 : 402 = 5 \text{ моль} \\ m(\text{C}) &= 5 \text{ моль} \cdot 12 \text{ г/моль} = 60 \text{ г} \end{aligned}$$

Ответ: $m(\text{C}) = 60 \text{ г}$.

Пример 2. По термохимическому уравнению $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 402 \text{ кДж}$ вычислите количество теплоты, которое выделится при сгорании 1 т углерода.

Решение

Определим количество вещества углерода:

$$n(\text{C}) = \frac{m}{M} = 1\,000\,000 \text{ г} : 12 \text{ г/моль} = 83333,3 \text{ моль}$$

Составим пропорцию:

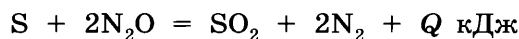
$$\begin{aligned} 1 \text{ моль C} &\text{ даёт при сгорании } 402 \text{ кДж} \\ 83333,3 \text{ моль C} &\text{ даёт при сгорании } x \text{ кДж} \\ x &= 402 \cdot 83333,3 = 33\,500\,000 \text{ кДж} = 33\,500 \text{ МДж} \end{aligned}$$

Ответ: 33 500 МДж.

Пример 3. При взаимодействии 8 г серы с оксидом азота(I) образовался оксид серы(IV) и азот. При этом выделилось 115,25 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение реакции.

Решение

Запишем уравнение реакции:



Вычислим количество вещества серы:

$$n(\text{S}) = \frac{m}{M} = 8 \text{ г} : 32 \text{ г/моль} = 0,25 \text{ моль}$$

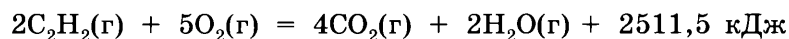
Составим пропорцию:

$$\begin{aligned} 0,25 \text{ моль } S &— 115,25 \text{ кДж теплоты} \\ 1 \text{ моль } S &— Q \text{ кДж} \\ Q &= 115,25 : 0,25 = 461 \text{ кДж} \end{aligned}$$

Термохимическое уравнение: $S + 2N_2O = SO_2 + 2N_2 + 461 \text{ кДж}$

Ответ: 461 кДж.

Пример 4. При сгорании ацетилена образовалось 4,48 л углекислого газа (н. у.). Вычислите, какое количество теплоты выделилось при этом, если известно термохимическое уравнение:



Ответ округлите до целого числа.

Решение

Определим количество вещества углекислого газа:

$$n(CO_2) = \frac{V}{V_m} = 4,48 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,2 \text{ моль}$$

По термохимическому уравнению составим пропорцию:

$$\begin{aligned} 4 \text{ моль углекислого газа} &\text{соответствуют } 2511,5 \text{ кДж теплоты} \\ 0,2 \text{ моль углекислого газа} &— x \text{ кДж} \\ x &= 2511,5 \cdot 0,2 : 4 = 126 \text{ кДж} \end{aligned}$$

Ответ: 126 кДж.

1.2. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ФАКТОРЫ, ВЛИЯЮЩИЕ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Знания о скорости химических реакций дают возможность химикам-технологам оценивать экономическую эффективность промышленного получения различных веществ, регулировать технологические процессы (ускорять или замедлять их), точно проектировать аппараты химических производств и др.

Такие процессы, как коррозия стали, прокисание молока, гниение древесины, идут очень медленно. Другие — горение угля, взаимодействие металлов (цинка, алюминия и др.) с кислотами, вулканизация каучука, образование углекислого газа в результате реакции мела и соляной кислоты — происходят быстрее. А вот реакции ионного обмена в растворах электролитов, сгорание топлива в цилиндре двигателя автомашины, взрыв смеси метана с кислородом происходят очень быстро, практически мгновенно.

Количества реагирующих и образующихся веществ в процессе реакции изменяются. По скорости этого изменения определяют скорость химической реакции. Учение о скоростях химических реакций, или **химическая кинетика**, — очень важная область физической химии.

Важным для понимания скорости химической реакции (v) является понятие фазы.

Фаза — это однородная часть системы, при переходе через границу которой все свойства изменяются скачком.

Для **гомогенных реакций**, т. е. для реакций, происходящих в одной фазе (между газами или между смешивающимися жидкостями), скорость химической реакции определяется изменением количества реагирующего вещества

в единицу времени в единице объёма системы. Единица измерения скорости гомогенной реакции — моль/(л · с).

Нужно учитывать, что моль/л — единица измерения **молярной концентрации** вещества, которая показывает, сколько молей вещества содержится в 1 л системы. Молярную концентрацию (c) рассчитывают по формуле

$$c = \frac{n}{V},$$

где n — количество вещества (моль), V — объём системы (л). Поэтому **скорость гомогенной химической реакции** можно определить как отношение изменения молярной концентрации реагирующих веществ к промежутку времени протекания реакции.

Для **гетерогенных реакций**, т. е. для реакций, происходящих на границе раздела фаз (между газом и жидкостью, между жидкостью и твёрдым веществом, между газом и твёрдым веществом, между двумя твёрдыми веществами), скорость химической реакции определяется изменением количества реагирующего вещества в единицу времени на единице площади соприкосновения веществ.

Единица измерения скорости гетерогенной реакции — моль/(м² · с).

Рассмотрим факторы, влияющие на скорость химической реакции.

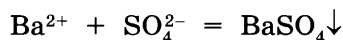
Природа реагирующих веществ

Природа реагирующих веществ определяется их составом, строением и взаимным влиянием атомов.

Рассмотрим несколько опытов, иллюстрирующих влияние природы веществ на скорость химической реакции.

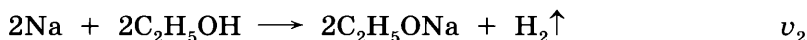
ОПЫТ¹ 5. Получение сульфата бария реакцией ионного обмена

В пробирке смешайте растворы сульфата натрия и хлорида бария. Сразу же выпадает белый осадок. Реакция происходит мгновенно, так как исходные вещества — это сильные электролиты, которые находятся в растворе в виде ионов:



ОПЫТ 6 (проводит учитель). Сравнение скорости взаимодействия натрия с водой и этанолом

Возьмите две чашки Петри: в одну прилейте воду, в другую — этиловый спирт. В каждую чашку поместите по равному маленькому кусочку натрия (в четверть горошины), осушенному от керосина фильтровальной бумагой. В чашке с водой реакция происходит быстрее, чем в спирте:



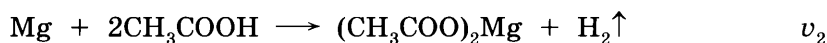
$$v_1 > v_2$$

Это объясняется тем, что подвижность атома водорода в молекуле воды выше, чем в молекуле спирта.

¹ Здесь и далее, если не указаны концентрации реагирующих веществ, то используются растворы с массовой долей растворённого вещества 5 %.

ОПЫТ 7. Сравнение скорости взаимодействия уксусной кислоты с цинком и магнием

В разные пробирки поместите цинковую пыль и порошок магния. Прилейте в обе пробирки раствор уксусной кислоты. В пробирке с магнием реакция происходит быстрее, газ (водород) выделяется интенсивнее:

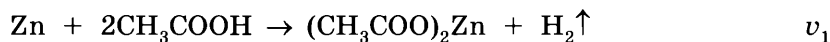


$$v_1 < v_2$$

Магний активнее цинка (см. электрохимический ряд напряжений металлов, Приложение 3), поэтому он быстрее реагирует с уксусной кислотой.

ОПЫТ 8. Сравнение скорости взаимодействия цинка с соляной и уксусной кислотой

В две разные пробирки поместите одинаковые гранулы цинка. В одну пробирку прилейте 2 мл соляной кислоты, в другую — 2 мл уксусной кислоты (кислоты возьмите с одинаковой молярной концентрацией, например, 1 моль/л). В пробирке с соляной кислотой водород выделяется интенсивнее. В данном случае скорость реакции определяется силой кислот: соляная кислота сильнее уксусной и реагирует быстрее:

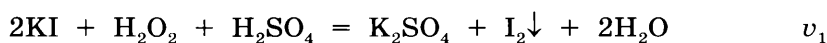


$$v_1 < v_2$$

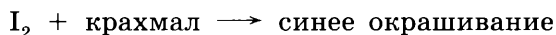
Важно помнить, что природу вещества изменить нельзя, поэтому её просто учитывают при прогнозировании скорости химического взаимодействия.

ОПЫТ 9. Сравнение окислительной способности пероксида водорода и хлорной воды

В химический стакан объёмом 150 мл прилейте 100 мл 1%-ного раствора иодида калия, 10 мл 10%-ного раствора серной кислоты и несколько капель крахмального клейстера. Половину полученного раствора перелейте во второй стакан. В первый стакан добавьте 15 мл 3%-ного раствора пероксида водорода, а во второй — такой же объём хлорной воды. Отметьте время появления синей окраски. Хлорная вода — более сильный окислитель, чем пероксид водорода, и синее окрашивание в пробирке с хлорной водой появляется быстрее:



$$v_2 < v_1$$

**Температура**

При повышении температуры скорости химических реакций растут.

Из школьного курса физики вам известно, что при повышении температуры частицы, образующие вещества (молекулы, атомы, ионы), начинают двигаться

быстрее и чаще сталкиваться между собой. Экспериментально установлено, что при увеличении температуры на каждые 10 °С скорость реакции увеличивается в 2—4 раза. Это правило на основе проведённых исследований сформулировал в XIX в. нидерландский химик *Якоб Хендрик Вант-Гофф*, который является первым нобелевским лауреатом по химии. Установленная закономерность так и называется — **правило Вант-Гоффа**.

Число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10 °С, называют **температурным коэффициентом**.

Правило Вант-Гоффа математически выражается следующей формулой:

$$v_1 = v_2 \cdot \gamma^{\frac{t_1 - t_2}{10}},$$

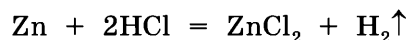
где v_1 — скорость реакции при температуре t_1 , v_2 — скорость реакции при температуре t_2 , γ — температурный коэффициент.

Следует отметить, что правило Вант-Гоффа работает лишь при температурах, незначительно отличающихся от комнатной.

Для проведения химических процессов в промышленности подбирают оптимальную температуру, так как неограниченное повышение температуры может вызвать разложение веществ, протекание побочных реакций, а в результате — снижение выхода продукта.

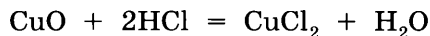
ОПЫТ 10. Сравнение скорости реакции оксида меди(II) с соляной кислотой при разной температуре

Налейте в две пробирки по 2 мл соляной кислоты. В одной из пробирок нагрейте соляную кислоту до первых признаков кипения. Осторожно опустите в каждую из пробирок по грануле цинка. В пробирке с горячей кислотой водород выделяется интенсивнее, реакция происходит быстрее:



ОПЫТ 11. Сравнение скорости реакции оксида меди(II) с раствором серной кислоты при разной температуре

Поместите в два стакана объёмом 50 мл каждый по ложечке порошка оксида меди(II). В первый стакан прилейте 20 мл раствора серной кислоты комнатной температуры, а во второй — такой же объём раствора серной кислоты, подогретой в стакане на электрической плитке до первых признаков кипения. Перемешайте содержимое стаканов, по интенсивности окрашивания растворов сделайте вывод о зависимости скорости химической реакции от температуры.



Концентрация реагирующих веществ

Известно, что чем больше концентрации реагирующих веществ, тем выше скорость химической реакции. Это несложно объяснить: необходимое условие химической реакции — соударение частиц взаимодействующих веществ, а чем больше концентрация, т. е. содержание частиц в единице объёма реакционной системы, тем больше число соударений, а следовательно, выше скорость химического взаимодействия.

ОПЫТ 12. Сравнение горения серы в воздухе и в кислороде

Наполните колбу кислородом (его можно получить, например, разложением твёрдого перманганата калия или разложением пероксида водорода) и закройте её пробкой. Стальную ложечку для сжигания закрепите в отверстии пробки такого же размера. Удерживая пробку с ложечкой в руке, наберите немного порошка серы и внесите её в пламя спиртовки. Сера легко плавится, а затем начинает гореть еле заметным голубоватым пламенем. Горящую серу внесите в колбу с кислородом и закройте отверстие колбы пробкой. В кислороде сера загорается ярким голубым пламенем. Более яркое свечение пламени объясняется тем, что концентрация кислорода в колбе почти в 5 раз больше, чем в воздухе, поэтому реакция происходит интенсивнее.

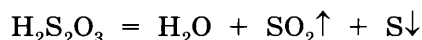
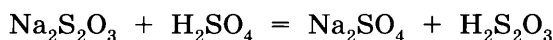
ОПЫТ 13. Сравнение скорости взаимодействия раствора тиосульфата натрия с растворами серной кислоты разной концентрации

В три стакана объёмом 50 мл каждый налейте 5%-ный раствор серной кислоты и воду в разных соотношениях:

- первый стакан: 10 мл раствора серной кислоты;
- второй стакан: 5 мл раствора серной кислоты и 5 мл воды;
- третий стакан: 1 мл раствора серной кислоты и 9 мл воды.

Для отбора веществ можно использовать пипетки Пастера или пластиковые шприцы.

Поочерёдно прилейте в каждый из стаканов по 1 мл раствора тиосульфата натрия. В момент приливания во всех случаях нужно засечь время. Помутнение быстрее всего появляется в первом стакане и медленнее всего — в третьем, что демонстрирует уменьшение скорости реакции с уменьшением концентрации одного из реагирующих веществ:

**ОПЫТ 14.** Сравнение скорости взаимодействия железа с растворами сульфата меди(II) разной концентрации

Возьмите два стакана объёмом 150 мл. В первый стакан налейте 50 мл 2%-ного раствора сульфата меди(II), во второй — 50 мл 10%-ного раствора сульфата меди(II). Опустите в оба стакана одинаковые железные пластинки и оставьте на 30—40 с. Выньте пластинки из растворов и сравните по окраске количество выделившейся меди. Во втором стакане окраска будет более интенсивной.

Этот опыт наглядно демонстрирует, что при условии равенства площадей поверхности соприкосновения веществ концентрация одного из реагентов также влияет на скорость гетерогенной реакции.

Площадь поверхности соприкосновения веществ

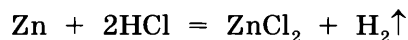
Чем больше поверхность соприкосновения веществ в гетерогенной реакции, тем выше скорость взаимодействия этих веществ.

ОПЫТ 15. Сравнение скорости взаимодействия порошка и гранул цинка с соляной кислотой

Взвесьте на весах маленькую гранулу цинка, а затем — цинковую пыль такой же массы. Поместите гранулу и пыль в разные стаканы объёмом

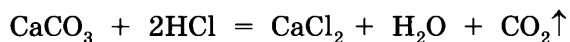
50 мл каждый, прилейте в них по 20 мл 10%-ной соляной кислоты. В стакане с цинковой пылью содержимое словно вскипает от большого количества образующихся пузырьков водорода, а в стакане с гранулой процесс происходит медленнее. В стакане с цинковой пылью процесс выделения водорода закончится быстрее.

Наблюдаемый факт легко объяснить. Гранула цинка реагирует с соляной кислотой только благодаря атомам, находящимся на её поверхности, в то время как атомы в глубине гранулы не соприкасаются с кислотой и не реагируют с ней. При измельчении цинка в пыль резко увеличивается поверхность соприкосновения реагентов и большее число атомов цинка могут реагировать с кислотой:



ОПЫТ 16. Сравнение скорости взаимодействия мрамора разной степени измельчения с соляной кислотой

Возьмите два одинаковых небольших кусочка мрамора, один из них разотрите в порошок в ступке. В два стакана, каждый объёмом 50 мл, налейте по 20 мл соляной кислоты. Одновременно в один из стаканов опустите кусочек мрамора, а в другой — пересыпьте порошок. Реакция происходит быстрее в случае с порошком мрамора:



Наличие катализатора

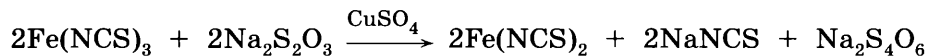
Катализаторами называют вещества, изменяющие скорость химической реакции. Однако под изменением скорости чаще всего подразумевают её увеличение. Но иногда требуется не увеличить, а уменьшить скорость нежелательной химической реакции, например замедлить процесс окисления пищевых продуктов или коррозию стальных конструкций. Вещества, замедляющие химическую реакцию, называют **ингибиторами**.

ОПЫТ 17. Влияние сульфата меди(II) на скорость реакции роданида железа(III) с тиосульфатом натрия

В стакан с 10 мл воды добавьте по одной капле растворов роданида калия и хлорида железа(III). Образующийся раствор роданида железа(III) красного цвета перелейте в две пробирки, заполняя их поровну. В две другие пробирки налейте по 3 мл раствора тиосульфата натрия. В одну из них добавьте 2—3 капли раствора сульфата меди(II) — катализатора. Далее параллельно проведите две реакции:

- а) раствор роданида железа(III) + раствор тиосульфата натрия;
- б) раствор роданида железа(III) + 2—3 капли сульфата меди(II) + раствор тиосульфата натрия.

Реакция протекает согласно уравнению:

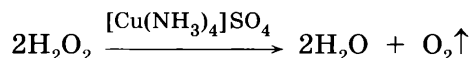


Исчезновение красной окраски в пробирках происходит с разной скоростью.

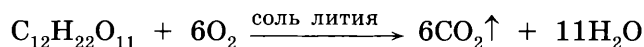
ОПЫТ 18. Разложение пероксида водорода в присутствии иона аммиаката меди(II) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

Получите аммиакат меди(II): к раствору сульфата меди(II) добавьте по каплям раствор аммиака. Вначале образуется голубой осадок основной соли меди, который растворяется при дальнейшем добавлении раствора аммиака с образованием тёмно-синего раствора комплексной соли.

К раствору пероксида водорода добавьте несколько капель полученной соли меди. Выделяется кислород:

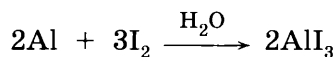
**ОПЫТ 19.** Влияние соли лития на процесс горения сахара

С помощью тигельных щипцов внесите в пламя спиртовки кусочек сахара. Сахар плавится, но не горит. Посыпьте кусочек сахара хлоридом лития и снова внесите в пламя спиртовки. Сахар загорается синим пламенем:

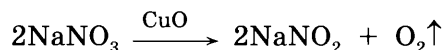
**ОПЫТ 20 (проводит учитель).** Каталитическое действие воды на реакцию алюминия с иодом

Опыт проводится под тягой!

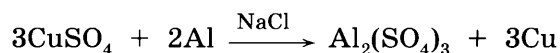
Смешайте 1 г алюминиевой пудры и 4 г тонко растёртого иода в фарфоровой чашке и сформируйте конусообразную кучку из смеси на керамической пластине. В середину кучки пипеткой Пастера внесите 2—3 капли катализатора — воды. Через некоторое время начинается бурная реакция с выделением света и фиолетовых паров иода (после начала реакции накройте смесь стеклянным колпаком):

**ОПЫТ 21.** Разложение нитрата натрия в присутствии оксида меди(II)

В одну пробирку поместите 2 г нитрата натрия, а в другую — смесь такого же количества нитрата натрия с оксидом меди(II). Одновременно нагревайте две пробирки на одной спиртовке. В присутствии катализатора разложение происходит быстрее:

**ОПЫТ 22.** Влияние кристаллического хлорида натрия на скорость реакции алюминия с раствором сульфата меди(II)

В две пробирки поместите по грануле алюминия и прилейте по 2 мл 5%-ного раствора сульфата меди(II). Реакция замещения практически незаметна. В одну из пробирок добавьте несколько кристаллов хлорида натрия. Скорость реакции в этой пробирке сразу увеличивается, что легко увидеть по обильному выделению меди на поверхности гранулы:

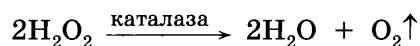


Биохимические катализаторы — **ферменты** работают очень эффективно, но в узком диапазоне условий среды. Например, фермент *каталаза*, нейтрализующая в живых организмах токсичный пероксид водорода (он образуется в клетках в ходе некоторых биохимических реакций), содержится во многих сырых продуктах: мясе, овощах и фруктах. В варёных продуктах она отсутствует: при термической обработке каталазы, по химической природе представляющая собой белок, денатурирует.

В действии фермента каталазы можно убедиться на примере реакции разложения аптечного пероксида водорода.

ОПЫТ 23. Влияние каталазы на процесс разложения пероксида водорода

Поместите в чашки Петри кусочки сырого и варёного мяса, сырого и варёного картофеля. Обработайте их несколькими каплями аптечного раствора пероксида водорода и наблюдайте разницу в скорости его разложения по выделению кислорода (образованию пены):



Именно такой процесс происходит при обработке небольших ран пероксидом водорода: образующаяся пена способствует очищению раны, закупорке мелких сосудов и приостанавливает кровотечение.

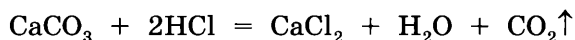
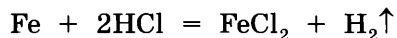
ОПЫТ 24. Изучение каталитической активности каталазы

Несколько капель сырого морковного сока внесите в пробирку с пероксидом водорода. Образуются пузырьки кислорода.

Действие ингибитора можно продемонстрировать на следующем опыте.

ОПЫТ 25. Ингибирование реакции железа с соляной кислотой

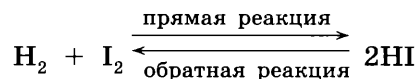
В два стакана с 20 мл 10%-ной соляной кислоты опустите очищенные от ржавчины железные гвозди. Когда выделение пузырьков водорода станет хорошо заметным, добавьте в один из стаканов 2 мл формалина (или аптечного препарата — уротропина). Скорость выделения газа в этом стакане заметно уменьшается. Вы можете предположить, что формалин прореагировал с соляной кислотой, но это не так. Опустите в тот же стакан кусочек мела, и пойдёт бурная реакция с выделением углекислого газа:



Формалин и уротропин — ингибиторы реакций металлов с кислотами.

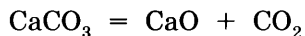
1.3. ОБРАТИМОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Обратимыми реакциями называют реакции, которые могут одновременно протекать в прямом и обратном направлениях:



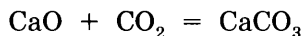
Необратимые реакции идут только в одном направлении и сопровождаются образованием веществ, уходящих из зоны реакции. К необратимым относят, например, реакции горения, реакции ионного обмена (в результате которых образуется осадок, выделяется газ или образуется очень слабый электролит, например, вода), некоторые процессы разложения.

Большинство химических реакций обратимы, и часто процесс, который считается необратимым, может быть превращён в обратимый. Например, процесс разложения карбоната кальция



необратим, если осуществляется в открытом сосуде, т. е. когда углекислый газ удаляется из зоны реакции.

Если осуществить эту реакцию в замкнутой системе, то разложение карбоната кальция будет идти до тех пор, пока давление газа не достигнет определённого значения, препятствующего разложению. В это время углекислый газ и оксид кальция начнут реагировать, вступая в обратную реакцию:



Понятие химического равновесия применимо именно к обратимым реакциям.

Химическое равновесие — такое состояние системы, когда одновременно и с одинаковой скоростью происходят прямая и обратная реакции.

Химическое равновесие является динамическим, подвижным. В состоянии равновесия прямая и обратная реакции продолжают идти, но так как их скорости равны, то концентрации всех реагирующих веществ в системе остаются постоянными при сохранении постоянных внешних условий.

При изменении внешних условий: концентраций реагентов, температуры, давления — равновесие нарушается, так как скорости прямой и обратной реакций становятся разными. В обратимой реакции начинает преимущественно протекать процесс, который опять приводит её к состоянию равновесия, но уже отвечающему другим условиям.

Переход из одного равновесного состояния в другое называют **смещением равновесия**. Изменения, происходящие в равновесной системе в результате внешних воздействий, осуществляются согласно **принципу Ле Шателье**:

Если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие, то в ней начинают происходить процессы, уменьшающие это воздействие.

Принцип Ле Шателье универсален, так как он применим и к обратимым химическим реакциям, и к физико-химическим процессам, таким, как растворение, кристаллизация, кипение и др.

Согласно принципу Ле Шателье:

- При увеличении концентрации реагирующих веществ равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции. При увеличении концентрации продуктов реакции равновесие смещается в сторону образования исходных веществ. Поэтому, если мы хотим максимально сместить равновесие в сторону образования продуктов реакции, нужно постоянно подавать в систему реагирующие вещества, повышая их концентрации в реакционном сосуде, а концентрацию продукта реакции постоянно понижать. Этого можно до-

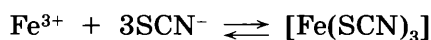
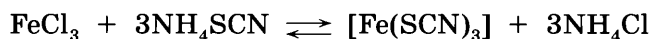
стичь, если продукт удаётся убирать из зоны реакции. Так происходит, например, при синтезе аммиака, когда в колонну синтеза постоянно подаются азот и водород, а получающийся аммиак сжижают, выводя из зоны гомогенной реакции.

- При увеличении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, при понижении температуры — в сторону экзотермической реакции.
- Давление влияет на смещение равновесия в том случае, если в реакции участвуют газы и их объёмы в результате реакции меняются. При увеличении давления равновесие смещается в сторону уменьшения объёмов реагирующих газов, при уменьшении давления — в сторону увеличения объёмов реагирующих газов.
- Катализатор не влияет на смещение химического равновесия, так как одинаково влияет на скорость прямой и обратной реакций. Катализатор ускоряет наступление химического равновесия.

Рассмотрим, как будет влиять изменение концентраций реагирующих и образующихся веществ на смещение равновесия в обратимой реакции образования роданида железа(III).

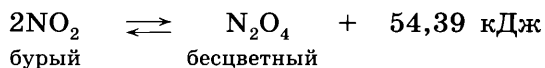
ОПЫТ 26. Смещение равновесия при изменении концентраций участников реакции образования роданида железа(III)

В мерном цилиндре объёмом 100 мл получите роданид железа(III), добавив к 5 мл раствора хлорида железа(III) такой же объём раствора роданида аммония. Образуется тёмно-красный раствор. Разбавьте его водой до получения прозрачного раствора красного цвета. В системе устанавливается равновесие:



Разделите полученный раствор на три части, используя дополнительно ещё два цилиндра объёмом 100 мл. В первый цилиндр добавьте раствор хлорида железа(III), во второй — раствор роданида аммония, в третий добавьте насыщенный раствор хлорида аммония. В первом и втором цилиндрах окраска станет интенсивно-красной, так как равновесие смещается в сторону образования роданида железа(III), в третьем — приобретёт жёлто-оранжевый цвет из-за смещения равновесия в сторону образования исходного вещества — хлорида железа(III).

Рассмотрим, как будет влиять изменение температуры на смещение равновесия в процессе



Оксид азота(IV) способен образовывать бесцветный димер N_2O_4 . Так как прямой процесс экзотермический, то добиться смещения равновесия можно понижением температуры. Обратный процесс происходит при повышении температуры.

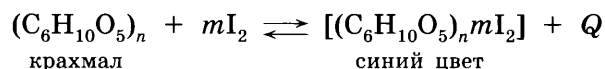
ОПЫТ 27 (проводит учитель). Влияние температуры на смещение равновесия в реакции димеризации оксида азота(IV)

Опыт проводят в вытяжном шкафу!

В пробирку поместите медную проволоку или стружку и прилейте концентрированную азотную кислоту, полностью покрыв жидкостью металл.

Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и направьте выделяющийся газ в сухую круглодонную колбу. После того как колба наполнится бурым газом, закройте её плотно пробкой. Добиться димеризации бурого газа можно с помощью понижения температуры. Для этого опустите круглодонную колбу в кристаллизатор со льдом. Обратите внимание на исчезновение бурой окраски. Если колбу вынуть из охлаждающей смеси и подержать в тёплой воде, то интенсивность окраски снова усиливается, димер разрушается с образованием оксида азота(IV).

Рассмотрим, как будет происходить смещение равновесия при изменении температуры в следующей обратимой реакции:

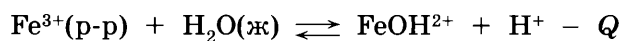


ОПЫТ 28. Влияние температуры на смещение равновесия в реакции крахмала с иодом

В две пробирки, содержащие по 2—3 мл 1%-ного раствора иодида калия, поместите 2—3 капли разбавленного свежеприготовленного крахмального клейстера. Затем добавьте в каждую пробирку по 2—3 капли раствора иода в воде. Растворы окрасятся в синий цвет. Нагрейте одну из пробирок в пламени спиртовки. Синяя окраска раствора исчезнет. Опустите нагретую пробирку в стакан с холодной водой: окраска снова появится.

Выполнение заданий на смещение химического равновесия обычно не вызывает особых затруднений на экзамене, но здесь важно обратить внимание на задания, в которых используются уравнения диссоциации слабых электролитов или уравнения обратимого гидролиза солей. В таких заданиях в качестве факторов, смещающих равновесие, могут быть указаны вещества, которых нет в самом уравнении, но которые могут влиять на концентрации веществ, участвующих в реакции.

Пример 5. Установите соответствие между способом воздействия на равновесную систему



и направлением смещения химического равновесия в результате этого воздействия: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ВОЗДЕЙСТВИЕ НА СИСТЕМУ

- А) добавление воды
- Б) повышение температуры
- В) добавление соляной кислоты
- Г) добавление раствора карбоната натрия

НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

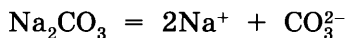
- 1) смещается в сторону обратной реакции
- 2) практически не смещается
- 3) смещается в сторону прямой реакции

Решение

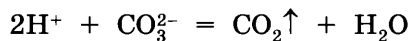
Добавление воды и повышение температуры усиливают гидролиз, равновесие смещается в сторону прямой реакции. Воздействие добавления соляной кислоты не так очевидно. Нужно вспомнить, что соляная кислота — сильный электролит и в растворе диссоциирует:



Следовательно, увеличивается концентрация ионов водорода и равновесие смещается в сторону обратной реакции. Добавление раствора карбоната натрия, который также подвергается диссоциации:



вызовет процесс:



В данном случае концентрация ионов водорода снижается и равновесие смещается в сторону прямой реакции.

Ответ: 3313.

Пример 6. Установите соответствие между способом воздействия на равновесную систему



и направлением смещения химического равновесия в результате этого воздействия: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ВОЗДЕЙСТВИЕ НА СИСТЕМУ

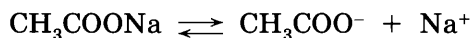
- А) повышение давления
- Б) понижение температуры
- В) добавление воды
- Г) добавление раствора ацетата натрия

**НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ
ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ**

- 1) смещается в сторону обратной реакции
- 2) практически не смещается
- 3) смещается в сторону прямой реакции

Решение

Так как в реакционной системе нет газов, то давление практически не влияет на смещение равновесия. Понижение температуры вызовет смещение равновесия в сторону обратной реакции, так как обратный процесс экзотермический. Добавление воды усиливает диссоциацию слабых электролитов, поэтому равновесие сместится в сторону прямой реакции. Добавление ацетата натрия вызовет рост ацетат-анионов в растворе:

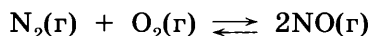


и равновесие сместится в сторону обратной реакции.

Ответ: 2131.

Рассмотрим задания на расчёт концентраций участников обратимых реакций.

Пример 7. В реактор постоянного объёма поместили смесь кислорода и азота и подвергли действию электрического тока. В результате протекания обратимой реакции



в реакционной системе установилось химическое равновесие. Определите начальную концентрацию N_2 (X) и равновесную концентрацию O_2 (Y), если исходная концентрация кислорода равна 0,4 моль/л, равновесная концентрации азота составляет 0,3 моль/л, а равновесная концентрация оксида азота(II) равна 0,2 моль/л.

Решение

Для решения подобных заданий удобно использовать следующую таблицу:

Реагент	N_2	O_2	NO
Начальная концентрация	$X = 0,4$	0,4	0 (1)
Вступило в реакцию/образовалось в результате реакции	0,1 (3)	0,1 (3)	0,2 (2)
Равновесная концентрация	0,3	$Y = 0,3$	0,2

Запишем в таблице исходные числовые значения концентраций и искомые переменные X и Y . Начальная концентрация оксида азота(II) равна 0 (1). Так как в результате реакции его равновесная концентрация стала равна 0,2 моль/л, то, значит, его образовалось ровно такое количество — 0,2 моль (2). По уравнению реакции количества вещества азота и кислорода, необходимых для образования 0,2 моль оксида азота(II), в 2 раза меньше, т. е. 0,1 моль (3). Азот расходуется в реакции, поэтому его исходная концентрация будет равна:

$$X = 0,3 + 0,1 = 0,4 \text{ моль/л}$$

Равновесная концентрация кислорода будет равна:

$$Y = 0,4 - 0,1 = 0,3 \text{ моль/л}$$

Ответ: $X = 0,4$ моль/л, $Y = 0,3$ моль/л.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

- 1** Какое количество теплоты выделится в результате реакции гашения извести в соответствии с термохимическим уравнением реакции



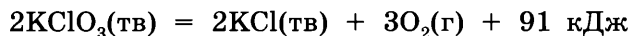
если в реакцию вступило 33,6 г негашёной извести?

- 2** Горение угля протекает в соответствии с термохимическим уравнением реакции



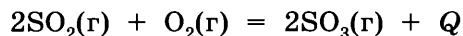
Вычислите объём кислорода (н. у.), который необходим для получения 1888 кДж теплоты. (Запишите число с точностью до целых.)

- 3** Определите количество теплоты, которое выделится при разложении 147 г KClO_3 согласно термохимическому уравнению реакции



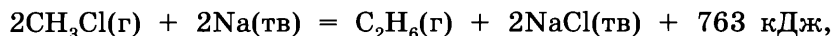
(Запишите число с точностью до целых.)

- 4** При взаимодействии 5,6 л оксида серы(IV) с избытком кислорода (н. у.) выделилось 19 кДж теплоты. Определите тепловой эффект этой реакции:



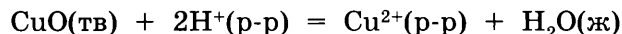
(Запишите число с точностью до целых.)

- 5** В результате реакции, термохимическое уравнение которой



выделилось 381,5 кДж теплоты. Вычислите объём хлорметана (н. у.), вступившего в реакцию. (Запишите число с точностью до десятых.)

- 6** Из предложенного перечня выберите **все** внешние воздействия, которые оказывают влияние на скорость реакции, протекающей по схеме



- 1) повышение температуры
- 2) разбавление раствора кислоты
- 3) применение индикатора
- 4) увеличение концентрации кислоты в растворе
- 5) увеличение давления

Запишите номера выбранных ответов. Проверьте экспериментально выбранные вами ответы.

- 7** Из предложенного перечня выберите **все** реакции, которые при одинаковых температуре и концентрации кислот протекают с меньшей скоростью, чем взаимодействие гранул цинка с соляной кислотой.

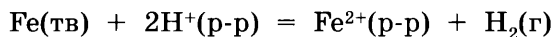
- 1) взаимодействие гранул магния с соляной кислотой
- 2) взаимодействие гранул цинка с уксусной кислотой

- 3) взаимодействие порошка магния с серной кислотой
- 4) взаимодействие раствора гидроксида бария с соляной кислотой
- 5) взаимодействие гранул железа с раствором уксусной кислоты

Запишите номера выбранных ответов. Проверьте экспериментально ваш выбор.

8

Из предложенного перечня выберите **все** внешние воздействия, которые оказывают влияние на скорость реакции



- 1) повышение температуры
- 2) разбавление раствора кислоты
- 3) использование порошка железа вместо гранул железа
- 4) увеличение концентрации кислоты в растворе
- 5) повышение давления

Запишите номера выбранных ответов. Проверьте экспериментально ваш выбор.

9

Из предложенного перечня выберите **все** внешние воздействия, которые приводят к увеличению скорости реакции серы с кислородом.

- 1) повышение давления в системе
- 2) увеличение концентрации кислорода
- 3) повышение температуры
- 4) увеличение концентрации сернистого газа
- 5) понижение температуры

Запишите номера выбранных ответов. Подумайте, что нужно сделать, чтобы экспериментально проверить ваш выбор. Влияние каких воздействий проверить проще всего?

10

Из предложенного перечня выберите уравнения **всех** реакций, для которых изменение концентрации кислоты приведёт к изменению скорости реакции.

- 1) $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{р-р})$
- 2) $\text{PCl}_5(\text{тв}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = 5\text{HCl}(\text{р-р}) + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{р-р})$
- 3) $\text{Mg}(\text{тв}) + 2\text{HCl}(\text{р-р}) = \text{MgCl}_2(\text{р-р}) + \text{H}_2(\text{г})$
- 4) $\text{Zn}(\text{тв}) + 2\text{H}^+(\text{р-р}) = \text{Zn}^{2+}(\text{р-р}) + \text{H}_2(\text{г})$
- 5) $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{тв}) + 2\text{H}^+(\text{р-р}) = \text{Cu}^{2+}(\text{р-р}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$

Запишите номера выбранных ответов. Проверьте ваш выбор экспериментально. Что для этого нужно сделать?

11

Установите соответствие между способом воздействия на равновесную систему



и направлением смещения химического равновесия в результате этого воздействия: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ВОЗДЕЙСТВИЕ НА СИСТЕМУ

- А) добавление аммиака
- Б) добавление соляной кислоты
- В) повышение температуры
- Г) понижение давления

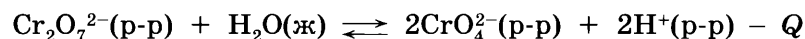
НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

- 1) смещается в сторону прямой реакции
- 2) смещается в сторону обратной реакции
- 3) практически не смещается

Можно ли проверить ваши ответы экспериментально? Что для этого нужно сделать?

12

Установите соответствие между способом воздействия на равновесную систему



и направлением смещения химического равновесия в результате этого воздействия: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ВОЗДЕЙСТВИЕ НА СИСТЕМУ

- А) повышение температуры
- Б) добавление твёрдого хромата натрия
- В) понижение давления
- Г) добавление твёрдой щёлочи

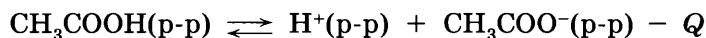
НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

- 1) смещается в сторону прямой реакции
- 2) смещается в сторону обратной реакции
- 3) практически не смещается

Можно ли проверить ваши ответы экспериментально? Что для этого нужно сделать?

13

Установите соответствие между способом воздействия на равновесную систему



и направлением смещения химического равновесия в результате этого воздействия: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ВОЗДЕЙСТВИЕ НА СИСТЕМУ

- А) добавление серной кислоты
- Б) добавление твёрдого ацетата натрия
- В) повышение температуры
- Г) понижение давления

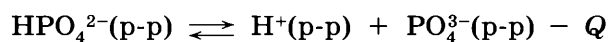
НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

- 1) смещается в сторону прямой реакции
- 2) смещается в сторону обратной реакции
- 3) практически не смещается

Подумайте, как можно экспериментально проверить ваш ответ. Проведите эксперимент.

14

Установите соответствие между способом воздействия на равновесную систему



и направлением смещения химического равновесия в результате этого воздействия: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ВОЗДЕЙСТВИЕ НА СИСТЕМУ

- А) добавление твёрдого фосфата калия
- Б) добавление соляной кислоты
- В) добавление твёрдого гидроксида калия
- Г) повышение температуры

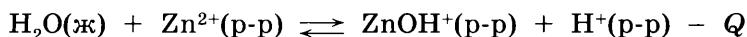
НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

- 1) смещается в сторону прямой реакции
- 2) смещается в сторону обратной реакции
- 3) практически не смещается

Подумайте, как можно экспериментально проверить ваш ответ. Проведите эксперимент.

15

Установите соответствие между способом воздействия на равновесную систему



и направлением смещения химического равновесия в результате этого воздействия: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ВОЗДЕЙСТВИЕ НА СИСТЕМУ

- А) добавление твёрдой щёлочи
- Б) добавление кислоты
- В) повышение температуры
- Г) повышение давления

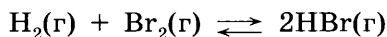
НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

- 1) смещается в сторону прямой реакции
- 2) смещается в сторону обратной реакции
- 3) практически не смещается

Подумайте, как можно экспериментально проверить ваш ответ. Проведите эксперимент.

16

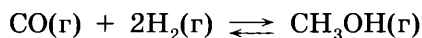
В реактор постоянного объёма поместили водород и пары брома. В результате протекания обратимой реакции



в реакционной системе установилось химическое равновесие. Определите равновесную концентрацию H_2 (X) и исходную концентрацию Br_2 (Y), зная, что исходная концентрация водорода составляла 0,32 моль/л, а равновесные концентрации брома и бромоводорода соответственно равны 0,1 моль/л и 0,32 моль/л.

17

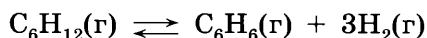
В реактор постоянного объёма поместили смесь оксида углерода(II) и водорода. В результате протекания обратимой реакции



в реакционной системе установилось химическое равновесие. Определите равновесные концентрации H_2 (X) и CH_3OH (Y), если начальные концентрации угарного газа и водорода соответственно равны 0,3 моль/л и 0,8 моль/л, а равновесная концентрация угарного газа равна 0,1 моль/л.

18

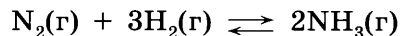
В реактор постоянного объёма поместили пары циклогексана и нагрели в присутствии катализатора. В результате протекания обратимой реакции



в реакционной системе установилось химическое равновесие. Определите равновесную концентрацию C_6H_{12} (X) и равновесную концентрацию C_6H_6 (Y), если начальная концентрация циклогексана и равновесная концентрация водорода равны 0,3 моль/л.

19

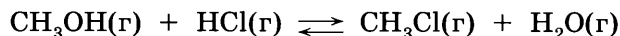
В реактор постоянного объёма поместили смесь азота и водорода. В результате протекания обратимой реакции



в реакционной системе установилось химическое равновесие. Определите исходную концентрацию N_2 (X) и равновесную концентрацию H_2 (Y), если исходная концентрация водорода составляет 4,0 моль/л, а равновесные концентрации азота и аммиака соответственно равны 1 моль/л и 0,2 моль/л.

20

В реактор постоянного объёма поместили пары метанола и хлороводород. В результате протекания обратимой реакции



в реакционной системе установилось химическое равновесие. Определите исходную концентрацию HCl (X) и равновесную концентрацию H_2O (Y), если исходная концентрация метанола составляла 0,9 моль/л, а равновесные концентрации хлороводорода и хлорметана соответственно равны 0,5 моль/л и 0,3 моль/л.

ЧАСТЬ 2. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ И ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Окислительно-восстановительными реакциями называют реакции, идущие с изменением степеней окисления элементов.

В свою очередь, **степень окисления** принято определять как условный заряд элемента в соединении, вычисленный из предположения, что вещество образовано ионной связью. В простых веществах степени окисления элементов считают равными нулю. В сложных веществах степени окисления элементов могут принимать значения от -4 до $+8$.

Металлы в соединениях способны проявлять только положительные степени окисления, максимальная из них, как правило, равна номеру группы в периодической системе химических элементов. Неметаллы (кроме фтора и кислорода) могут иметь максимальную положительную степень окисления, равную номеру группы в таблице Д. И. Менделеева. Отрицательную степень окисления неметалла, как правило, можно определить вычитанием из номера группы числа 8. При этом на первом месте в формуле обычно ставят элемент в положительной степени окисления, а на последнем — в отрицательной степени окисления.

Сумма положительных и отрицательных степеней окисления в любом соединении равна 0.

Для большинства химических элементов характерно несколько значений степени окисления в соединениях. Поэтому важно указать элементы с постоянной степенью окисления в соединениях, принятых в заданиях Единого государственного экзамена:

- *металлы IA-группы (щелочные металлы):* литий, натрий, калий, рубидий, цезий, франций — степень окисления равна $+1$;
- *металлы IIA-группы:* бериллий, магний, кальций, стронций, барий, радий — степень окисления равна $+2$;
- *алюминий* — степень окисления равна $+3$;
- *фтор* — степень окисления равна -1 .

Напомним, что **окислителем** называют элемент и содержащее его вещество, принимающие электроны. Степень окисления этого элемента понижается, происходит восстановительный процесс.

Восстановителем называют элемент и содержащее его вещество, отдающие электроны. Степень окисления этого элемента повышается, происходит окислительный процесс.

Важнейшие окислители, которые фигурируют в заданиях ЕГЭ, и некоторые их физические свойства приведены в таблице 1.

Таблица 1

Важнейшие окислители, которые используются в заданиях ЕГЭ

Окислитель	Элемент-окислитель и его степень окисления	Физические свойства
Вещества, содержащие окислитель в высшей степени окисления		
Азотная кислота HNO_3	+5 N	Жидкость без цвета с характерным запахом, желтеет при хранении на свету
Концентрированная серная кислота H_2SO_4	+6 S	Жидкость без цвета и запаха, вязкая, приблизительно в 1,8 раза тяжелее воды
Перманганат калия KMnO_4	+7 Mn	Тёмно-фиолетовые кристаллы; умеренно растворяется в воде, растворы могут иметь разные оттенки: от тёмно-фиолетового до бледно-розового, в зависимости от концентрации
Дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	+6 Cr	Оранжевые кристаллы; растворяется в воде, образуя растворы оранжевого цвета
Хромат калия K_2CrO_4	+6 Cr	Жёлтые кристаллы; растворяется в воде, растворы жёлтого цвета
Простые вещества, образованные элементами с высокой электроотрицательностью		
Галогены: фтор, хлор, бром	F_2^0	Бледно-жёлтый газ с резким запахом; с водой реагирует со взрывом
	Cl_2^0	Жёлто-зелёный газ; растворяется в воде, образуя хлорную воду
	Br_2^0	Бурая жидкость
Кислород	O_2^0	Газ без цвета, запаха и вкуса, малорастворимый в воде
Другие вещества, которые могут играть роль окислителей		
Оксид марганца(IV) MnO_2	+4 Mn	Твёрдое вещество чёрного цвета, нерастворимое в воде
Гипохлорит натрия NaClO	+1 Cl	Твёрдое вещество белого цвета, растворимое в холодной воде; в горячей воде разлагается

Окончание

Окислитель	Элемент-окислитель и его степень окисления	Физические свойства
Хлорат калия KClO_3	+5 Cl	Белое кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде; при нагревании плавится, а затем разлагается
Соединения железа(III), например хлорид железа(III) FeCl_3 (считается слабым окислителем)	+3 Fe	Тёмно-коричневое вещество, хорошо растворимое в воде; плавится при нагревании, разлагается при кипении

Стоит отметить, что окислительные свойства присущи также солям азотной кислоты, хлоратам и гипохлоритам других металлов.

Таблица 2

Важнейшие восстановители, которые используются в заданиях ЕГЭ

Восстановитель	Элемент-восстановитель и его степень окисления	Физические свойства
Вещества, содержащие восстановитель в низшей степени окисления		
Соли: сульфиды, бромиды, иодиды	-2 S -1 Br -1 I	Кристаллические вещества с разной растворимостью
Сероводород H_2S	-2 S	Газ без цвета, с неприятным запахом, немного тяжелее воздуха; хорошо растворяется в воде, образуя слабую сероводородную кислоту
Хлороводород HCl	-1 Cl	Газ без цвета, с резким запахом, тяжелее воздуха; хорошо растворяется в воде, образуя сильную соляную кислоту
Бромоводород HBr	-1 Br	Газ без цвета с резким запахом, тяжелее воздуха; хорошо растворяется в воде, образуя сильную бромоводородную кислоту
Иодоводород HI	-1 I	Газ без цвета с резким запахом, тяжелее воздуха; хорошо растворяется в воде, образуя сильную иодоводородную кислоту

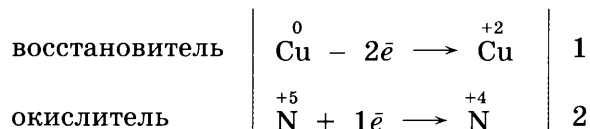
Восстановитель	Элемент-восстановитель и его степень окисления	Физические свойства
Аммиак NH_3	-3 N	Газ без цвета с резким запахом, легче воздуха; хорошо растворяется в воде, образуя слабый щелочной раствор
Фосфин PH_3	-3 P	Газ без цвета и запаха; самовоспламеняется на воздухе; плохо растворяется в воде, не реагирует с ней
Простые вещества, образованные элементами с низкой электроотрицательностью		
Металлы	0 Me	Твёрдые вещества (кроме ртути), с характерным металлическим блеском; хорошо проводят тепло и электрический ток, ковкие, пластичные
Водород	0 H_2	Газ без цвета и запаха; не растворяется в воде, самый лёгкий из газов
Другие примеры веществ, которые могут играть роль восстановителей		
Сульфиты, например сульфит натрия Na_2SO_3	$+4$ S	Белое твёрдое вещество, хорошо растворимое в воде
Соединения железа(II), например сульфат железа(II) FeSO_4	$+2$ Fe	Белое твёрдое вещество; хорошо растворяется в воде, раствор на воздухе желтеет за счёт окисления ионов железа (Fe^{2+}), степень окисления железа меняется до $+3$
Соединения хрома(II), например хлорид хрома(II) CrCl_2	$+2$ Cr	Белое твёрдое вещество, хорошо растворимое в воде
Соединения хрома(III), например CrCl_3	$+3$ Cr	Безводный — фиолетового цвета, кристаллогидрат — зелёного цвета; хорошо растворяется в воде
Соединения меди(I), например Cu_2O	$+1$ Cu	Красное твёрдое вещество, не реагирует с водой и не растворяется в ней

2.1. ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ И ЕЁ СОЛЕЙ

ОПЫТ 29 (проводит учитель). Взаимодействие концентрированной азотной кислоты с медью

Опыт проводится под тягой!

В пробирку поместите медную стружку и добавьте концентрированную азотную кислоту. Наблюдается выделение бурого газа. Раствор окрашивается в синий цвет:



Так **концентрированная азотная кислота** может реагировать с большинством металлов. Среди тех, которые не реагируют с ней, — золото, платина и вольфрам. Некоторые металлы (например, железо, алюминий, никель, свинец и др.) пассивируются холодной концентрированной азотной кислотой, но реагируют с ней при нагревании.

ОПЫТ 30 (проводит учитель). Приготовление 10%-ного раствора азотной кислоты из концентрированной азотной кислоты

Приготовьте 10%-ный раствор азотной кислоты (это разбавленная азотная кислота). Для этого определите с помощью ареометра плотность концентрированной азотной кислоты, которая есть в кабинете химии, отмерьте с помощью мерного цилиндра (объёмом 25 мл) 5—10 мл этой кислоты, рассчитайте (пример расчёта представлен ниже) и отмерьте мерным цилиндром (объёмом 100 мл) необходимый объём дистиллированной воды. В стакан объёмом 150 мл налейте дистиллированную воду, а затем добавьте кислоту. Перемешайте раствор стеклянной палочкой.

Пример расчёта

Допустим, что измеренная плотность кислоты равна 1,45 г/мл.

Дано:

$$\rho(\text{конц. раствора HNO}_3) = 1,45 \text{ г/мл}$$

$$V(\text{конц. раствора HNO}_3) = 5 \text{ мл}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Зная плотность концентрированного раствора, определяем массовую долю азотной кислоты в растворе по таблице плотностей растворов кислот и щелочей (см. Приложение 4) — 80 %.

Определим массу концентрированного раствора азотной кислоты:

$$m(\text{конц. раствора HNO}_3) = \rho \cdot V = 1,45 \cdot 5 = 7,25 \text{ г}$$

$$m(\text{HNO}_3) = w_1 \cdot m(\text{конц. раствора HNO}_3) = 0,8 \cdot 7,25 = 5,8 \text{ г}$$

$$m(10\text{-ного раствора HNO}_3) = m(\text{HNO}_3) : w_2(\text{HNO}_3) = 5,8 : 0,1 = 58 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 58 - 5,8 = 52,2 \text{ г} \approx 52 \text{ г}$$

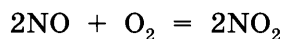
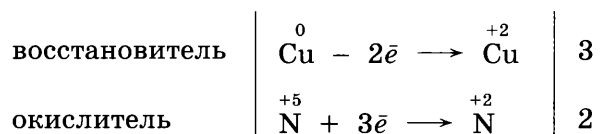
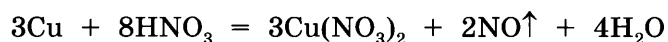
Зная, что плотность воды 1 г/мл, запишем объём воды: $V(\text{H}_2\text{O}) = 52 \text{ мл}$.

Ответ: $V(\text{H}_2\text{O}) = 52 \text{ мл}$.

ОПЫТ 31 (проводит учитель). Взаимодействие разбавленной азотной кислоты с медью

Опыт проводится под тягой!

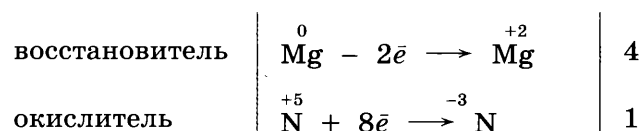
В пробирку поместите медную стружку или кусочки медной проволоки, прилейте 10%-ный раствор азотной кислоты и соберите выделяющийся газ методом вытеснения воды. Для этого предварительно наполните доверху пустую пробирку водой, закройте пробирку предметным стеклом или пальцем и переверните вверх дном в кристаллизатор с водой. Предметное стекло или палец отпустите и поставьте пробирку вертикально. Под действием атмосферного давления вода из этой пробирки выливаться не будет. Закройте пробирку с реагентами пробкой с газоотводной трубкой и подведите свободный конец трубки под отверстие перевернутой пробирки с водой. Постепенно пузырьки газа будут вытеснять воду. Образующийся оксид азота(II) не имеет цвета и не растворяется в воде. Как только газ заполнит пробирку полностью, подведите под отверстие пробирки стекло и переверните её. Газ, вырываясь из пробирки, будет менять цвет, становиться бурым. Раствор с исходными реагентами окрашивается в синий цвет:



Так с **разбавленной азотной кислотой** реагирует большинство металлов. Золото и платина не реагируют с разбавленной азотной кислотой. В качестве газообразных продуктов могут получаться также оксид азота(I) или молекулярный азот.

ОПЫТ 32. Взаимодействие очень разбавленной азотной кислоты с магнием

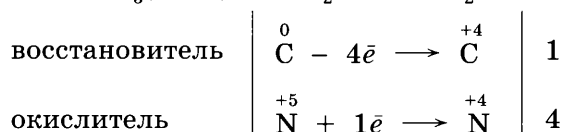
С помощью пипетки или мерного цилиндра отмерьте 9 мл воды, перелейте её в пробирку или стакан, затем отмерьте 1 мл 10%-ного раствора азотной кислоты (приготовление см. опыт 30), перенесите его в пробирку с водой. Получится примерно 1%-ный раствор азотной кислоты, который также обладает окислительными свойствами в реакциях с активными металлами, например с магнием. Поместите ложечку порошка магния в пробирку и прилейте 2—3 мл 1%-ного раствора азотной кислоты. Будет происходить растворение металла без выделения газа. В растворе образуются вода и две соли — нитрат магния и нитрат аммония:



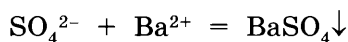
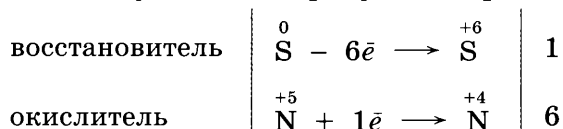
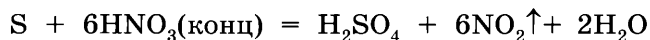
Азотная кислота способна окислять и неметаллы.

ОПЫТ 33 (проводит учитель). Взаимодействие концентрированной азотной кислоты с углеродомОпыт проводится под тягой!

В фарфоровой ступке измельчите кусочек древесного угля, поместите его в фарфоровую чашку и прилейте концентрированную азотную кислоту так, чтобы покрыть уголь полностью. Для ускорения процесса можно смесь подогреть на электрической плитке или на пламени спиртовки. Выделяется бурый газ, постепенно объём угля уменьшается:

**ОПЫТ 34 (проводит учитель).** Взаимодействие концентрированной азотной кислоты с серойОпыт проводится под тягой!

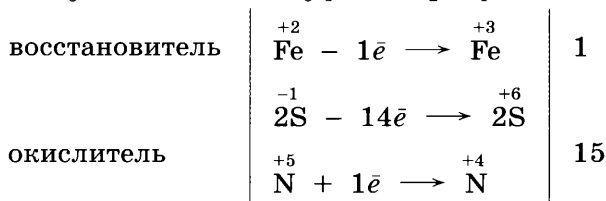
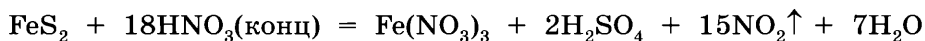
В фарфоровую чашку поместите порошок серы и добавьте концентрированную азотную кислоту так, чтобы покрыть серу полностью. Наблюдается выделение бурого газа. После завершения процесса с помощью стеклянной трубки можно взять пробу на сульфат-анион. Поместите несколько капель раствора на пластинку для капельного анализа или в пробирку и добавьте раствор хлорида бария. Выпадает белый осадок сульфата бария, что доказывает наличие серной кислоты в полученном растворе:



Концентрированная азотная кислота способна окислять и сложные вещества.

ОПЫТ 35 (проводит учитель). Взаимодействие концентрированной азотной кислоты с пиритомОпыт проводится под тягой!

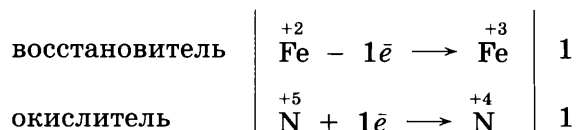
Порошок пирита (FeS_2) поместите в фарфоровую чашку и добавьте концентрированную азотную кислоту. Смесь подогрейте. Наблюдается выделение бурого газа, раствор окрашивается в бурый цвет:



ОПЫТ 36 (проводит учитель). Взаимодействие азотной кислоты с раствором сульфата железа(II)

Опыт проводится под тягой!

К 1—2 мл свежеприготовленного раствора сульфата железа(II) прилейте 5—6 капель концентрированной азотной кислоты. Происходит изменение окраски раствора в бурый цвет, выделение бурого газа:



Соли азотной кислоты термически неустойчивы и разлагаются с изменением степеней окисления элементов. Напомним, что при запоминании процессов разложения нитратов нужно воспользоваться электрохимическим рядом напряжений металлов.

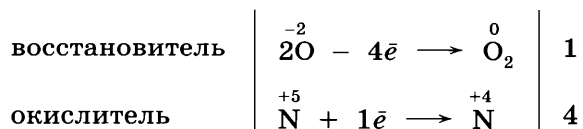
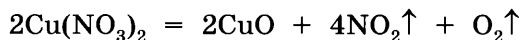
- Если нитрат образован щелочным или щелочноземельным металлом (кроме лития), то при термическом разложении образуется нитрит металла и кислород.
- Если нитрат образован металлом, стоящим в ряду напряжений от магния до меди включительно, или литием, то при его разложении образуется оксид металла, оксид азота(IV) и кислород.
- Нитраты, образованные металлами, стоящими после меди в ряду напряжений, разлагаются с образованием металла, диоксида азота и кислорода.

В реакциях с простыми веществами нитраты проявляют себя как окислители. Рассмотрим несколько опытов.

ОПЫТ 37. Разложение нитрата меди(II)

Опыт проводится под тягой!

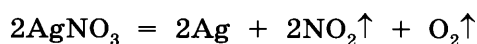
В фарфоровую чашку поместите 1—2 г твёрдого кристаллогидрата нитрата меди(II), закрепите чашку в держателе и нагрейте. Постепенно кристаллогидрат разрушается, светлеет, а затем начинается разложение безводной соли, содержимое чашки становится чёрным, наблюдается выделение бурого газа:

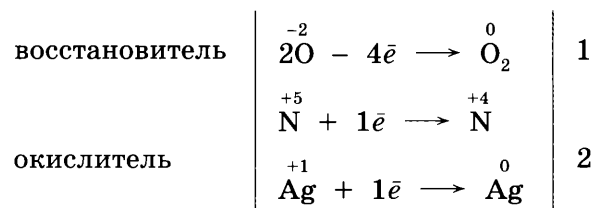


ОПЫТ 38. Разложение нитрата серебра

Опыт проводится под тягой!

В фарфоровую чашку поместите 0,1 г кристалликов нитрата серебра, закрепите чашку в держателе и нагрейте. Наблюдается выделение бурого газа и образование твёрдого кусочка застывшего серебра (королька), чернеющего от воздействия воздуха:

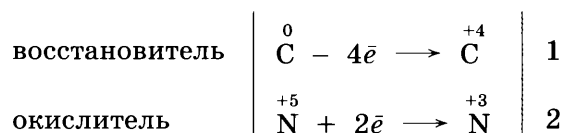
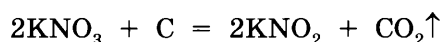




ОПЫТ 39 (проводит учитель). Взаимодействие нитрата калия с углём при нагревании

Опыт проводится под тягой!

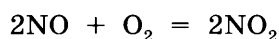
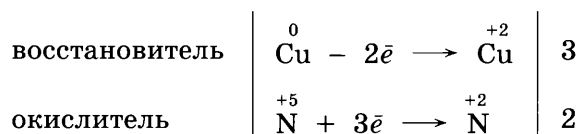
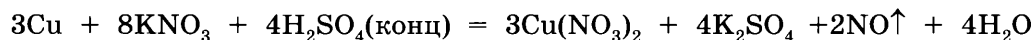
В фарфоровую чашку поместите 0,5—1 г твёрдого нитрата калия, закрепите чашку в держателе и нагрейте соль до плавления. Продолжая нагревать соль, возьмите лучинку и внесите её конец в расплав. Лучинка начнёт гореть с выделением большого количества копоти, пламя окрасится ионами калия в фиолетовый цвет:



ОПЫТ 40 (проводит учитель). Взаимодействие меди с раствором нитрата калия в присутствии серной кислоты

Опыт проводится под тягой!

К 2 мл раствора нитрата калия прилейте 1—2 мл концентрированной серной кислоты. Полученный раствор добавьте в пробирку с порошком меди или мелко нарезанными кусочками тонкой медной проволоки. Немного нагрейте содержимое пробирки. Раствор приобретает голубой цвет. Наблюдается выделение газа, который постепенно окрашивается в бурый цвет:



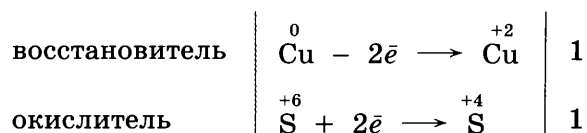
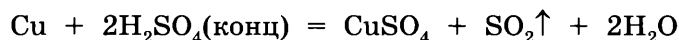
2.2. ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА КОНЦЕНТРИРОВАННОЙ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ

Концентрированная серная кислота за счёт атома серы в максимальной степени окисления (+6) проявляет свойства сильного окислителя. Эта особенность серной кислоты может проявляться при взаимодействии как с простыми, так и со сложными веществами.

ОПЫТ 41 (проводит учитель). Взаимодействие концентрированной серной кислоты с медью

Опыт проводится под тягой!

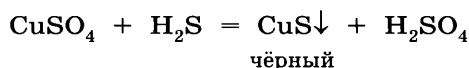
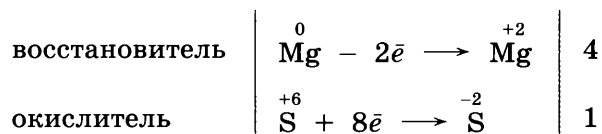
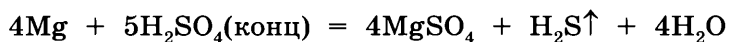
Поместите в пробирку медную стружку или кусочки тонкой медной проволоки и прилейте концентрированную серную кислоту так, чтобы полностью покрыть медь. Обратите внимание на выделение газа с резким запахом, при этом раствор окрашивается в синий цвет. Приготовьте пробирку с 2—3 мл воды, добавьте в неё 2—3 капли раствора индикатора метилового оранжевого. Закройте пробирку с медью и серной кислотой пробкой с газоотводной трубкой и свободный конец направьте в пробирку с раствором индикатора, не касаясь поверхности этого раствора. Через 1—2 мин индикатор изменит окраску с оранжевой на красную, что говорит об образовании в растворе сернистой кислоты:



ОПЫТ 42 (проводит учитель). Взаимодействие концентрированной серной кислоты с магнием

Опыт проводится под тягой!

Поместите в пробирку стружки или порошок магния и добавьте концентрированную серную кислоту так, чтобы полностью покрыть металл. Выделяется бесцветный газ с неприятным запахом гниющего белка. Поднесите к отверстию пробирки полоску фильтровальной бумаги, смоченной в растворе медного купороса. Бумага чернеет. Так можно доказать образование сероводорода:



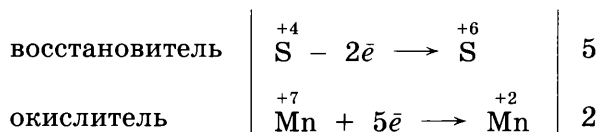
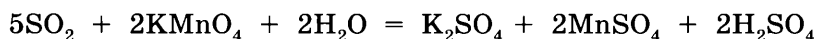
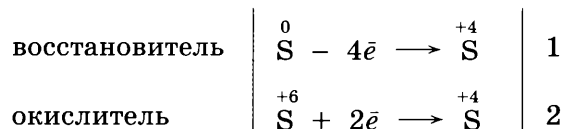
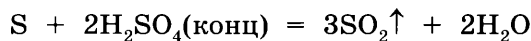
Подобно магнию так реагировать с концентрированной серной кислотой могут и другие активные металлы, находящиеся в электрохимическом ряду напряжений металлов до Zn (включительно), при этом вместе с сероводородом может образоваться и молекулярная сера.

ОПЫТ 43 (проводит учитель). Взаимодействие концентрированной серной кислоты с серой

Опыт проводится под тягой!

Поместите в пробирку немного порошка серы, прилейте концентрированную серную кислоту, вставьте в пробирку пробку с газоотводной трубкой

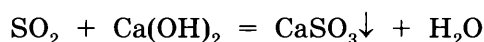
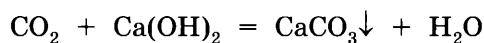
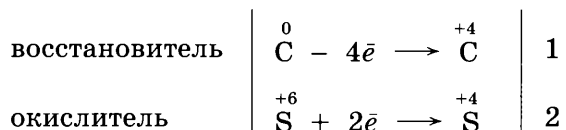
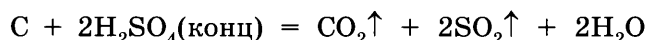
и нагрейте смесь. Выделяющийся газ с резким запахом направьте в пробирку с нейтральным розовым раствором перманганата калия (объём раствора — 2—3 мл), не касаясь концом трубки поверхности раствора. При перемешивании розовая окраска исчезает, раствор становится бесцветным. Эта реакция служит качественной реакцией на сернистый газ.



ОПЫТ 44 (проводит учитель). Взаимодействие концентрированной серной кислоты с углём

Опыт проводится под тягой!

Поместите в пробирку порошок древесного или активированного угля, прилейте концентрированную серную кислоту и закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Пробирку нагрейте, свободный конец газоотводной трубки опустите в пробирку с известковой водой, не касаясь раствора. Известковая вода мутнеет из-за образования нерастворимых карбоната и сульфита кальция. Это качественные реакции на углекислый газ и сернистый газ.



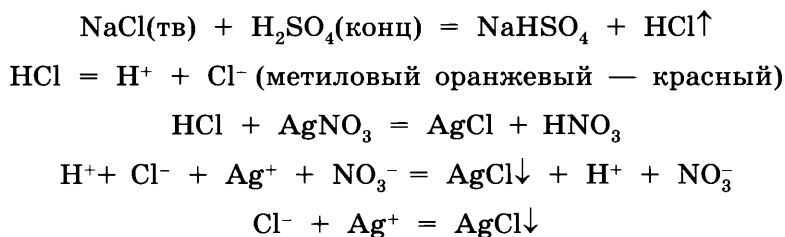
Особый интерес представляют реакции твёрдых хлоридов, бромидов и иодидов щелочных металлов с концентрированной серной кислотой. При этом из-за высокой электроотрицательности хлора не происходит его окисления, идёт реакция обмена с образованием хлороводорода, а бромиды и иодиды вступают с концентрированной серной кислотой в окислительно-восстановительное взаимодействие.

ОПЫТ 45 (проводит учитель). Взаимодействие концентрированной серной кислоты с кристаллическим хлоридом натрия

Опыт проводится под тягой!

В пробирку поместите 1—2 г твёрдого хлорида натрия и прилейте концентрированной серной кислоты так, чтобы полностью покрыть кристал-

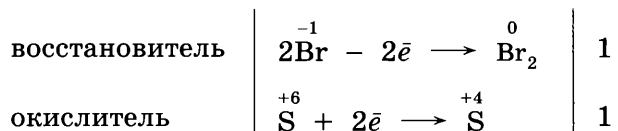
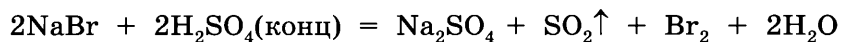
лы соли. При необходимости пробирку можно подогреть. Выделяется газ с резким запахом. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Свободный конец трубки опустите в пробирку с 2—3 мл воды, не касаясь её поверхности, подождите 1—2 мин. Полученный раствор соляной кислоты можно исследовать на наличие катионов водорода и хлорид-анионов. Разделите полученный раствор на две части. К первой добавьте 2—3 капли метилового оранжевого, он станет розовым. Ко второй части добавьте 1 каплю раствора нитрата серебра; выпадет белый осадок хлорида серебра. *Окислительно-восстановительные процессы не происходят!*



ОПЫТ 46 (проводит учитель). Взаимодействие концентрированной серной кислоты с кристаллическим бромидом натрия

Опыт проводится под тягой!

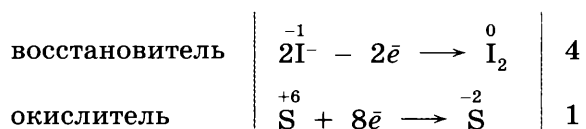
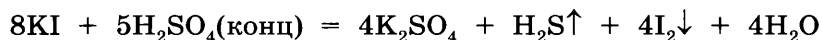
В пробирку поместите 1—2 г твёрдого бромида натрия и прилейте к нему с помощью пипетки или стеклянной трубки несколько капель концентрированной серной кислоты. Происходит выделение газа с резким запахом, смесь становится бурой, образуются пары бурого цвета (возможно выделение серы):



ОПЫТ 47 (проводит учитель). Взаимодействие концентрированной серной кислоты с кристаллическим иодидом калия

Опыт проводится под тягой!

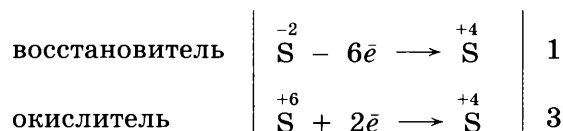
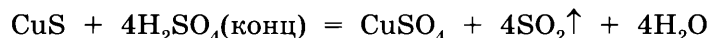
В пробирку поместите 1—2 г твёрдого иодида калия и прилейте с помощью пипетки или стеклянной трубки несколько капель концентрированной серной кислоты. Смесь вспучивается, темнеет, выделяются фиолетовые пары иода, ощущается неприятный запах сероводорода (возможно выделение серы и сернистого газа):



Подобно азотной кислоте концентрированная серная кислота окисляет сульфиды металлов, например сульфид меди(II).

ОПЫТ 48 (проводит учитель). Взаимодействие концентрированной серной кислоты с сульфидом меди(II)Опыт проводится под тягой!

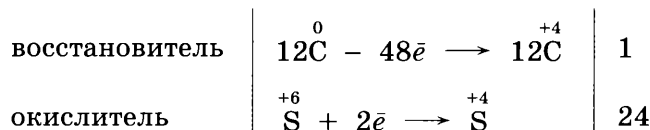
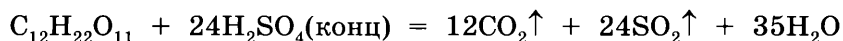
В пробирку поместите измельчённый сульфид меди(II) и прилейте к нему концентрированную серную кислоту так, чтобы покрыть соль полностью. Содержимое пробирки нагрейте до появления признаков реакции — выделения газа с резким запахом и изменения цвета раствора на синий:



Концентрированная серная кислота проявляет окислительные свойства и при взаимодействии с органическими веществами.

ОПЫТ 49 (проводит учитель). Взаимодействие концентрированной серной кислоты с сахарной пудройОпыт проводится под тягой!

Стакан объёмом 100 мл наполовину наполните сахарной пудрой. Добавьте в стакан 20 мл концентрированной серной кислоты так, чтобы смочить пудру. Перемешайте содержимое стакана стеклянной палочкой и зафиксируйте её вертикально в стакане. Через несколько секунд смесь почернеет, начнёт увеличиваться в объёме и будет подниматься по стеклянной палочке вверх. Это образуется пористый углерод, сахар обугливается. Одновременно происходит выделение сернистого и углекислого газа.

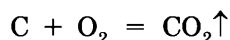
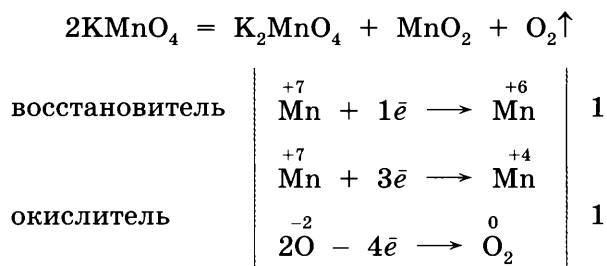
**2.3. ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ПЕРМАНГАНАТА КАЛИЯ**

Перманганат калия — один из самых известных и доступных окислителей. В твёрдом виде он при нагревании разлагается с образованием манганата калия, оксида марганца(IV) и кислорода.

ОПЫТ 50. Разложение кристаллического перманганата калия

В пробирку поместите ложечку твёрдого перманганата калия, закройте отверстие пробирки кусочком ваты (это фильтр, который предотвращает вылет твёрдых частиц из пробирки во время разложения) и вставьте в пробирку пробку с газоотводной трубкой. Пробирку закрепите в держа-

теле и нагрейте в пламени спиртовки. Свободный конец трубки опустите в пустой стакан до самого дна, таким образом можно собрать выделяющийся кислород методом вытеснения воздуха. Как только содержимое пробирки потемнеет от продуктов разложения, внесите в стакан с полученным кислородом тлеющую лучинку. Она вспыхивает, что доказывает способность кислорода поддерживать горение.

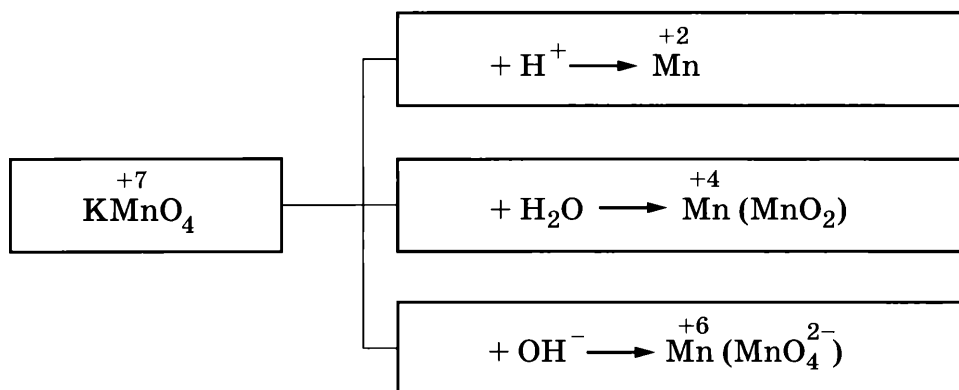


В зависимости от среды раствора перманганат калия окисляет вещества, восстанавливаясь до соединений марганца в разной степени окисления (схема 1):

- *в кислой среде* — до соединений марганца(II), при этом раствор перманганата калия обесцвечивается;
- *в нейтральной среде* — до соединений марганца(IV), происходит образование бурого осадка диоксида марганца;
- *в сильнощелочной среде* — до соединений марганца(VI), образуется мanganат-анион, придающий раствору зелёный цвет.

Схема 1

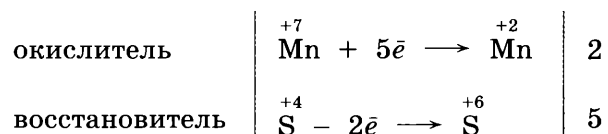
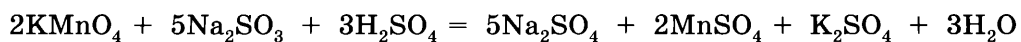
Восстановление перманганата калия в различных средах



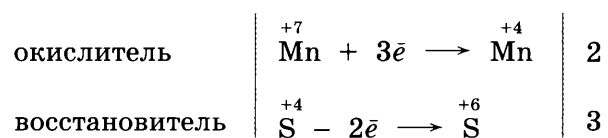
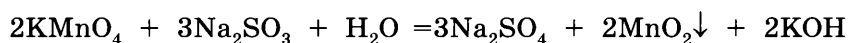
ОПЫТ 51. Взаимодействие раствора перманганата калия с растворами сульфита натрия в различных средах

В три стакана, объёмом 50 мл каждый, добавьте по 10 мл интенсивно окрашенного раствора перманганата калия. В первый стакан прилейте 10 мл разбавленной серной кислоты, во второй — 10 мл разбавленного раствора гидроксида калия, а третий стакан оставьте без изменений. В каждый из этих растворов добавьте по 5 мл раствора сульфита натрия (концентрация растворов должна быть приблизительно 3—5 %). В первом стакане раствор полностью обесцветится, во втором стакане раствор окрасится в зелёный цвет, в третьем — станет бурым.

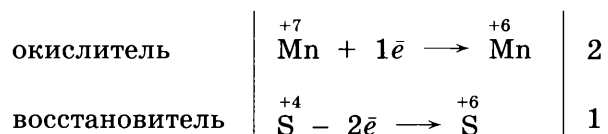
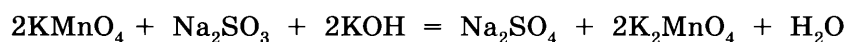
В кислой среде:



В нейтральной среде:



В щелочной среде:



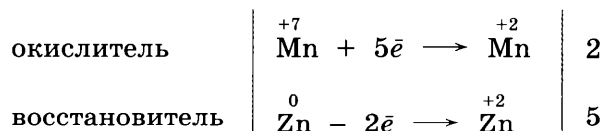
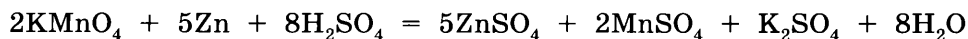
Однако надо отметить, что реакция в щелочной среде идёт по указанной схеме только при недостатке восстановителя и высокой концентрации щёлочи, которая обеспечивает замедление взаимодействия манганата калия с водой:



Раствор перманганата калия в кислой среде способен окислять простые вещества — металлы и неметаллы.

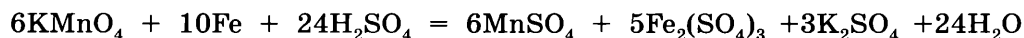
ОПЫТ 52. Окисление цинка раствором перманганата калия в присутствии серной кислоты

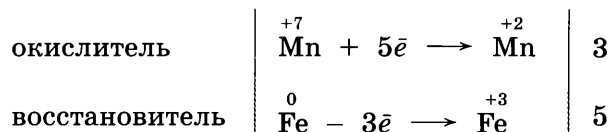
К порошку цинка массой 0,2—0,5 г прилейте 2—3 мл подкисленного раствора перманганата калия. Содержимое пробирки немного нагрейте. Наблюдайте обесцвечивание раствора перманганата калия:



ОПЫТ 53. Окисление железа раствором перманганата калия в присутствии серной кислоты

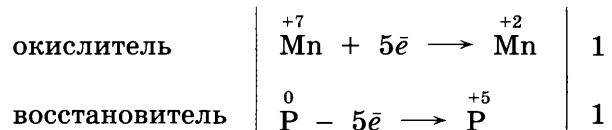
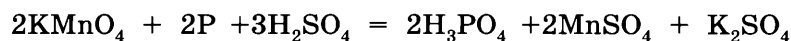
К порошку восстановленного железа массой 0,2 г прилейте 2—3 мл подкисленного раствора перманганата калия. Содержимое пробирки немного нагрейте. Происходит изменение окраски раствора из ярко-розовой в жёлто-оранжевую из-за образования трёхзарядных катионов железа:





ОПЫТ 54. Окисление красного фосфора раствором перманганата калия в присутствии серной кислоты

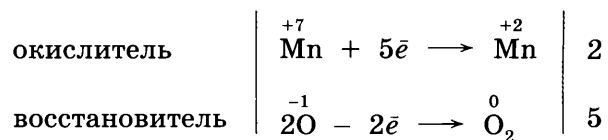
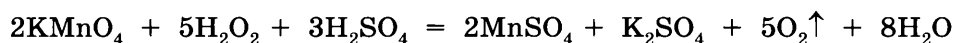
К порошку красного фосфора массой 0,1—0,2 г прилейте 2—3 мл подкисленного раствора перманганата калия (розового цвета). Подогрейте полученную смесь. Происходит обесцвечивание раствора:



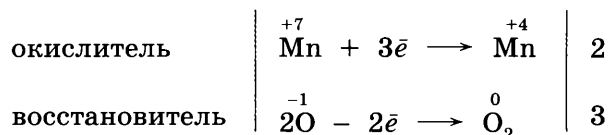
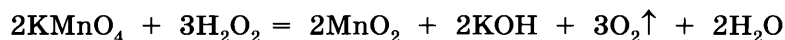
Интересно рассмотреть взаимодействие перманганата калия с раствором пероксида водорода в различных средах.

ОПЫТ 55. Взаимодействие растворов перманганата калия с раствором пероксида водорода в различных средах

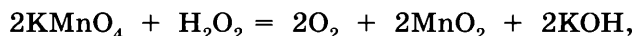
В три стакана, объемом 50 мл каждый, добавьте по 10 мл интенсивно окрашенного раствора перманганата калия. В первый стакан прилейте 10 мл разбавленной серной кислоты, во второй — 10 мл разбавленного раствора гидроксида калия, а третий стакан оставьте без изменений. В каждый из этих растворов добавьте по 5 мл аптечного раствора пероксида водорода (концентрация растворов должна быть приблизительно 3—5 %). В первом стакане раствор полностью обесцветится, появятся пузырьки газа. Это кислород. Во втором и третьем стаканах раствор окрасится в бурый цвет и тоже будет наблюдаться выделение кислорода. В кислой среде:



В нейтральной и щелочной среде:



В последнем уравнении коэффициенты можно расставить обычным подбором:

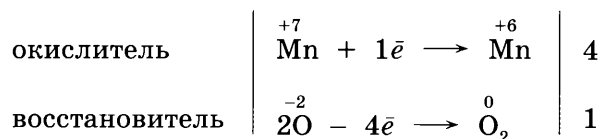


но правильнее находить коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций в соответствии с электронным балансом.

Перманганат калия в насыщенном горячем растворе в щелочной среде может вступать в окислительно-восстановительное взаимодействие.

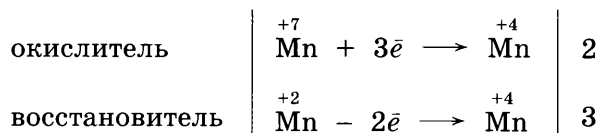
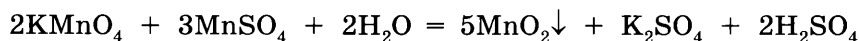
ОПЫТ 56. Взаимодействие кристаллического перманганата калия с раствором гидроксида калия

Несколько кристалликов перманганата калия поместите в пробирку и прилейте 2—3 мл 15%-ного раствора гидроксида калия. Смесь подогрейте до первых признаков кипения. Раствор окрасится в зелёный цвет:



ОПЫТ 57. Взаимодействие растворов перманганата калия и сульфата марганца(II)

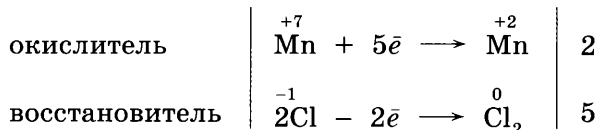
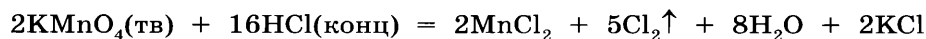
В пробирку с интенсивно окрашенным раствором перманганата калия добавьте раствор сульфата марганца. Окраска меняется, раствор приобретает коричневый оттенок. Постепенно образуется осадок бурого цвета — оксид марганца(IV). Происходит *реакция контрдиспропорционирования*, в результате которой атомы марганца, находящиеся в разных степенях окисления, приобретают одинаковую (промежуточную) степень окисления:



ОПЫТ 58 (проводит учитель). Взаимодействие перманганата калия с концентрированной соляной кислотой

Опыт проводится под тягой!

В пробирку поместите 0,1 г перманганата калия и добавьте несколько капель концентрированной соляной кислоты. Выделяется жёлто-зелёный газ с резким запахом — хлор:



Как известно, все органические вещества можно разделить на две группы по отношению к растворам перманганата калия: одни из них, например алканы, циклогексан и бензол, не реагируют с ними (не обесцвечивают растворы перманганата калия), а другие взаимодействуют с растворами перманганата калия, вызывая изменение окраски раствора.

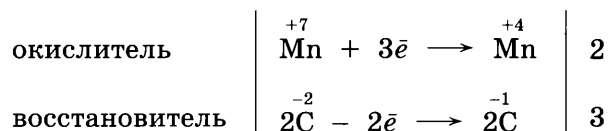
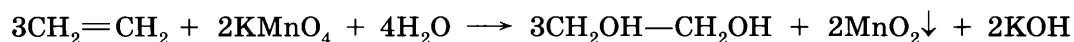
ОПЫТ 59 (проводит учитель). Получение этилена дегидратацией этанола и окисление его водным раствором перманганата калия

Опыт проводится под тягой!

Заранее приготовьте смесь этанола (денатурат, медицинский спирт) и концентрированной серной кислоты в соотношении 1 : 1 по объёму. Дайте смеси постоять сутки.

Налейте 2—3 мл смеси в пробирку, добавьте около 0,2 г прокалённого речного песка для обеспечения равномерности кипения. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и осторожно нагрейте смесь. Свободный конец газоотводной трубки опустите в водный раствор перманганата калия и пропускайте выделяющийся этилен до изменения окраски раствора. Раствор приобретает бурый оттенок, постепенно образуется осадок.

Получение этилена: $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$

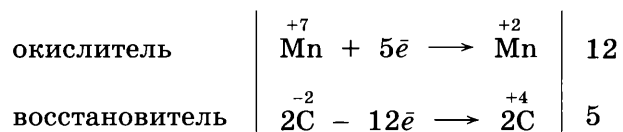
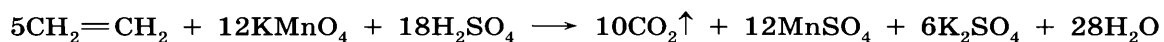


Реакцию окисления алкенов раствором перманганата калия называют **реакцией Вагнера**. Она была впервые проведена *Егором Егоровичем Вагнером* в 1887 г. Данную реакцию используют для обнаружения кратной связи в органических соединениях.

В горячем подкисленном растворе перманганата калия окисление алкенов происходит с разрывом двойной связи, идёт образование углекислого газа и (или) карбоновых кислот.

ОПЫТ 60 (проводит учитель). Взаимодействие этилена с горячим раствором перманганата калия в присутствии серной кислоты

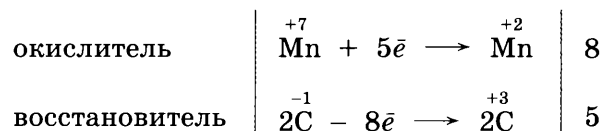
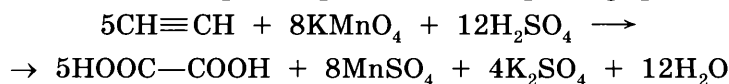
Этилен (получение этилена см. опыт 59) пропустите через предварительно нагретый до первых признаков кипения раствор перманганата калия в разбавленной серной кислоте. Окраска раствора постепенно исчезает. Раствор становится бесцветным:



ОПЫТ 61. Получение ацетилена карбидным способом и окисление его раствором перманганата калия в присутствии серной кислоты

В пробирку поместите кусочек карбида кальция и добавьте раствор хлорида натрия (добавление соли к воде уменьшает пенообразование). Выделяющийся ацетилен пропустите через подкисленный раствор перманганата калия. Раствор постепенно обесцветится.

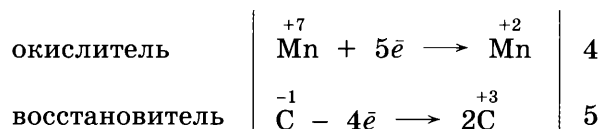
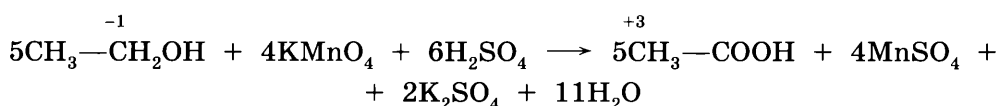
Получение ацетилена: $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{C}_2\text{H}_2\uparrow$



Перманганат калия окисляет также спирты и карбонильные соединения.

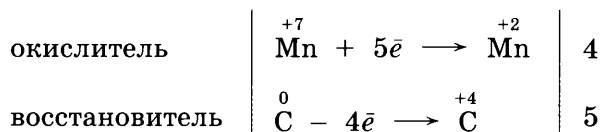
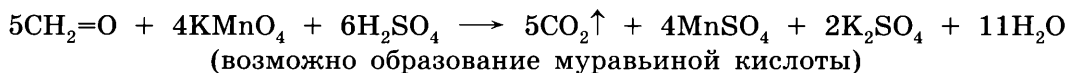
ОПЫТ 62. Окисление этанола раствором перманганата калия в присутствии серной кислоты

В пробирку с раствором перманганата калия объёмом 1—2 мл прилейте 1 мл раствора серной кислоты, к полученной смеси добавьте 1—2 мл этанола. Для ускорения процесса смесь можно немного подогреть. Раствор перманганата калия обесцвечивается:



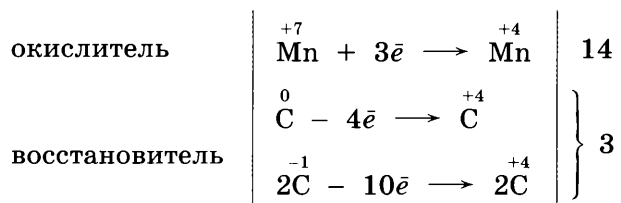
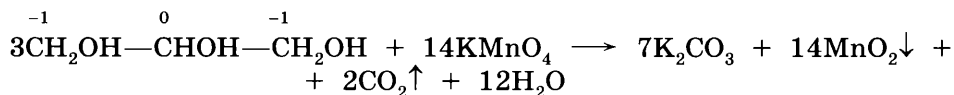
ОПЫТ 63. Окисление формалина раствором перманганата калия в присутствии серной кислоты

В пробирку с раствором перманганата калия объёмом 1—2 мл прилейте 1 мл раствора серной кислоты, к полученному раствору добавьте 1—2 мл формалина. Раствор перманганата калия обесцвечивается:



ОПЫТ 64. Окисление глицерина перманганатом калия

Из бумаги сверните конус, на его дно насыпьте 1—2 г сухого перманганата калия. Поместите конус в фарфоровую чашку. Прилейте аптечный глицерин. Через несколько секунд появится дымок и начнётся интенсивное горение глицерина и бумаги:



2.4. ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ХРОМАТА КАЛИЯ И ДИХРОМАТА КАЛИЯ

Хромат и дихромат калия — соли, в которых хром проявляет максимальную степень окисления: +6. Поэтому оба эти вещества могут проявлять окислительные свойства.

Хромат калия K_2CrO_4 — твёрдое кристаллическое вещество, жёлтого цвета, хорошо растворимое в воде. Устойчив в щелочной среде. Кристаллогидратов не образует.

Дихромат калия $K_2Cr_2O_7$ — твёрдое кристаллическое вещество красно-оранжевого цвета, хорошо растворимое в воде. Устойчив в кислой среде. Кристаллогидратов не образует. Более сильный окислитель, чем хромат калия.

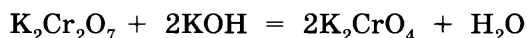
Особый интерес представляют взаимные превращения хромата и дихромата калия.

ОПЫТ 65. Взаимные превращения хромата и дихромата калия

Поместите в пробирку 2 мл раствора хромата калия и добавьте 1—2 капли разбавленной соляной кислоты. Происходит изменение окраски раствора из жёлтой в оранжевую:



В полученный раствор добавляйте по каплям раствор гидроксида калия до восстановления первоначальной жёлтой окраски:



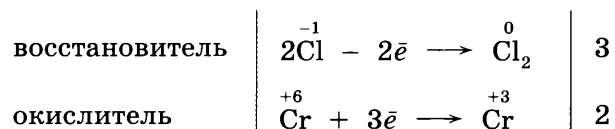
Данные превращения не являются окислительно-восстановительными реакциями, поскольку степени окисления элементов не изменяются.

Рассмотрим окислительные свойства хромата калия.

ОПЫТ 66. Взаимодействие кристаллического хромата калия с концентрированной соляной кислотой

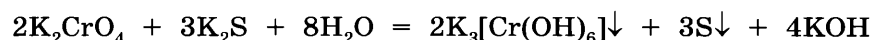
Опыт проводится под тягой!

Поместите в пробирку 1 г твёрдого хромата калия и прилейте 2—3 мл концентрированной соляной кислоты. Обратите внимание, как меняется окраска раствора. Выделяется жёлто-зелёный газ с резким запахом — хлор:

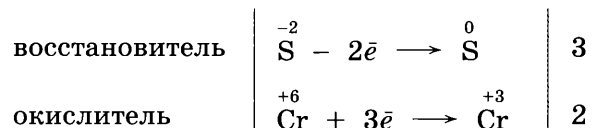


ОПЫТ 67. Взаимодействие хромата калия с сульфидом калия в щелочной среде

К раствору хромата калия объёмом 2 мл добавьте 1 мл раствора гидроксида калия, а затем — 1 мл раствора сульфида калия. Происходит изменение цвета раствора и образование осадка жёлтого цвета:



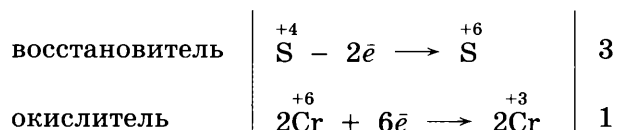
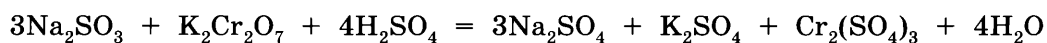
Обратите внимание, что щёлочи среди исходных веществ нет. Щелочная среда является условием протекания данного процесса.



Дихромат калия обычно выбирают в качестве окислителя, если реакция происходит в кислой среде.

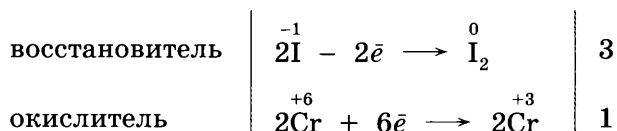
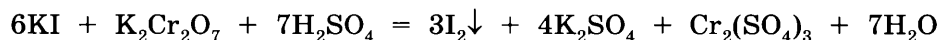
ОПЫТ 68. Окисление сульфита натрия раствором дихромата калия в присутствии серной кислоты

К раствору сульфита натрия объёмом 1—2 мл прилейте по каплям подкисленный серной кислотой раствор дихромата калия до заметного изменения окраски раствора на зелёную:



ОПЫТ 69. Окисление иодида калия раствором дихромата калия в присутствии серной кислоты

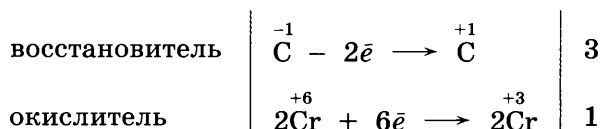
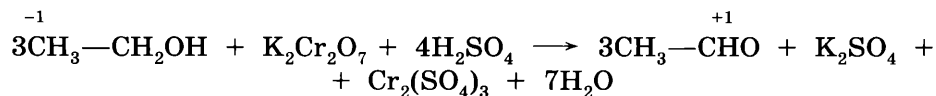
К 1 мл раствора иодида калия прилейте по каплям подкисленный серной кислотой раствор дихромата калия. Обратите внимание на окраску раствора. Она становится более интенсивной и темнеет. Выделяется иод:

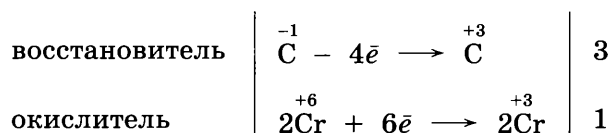
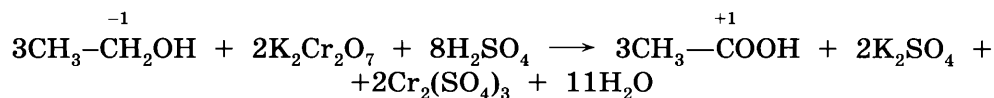


Дихромат калия окисляет также органические вещества, например спирты и альдегиды.

ОПЫТ 70. Окисление этанола раствором дихромата калия в присутствии серной кислоты

К раствору этилового спирта в воде объёмом 1—2 мл добавьте подкисленный серной кислотой раствор дихромата калия. Окраска раствора становится зелёной, меняется запах раствора. Образуется смесь ацетальдегида и уксусной кислоты.





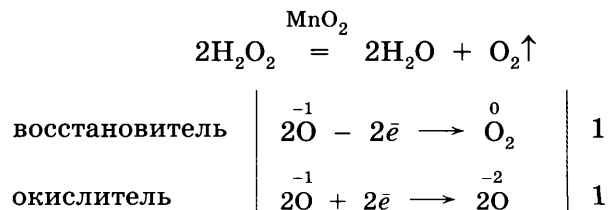
2.5. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНАЯ ДВОЙСТВЕННОСТЬ ПЕРОКСИДА ВОДОРОДА

Пероксид водорода хорошо вам знаком. Его 3%-ный раствор (перекись водорода) есть в каждой домашней аптечке. Дезинфицирующие и кровоостанавливающие свойства перекиси водорода известны вам с детства. При обработке ран и ссадин происходит разложение пероксида водорода с образованием воды и кислорода, который как раз и дезинфицирует рану (тем не менее пероксид водорода — антисептик слабый). Дело в том, что в крови человека есть фермент каталаза, который вызывает разложение пероксида (см. опыты 23 и 24). Так наш организм защищает себя от токсичного пероксида водорода, который является продуктом окислительно-восстановительных реакций, протекающих в организме человека.

Аптечный препарат имеет ограниченный срок годности и в течении двух лет практически полностью разлагается. Ускорить его разложение можно, добавив оксида марганца(IV), который служит катализатором процесса.

ОПЫТ 71. Разложение пероксида водорода в присутствии катализатора — оксида марганца(IV)

В стакан объёмом 50 мл прилейте 10—15 мл пероксида водорода и добавьте немного оксида марганца(IV). Происходит бурная реакция с выделением кислорода, наличие которого можно доказать с помощью тлеющей лучинки. Если внести её в стакан, то произойдет вспышка — лучинка ярко загорится, так как кислород поддерживает горение:

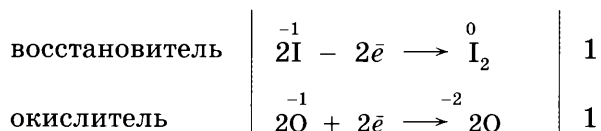
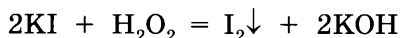


По сути, процесс разложения пероксида водорода на воду и молекулярный кислород является **реакцией диспропорционирования**: кислород в пероксиде водорода имеет степень окисления -1 , в результате реакции меняет её, повышая до 0 (в молекулярном кислороде) и понижая до -2 (в молекуле воды).

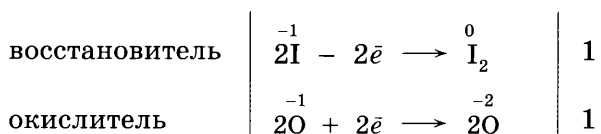
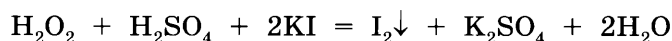
Окислительные свойства пероксид водорода проявляет в реакциях с сильными восстановителями. Рассмотрим несколько таких взаимодействий.

ОПЫТ 72. Взаимодействие раствора иодида калия с раствором пероксида водорода в нейтральной среде

К раствору иодида калия объёмом 1—2 мл прилейте несколько капель 3%-ного раствора пероксида водорода. Раствор окрашивается в буро-коричневый цвет. Это выделился иод. Доказать наличие иода можно, если добавить в раствор несколько капель крахмального клейстера. Раствор окрасится в синий цвет.

**ОПЫТ 73.** Взаимодействие раствора иодида калия с раствором пероксида водорода в присутствии серной кислоты

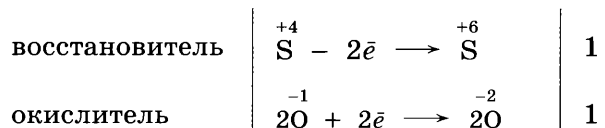
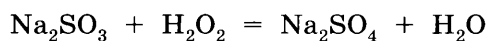
К раствору иодида калия объёмом 1—2 мл прилейте 1 мл раствора серной кислоты, а затем — 2 мл 3%-ного раствора пероксида водорода. Раствор окрашивается в буро-коричневый цвет из-за образования иода. Доказать наличие иода можно, если добавить в раствор несколько капель крахмального клейстера. Раствор окрасится в синий цвет.



Знания о процессах, описанных в опытах 72 и 73, будут полезны для вас, если в задании на экзамене в качестве желаемых продуктов в уравнении окислительно-восстановительной реакции будут указаны разные наборы веществ. Если продуктами должны быть простое вещество и щёлочь, подходит уравнение из опыта 72, если продуктами должны быть простое вещество и соль, подходит уравнение из опыта 73.

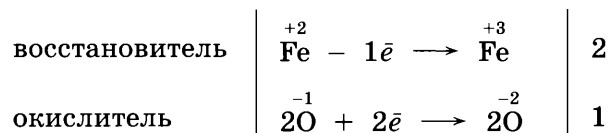
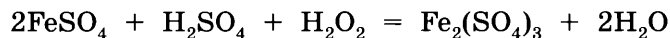
ОПЫТ 74 (проводит учитель). Окисление сульфита натрия концентрированным раствором пероксида водорода

К раствору сульфита натрия объёмом 2 мл прилейте 1 мл 30%-ного раствора пероксида водорода. Происходит образование сульфата натрия. Докажите его наличие добавлением раствора хлорида бария. Выпадает белый осадок, нерастворимый в соляной кислоте (сульфит бария в соляной кислоте растворим).



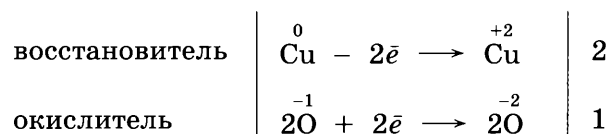
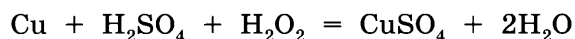
ОПЫТ 75. Взаимодействие раствора сульфата железа(II) с пероксидом водорода в присутствии серной кислоты

К свежеприготовленному бесцветному раствору сульфата железа(II) объёмом 1 мл добавьте несколько капель разбавленной серной кислоты и прилейте 1 мл 3%-ного раствора пероксида водорода. Раствор окрашивается в бурый цвет:



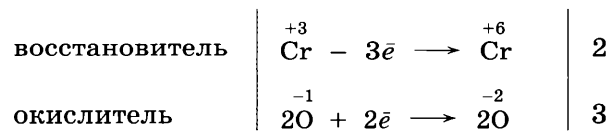
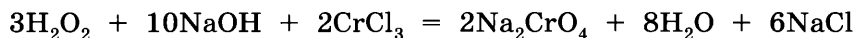
ОПЫТ 76 (проводит учитель). Взаимодействие меди с раствором пероксида водорода в присутствии серной кислоты

В пробирку поместите порошок меди (на кончике шпателя) или мелко порезанную тонкую медную проволоку, добавьте 2 мл раствора серной кислоты (5—10%-ного) и 2—3 мл 30%-ного раствора пероксида водорода. При необходимости нагрейте пробирку. Раствор окрашивается в голубой цвет:



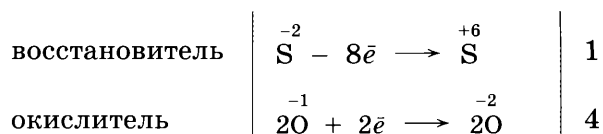
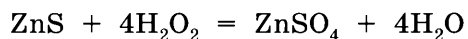
ОПЫТ 77. Взаимодействие раствора хлорида хрома(III) с раствором пероксида водорода в присутствии щёлочи

В пробирку налейте 1—2 мл 3%-ного раствора пероксида водорода и такой же объём 5%-ного раствора гидроксида натрия. По каплям при постоянном перемешивании прилейте зелёный раствор хлорида хрома(III). Раствор окрашивается в жёлтый цвет:



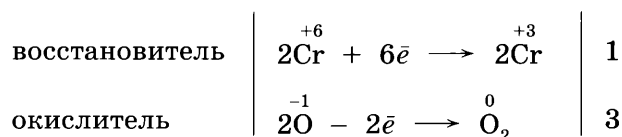
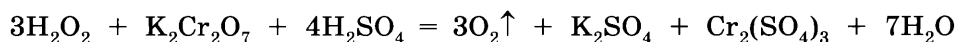
ОПЫТ 78 (проводит учитель). Получение сульфида цинка и окисление его концентрированным раствором пероксида водорода

Получите сульфид цинка реакцией 1—2 мл растворов сульфата цинка и сульфида натрия. Выпадает белый осадок сульфида цинка. Добавьте к полученному осадку по каплям 30%-ный раствор пероксида водорода. Осадок растворяется:



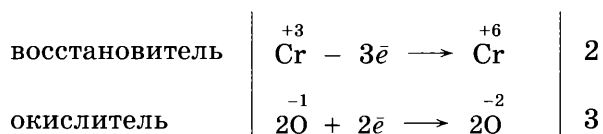
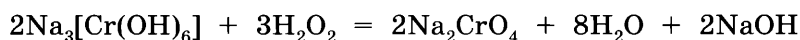
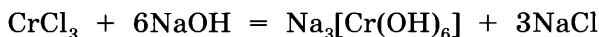
ОПЫТ 79. Взаимодействие раствора пероксида водорода с раствором дихромата калия в присутствии серной кислоты

В пробирку прилейте 1—2 мл раствора дихромата калия и такой же объём разбавленной серной кислоты. Теперь добавьте по каплям 3%-ный раствор пероксида водорода до изменения окраски: оранжевый раствор становится зелёным. Выделяется бесцветный газ — кислород:



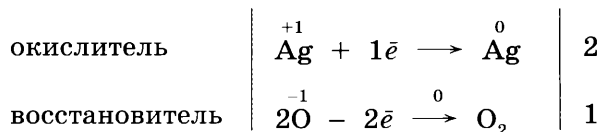
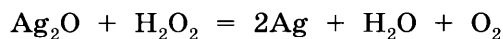
ОПЫТ 80. Получение гексагидроксохромата(III) натрия и окисление его раствором пероксида водорода

К раствору хлорида хрома(III) добавьте избыток 10%-ного раствора гидроксида натрия до полного растворения осадка гидроксида хрома(III). Добавьте к полученному раствору несколько капель 3%-ного раствора пероксида водорода. Зелёная окраска раствора сменяется на жёлтую, образуется хромат натрия.



ОПЫТ 81. Взаимодействие оксида серебра с раствором пероксида водорода

Почерневшее серебро можно очистить от налёта оксида серебра с помощью пероксида водорода. Погрузите почерневший серебряный предмет в раствор пероксида водорода. Дайте постоять раствору несколько минут, и серебро снова засияет первозданным блеском:



2.6. ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Электролиз — это окислительно-восстановительная реакция, идущая под действием электрического тока.

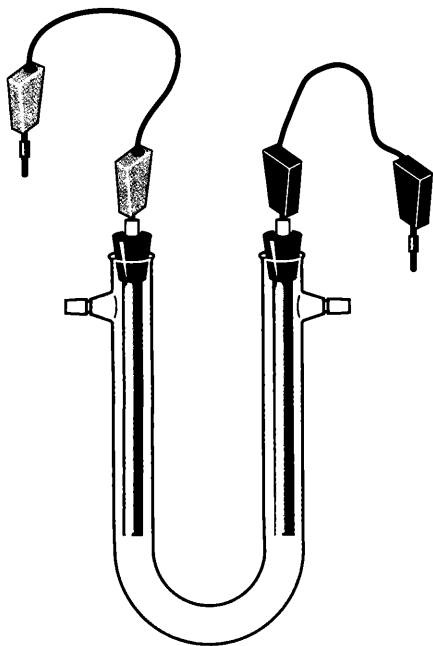


Рис. 2. Прибор для проведения электролиза

Электрический ток при электролизе постоянный. Источником его может быть гальванический элемент на 4,5—6 В, учебная сеть кабинета химии или физики на 42 В. Кроме этого, прибор для электролиза можно изготовить самостоятельно, используя старую зарядку от телефона. Для этого штекер нужно отрезать, снять внешнюю изоляцию с провода, разделить два провода внутри этой изоляции, присоединить к ним два графитовых стержня от простого карандаша (лучше с маркировкой Т — твёрдый). При включении в осветительную сеть напряжение на выходе будет 5 В, что вполне достаточно для проведения электролиза растворов электролитов.

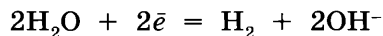
В заданиях ЕГЭ предлагаются инертные электроды. Они не участвуют в химическом превращении, а просто служат источником положительного (анод) или отрицательного (катод) заряда. Такие электроды можно изготовить из графита или платины. Мы будем использовать графитовые электроды.

Для проведения электролиза удобно использовать U-образную трубку, для того чтобы продукты электролиза, полученные на катоде и аноде, не смешивались (рис. 2).

Напомним, как происходит электролиз растворов солей в зависимости от их состава.

Процессы на катоде (схема 2)

1) Если металл стоит в ряду напряжений до алюминия включительно, то на катоде идёт восстановление воды, образуется водород, в катодном пространстве накапливаются гидроксид-анионы:



2) Если металл находится в ряду напряжений после алюминия, но до водорода, то на катоде может восстанавливаться и металл, и водород. Это параллельные процессы, которые сильно зависят от концентрации раствора, напряжения на электроде и др.

3) Если металл находится в ряду напряжений после водорода, то на катоде восстанавливается металл.

Схема 2

Процессы, происходящие на катоде

Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
H ₂ из воды						Металл + H ₂									Металл					

Процессы на аноде (схема 3)

1) Если кислотный остаток не содержит кислород (кроме фторида), то на аноде выделяется неметалл.

2) Если кислотный остаток кислородсодержащий (или фторид), то на аноде окисляется вода. В анодном пространстве накапливаются катионы водорода:

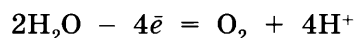


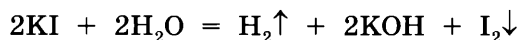
Схема 3

Процессы, происходящие на аноде

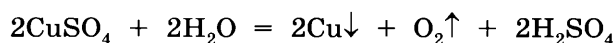
Анион неметалла (кроме F^-)	Кислородсодержащий анион и F^-
Окисление иона, образование неметалла	Окисление воды: $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$

ОПЫТ 82. Электролиз раствора иодида калия

Закрепите U-образную трубку в лапке штатива, налейте в трубку раствор иодида калия, заполнив колена трубки на $\frac{2}{3}$ высоты, и опустите в него графитовые электроды, подключённые к источнику питания. На катоде появятся пузырьки газа, у анода раствор станет окрашиваться в коричневый цвет: выделяется иод. Добавьте к окрашенной части раствора 1—2 капли крахмального клейстера. Раствор приобретает синюю окраску. Через минуту после начала реакции добавьте 1—2 капли раствора фенолфталеина в колено трубки рядом с катодом. Раствор окрашивается в малиновый цвет из-за образования гидроксида калия, который служит источником гидроксид-анионов. Для обнаружения водорода можно присоединить к отростку U-образной трубки со стороны катода резиновый шланг со стеклянным наконечником и направить выделяющийся газ в перевернутую вверх дном пробирку. Водород собирается методом вытеснения воздуха. Через 2—3 мин можно поднести пробирку (не переворачивая!) к пламени спиртовки. Раздастся характерный хлопок.

**ОПЫТ 83. Электролиз раствора сульфата меди(II)**

В U-образную трубку, закреплённую в лапке штатива, налейте раствор сульфата меди(II), заполнив колена трубки на $\frac{2}{3}$ высоты, и опустите в него электроды, подключённые к источнику питания. Через 1—2 мин на катоде появится розовый налёт меди, а на аноде будет выделяться кислород. Кислород можно собрать, если надеть на отросток U-образной трубки с анодом шланг со стеклянным наконечником и направить выделяющийся кислород на дно стакана или пробирки. Проверить наличие кислорода можно с помощью тлеющей лучинки: при внесении в стакан с кислородом она вспыхивает. Если в раствор рядом с анодом добавить несколько капель раствора метилового оранжевого, то индикатор окрасится в красный цвет — образовалась серная кислота:



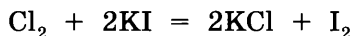
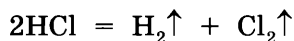
ОПЫТ 84. Электролиз воды

Налейте в U-образную трубку, закреплённую в лапке штатива, дистиллированную воду, заполнив колена трубки на $\frac{2}{3}$ высоты. Опустите электроды в воду. Процесс практически не идёт, так как дистиллированная вода не проводит электрический ток. С помощью пипетки Пастера добавьте в оба колена 3—4 капли раствора серной кислоты или раствора сульфата натрия. Начинается заметное выделение газов: водорода на катоде, кислорода на аноде. Идёт электролиз воды:



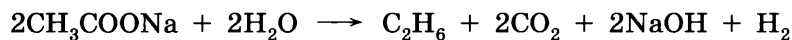
ОПЫТ 85. Электролиз соляной кислоты

Налейте в U-образную трубку, закреплённую в лапке штатива, разбавленную соляную кислоту, заполнив колена трубки на $\frac{2}{3}$ высоты. Опустите электроды в воду. На катоде выделяется бесцветный газ без запаха — водород, на аноде образуется жёлто-зелёный газ — хлор, ощущается резкий запах. Смочите водой иодкрахмальную бумагу и поднесите к отверстию колена с анодом. Бумага окрашивается в синий цвет, что доказывает образование иода из иодида калия.



ОПЫТ 86. Электролиз раствора ацетата натрия

Налейте в U-образную трубку, закреплённую в лапке штатива, раствор ацетата натрия, заполнив колена на $\frac{2}{3}$ высоты. Опустите графитовые электроды в раствор и обратите внимание, что и на катоде, и на аноде происходит выделение бесцветных газов: на катоде — водорода, на аноде — этана и углекислого газа. В катодном пространстве накапливается гидроксид натрия. Добавьте в раствор около катода 2—3 капли индикатора фенолфталеина: раствор окрашивается в малиновый цвет. Эта реакция была впервые проведена немецким химиком *Адольфом Кольбе* в 1849 г. и носит его имя — **синтез Кольбе**.



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1

Установите соответствие между исходными веществами и продуктами, которые образуются при взаимодействии этих веществ: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА

ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ

А) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ и HNO_3 (конц)1) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ и H_2O Б) FeCl_3 и Cu 2) FeCl_2 и CuCl_2 В) Fe_2O_3 и HCl (разб)3) FeCl_3 и H_2O Г) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и HNO_3 (конц)4) FeCl_3 , FeCl_2 и H_2O 5) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, NO_2 и H_2O 6) Fe и CuCl_2

Проведите экспериментально доступные взаимодействия, убедитесь в правильности выбора ответов.

2

Установите соответствие между уравнением реакции и ролью азота в этой реакции: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

РОЛЬ АЗОТА

А) $\text{NH}_4\text{HCO}_3 = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

1) окислитель

Б) $3\text{CuO} + 2\text{NH}_3 = \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$

2) восстановитель

В) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$

3) и окислитель, и восстановитель

Г) $6\text{Li} + \text{N}_2 = 2\text{Li}_3\text{N}$

4) не окислитель, не восстановитель

Проведите экспериментально превращение А. Является ли оно окислительно-восстановительной реакцией?

3

Установите соответствие между уравнением реакции и изменением степени окисления восстановителя в данной реакции: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ
ОКИСЛЕНИЯ ВОССТАНОВИТЕЛЯА) $\text{H}_2\text{S} + \text{Na} = \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2$ 1) $0 \rightarrow +1$ Б) $4\text{HNO}_3 = 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ 2) $0 \rightarrow -2$ В) $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 = \text{SO}_3 + \text{NO}$ 3) $-2 \rightarrow 0$ Г) $\text{S} + 2\text{HI} = \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S}$ 4) $+6 \rightarrow +4$ 5) $-1 \rightarrow 0$ 6) $+4 \rightarrow +6$

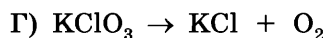
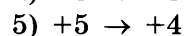
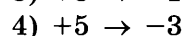
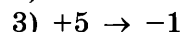
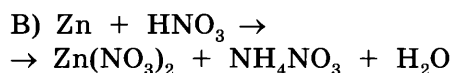
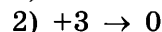
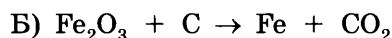
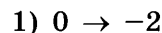
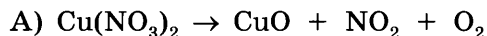
Проведите экспериментально превращение Б. Укажите признаки реакции.

4

Установите соответствие между схемой окислительно-восстановительной реакции и изменением степени окисления окислителя: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

СХЕМА ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНОЙ РЕАКЦИИ

ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЯ



Проведите экспериментально превращение А. Укажите признаки реакции.

5

Даны вещества: перманганат калия, сульфат марганца(II), серная кислота, карбонат натрия, хлорид натрия, сера. Допустимо использование водных растворов. Из предложенного перечня веществ выберите те, при взаимодействии которых образуется осадок. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций с участием выбранных веществ. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель. Проведите экспериментально выбранное взаимодействие.

6

Даны вещества: серная кислота, сульфат аммония, иодид калия, гидрокарбонат магния, перманганат калия, бром. Допустимо использование водных растворов веществ. Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми в кислой среде протекает окислительно-восстановительная реакция с образованием простого вещества и двух солей. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций с участием выбранных веществ. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель. Проведите экспериментально выбранное взаимодействие.

7

Даны вещества: нитрат калия, гидрофосфат аммония, серная кислота, медь, бромид кальция, перманганат калия. Допустимо использование водных растворов веществ. Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми протекает окислительно-восстановительная реакция с образованием газа и двух солей. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций с участием выбранных веществ. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель. Проведите экспериментально выбранное взаимодействие.

8

Даны вещества: нитрат калия, пероксид водорода, серная кислота, медь, гидроксид калия, перманганат калия. Допустимо использование водных растворов веществ. Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми протекает окислительно-восстановительная реакция с образованием простого вещества и двух солей. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций с участием выбранных веществ. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель. Проведите экспериментально выбранное взаимодействие.

9

Даны вещества: гидрокарбонат натрия, сульфид натрия, перманганат калия, хлорид натрия, серная кислота, сульфат аммония. Допустимо использование водных растворов веществ. Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми протекает окислительно-восстановительная реакция с образованием двух нерастворимых веществ. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций с участием выбранных веществ. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель. Проведите экспериментально выбранное взаимодействие.

10

Напишите уравнения электролиза растворов: хлорида натрия, нитрата серебра, гидроксида калия, формиата натрия. Проведите эти реакции экспериментально, опишите свои наблюдения.

ЧАСТЬ 3. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

3.1. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

Согласно теории электролитической диссоциации **реакции ионного обмена** происходят между **электролитами**, к которым относят кислоты, соли и основания, растворимые в воде.

Условиями протекания ионных реакций до конца служат:

- выпадение осадка;
- выделение газа;
- образование малодиссоциирующего вещества, например воды.

Контрольно-измерительные материалы (КИМ) включают вопросы разного уровня сложности, проверяющие знания по теме «Теория электролитической диссоциации» и в первой, и во второй части экзаменационного теста. В спецификации ЕГЭ по химии они звучат так: «Характерные химические свойства оснований и амфотерных гидроксидов. Характерные химические свойства кислот. Характерные химические свойства солей: средних, кислых, основных; комплексных (на примере гидроксосоединений алюминия и цинка). Электролитическая диссоциация электролитов в водных растворах. Сильные и слабые электролиты. Реакции ионного обмена. Качественные реакции на неорганические вещества и ионы».

Как эффективно и правильно выполнить эти задания? На какие моменты стоит обратить особое внимание?

1) Вы должны помнить о *правильности написания формул ионов*: не путать заряд иона со степенью окисления. За неверно записанный заряд снижаются экзаменационные баллы. Поэтому помним:

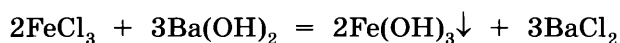
–2, –1, +1, +2, +3 и т. д. — это степень окисления, её записывают над символом элемента;

а 2–, –, +, 2+, 3+ и т. д. — заряд иона.

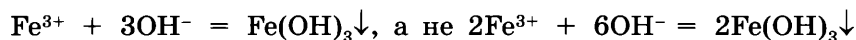
Например, в ионном уравнении SO_4^{2-} — верная запись, а SO_4^{-2} — ошибочная.

2) Если в задании требуется составить или выбрать *сокращённое ионное уравнение* процесса, то никаких кратных коэффициентов там не должно быть! Будьте внимательны и сократите их.

Например, для уравнения реакции



сокращённым ионным уравнением будет

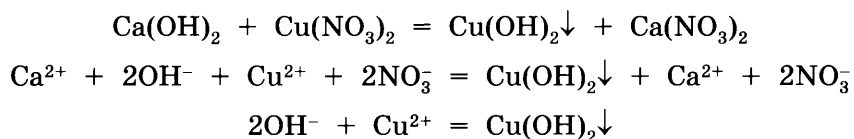


Традиционно в школьном курсе **неэлектролитами** считаются оксиды, простые вещества (металлы и неметаллы), большинство органических веществ. Формулы солей, оснований и кислот, которые согласно таблице растворимости образуют осадки, принято писать в ионных уравнениях в молекулярном виде, не учитывая их диссоциацию. Но как быть с малорастворимыми неорганическими веществами, указанными в таблице растворимости? В левой части ионных уравнений реакций их можно считать сильными электролитами, записы-

вать полную диссоциацию на ионы, а в правой, в силу малой растворимости, составлять только молекулярные формулы веществ. Возьмём, например, гидроксид кальция. Насыщенный раствор гидроксида кальция — известковая вода — прозрачен, изменяет окраску фенолфталеина на малиновую, что доказывает наличие в растворе гидроксид-анионов. Как исходный реагент реакции ионного обмена — это сильный электролит. Рассмотрим примеры.

ОПЫТ 87. Взаимодействие известковой воды с раствором нитрата меди(II)

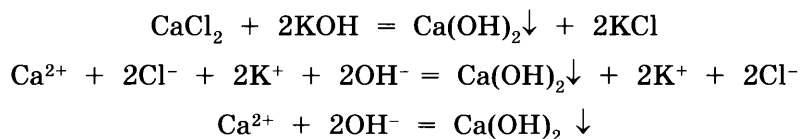
Налейте в пробирку 1—2 мл известковой воды, а затем добавьте такое же количество раствора нитрата меди(II). Выпадет голубой осадок гидроксида меди(II):



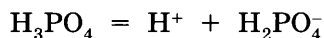
Однако, если гидроксид кальция образуется при взаимодействии сильных электролитов с концентрацией 5 % и более, то вы будете наблюдать заметное помутнение раствора.

ОПЫТ 88. Взаимодействие растворов хлорида кальция и гидроксида калия

К 1—2 мл 10%-ного раствора хлорида кальция добавьте 1—2 мл свежеприготовленного 10%-ного раствора гидроксида калия. Выпадет белый осадок гидроксида кальция:

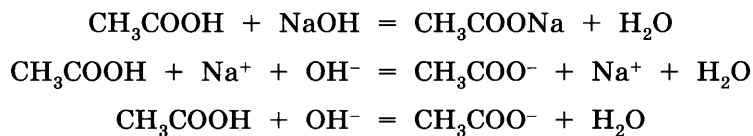


Слабыми электролитами в школьном курсе химии считаются растворимые в воде фтороводородная (плавиковая) кислота HF, сероводородная кислота H₂S, азотистая кислота HNO₂, уксусная кислота CH₃COOH. Эти вещества могут быть участниками реакций обмена, но ни до, ни после превращения распад их на ионы в уравнении писать не следует. Отдельно стоит упомянуть фосфорную (ортофосфорную) кислоту H₃PO₄. Для этого вещества в реакциях ионного обмена принято писать диссоциацию по первой ступени, так как диссоциация по второй и третьей ступеням происходит гораздо в меньшей степени:



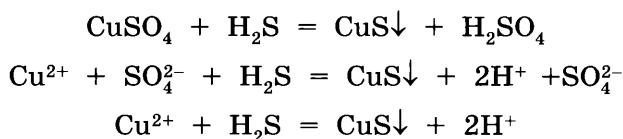
ОПЫТ 89. Взаимодействие раствора уксусной кислоты с раствором гидроксида натрия

Проведите реакцию между растворами уксусной кислоты и гидроксида натрия. Налейте в пробирку 1—2 мл уксусной кислоты и осторожно понюхайте раствор, направляя на себя пары кислоты. Прилейте 1—2 мл раствора гидроксида натрия. Обратите внимание, что запах уксусной кислоты исчезает.



ОПЫТ 90. Взаимодействие раствора сульфата меди(II) с раствором сероводорода

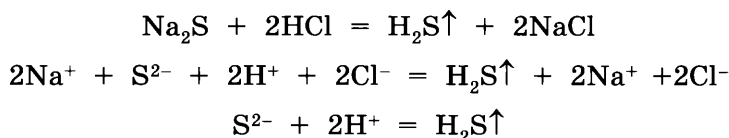
Налейте в пробирку 1—2 мл раствора сульфата меди(II), а затем добавьте несколько капель насыщенного раствора сероводорода. Выпадет чёрный осадок сульфида меди(II):



Рассмотрим пример реакции ионного обмена с образованием сероводорода.

ОПЫТ 91. Взаимодействие раствора сульфида натрия с соляной кислотой

Налейте в пробирку 1—2 мл раствора сульфида натрия, а затем добавьте несколько капель разбавленной соляной кислоты. Будет ощущаться неприятный запах сероводорода:

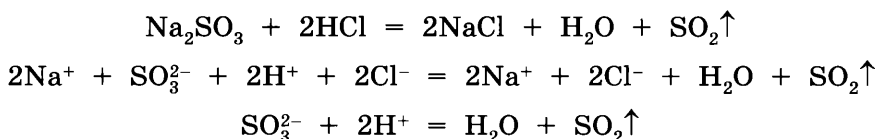


Следует запомнить *вещества, разлагающиеся на бинарные соединения*:

- сернистая кислота $\text{H}_2\text{SO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$
- угольная кислота $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
- гидрат аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

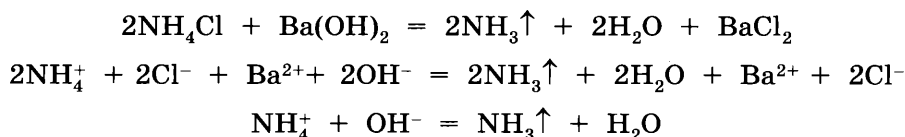
ОПЫТ 92. Взаимодействие раствора сульфита натрия с соляной кислотой

В пробирку с 1—2 мл насыщенного раствора сульфита натрия прилейте 1 мл 10%-ной соляной кислоты. Ощущается резкий запах, образуется оксид серы(IV), или сернистый газ:



ОПЫТ 93. Взаимодействие растворов хлорида аммония и гидроксида бария

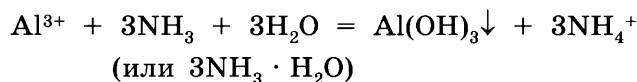
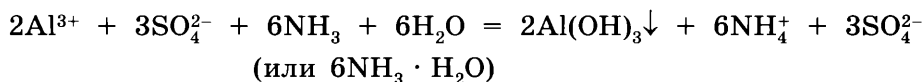
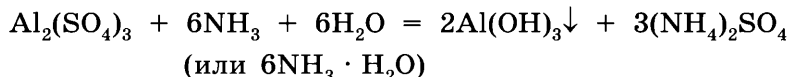
Прилейте к 1—2 мл раствора хлорида аммония 1—2 мл раствора гидроксида бария, смесь подогрейте до первых признаков кипения. Будет ощущаться резкий запах аммиака. Обнаружить аммиак можно по изменению окраски влажной фенолфталеиновой бумаги — она становится малиновой.



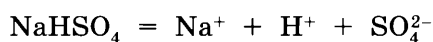
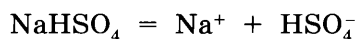
Угольную или сернистую кислоту не стоит выбирать как исходные вещества для реакций ионного обмена из-за их нестабильности. А вот раствор аммиака в воде может быть таким реагентом.

ОПЫТ 94. Взаимодействие раствора сульфата алюминия с раствором аммиака

Прилейте к 1—2 мл раствора сульфата алюминия такой же объём раствора аммиака. Выпадет белый аморфный осадок гидроксида алюминия:

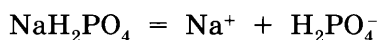
**СВОЙСТВА КИСЛЫХ СОЛЕЙ**

Довольно часто ученики делают ошибки в написании *уравнений диссоциации кислых солей*. Здесь нужно помнить, что, если кислая соль образована сильной серной кислотой, то можно писать уравнение диссоциации аниона полностью или сохранять запись гидросульфат-аниона:



Если же кислая соль образована слабой многоосновной кислотой, то в уравнении диссоциации этой соли не следует писать образование катионов водорода, так как они прочно связаны с кислотным остатком.

Например:



В большинстве случаев кислые соли могут вступать в те же химические реакции, что и средние.

ОПЫТ 95. Взаимодействие раствора гидрокарбоната натрия с раствором уксусной кислоты

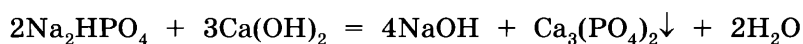
Прилейте к 1—2 мл раствора гидрокарбоната натрия такой же объём раствора уксусной кислоты. Наблюдается образование газа без цвета и без запаха, это углекислый газ:

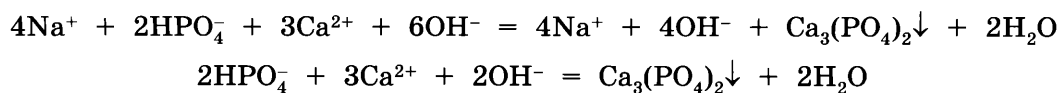


Отличительная особенность кислых солей — это их способность реагировать со щелочами.

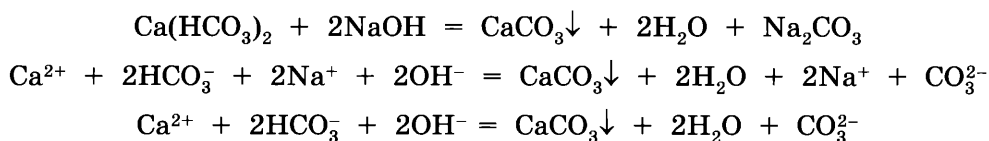
ОПЫТ 96. Взаимодействие раствора гидрофосфата натрия с известковой водой

Прилейте к 0,5 мл раствора гидрофосфата натрия известковую воду до выпадения белого осадка фосфата кальция:



**ОПЫТ 97.** Взаимодействие раствора гидрокарбоната кальция с раствором гидроксида натрия

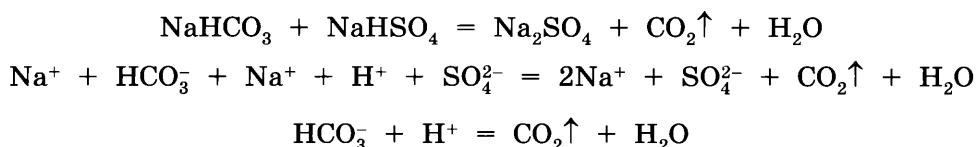
Прилейте к 1 мл раствора гидрокарбоната кальция 1—2 мл раствора гидроксида натрия. (Раствор гидрокарбоната кальция можно получить предварительно, длительно пропуская углекислый газ через известковую воду до полного растворения осадка карбоната кальция.) Выпадает белый осадок карбоната кальция:



Для растворимых гидросульфатов характерны также реакции с кислотами слабыми кислот.

ОПЫТ 98. Взаимодействие гидрокарбоната натрия и гидросульфата натрия

Прилейте к 1—2 мл раствора гидрокарбоната натрия такой же объём раствора гидросульфата натрия. Наблюдается выделение пузырьков углекислого газа:

**ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПРИЗНАКОВ РЕАКЦИЙ ИОННОГО ОБМЕНА. КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА ИОНЫ**

Затруднение в описании признаков реакций ионного обмена можно заметить, казалось бы, в совершенно простых случаях. Например, в описании признаков реакции нейтрализации между щёлочью и сильной кислотой. В отсутствии индикатора с участием разбавленных растворов такая реакция происходит без видимых изменений. Но если использовать растворы с массовой долей 10% и более, то будет наблюдаться выделение заметного количества теплоты (реакция нейтрализации — экзотермический процесс). Это можно легко обнаружить, если потрогать дно пробирки после сливания реагентов, оно будет тёплым. Поэтому в тестовой части КИМ, в вопросах на соответствие, правильным ответом о признаках процесса нейтрализации может быть или отсутствие внешних признаков, или выделение теплоты.

ОПЫТ 99. Выделение теплоты в реакции нейтрализации

Налейте в пробирку 2 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия и добавьте такой же объём 10%-ной соляной кислоты. Потрогайте дно пробирки с реакционной смесью. Наблюдается выделение теплоты, другие признаки отсутствуют. Запишите уравнение реакции в молекулярном, полном и сокращённом ионном виде.

Строго говоря, все реакции ионного обмена, идущие до конца, экзотермические, но чаще в качестве признака таких реакций указывается цвет осадка, цвет или запах газа. Отсутствие внешних признаков возможно и в случае, когда реакция не происходит, а в растворе образуется смесь веществ.

Для оценки среды раствора важно помнить окраску трёх кислотно-основных индикаторов: фенолфталеина, метилового оранжевого и лакмуса (табл. 3).

Таблица 3

Окраска индикаторов в различных средах

Индикатор	Среда раствора		
	нейтральная	кислая	щелочная
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый
Метилловый оранжевый	оранжевый	красный	жёлтый
Лакмус	фиолетовый	красный	синий

ОПЫТ 100. Индикаторы в реакциях нейтрализации

Проведите реакцию нейтрализации между растворами гидроксида калия и серной кислоты в присутствии разных индикаторов. Смешивайте равные объёмы (по 1—2 мл) реактивов в разной последовательности. Какие индикаторы вы использовали? Когда удобнее использовать фенолфталеин (метилловый оранжевый, лакмус)?

Для успешной сдачи экзамена важно знать, как окрашены растворы исходных веществ, какой цвет имеют осадки, которые они образуют, как можно отличить друг от друга газообразные вещества. Обратите внимание: *нерастворимые в воде соединения металлов главных подгрупп обычно белого цвета, а соединения, образованные ионами металлов побочных подгрупп, чаще всего окрашены*. Причём не только катионы металлов побочных подгрупп придают окраску растворам и осадкам. Дихромат-анионы способны окрашивать растворы в оранжевый цвет, хромат-анионы — в жёлтый, перманганат-анионы придают растворам розовый или фиолетовый цвет, а твёрдые перманганаты обычно тёмно-фиолетовые или чёрные. По окраске осадка, цвету и запаху газа, изменению цвета индикатора можно судить о том, какие вещества и ионы присутствовали в исходном растворе. Такие химические превращения называют **качественными реакциями**, они происходят с видимыми изменениями, характерными для данного вещества (табл. 4).

Таблица 4

Качественные реакции на катионы и анионы

Ион	Реактив	Признаки реакции
<i>Катионы</i>		
H^+	индикатор	Изменение цвета индикатора (см. табл. 3)
NH_4^+	OH^-	При нагревании появляется запах аммиака, влажная индикаторная фенолфталеиновая бумага розовеет

Ион	Реактив	Признаки реакции
Ca^{2+}	CO_3^{2-} PO_4^{3-} SO_3^{2-}	Белые осадки, растворимые в азотной или соляной кислоте
Ba^{2+}	SO_4^{2-}	Белый осадок, нерастворимый в азотной и соляной кислотах
	CrO_4^{2-}	Жёлтый осадок
Mg^{2+}	OH^-	Белый осадок, нерастворимый в растворе щёлочи
Al^{3+}	OH^-	Белый осадок, растворимый в избытке раствора щёлочи
Zn^{2+}	OH^-	Белый осадок, растворимый в избытке раствора щёлочи
	S^{2-}	Белый осадок
Cr^{3+}	OH^-	Зелёный цвет раствора
		Серо-зелёный осадок, растворимый в избытке щёлочи
Fe^{2+}	OH^-	Серо-зелёный осадок
	S^{2-}	Чёрный осадок, растворимый в соляной кислоте
	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ красная кровяная соль	Синий осадок $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$, или $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ турбулева синь
Fe^{3+}	OH^-	Жёлтый или оранжевый цвет раствора
		Бурый осадок
	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ жёлтая кровяная соль	Синий осадок $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$, или $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ берлинская лазурь
	SCN^- роданид- анион	Кроваво-красное окрашивание $[\text{Fe}(\text{SCN})_3]$
Cu^{2+}	OH^-	Голубой или зелёный цвет раствора Голубой осадок
	S^{2-}	Чёрный осадок, нерастворимый в соляной кислоте, растворимый в концентрированной азотной кислоте
Mn^{2+}	OH^-	Бледно-розовый осадок
	S^{2-}	Розовый (телесного цвета) осадок, растворимый в соляной кислоте

Продолжение

Ион	Реактив	Признаки реакции
Pb^{2+}	OH^-	Белый осадок
	S^{2-}	Чёрный осадок, нерастворимый в разбавленной соляной кислоте, растворяется в азотной кислоте
	I^-	Жёлтый осадок
	Cl^-	Белый осадок, растворимый в горячей воде
Ag^+	OH^-	Чёрный осадок ($2AgOH = Ag_2O \downarrow + H_2O$)
	Cl^-	Белый осадок, растворимый в концентрированном растворе аммиака
	CrO_4^{2-}	Красный осадок
Анионы		
OH^-	индикатор	Изменение цвета индикатора (см. табл. 1)
F^-	Ca^{2+}	Белый осадок
Cl^-	Ag^+	Белый осадок, растворимый в растворе аммиака
Br^-	Ag^+	Бледно-жёлтый осадок
	Cl_2 хлорная вода по каплям	Изменение окраски раствора от жёлтой до красно-бурой
I^-	Ag^+	Жёлтый осадок, нерастворимый в азотной кислоте
	Cl_2 хлорная вода по каплям	Изменение окраски раствора от светло-оранжевой до тёмно-коричневой, при добавлении раствора крахмала — синий цвет
S^{2-}	H^+	Выделение сероводорода, запах тухлых яиц
	Cu^{2+}	Чёрный осадок, нерастворимый в соляной кислоте, растворимый в концентрированной азотной кислоте
SO_3^{2-}	H^+	Выделение сернистого газа, бесцветного, с резким запахом. Газ обесцвечивает раствор бромной воды и перманганата калия, вызывает помутнение известковой воды
	Ca^{2+}	Белые осадки, растворимые в соляной кислоте
	Ba^{2+}	
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Белый осадок, нерастворимый в азотной и соляной кислотах
NO_3^-	$Cu + H_2SO_4$ (конц)	Выделение бурого газа, резкий запах
NO_2^-	$H^+ + I^-$	Изменение окраски раствора от бесцветной до светло-оранжевой или тёмно-коричневой, при добавлении раствора крахмала — синий цвет

Ион	Реактив	Признаки реакции
PO_4^{3-}	Ag^+	Жёлтый осадок, растворимый в избытке азотной кислоты
	Ca^{2+}	Белый осадок, растворимый в избытке соляной или азотной кислоты
CO_3^{2-}	H^+	Выделение углекислого газа, бесцветного, без запаха. Газ вызывает помутнение известковой воды
	Ca^{2+}	Белый осадок, растворимый в соляной кислоте
SiO_3^{2-}	H^+	Белый студенистый осадок
CrO_4^{2-}	Жёлтый цвет в растворе	
	Ag^+	Красный осадок
	Ba^{2+}	Жёлтый осадок

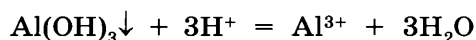
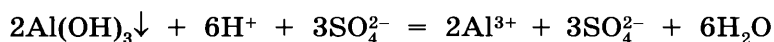
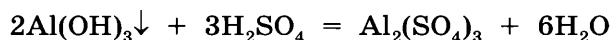
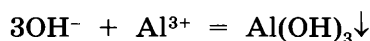
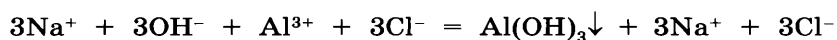
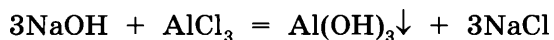
ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА АМФОТЕРНЫХ ГИДРОКСИДОВ

Из всего разнообразия амфотерных соединений особое внимание в заданиях ЕГЭ по химии уделяется гидроксидам цинка и алюминия.

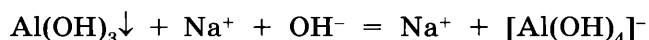
ОПЫТ 101. Получение гидроксида алюминия и доказательство его амфотерных свойств

В три пробирки налейте по 1 мл раствора гидроксида натрия, а затем добавьте в каждую раствор хлорида алюминия до образования белого аморфного осадка. В первую пробирку прилейте раствор серной кислоты, во вторую пробирку — избыток раствора гидроксида натрия, в третью пробирку — раствор аммиака. В первой и второй пробирках осадки растворяются, что доказывает амфотерный характер гидроксида алюминия. При взаимодействии гидроксида алюминия с избытком щёлочи образуется раствор комплексной соли — тетрагидроксоалюмината натрия $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.

В третьей пробирке осадок не растворится: гидроксид алюминия не растворяется в растворе аммиака.



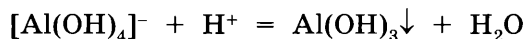
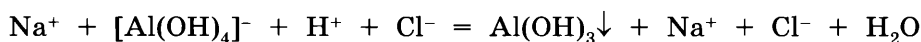
тетрагидроксоалюминат
натрия



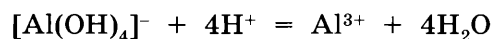
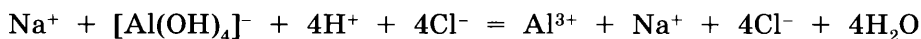
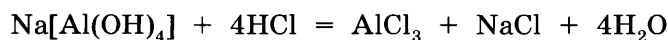
Последняя реакция по типу может быть отнесена к реакциям соединения. И будет ошибкой использовать уравнение этого взаимодействия в заданиях на написание реакций ионного обмена.

ОПЫТ 102. Взаимодействие раствора тетрагидроксоалюмината натрия с соляной кислотой

К раствору тетрагидроксоалюмината натрия (получение см. опыт 101) с помощью пипетки Пастера или стеклянной трубки по каплям добавьте разбавленную соляную кислоту до выпадения белого осадка:

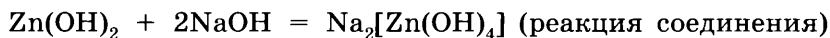
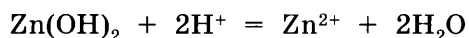
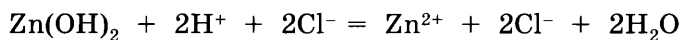
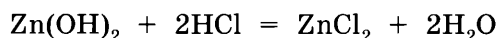
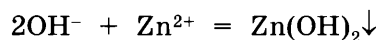
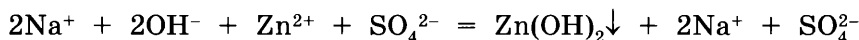
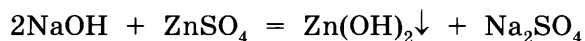


Если к раствору тетрагидроксоалюмината натрия прилить соляную кислоту не по каплям, а сразу большую порцию, то образование осадка можно и не заметить:

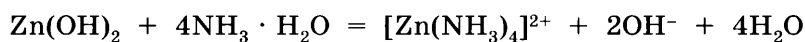
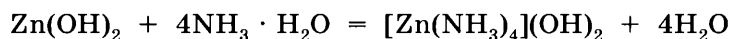
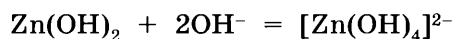
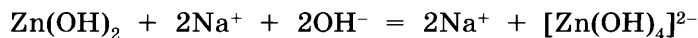


ОПЫТ 103. Получение гидроксида цинка и исследование его свойств

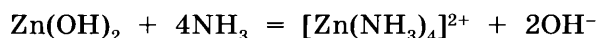
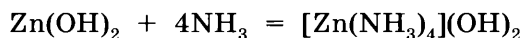
В три пробирки налейте по 1 мл раствора гидроксида натрия, а затем добавьте в каждую раствор сульфата цинка до образования белого аморфного осадка. В первую пробирку прилейте разбавленную соляную кислоту, во вторую — избыток раствора гидроксида натрия, в третью — избыток концентрированного раствора аммиака. Во всех пробирках произойдёт растворение осадка. При взаимодействии гидроксида цинка с раствором аммиака происходит образование растворимого комплексного соединения $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ — гидроксида тетраамминцинка.



тетрагидроксоцинкат
натрия

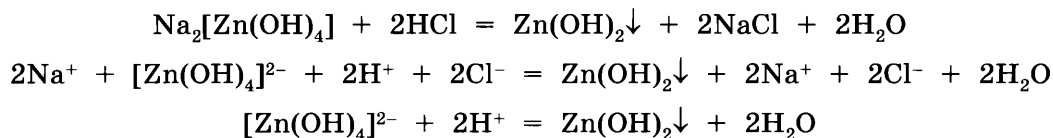


или

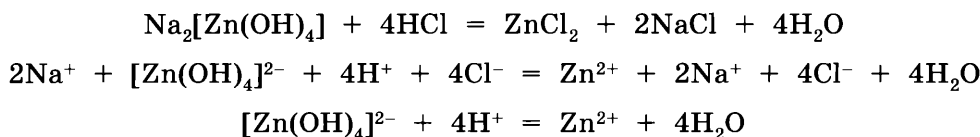


ОПЫТ 104. Взаимодействие раствора тетрагидроксоцинката натрия с соляной кислотой

К раствору тетрагидроксоцинката натрия (получение см. опыт 103) с помощью пипетки Пастера или стеклянной трубки по каплям добавьте разбавленную соляную кислоту до выпадения белого осадка:



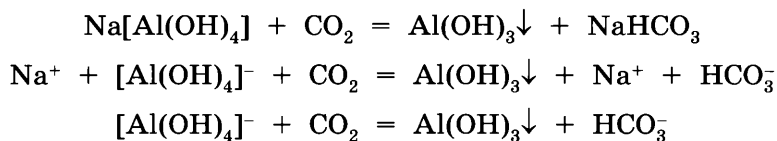
Тетрагидроксоцинкат натрия реагирует с избытком соляной кислоты с образованием хлоридов цинка и натрия:



Гидроксокомплексы цинка и алюминия легко разрушаются не только под действием сильных кислот, но и при воздействии кислотных оксидов слабых кислот: углекислого газа, сернистого газа, а также сероводорода.

ОПЫТ 105. Взаимодействие раствора тетрагидроксоалюмината натрия с углекислым газом

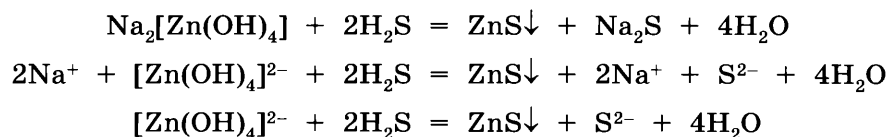
Прилейте к 1 мл раствора хлорида или сульфата алюминия избыток раствора гидроксида натрия до полного растворения осадка. Опустите в пробирку чистую стеклянную трубку и выдыхайте через неё аккуратно в раствор воздух из лёгких. Как известно, выдыхаемый воздух содержит углекислый газ. Содержимое пробирки станет мутным — образуется аморфный осадок гидроксида алюминия:



ОПЫТ 106 (проводит учитель). Взаимодействие растворов тетрагидроксоцинката натрия и тетрагидроксоалюмината натрия с сероводородом

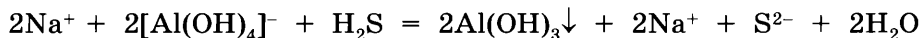
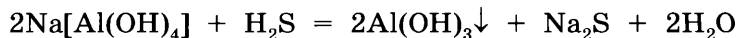
Опыт проводится под тягой!

Прилейте к 1 мл раствора хлорида или сульфата цинка избыток раствора щёлочи до полного растворения осадка. Добавьте к полученному раствору насыщенный раствор сероводорода. Образуется белый осадок сульфида цинка:



Прилейте к 1 мл раствора хлорида или сульфата алюминия избыток раствора щёлочи до полного растворения осадка. Добавьте к полученному

раствору насыщенный раствор сероводорода. Образуется белый осадок гидроксида алюминия:



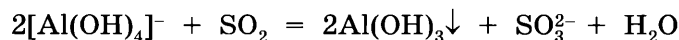
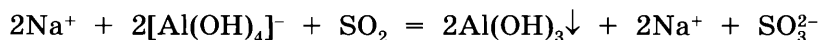
Различие в продуктах реакций объясняется тем, что сульфид цинка нерастворим в воде и не подвергается гидролизу, в то время как сульфид алюминия разрушается в воде, подвергаясь полному гидролизу.

ОПЫТ 107. Взаимодействие раствора тетрагидроксоалюмината натрия с сернистым газом

Налейте в стакан объёмом 50 мл 5 мл раствора хлорида алюминия и затем добавьте в него раствор гидроксида натрия до полного растворения осадка.

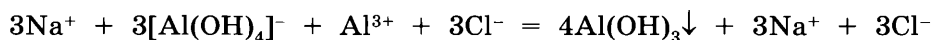
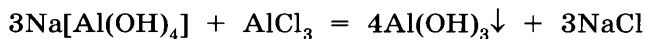
Подготовьте две одинаковые резиновые пробки: одну с отверстием, другую без него. В отверстие резиновой пробки закрепите ложечку для сжигания. Подготовьте сухую плоскодонную колбу объёмом 250—500 мл, для которой подойдёт пробка с ложечкой. Поместите в ложечку порошкообразную серу. Удерживая пробку с ложечкой в руке, поместите серу в пламя спиртовки, дождитесь начала её горения. Далее процесс горения продолжите в закрытой колбе. При горении серы образуется сернистый газ.

По окончании горения прилейте в колбу раствор тетрагидроксоалюмината натрия. Закройте отверстие колбы пробкой без отверстия и встряхните раствор, он становится мутным. Образуется гидроксид алюминия:

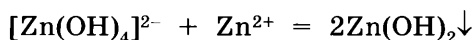
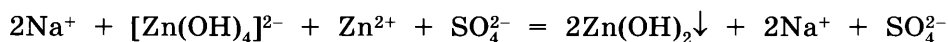
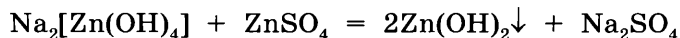


ОПЫТ 108. Взаимодействие растворов гидроксокомплексов цинка и алюминия с солями этих металлов

К раствору сульфата или хлорида алюминия объёмом 1—2 мл прилейте избыток раствора щёлочи до полного растворения осадка гидроксида алюминия. К прозрачному раствору добавьте раствор исходной соли алюминия. Выпадает осадок гидроксида алюминия:



Аналогичный опыт можно провести с раствором соли цинка:



3.2. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролиз соли — это реакция обмена между солью и водой.

Процесс гидролиза, по сути, обратен процессу нейтрализации, и поэтому является эндотермическим. При гидролизе не меняются степени окисления элементов, а значит, процесс не является окислительно-восстановительным.

Чаще всего в заданиях ЕГЭ речь идёт об **обратимом гидролизе** солей по первой ступени — процессе, происходящем самопроизвольно при стандартных условиях (давление 1 атм, температура 25 °С).

Обычно задания на гидролиз солей легко отрабатываются при подготовке к экзамену. Вы должны помнить, что для оценки среды раствора соли важно знать силу основания и силу кислоты, которыми они образованы (табл. 5). При этом, прежде чем оценить среду раствора соли, нужно посмотреть в таблицу растворимости кислот, солей и оснований в воде. Если соль нерастворима, то гидролизу при обычных условиях она не подвергается. В этом случае сила основания и кислоты, которыми образована нерастворимая соль, не влияют на среду раствора.

Таблица 5

Сильные кислоты и основания

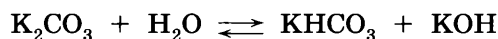
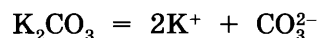
Сильные кислоты	Сильные основания (щёлочи)
HCl , HBr , HI , H_2SO_4 , HNO_3 HClO_4 , HClO_3 H_2CrO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ HMnO_4 (Остальные кислоты условно считаются слабыми.)	Все растворимые в воде основания, в том числе малорастворимые гидроксиды кальция и стронция (исключения — раствор аммиака и растворы аминов)

ОПЫТ 109. Исследование среды растворов различных солей

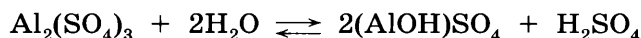
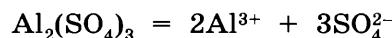
Исследуйте среду в растворах карбоната калия, сульфата алюминия, нитрата натрия. Какие индикаторы при этом использовались?

Напомним, что при обычных условиях (без нагревания) идёт гидролиз по первой ступени:

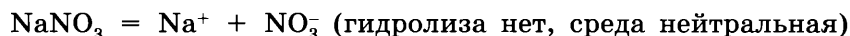
а) соль образована сильным основанием и слабой кислотой:



б) соль образована слабым основанием и сильной кислотой:



в) соль образована сильным основанием и сильной кислотой:



ОПЫТ 110. Исследование среды взвеси карбоната кальция в воде

Поместите в стакан с водой порошок карбоната кальция и перемешайте полученную смесь. Исследуйте среду раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги. Окраска индикатора указывает на нейтральную среду раствора. Почему?

ОПЫТ 111. Определение среды в растворах солей

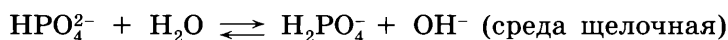
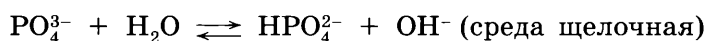
В пробирках под номерами 1, 2, 3 предложены растворы солей: сульфата натрия, хлорида натрия, хлорида магния. Определите с помощью растворов индикаторов метилового оранжевого, лакмуса и фенолфталеина, где находится каждое из веществ.

ОПЫТ 112. Исследование среды растворов солей фосфорной кислоты

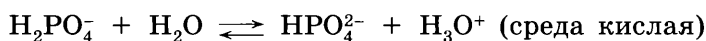
Поместите в пробирки под номерами 1, 2, 3 по 2—3 мл растворов фосфата натрия, гидрофосфата натрия и дигидрофосфата натрия. Предположите, какой будет реакция среды в растворах этих солей. Проверьте гипотезу с помощью универсального индикатора. Что наблюдаете?

Реакция среды в растворах фосфата натрия и гидрофосфата натрия — щелочная, а в растворе дигидрофосфата натрия среда — слабокислая. Как объяснить этот факт?

Фосфорная кислота — слабая трёхосновная кислота. Логично было бы предположить, что в растворах её солей, образованных сильным основанием (в данном случае гидроксидом натрия), происходит гидролиз по аниону и среда будет щелочной. И действительно, в случае фосфата и гидрофосфата это так:



Но в случае дигидрофосфата натрия взаимодействие с водой происходит по другому сценарию. После диссоциации соли преимущественно идёт **кислотный протоплиз** (присоединение катиона водорода) воды:



H_3O^+ — ион гидроксония, та самая частица, которая образуется в водных растворах кислот при их диссоциации. Именно она и обеспечивает слабокислый характер среды в растворе дигидрофосфата натрия. Аналогичный эффект можно наблюдать в растворах гидросульфита натрия или калия, в растворах этих солей также будет наблюдаться слабокислая среда.

Другие растворы кислых солей слабых кислот, образованных сильными основаниями, встречающиеся в заданиях экзамена, имеют щелочную реакцию среды.

ОПЫТ 113. Исследование среды раствора нитрата серебра

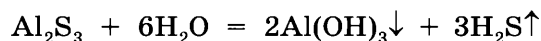
С помощью универсальной индикаторной бумаги проверьте среду раствора нитрата серебра. Что наблюдаете?

Окраска индикатора указывает на нейтральную среду раствора. Это объясняется тем, что несмотря на термическую нестабильность гидроксида серебра, его нельзя отнести к слабым основаниям. Поэтому *нитрат серебра гидролизу не подвергается*. Запомните этот факт!

ПОЛНЫЙ ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ. СОВМЕСТНЫЙ ГИДРОЛИЗ

Вы наверняка обращали внимание на прочерки в таблице растворимости кислот, оснований и солей. Для солей этот прочерк означает, что они в водной среде разлагаются. К таким солям относятся соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой. Они подвергаются **полному гидролизу** (гидролизуются и по катиону, и по аниону). Некоторые из этих солей могут существовать в твёрдом состоянии, но вода разрушает их.

Например, так подвергается гидролизу сульфид алюминия:

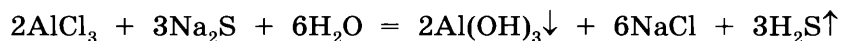


Когда в результате реакции ионного обмена между солями в растворе оказываются ионы, соответствующие подобной соли, то происходит совместный гидролиз.

Совместный гидролиз протекает при взаимодействии растворов двух солей, одна из которых образована сильным основанием и слабой кислотой, а другая — слабым основанием и сильной кислотой, одна соль подвергается гидролизу по аниону, а другая — по катиону. Часто совместный гидролиз сопровождается образованием нерастворимого осадка гидроксида металла и газообразного продукта, например углекислого газа или сероводорода.

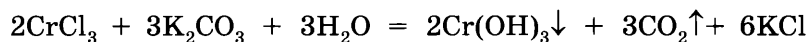
ОПЫТ 114. Взаимодействие растворов хлорида алюминия и сульфида натрия

К 1—2 мл раствора хлорида алюминия добавьте 1—2 мл раствора сульфида натрия. Наблюдается выпадение белого аморфного осадка гидроксида алюминия и ощущается неприятный запах сероводорода. Поместите пробирку в вытяжной шкаф до окончания реакции.



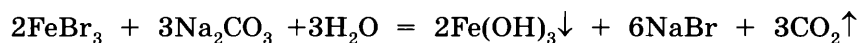
ОПЫТ 115. Взаимодействие растворов хлорида хрома(III) и карбоната калия

К 1—2 мл раствора хлорида хрома(III) прилейте раствор карбоната калия. Наблюдается образование зелёного осадка гидроксида хрома(III) и пузырьков углекислого газа:



ОПЫТ 116. Взаимодействие растворов бромиды железа(III) и карбоната натрия

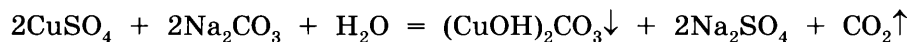
К 2—3 мл горячего раствора бромиды железа(III) добавьте такой же объём раствора карбоната натрия. Наблюдается выпадение бурого осадка гидроксида железа(III):



ОПЫТ 117. Взаимодействие растворов сульфата меди(II) и карбоната натрия

К 1—2 мл водного раствора сульфата меди(II) прилейте равный объём раствора карбоната натрия. Выпавший зеленовато-синий осадок содержит основную соль меди — $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, или $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$. Обратите внимание, что по таблице растворимости вы не определите, что происходит совместный гидролиз, а буква «Н» в таблице растворимости на пересечении столбца с ионом Cu^{2+} и строки с CO_3^{2-} может ввести вас в заблуждение и вы решите, что в этой реакции образуется нерастворимый

карбонат меди(II). Запомните: *ни карбонат, ни гидроксид меди(II) в данной ситуации в растворе не образуются!*



ОПЫТ 118. Доказательство образования основного карбоната меди(II)

Доказать, что в результате реакции сульфата меди(II) и карбоната натрия (см. опыт 117) не образуется гидроксид меди(II), можно, если нагреть полученный осадок основного гидрокарбоната меди $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ в растворе. Он не разлагается, в отличие от гидроксида меди(II), при температуре кипения смеси. Основной гидрокарбонат меди(II) разлагается в сухом виде при температуре 180—200 °С.

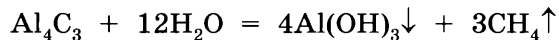
ОПЫТ 119. Распознавание основного карбоната меди(II)

Доказать, что полученная в результате реакции сульфата меди(II) и карбоната натрия соль является основным карбонатом $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, можно и другим способом: если отфильтровать осадок, промыть его несколько раз на фильтре дистиллированной водой и затем прилить к осадку соляную кислоту. Вы будете наблюдать выделение углекислого газа.

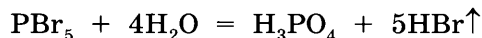
НЕОБРАТИМЫЙ ГИДРОЛИЗ БИНАРНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

Отдельно следует упомянуть необратимый гидролиз бинарных соединений. Приведём примеры.

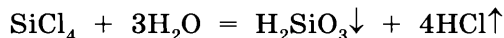
а) Гидролиз карбида алюминия:



б) Гидролиз бромид фосфора(V):



в) Гидролиз хлорида кремния:



В школьной лаборатории можно провести эксперимент по изучению гидролиза карбида кальция.

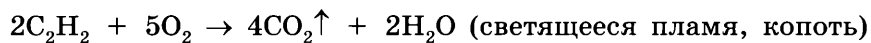
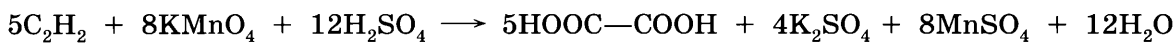
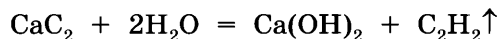
ОПЫТ 120. Гидролиз карбида кальция

В пробирку поместите небольшой кусочек карбида кальция и прилейте воду так, чтобы полностью покрыть твёрдое вещество (для уменьшения пенообразования можно использовать раствор хлорида натрия). Что наблюдаете?

Вставьте в пробирку пробку с газоотводной трубкой и докажете непределный характер выделяющегося газа — ацетилена, пропустив его через подкисленный раствор перманганата калия. Что наблюдаете?

Выньте конец газоотводной трубки из раствора и поднесите к её отверстию горящую спичку. Что наблюдаете?

Немного полученной взвеси в пробирке с карбидом кальция с помощью стеклянной трубки перенесите в пробирку с 1—2 мл дистиллированной воды, перемешайте полученную смесь и добавьте 1—2 капли раствора фенолфталеина. Что наблюдаете?

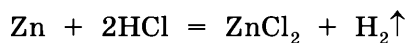
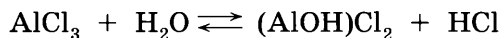


ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕТАЛЛОВ С РАСТВОРАМИ ГИДРОЛИЗУЮЩИХСЯ СОЛЕЙ

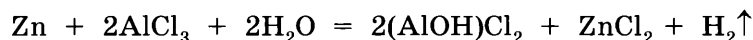
Известно, что растворимая соль может реагировать с металлом, если этот металл стоит левее в электрохимическом ряду напряжений, чем металл в составе соли. Но металл, погружённый в раствор соли, *может также реагировать с продуктами гидролиза этой соли*. Эти процессы усиливаются при нагревании.

ОПЫТ 121. Взаимодействие цинка с раствором хлорида алюминия

Гранулу цинка поместите в пробирку и прилейте 3 мл раствора хлорида алюминия. Смесь подогрейте до первых признаков кипения. Происходит выделение бесцветного газа — водорода. Это результат двух процессов:



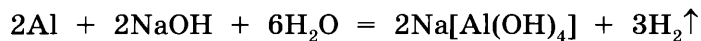
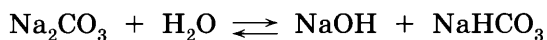
Суммарное уравнение:



Цинк менее активный металл, чем алюминий, и не может вытеснить его из раствора соли, но в то же время цинк способен вытеснять водород из растворов кислот и поэтому реагирует с продуктом гидролиза хлорида алюминия — соляной кислотой. Реакция может идти и без нагревания, но происходит медленно.

ОПЫТ 122. Взаимодействие алюминия с раствором карбоната натрия

Гранулу алюминия опустите в пробирку и прилейте 3 мл раствора карбоната натрия. Смесь подогрейте до первых признаков кипения. Происходит выделение бесцветного газа — водорода. Идут два процесса:



Суммарное уравнение:



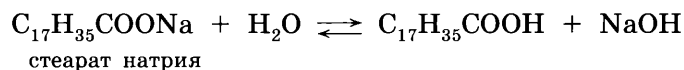
Алюминий менее активный металл, чем натрий, и не вытесняет его из растворов солей, но алюминий реагирует со щелочами. Именно этот процесс происходит при взаимодействии алюминия с гидроксидом натрия, получившимся в растворе при гидролизе карбоната натрия.

ГИДРОЛИЗ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Гидролизу могут подвергаться и органические вещества. Примерами таких веществ служат сложные эфиры, пептиды и белки, дисахариды и полисахариды, жиры и мыла, алкогольаты и феноляты щелочных металлов и др.

ОПЫТ 123. Гидролиз стеарата натрия

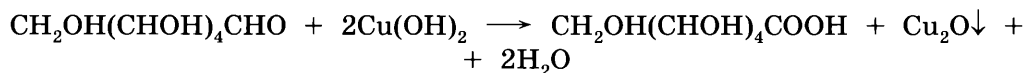
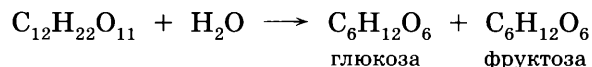
Небольшой кусочек хозяйственного мыла (стеарат натрия) измельчите на тёрке и поместите в стакан с дистиллированной водой. Перемешайте смесь стеклянной палочкой, дайте немного постоять. С помощью пипетки или стеклянной трубки возьмите пробу раствора и поместите его в пробирку с 1—2 мл дистиллированной воды. Добавьте 1—2 капли индикатора фенолфталеина или используйте универсальную индикаторную бумагу. Что наблюдаете?



Другой пример. Сахароза — невосстанавливающий дисахарид и поэтому не даёт качественной реакции на альдегидную группу. Но если проводить гидролиз сахарозы, будет получаться смесь глюкозы и фруктозы. Глюкоза — альдегидоспирт, следовательно, она будет реагировать с гидроксидом меди(II) при нагревании с образованием красного осадка оксида меди(I).

ОПЫТ 124. Гидролиз сахарозы

В первую пробирку поместите приблизительно 1 г сахара, прилейте 1—2 мл воды, перемешайте до растворения. Затем прилейте 1 мл разбавленной серной кислоты. Смесь нагрейте до кипения, остудите и нейтрализуйте, добавив раствор гидроксида натрия. Контроль среды раствора выполните с помощью универсальной индикаторной бумаги, среда должна быть нейтральной или щелочной. Во второй пробирке смешайте раствор сульфата меди(II) объёмом 1 мл и раствор гидроксида натрия объёмом 1—2 мл. Образуется осадок гидроксида меди(II). Смешайте растворы из первой и второй пробирок, наблюдайте синее окрашивание раствора и растворение осадка (если осадок полностью не растворяется, можно добавить избыток гидроксида натрия). Смесь нагрейте. Что наблюдаете? Образуется красный осадок оксида меди(I), что доказывает гидролиз сахарозы и образование в растворе глюкозы:



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

- 1 Пользуясь таблицей 4 и Приложением 3, составьте возможные молекулярные, полные и сокращённые ионные уравнения качественных реакций на катионы и анионы.

- 2 Даны две пробирки с раствором карбоната калия. В одну из них добавили раствор вещества X, а в другую — раствор вещества Y. В результате в пробирке с веществом X выпал осадок, а в пробирке с веществом Y выделился газ. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные превращения, запишите молекулярные, полные и сокращённые уравнения реакций.
 - 1) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
 - 2) CO_2
 - 3) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
 - 4) HCl
 - 5) $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$

- 3 Даны две пробирки с твёрдым веществом X. В одну из них добавили избыток раствора гидроксида натрия, при этом образовался прозрачный раствор. В другую пробирку добавили раствор вещества Y. В этом случае растворение вещества X сопровождалось выделением газа. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные превращения, запишите молекулярные, полные и сокращённые уравнения реакций.
 - 1) CaCO_3
 - 2) Al_2S_3
 - 3) FeS
 - 4) H_2SO_4
 - 5) CuCl_2

- 4 Даны две пробирки с раствором вещества X. В одну из них добавили раствор вещества Y, при этом протекала реакция, которой соответствует сокращённое ионное уравнение

$$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$$

В другую пробирку добавили раствор сульфида натрия, при этом наблюдали выделение газа.

Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные превращения, запишите молекулярные, полные и сокращённые уравнения реакций.

 - 1) иодид серебра
 - 2) соляная кислота
 - 3) фосфат бария
 - 4) фторид серебра
 - 5) фосфорная кислота

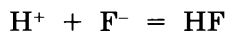
5

Даны две пробирки с раствором вещества X. В одну из них добавили раствор гидроксида кальция, при этом наблюдали образование осадка. В другую пробирку добавили раствор вещества Y и нагрели, в результате наблюдали выделение газа с резким запахом. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные превращения, запишите молекулярные, полные и сокращённые уравнения реакций.

- 1) $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$
- 2) NaOH
- 3) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
- 4) HI
- 5) HF

6

Даны две пробирки с разбавленной серной кислотой. В первую пробирку добавили нерастворимое в воде вещество X. В результате добавленное вещество полностью растворилось, выделения газа при этом не наблюдалось. Во вторую пробирку добавили раствор соли Y. В этой пробирке произошла реакция, которую описывает сокращённое ионное уравнение



Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые участвовали в описанных превращениях, запишите молекулярные, полные и сокращённые уравнения реакций.

- 1) фторид натрия
- 2) фторид магния
- 3) оксид кремния
- 4) оксид магния
- 5) карбонат бария

7

В двух пробирках находится раствор гидрокарбоната кальция. В первую пробирку добавили раствор вещества X, а во вторую — раствор вещества Y. В результате в первой пробирке образовался газ, а во второй пробирке выделился осадок. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые участвовали в описанных превращениях, запишите молекулярные, полные и сокращённые уравнения реакций.

- 1) соляная кислота
- 2) хлорид кальция
- 3) хлорид магния
- 4) гидроксид бария
- 5) нитрат аммония

8

Дана схема превращений веществ:



Определите, какие из указанных веществ потребуются для осуществления первого и второго превращений, запишите молекулярные, полные и сокращённые уравнения реакций.

- 1) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 2) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- 3) FeSO_4
- 4) FeCl_3
- 5) FeS

9

Дана схема превращений веществ:



Определите, какие из указанных веществ потребуются для осуществления первого и второго превращений, запишите молекулярные, полные и сокращённые уравнения реакций.

- 1) BaSO_4
- 2) BaCl_2
- 3) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{p-p})$
- 4) K_2SO_4
- 5) MgCl_2

10

Даны вещества: иодид кальция, азотная кислота, ацетат серебра, хлорат натрия, оксид марганца(II), фторид калия. Допустимо использование водных растворов веществ. Из предложенного перечня выберите два вещества, реакция ионного обмена между которыми сопровождается образованием осадка. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионное уравнения реакции с участием выбранных веществ.

11

Даны вещества: соляная кислота, сульфат аммония, иодид калия, гидрокарбонат кальция, оксид меди(II), бромид цинка. Допустимо использование водных растворов веществ. Из предложенного перечня выберите два вещества, между которыми протекает реакция ионного обмена, сопровождающаяся выделением газа. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионное уравнения реакции с участием выбранных веществ.

12

Даны вещества: сероводород, сера, сульфат меди(II), гидроксид марганца(II), бромид серебра, гидроксид натрия. Допустимо использование водных растворов веществ. Из предложенного перечня выберите слабый электролит и соль, между которыми протекает реакция ионного обмена. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионное уравнения реакции с участием выбранных веществ.

13

Даны вещества: хромат калия, гидрофосфат аммония, сульфат железа(III), бромоводород, оксид серы(VI), нитрат серебра. Допустимо использование водных растворов веществ. Из предложенного перечня выберите два вещества, между которыми протекает реакция ионного обмена, не сопровождающаяся видимыми признаками. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионное уравнения реакции с участием выбранных веществ.

14

Для веществ, приведённых в перечне, определите характер среды их водных растворов.

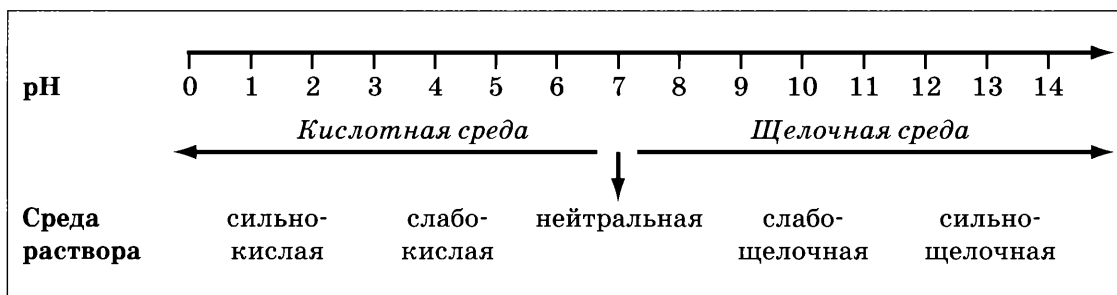
- 1) хлорид натрия
- 2) гидроксид кальция
- 3) сульфид калия
- 4) сероводородная кислота

Запишите номера веществ в порядке возрастания значения рН их водных растворов, учитывая, что концентрация всех растворов (моль/л) одинаковая. Для выполнения задания используйте следующие справочные данные:

- концентрация (молярная концентрация, единица измерения — моль/л) показывает отношение количества растворённого вещества (n) к объёму раствора (V);
- рН («пэ аш») — водородный показатель, величина, которая отражает концентрацию ионов водорода в растворе и используется для характеристики кислотности среды (схема 4).

Схема 4

Шкала рН водных растворов электролитов



15 Предложены соли: бромид меди(II), дихромат аммония, сульфит натрия, сульфат цинка, хлорид алюминия, фосфат калия. Запишите уравнения гидролиза этих солей по первой ступени. Укажите среду раствора.

16 Напишите уравнения полного гидролиза следующих веществ: хлорид фосфора(V), бромид кремния, силицид магния, сульфид хрома(III), карбид натрия.

17 Какие из перечисленных органических веществ могут подвергаться гидролизу: этилацетат, формиат калия, глицилглицин, тристеарин, глюкоза, целлюлоза, этилат натрия? Напишите уравнения возможных реакций.

18 Закончите уравнения, запишите молекулярные, полные и сокращённые уравнения реакций между растворами:

- 1) хлорида алюминия и сульфида калия;
- 2) дигидрофосфата калия и гидроксида натрия;
- 3) нитрата хрома(III) и сульфита калия;
- 4) гидрокарбоната натрия и нитрата алюминия;
- 5) сульфата аммония и гидроксид калия;
- 6) гидросульфата натрия и карбоната натрия.

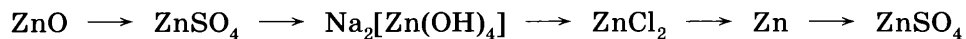
19 Осуществите практически превращения:



Какие реактивы и оборудование вам потребуются для осуществления превращений? Какая стадия превращений потребует большего количества времени? Запишите молекулярные, полные и сокращённые ионные уравнения проведённых реакций.

20

Осуществите практически превращения:



Какие реактивы и оборудование вам потребуются для осуществления превращений? Подумайте, какие ещё превращения происходят, кроме указанных в цепочке? Запишите молекулярные, полные и сокращённые ионные уравнения проведённых реакций.

21

Получите гидроксид алюминия и докажите его амфотерный характер. Какие реактивы вам потребуются? Запишите молекулярные, полные и сокращённые ионные уравнения проведённых реакций.

ЧАСТЬ 4. МЕТАЛЛЫ

4.1. МЕТАЛЛЫ А-ГРУПП

В школьной программе изучаются металлы IА-группы (главной подгруппы I группы) — щелочные металлы: литий, натрий, калий, рубидий, цезий, франций; металлы IIА-группы (главной подгруппы II группы): бериллий, магний, кальций, стронций, барий; представитель IIIА-группы (главной подгруппы III группы) — алюминий.

ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Щелочные металлы — это серебристо-белые, мягкие (легко режутся ножом) металлы. Они обладают чрезвычайно высокой химической активностью, взаимодействуют при обычных условиях с водой с образованием щелочей и водорода, с кислородом — с образованием кислородных соединений (оксид образует только литий, остальные щелочные металлы образуют пероксиды и надпероксиды). Поэтому хранят щелочные металлы под слоем керосина или машинного масла, литий хранят в вазелине, так как он легче керосина и всплывает в нём. Активность щелочных металлов возрастает от лития к францию. В соединениях эти металлы проявляют степень окисления +1. Подавляющее большинство солей щелочных металлов растворяется в воде, поэтому определение их катионов можно провести с помощью реакций окрашивания пламени.

Работу со щелочными и щелочноземельными металлами проводит только учитель химии! При любых работах с этими веществами используются перчатки и защитные очки. Вынимают кусочки этих металлов из банок только пинцетом или щипцами. Кусочек металла обтирают фильтровальной бумагой и, придерживая пинцетом, сухим чистым ножом (скальпелем) отделяют оксидную плёнку. Для опытов отрезают кусочки размером не более чем с горошину. Обрезки металлов помещают под слой керосина. В школьных лабораториях доступны литий, натрий и кальций.

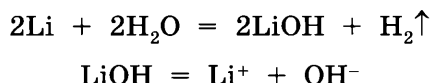
ОПЫТ 125. Окрашивание пламени ионами щелочных металлов

Конец нихромовой проволоки согните так, чтобы на конце образовалась маленькая петелька («ушко»). Для очистки нужно погрузить нихромовую проволоку в концентрированную соляную кислоту и затем прокалить в пламени спиртовки или газовой горелки до прекращения окрашивания пламени. Чистую проволоку опустите в твёрдую соль щелочного металла или в её раствор и внесите в пламя. Пламя изменит окраску. Соли лития окрашивают пламя в малиново-красный цвет, соли натрия — в жёлтый, соли калия — в фиолетовый. Вместо нихромовой проволоки можно использовать графитовый стержень (подойдёт стержень простого карандаша маркировки Т).

ОПЫТ 126 (проводит учитель). Взаимодействие лития с водой

Извлеките кусочек лития из вазелина. Высушите его с помощью фильтровальной бумаги и отрежьте кусочек размером со спичечную головку. Обратите внимание: литий более твёрдый металл, чем натрий, резать его ножом труднее. Опустите кусочек лития в кристаллизатор с водой. Выделяются пузырьки водорода. Реакция происходит медленнее, чем с на-

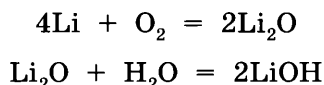
трием. После окончания взаимодействия добавьте в полученный раствор 1—2 капли раствора фенолфталеина. Раствор окрашивается в ярко-малиновый цвет, что доказывает образование в нём щёлочи:



ОПЫТ 127 (проводит учитель). Горение лития в кислороде

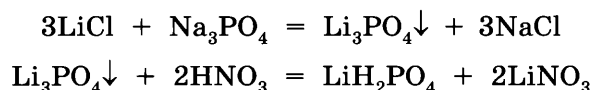
Опыт проводится под тягой!

В круглую плоскодонную колбу насыпьте прокалённый речной песок слоем высотой 1—2 см. Наполните колбу кислородом, получите его реакцией разложения перманганата калия (см. опыт 50). Кусочек лития размером с горошину поместите в металлическую ложечку, закреплённую в резиновой пробке. Нагрейте литий в пламени спиртовки до появления первых признаков горения и внесите в колбу с кислородом, пробку закройте. Литий горит ослепительно ярким пламенем с красноватым оттенком. В ложечке образуется белое твёрдое вещество — оксид лития. Дайте ему остыть и опустите ложечку в воду, в которую предварительно добавлены 1—2 капли раствора фенолфталеина. Оксид лития растворяется, индикатор окрашивается в малиновый цвет.



ОПЫТ 128. Качественная реакция на катион лития

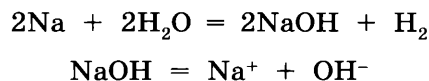
К раствору хлорида лития прилейте раствор фосфата натрия. Выпадает белый осадок. При добавлении к осадку избытка азотной кислоты заметно его растворение.



ОПЫТ 129 (проводит учитель). Взаимодействие натрия с водой

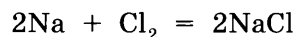
Опыт проводится под тягой!

Извлеките из керосина кусок натрия, положите его на сухую фильтровальную бумагу, лежащую на керамической плитке, высушите от керосина фильтровальной бумагой. Придерживая натрий пинцетом, срежьте внешний слой металла, обнажив его чистую поверхность с характерным металлически блеском. Отрежьте ножом кусочек натрия размером со спичечную головку. Оставшийся металл погрузите в керосин. Опустите отрезанный кусочек натрия в кристаллизатор с водой. Натрий плавится от тепла реакции, приобретает форму шарика и хаотично двигается по поверхности воды, подталкиваемый выделяющимся водородом. После окончания реакции добавьте в полученный раствор 1—2 капли раствора фенолфталеина. Раствор окрашивается в ярко-малиновый цвет, что доказывает образование в растворе щёлочи — гидроксида натрия:

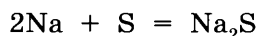


ОПЫТ 130 (проводит учитель). Горение натрия в хлореОпыт проводится под тягой!

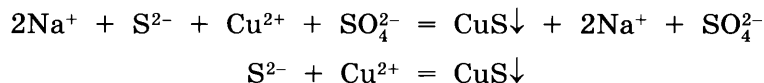
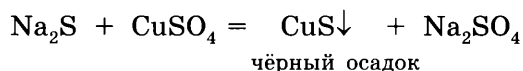
Кусочек металлического натрия размером с горошину поместите в металлическую ложечку, закреплённую в резиновой пробке, немного нагрейте в пламени спиртовки, затем опустите в колбу с хлором и прикройте колбу пробкой. Происходит реакция горения с образованием мелких кристаллов хлорида натрия в виде дыма. Натрий горит ярким жёлтым пламенем:

**ОПЫТ 131 (проводит учитель).** Реакция натрия с серойОпыт проводится под тягой!

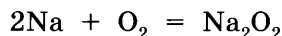
В фарфоровую ступку насыпьте 1—2 г серы и вотрите её в стенки ступки. Затем в ступку поместите кусочек натрия величиной со спичечную головку и пестиком нажимайте на металл, растирая его с серой. Слышатся хлопки, иногда появляется пламя:



Образование сульфида натрия можно доказать, добавив в ступку пипеткой воды. Полученный раствор проверьте на наличие сульфид-анионов, прилив раствор медного купороса. Образуется чёрный осадок:

**ОПЫТ 132 (проводит учитель).** Получение пероксида натрияОпыт проводится под тягой!

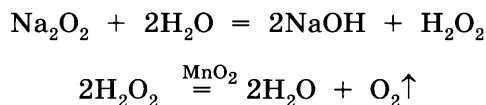
В кристаллизатор (или в широкую жестяную банку) насыпьте сухой речной песок слоем толщиной 5 см, поместите в него сухой фарфоровый тигель и закрепите его в песке. Кусочек натрия размером с горошину поместите в тигель и нагрейте с помощью портативной газовой горелки до воспламенения, направив пламя на металл. Натрий загорается ярким жёлтым пламенем и горит с образованием белого вещества:



Докажем, что полученное вещество — пероксид, а не оксид.

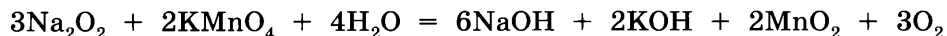
ОПЫТ 133 (проводит учитель). Взаимодействие пероксида натрия с водой

В пробирку поместите пероксид натрия (см. опыт 132) и прилейте холодной дистиллированной воды (температура воды до 5 °С). Пероксид натрия растворяется. Добавьте в полученный раствор немного оксида марганца(IV). Происходит выделение кислорода.



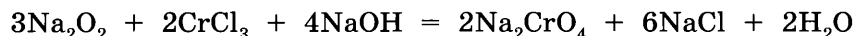
ОПЫТ 134 (проводит учитель). Взаимодействие пероксида натрия с раствором перманганата калия

В пробирку с интенсивно окрашенным раствором перманганата калия объемом 2—3 мл добавьте немного пероксида натрия. Окраска раствора меняется, он становится коричневым из-за образования оксида марганца(IV). Выделяется газ без цвета и запаха. Это кислород:



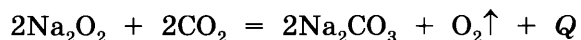
ОПЫТ 135 (проводит учитель). Взаимодействие пероксида натрия с раствором хлорида хрома(III)

В пробирку налейте зелёный раствор хлорида хрома(III) объемом 2—3 мл и добавьте пероксид натрия до изменения окраски раствора на жёлтую. В растворе образуется хромат натрия:



ОПЫТ 136 (проводит учитель). Взаимодействие пероксида натрия с углекислым газом

Поместите в фарфоровую чашку кусочек ваты и затем на вату выложите пероксид натрия и направьте на него из газоотводной трубки струю углекислого газа, получающегося в реакции мрамора с соляной кислотой. Начинается экзотермическая реакция пероксида натрия с углекислым газом, и вата загорается:

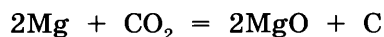


МЕТАЛЛЫ IIА-ГРУППЫ

Магний горит в углекислом газе с образованием оксида магния и углерода. Эта реакция доказывает, что горящий магний нельзя тушить углекислотным пенным огнетушителем, так как возможно увеличение площади возгорания.

ОПЫТ 137 (проводит учитель). Взаимодействие магния с углекислым газом

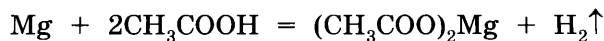
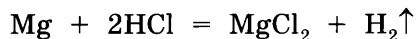
Кусочек магниевой ленты длиной 2—3 см подожгите от пламени спиртовки и быстро внесите в колбу с углекислым газом. Наблюдается ослепительная вспышка, на внутренних стенках колбы образуется белый налёт оксида магния с чёрными вкраплениями мелкодисперсного углерода:



Магний активный металл. Он легко вступает во взаимодействие с кислотами с образованием соли и водорода. Реакция происходит даже с очень слабыми кислотами, например с уксусной.

ОПЫТ 138. Взаимодействие магния с кислотами

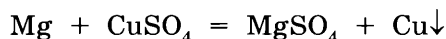
В две пробирки поместите минимальное количество порошка магния. Прилейте в первую пробирку 2—3 мл разбавленной соляной кислоты, а во вторую — столько же разбавленного раствора уксусной кислоты. Моментально образуется множество маленьких пузырьков водорода; раствор кажется белым. Через несколько секунд реакция завершается. Если кислоты в обеих пробирках будет достаточно, то магний полностью растворится.



Магний способен вытеснять менее активные металлы из растворов их солей.

ОПЫТ 139. Взаимодействие магния с раствором сульфата меди(II)

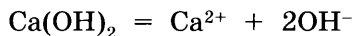
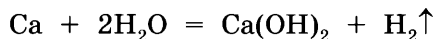
Поместите в пробирку немного порошка магния и прилейте голубой раствор сульфата меди(II). Через несколько минут заметно появление хлопьев красно-коричневого цвета. Через 1—2 ч раствор полностью обесцвечивается:



Кальций более твёрдый металл, чем натрий или калий. На воздухе он окисляется, поэтому хранят кальций подобно щелочным металлам, в масле или керосине.

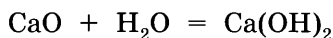
ОПЫТ 140 (проводит учитель). Взаимодействие кальция с водой

Небольшой кусочек кальция (размером до 0,5 см) очистите от масла с помощью фильтровальной бумаги и поместите в стакан с 20 мл дистиллированной воды. Кальций медленно реагирует с водой с выделением водорода. При этом раствор мутнеет, приобретая белый цвет. Это связано с малой растворимостью образующегося гидроксида кальция. После окончания реакции прилейте 1—2 мл полученного раствора в пробирку и добавьте туда 1—2 капли раствора фенолфталеина. Индикатор окрасится в малиновый цвет. Гидроксид кальция — сильное основание.



ОПЫТ 141 (проводит учитель). Гашение извести

Кусочек оксида кальция (негашёной извести) массой 2—3 г опустите в стакан со 100 мл воды. Происходит бурная реакция с выделением большого количества теплоты — гашение извести. Образуется *известковое молоко* — взвесь гидроксида кальция в воде:

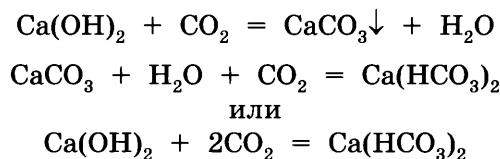


Переместите полученную взвесь в колбу, плотно закройте пробкой и дайте отстояться. Полученный над осадком прозрачный раствор — это *известковая вода*. Так называют насыщенный раствор гидроксида кальция в воде.

Известковую воду мы будем использовать в следующих опытах.

ОПЫТ 142. Взаимодействие углекислого газа с известковой водой

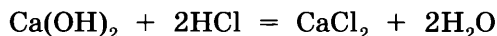
В пробирку налейте 2—3 мл известковой воды, опустите в неё коктейльную трубочку и несколько минут выдыхайте воздух через известковую воду. Известковая вода мутнеет. Эта реакция доказывает наличие углекислого газа в выдыхаемом воздухе, т. е. служит качественной реакцией на углекислый газ. При длительном пропускании углекислого газа содержимое пробирки снова становится прозрачным из-за образования растворимого гидрокарбоната кальция.



Известковая вода — это раствор щёлочи, поэтому она может вступать в реакции, характерные для щелочей: с кислотами и солями.

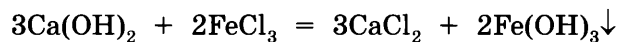
ОПЫТ 143. Взаимодействие известковой воды с соляной кислотой

В пробирку налейте 2—3 мл известковой воды и прилейте 1—2 капли раствора фенолфталеина. Раствор окрасится в малиновый цвет. После добавления соляной кислоты окраска исчезает. Происходит реакция нейтрализации:



ОПЫТ 144. Взаимодействие известковой воды с раствором хлорида железа(III)

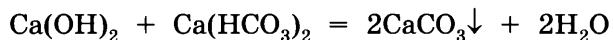
В пробирку налейте 1—2 мл раствора хлорида железа(III), а затем добавьте 1—2 мл известковой воды. Выпадает бурый осадок гидроксида железа(III):



С раствором гидрокарбоната кальция тоже можно провести ряд интересных опытов.

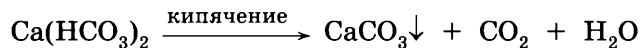
ОПЫТ 145. Взаимодействие гидрокарбоната кальция с известковой водой

К 1—2 мл раствора гидрокарбоната кальция добавьте 1—2 мл известковой воды. Выпадает белый осадок карбоната кальция:



ОПЫТ 146. Разложение гидрокарбоната кальция при кипячении раствора

В пробирку поместите 2—3 мл раствора гидрокарбоната кальция, закрепите пробирку в держателе и нагрейте в пламени спиртовки до кипения. Кипятите раствор 1—2 мин. Он мутнеет: образуется осадок карбоната кальция.



Природная вода всегда содержит небольшие количества гидрокарбоната кальция, поэтому при кипячении водопроводной воды на стенках чайника образуется налёт накипи — нерастворимого карбоната кальция.

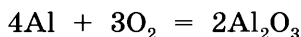
АЛЮМИНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Алюминий — серебристо-белый металл, лёгкий и прочный, он хорошо проводит электрический ток и тепло. На поверхности алюминия есть защитная оксидная плёнка, которая защищает его от воздействия воздуха, поэтому алюминий не подвергается коррозии. Однако если оксидную плёнку удалить, то алюминий может реагировать при обычных условиях даже с водой. Оксид и гидроксид алюминия проявляют амфотерные свойства.

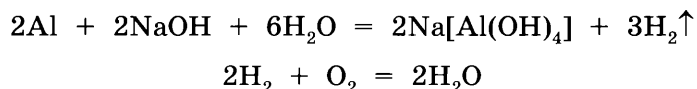
ОПЫТ 147 (проводит учитель). Горение алюминиевой пудры

Опыт проводится в защитных очках!

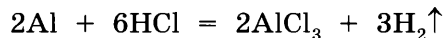
В пробирку с отростком (можно использовать пробирку из аппарата Кирюшкина) поместите алюминиевую пыль и вставьте пробку с газоотводной трубкой. Конец трубки внутри пробирки должен быть достаточно длинным и касаться пудры. Снаружи с помощью резиновой груши по трубке будет подаваться воздух, выдувая алюминиевую пыль наружу через отросток. Перед отростком пробирки поместите газовую горелку так, чтобы выдуваемая пудра попадала в пламя. Частицы алюминия ярко вспыхивают и быстро сгорают в пламени:

**ОПЫТ 148.** Реакция алюминия с раствором гидроксида натрия

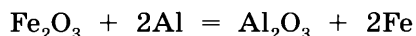
В пробирку поместите гранулу алюминия и прилейте 2—3 мл раствора гидроксида натрия. Без нагревания реакция не заметна, так как на поверхности гранулы есть защитная плёнка оксида. Закрепите пробирку в держателе и нагрейте в пламени спиртовки до первых признаков кипения. Далее реакция бурно происходит без нагревания. Интенсивно выделяется водород. Наличие водорода можно проверить, собрав его методом вытеснения воздуха. Для этого вставьте в пробирку пробку с газоотводной трубкой, разверните трубку вверх и накройте перевернутой вверх дном пробиркой. Через 1—2 мин пробирку медленно снимите и, не переворачивая, поднесите к пламени спиртовки. Если водород удастся собрать без примеси кислорода, то произойдёт тихий хлопок; если в пробирке останется воздух, то возможно сгорание водорода с громким, «лающим» звуком.

**ОПЫТ 149.** Реакция алюминия с соляной кислотой

В пробирку поместите гранулу алюминия и прилейте 2—3 мл соляной кислоты. При необходимости немного нагрейте раствор. Наблюдается выделение водорода. Проверить его наличие можно так же, как в опыте 148.

**ОПЫТ 150 (проводит учитель).** Алюминотермия

В кристаллизатор с песком поместите вверх дном пустую консервную банку. Смешайте в ступке алюминиевую пудру и порошок оксида железа(III) в соотношении 1 : 3 и поместите горкой на дно банки, сверху поместите 5—6 спичечных головок в качестве запала (можно использовать магниевую ленту или порошок магния). Длинной лучинкой подожгите запал и отойдите на безопасное расстояние, пока не закончится бурная реакция:



Из-за выделения большого количества теплоты жёсть банки прогорает, расплавленное железо вытекает в песок.

4.2. МЕТАЛЛЫ Б-ГРУПП

ЖЕЛЕЗО

Железо — серый ковкий металл, обладающий магнитными свойствами. В чистом виде в природе не встречается (за исключением метеоритного железа), входит в состав железных руд, основные компоненты которых — оксиды и сульфиды железа. Железо — второй по распространённости металл в природе после алюминия. Не растворяется в воде, но реагирует в водяном паром при температуре 800 °С. При длительном контакте с водой и воздухом медленно окисляется, корродирует. Железо активный металл, реагирует с неметаллами — кислородом, галогенами, серой и др., взаимодействует при обычных условиях с кислотами (соляной, разбавленной серной), пассивируется холодными концентрированными серной и азотной кислотами. В соединениях проявляет степень окисления +2, +3 и +6; наиболее устойчивы соединения железа в степени окисления +3. Основные сплавы железа — чугун и сталь.

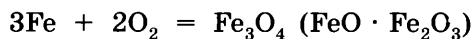
ОПЫТ 151. Коррозия железа

В пробирку аккуратно поместите небольшой стальной гвоздь и прилейте водопроводной воды так, чтобы гвоздь наполовину был погружён в жидкость. Оставьте стоять на 1—2 дня. Спустя это время станет заметно помутнение воды и окрашивание её в бурый цвет. На поверхности гвоздя образуется бурый налёт — ржавчина:



ОПЫТ 152 (проводит учитель). Горение железа в кислороде

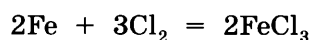
На конец стального пера наколите кусочек древесного угля. Удерживая пинцетом, внесите перо с угольком в пламя спиртовки и нагревайте 30—40 с, а затем опустите в круглую плоскодонную колбу с кислородом (объём колбы 500 мл). Уголёк ярко разгорается и вызывает горение железа, образуются искры. Для предотвращения повреждения колбы на дно можно насыпать силикатный песок или получить кислород непосредственно в колбе, налив предварительно на дно колбы 40—50 мл 3%-ного раствора пероксида водорода. Перед внесением в колбу раскалённого пера с угольком в раствор пероксида нужно добавить немного оксида марганца(IV). Опыт можно провести с порошком железа, используя портативную газовую горелку. На лист железа насыпьте 0,5 г железного порошка и направьте на него пламя горелки. Видны искры, разлетающиеся в разные стороны. Образуется железная окалина:



ОПЫТ 153 (проводит учитель). Реакция железа с хлором

Опыт проводится под тягой!

Порошок железа поместите в ложечку для сжигания, закреплённую в резиновой пробке. Удерживая пробку в руке, внесите железо в пламя спиртовки и нагревайте его 1—2 мин, а затем внесите раскалённое железо в колбу с хлором и закройте отверстие пробкой. Начинается бурная реакция с выделением тёмно-коричневого дыма хлорида железа(III):

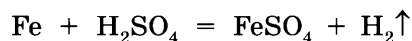
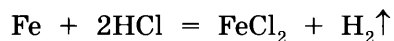


ОПЫТ 154 (проводит учитель). Реакция железа с серойОпыт проводится под тягой!

В ступке смешайте порошки железа и серы в соотношении 1 : 1. Смесь поместите в пробирку и нагрейте в пламени спиртовки до появления первых признаков реакции — выделения света и тепла. Далее реакция идёт самопроизвольно. Образуется сульфид железа(II). Побочным продуктом является оксид серы(IV), который образуется при окислении серы. Тепло этой реакции ускоряет основной процесс:

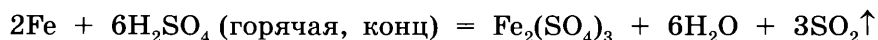
**ОПЫТ 155.** Реакция железа с разбавленными серной и соляной кислотами

В две пробирки поместите порошок железа массой приблизительно 0,1 г. В первую пробирку прилейте 2 мл соляной кислоты, а во вторую — 2 мл раствора серной кислоты. В обеих пробирках наблюдается выделение водорода. По окончании реакции образуются бесцветные растворы, что говорит об образовании в растворе ионов Fe^{2+} :

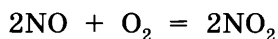
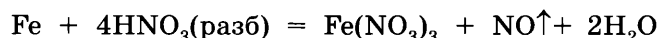
**ОПЫТ 156 (проводит учитель).** Реакция железа с концентрированной серной кислотой

Железный гвоздь поместите в пробирку и прилейте холодную концентрированную серную кислоту. Реакция не начинается даже через несколько минут: происходит пассивация железа. Аккуратно слейте кислоту в пустую пробирку. Гвоздь промойте в воде и опустите в соляную кислоту. Реакция также не идёт. Реакционную способность железа снижает оксидная плёнка на его поверхности.

Проведите процесс иначе. Нагрейте в пробирке 2 мл концентрированной серной кислоты до первых признаков кипения, наклоните пробирку и аккуратно по стенке пробирки опустите в неё гвоздь. Начинается реакция с выделением газа с резким запахом, раствор окрашивается в бурый цвет:

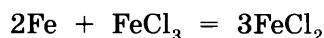
**ОПЫТ 157 (проводит учитель).** Взаимодействие железа с концентрированной и разбавленной азотной кислотойОпыт проводится под тягой!

Поместите на дно каждой из двух пробирок порошок железа массой около 0,1 г. В обе пробирки прилейте по 2 мл азотной кислоты: в первую — концентрированной, во вторую — разбавленной. Первую пробирку подогрейте до первых признаков кипения. В ней можно наблюдать выделение бурого газа и изменение цвета раствора на бурый. Во второй пробирке изменяется цвет раствора на бурый и выделяется бесцветный газ, который постепенно буреет на воздухе.



ОПЫТ 158. Взаимодействие железа с хлорным железом

В пробирку опустите небольшой железный гвоздь и затем прилейте раствор хлорида железа(III). Подождите 1—2 дня. Раствор постепенно теряет интенсивную оранжево-коричневую окраску, становится светло-жёлтым или бесцветным:

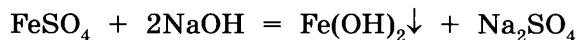


Рассмотрим свойства соединений железа.

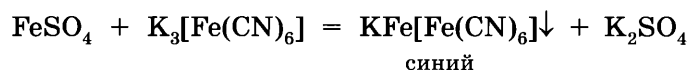
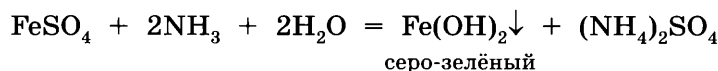
Соединения железа в степени окисления +2

ОПЫТ 159. Качественные реакции на ион Fe^{2+}

Несколько кристаллов сульфата железа(II) массой до 0,1 г растворите в 3 мл дистиллированной воды и разделите полученный раствор на две пробирки. В первую пробирку прилейте 1 мл раствора гидроксида натрия (или раствора аммиака); выпадает серо-зелёный осадок гидроксида железа(II). Во вторую пробирку прилейте несколько капель раствора гексацианоферрата(III) калия (красной кровяной соли). Выпадает синий осадок.

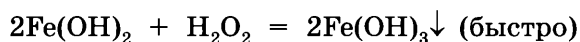
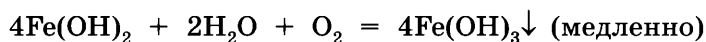


или



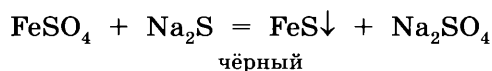
ОПЫТ 160. Окисление гидроксида железа(II) в гидроксид железа(III)

Осадок гидроксида железа(II), полученный в предыдущем опыте, разделите на две пробирки. Одну пробирку оставьте на воздухе, а в другую прилейте несколько капель 3%-ного раствора пероксида водорода. В первой пробирке серо-зелёный гидроксид железа(II) медленно окисляется кислородом воздуха и постепенно приобретает бурый цвет. Во второй пробирке процесс окисления происходит мгновенно, и серо-зелёный осадок под действием пероксида водорода становится бурым:

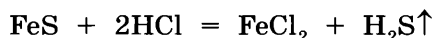


ОПЫТ 161. Получение сульфида железа(II) и растворение его в соляной кислоте

К 1—2 мл свежеполученного раствора сульфата железа(II) прилейте 1—2 мл раствора сульфида натрия. Выпадает чёрный осадок сульфида железа(II):



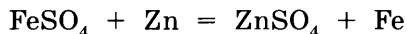
Прилейте к полученному осадку 2 мл соляной кислоты и перемешайте содержимое пробирки. Осадок растворяется:



Более активные металлы вытесняют железо из растворов его солей.

ОПЫТ 162. Реакция сульфата железа(II) с цинком

Прилейте свежеприготовленный раствор сульфата железа(II) объёмом 2—3 мл к грануле цинка и дайте постоять. Постепенно на поверхности гранулы образуется тёмный налёт железа:

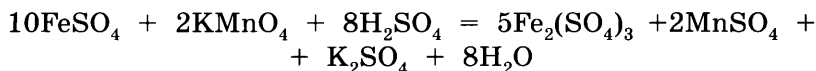


Соединения железа в степени окисления +2 в окислительно-восстановительных процессах обычно играют роль восстановителей.

ОПЫТ 163. Окисление сульфата железа(II) разными окислителями.

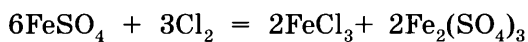
1) *Реакция сульфата железа(II) с раствором перманганата калия в кислой среде*

В пробирку поместите 0,1 г кристаллогидрата сульфата железа(II), добавьте 2—3 мл разбавленной серной кислоты и перемешайте до полного растворения соли. Добавьте 1—2 капли интенсивно окрашенного раствора перманганата калия. Раствор приобретает жёлто-оранжевый оттенок:



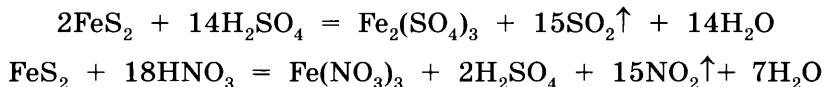
2) *Взаимодействие сульфата железа(II) с хлорной водой*

Приготовьте раствор сульфата железа(II), добавив 0,1 г твёрдого сульфата железа(II) в пробирку с 2—3 мл дистиллированной воды. Затем добавьте в эту пробирку свежеприготовленный раствор хлорной воды. Раствор окрашивается в жёлто-оранжевый цвет:

**ОПЫТ 164 (проводит учитель).** Взаимодействие пирита с концентрированными серной и азотной кислотами

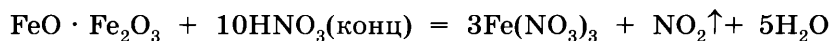
Опыт проводится под тягой!

Поместите в две пробирки по 0,1 г пирита. В первую прилейте 2 мл концентрированной серной кислоты, а во вторую — 2 мл концентрированной азотной кислоты. При необходимости растворы подогрейте. Происходит растворение пирита и выделение в первом случае сернистого газа, а во втором — бурого газа. Раствор окрашивается в бурый цвет.

**Свойства железной окалины****ОПЫТ 165 (проводит учитель).** Взаимодействие железной окалины с концентрированной азотной кислотой

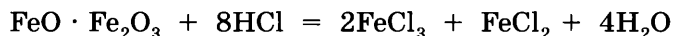
Опыт проводится под тягой!

Поместите в пробирку 0,1 г железной окалины. Прилейте концентрированную азотную кислоту объёмом 2—3 мл. Происходит выделение бурого газа, раствор приобретает бурый цвет, чёрная железная окалина постепенно растворяется:



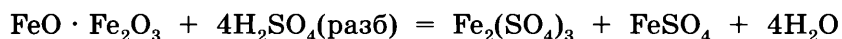
ОПЫТ 166. Взаимодействие железной окалины с соляной кислотой

Поместите в пробирку 0,1 г железной окалины и прилейте соляную кислоту. Смесь немного подогрейте. Раствор окрашивается в бурый цвет, выделение газа не происходит:

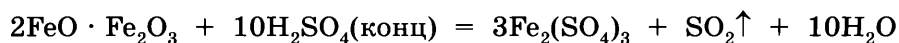


ОПЫТ 167. Взаимодействие железной окалины с серной кислотой

В две пробирки поместите по 0,1 г железной окалины. В одну пробирку прилейте 2—3 мл разбавленной серной кислоты и немного подогрейте. Образуется раствор бурого цвета:



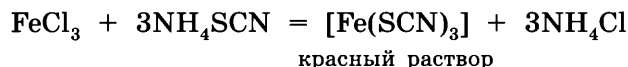
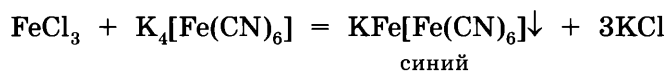
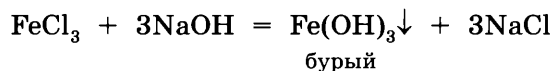
В другую пробирку прилейте 2—3 мл концентрированной серной кислоты. Происходит выделение газа с резким запахом, раствор окрашивается в бурый цвет:



Соединения железа в степени окисления +3

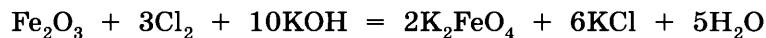
ОПЫТ 168. Качественные реакции на ион Fe^{3+}

В три пробирки прилейте по 1—2 мл раствора хлорида железа(III). В первую пробирку добавьте 1 мл раствора гидроксида натрия. Выпадет бурый осадок гидроксида железа(III). Во вторую пробирку добавьте 1 мл раствора жёлтой кровяной соли — гексацианоферрата(II) калия; образуется тёмно-синий осадок. В третью пробирку добавьте 1 мл раствора роданида аммония; образуется тёмно-красный раствор.



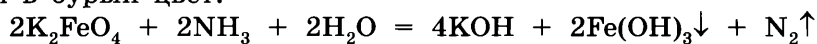
ОПЫТ 169 (проводит учитель). Окисление хлором суспензии оксида железа(III) в щелочном растворе

В стакан поместите 0,5 г оксида железа(III), добавьте 3 г гидроксида калия и прилейте 20 мл дистиллированной воды. Полученную взвесь тщательно перемешайте и нагрейте на электроплитке до температуры 50—55 °С. Пропустите через взвесь хлор или добавьте свежеприготовленную хлорную воду до изменения окраски раствора на фиолетовую из-за образования феррата калия:



ОПЫТ 170 (проводит учитель). Взаимодействие феррата калия с раствором аммиака

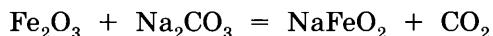
К свежеполученному раствору феррата калия (см. опыт 169) прилейте раствор аммиака. Выделяется бесцветный газ без запаха. Раствор окрашивается в бурый цвет:



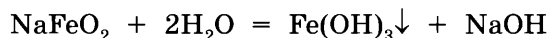
Оксид железа(III) проявляет слабые амфотерные свойства при сплавлении с гидроксидом натрия или карбонатом натрия.

ОПЫТ 171 (проводит учитель). Получение феррита натрия и исследование его свойств

В железном тигле или на железном листе смешайте 2 г порошка оксида железа(III) и 20 г безводного карбоната натрия (кристаллогидрат предварительно прокалите). Сплавьте смесь на пламени портативной газовой горелки:

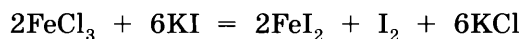


После остывания кусочки расплава разотрите в ступке и поместите часть полученного порошка в стакан с водой. Постепенно образуется бурый осадок гидроксида железа(III):



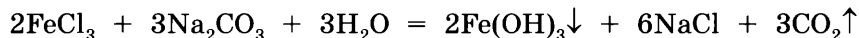
ОПЫТ 172. Реакция хлорида железа(III) и раствора иодида калия

В пробирку налейте 1 мл раствора хлорида железа(III), добавьте 1 мл воды и 1 мл раствора иодида калия. Окраска раствора становится более интенсивной. Перелейте полученный раствор в стакан с 50 мл дистиллированной воды и добавьте 2—3 капли крахмального клейстера. Раствор окрашивается в синий цвет:



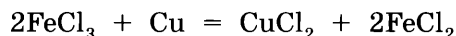
ОПЫТ 173. Реакция раствора хлорида железа(III) и раствора карбоната натрия

В пробирку налейте 1 мл раствора хлорида железа(III) и такой же объём раствора карбоната натрия. Образуется бурый осадок гидроксида железа(III) и медленно выделяются пузырьки углекислого газа:



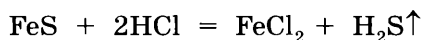
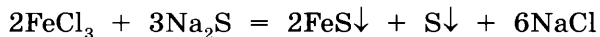
ОПЫТ 174. Реакция меди с раствором хлорида железа(III)

В пробирку налейте раствор хлорида железа(III), опустите в него медную проволоку и оставьте на полчаса. Раствор меняет цвет, приобретает зеленовато-голубой оттенок:



ОПЫТ 175. Взаимодействие раствора хлорида железа(III) и раствора сульфида натрия

В пробирку налейте 1—2 мл раствора хлорида железа(III) и добавьте 1—2 мл раствора сульфида натрия. Образуется чёрный осадок сульфида железа(II). Прилейте в пробирку 2 мл соляной кислоты и перемешайте. Сульфид железа растворяется. В растворе видна светлая взвесь. Постепенно на дно оседает светло-жёлтый осадок серы:



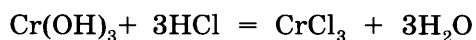
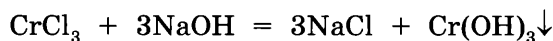
ХРОМ

Хром — очень твёрдый металл серого цвета, тугоплавкий. На воздухе покрыт защитной оксидной плёнкой. Не взаимодействует с холодной водой и щелочами, пассивируется концентрированной азотной кислотой. В соединениях чаще всего проявляет степени окисления +2, +3 и +6. В школьном химическом эксперименте чаще используются соли хрома(III), хроматы и дихроматы. Соединения хрома окрашены: соединения хрома(III) зелёные (растворы солей могут иметь серо-голубой цвет из-за образования гидратов различного состава), хромат-ионы CrO_4^{2-} придают соединениям и их растворам жёлтый цвет, дихромат-ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ — оранжевый цвет.

Соединения хрома в степени окисления +3

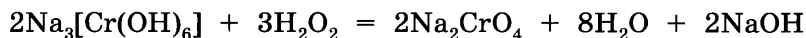
ОПЫТ 176. Получение гидроксида хрома(III) и доказательство его амфотерности

В две пробирки налейте по 1 мл раствора гидроксида натрия и затем добавьте в каждую раствор хлорида хрома(III) до образования осадка гидроксида хрома(III) серо-зелёного цвета. Гидроксид хрома(III) обладает амфотерными свойствами. В одну пробирку добавьте избыток соляной кислоты, а другую — избыток раствора гидроксида натрия. В том и другом случае наблюдается растворение осадка.



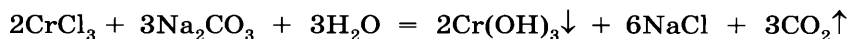
ОПЫТ 177. Взаимодействие гексагидроксохромата(III) натрия с пероксидом водорода

В пробирку с полученным в предыдущем опыте гексагидроксохроматом(III) натрия добавьте 1—2 мл 3%-ного раствора пероксида водорода. Раствор меняет окраску, становится жёлтым:



ОПЫТ 178. Взаимодействие растворов хлорида хрома(III) и карбоната натрия

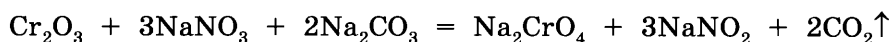
К 2 мл раствора хлорида хрома(III) прилейте 1—2 мл раствора карбоната натрия. Происходит совместный гидролиз. Можно наблюдать выпадение серо-зелёного осадка и выделение пузырьков бесцветного газа:



ОПЫТ 179 (проводит учитель). Получение хромата натрия

Опыт проводится под тягой!

В ступке смешайте одну ложечку оксида хрома(III), две ложечки нитрата натрия и две ложечки карбоната натрия. Смесь разотрите в порошок и поместите в тигель. Установите тигель со смесью в кристаллизатор, наполненный наполовину песком, и разогрейте смесь с помощью газовой горелки, направив пламя на смесь в тигле. После окончания реакции дайте смеси остыть и переместите её в стакан с дистиллированной водой. Раствор окрашивается в жёлтый цвет из-за образовавшегося хромата натрия:

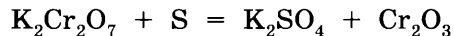


Соединения хрома в степени окисления +6

ОПЫТ 180 (проводит учитель). Взаимодействие дихромата калия с серой

Опыт проводится под тягой!

Смешайте в ступке одну ложечку (1—2 г) твёрдого дихромата калия и три ложечки серы. Разотрите полученную смесь в порошок и переместите в тигель. Установите тигель со смесью в кристаллизатор, наполненный наполовину песком, и подожгите смесь с помощью газовой горелки, направив пламя на смесь в тигле. После остывания смесь поместите в воду и отфильтруйте нерастворимый зелёный оксид хрома(III).



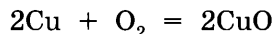
Другие свойства соединений хрома рассмотрены в части 2 («Окислительно-восстановительные реакции»).

МЕДЬ

Медь — металл розового или красного цвета, ковкий, пластичный, на воздухе тускнеет из-за образования оксида меди(II) на поверхности. В соединениях проявляет степени окисления +1 и +2. Наиболее устойчивы соединения меди в степени окисления +2. Медь взаимодействует с активными неметаллами (галогенами, кислородом, серой). Не взаимодействует с кислотами с восстановлением водорода, но реагирует с кислотами-окислителями — азотной (концентрированной и разбавленной) и концентрированной серной кислотой с восстановлением азота и серы соответственно (см. опыты 29, 31 и 41 в части 2).

ОПЫТ 181. Окисление меди кислородом воздуха

Пластику меди или медную проволоку закрепите в тигельных щипцах и внесите в пламя спиртовки. Поверхность меди покрывается чёрным налетом:



ОПЫТ 182 (проводит учитель). Восстановление меди водородом из оксида

В пробирку поместите гранулированный оксид меди(II) и закрепите пробирку в лапке штатива так, чтобы дно пробирки было немного выше отверстия (рис. 3). Под пробиркой разместите спиртовку так, чтобы пламя разогревало оксид меди(II), расположенный ближе ко дну пробирки. В другую пробирку поместите 3—4 гранулы цинка и прилейте 4—5 мл 10%-ного раствора серной кислоты. Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой, разверните конец трубки вверх и накройте его перевернутой вверх дном третьей пробиркой, соберите водород методом вытеснения воздуха и проверьте его на чистоту, поднеся к пламени спиртовки. Если водород сгорит беззвучно, то его можно использовать для восстановления меди. Направьте водород в пробирку, в которой нагревается оксид меди(II). Для этого вставьте газоотводную трубку так, чтобы водород контактировал с разогреваемым оксидом. Постепенно будет происходить образование красного налёта меди на поверхности оксида или на стенках пробирки. По стенкам пробирки могут стекать капли сконденсированной воды, подставьте кристаллизатор для её сбора.

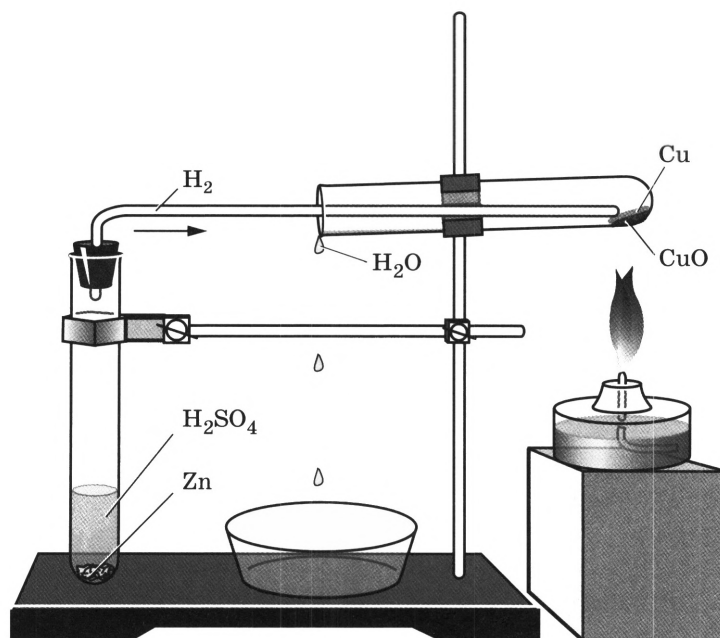
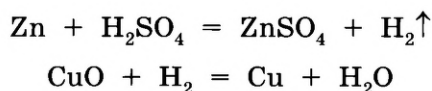


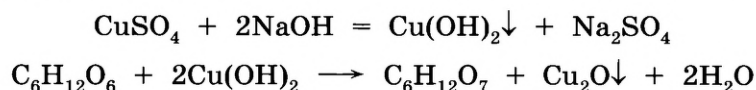
Рис. 3. Восстановление меди из оксида



Соединения меди в степени окисления +1

ОПЫТ 183. Получение оксида меди(I)

В пробирку поместите 0,5 г глюкозы и добавьте 3 мл воды, тщательно перемешайте до полного растворения глюкозы. В другой пробирке получите гидроксид меди(II) взаимодействием 1 мл сульфата меди(II) с 2 мл раствора гидроксида натрия. Добавьте полученный осадок голубого цвета к раствору глюкозы и нагрейте полученную смесь. Постепенно на поверхности реакционной смеси образуется жёлтый гидроксид меди(I), который сразу разлагается с образованием красного осадка оксида меди(I).



Реакции нужно проводить быстро, так как оксид меди(I) легко окисляется, превращаясь в оксид меди(II). Полученному оксиду меди(I) дайте возможность отстояться, слейте с поверхности раствор и промойте осадок дистиллированной водой.

Полученный оксид меди(I) используйте для следующих опытов.

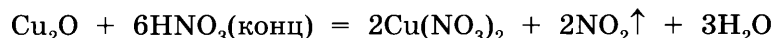
ОПЫТ 184. Взаимодействие оксида меди(I) с разбавленной серной кислотой

К взвеси оксида меди(I) в воде (объёмом 1 мл) прилейте 2—3 мл разбавленной серной кислоты. Немного подогрейте раствор до появления голубой окраски. На дне останется красный осадок меди, не растворяющийся при добавлении новых порций разбавленной серной кислоты:



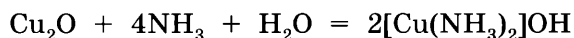
ОПЫТ 185 (проводит учитель). Взаимодействие оксида меди(І) с концентрированной азотной кислотой

К оксиду меди(І) прилейте 1—2 мл концентрированной азотной кислоты. Раствор окрашивается в зеленовато-голубой цвет, выделяется бурый газ:

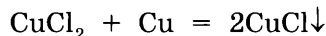
**ОПЫТ 186 (проводит учитель).** Получение аммиачного раствора оксида меди(І)

Опыт проводится под тягой!

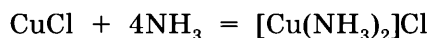
К взвеси оксида меди(І) в воде объёмом примерно 1 мл добавьте 2—3 мл концентрированного раствора аммиака. Происходит постепенное растворение осадка:

**ОПЫТ 187 (проводит учитель).** Получение хлорида меди(І) и хлорида диамминмеди(І)

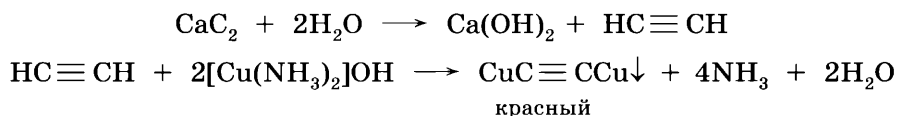
В стакан объёмом 50 мл поместите 1 г хлорида меди(ІІ) и растворите его в 12 мл воды. В раствор добавьте 2 мл концентрированной соляной кислоты и 1,5 г меди в виде мелких кусочков тонкой проволоки. Раствор нагрейте на электрической плитке, постоянно добавляя воду, сохраняя постоянный объём жидкости в сосуде. Нагревание продолжайте до тех пор, пока проба раствора, внесённая в пробирку с чистой водой, не перестанет окрашивать воду в голубой цвет. После этого перелейте полученный раствор в 50 мл холодной воды. Выпадает белый осадок хлорида меди(І):



Полученный осадок образует растворимый хлорид диамминмеди(І) при взаимодействии с концентрированным раствором аммиака. Для проведения этого опыта приливайте к осадку раствор аммиака по каплям до полного его растворения:

**ОПЫТ 188.** Реакция ацетилена с аммиачным раствором оксида меди(І)

В пробирку поместите кусочек карбида кальция и прилейте раствор хлорида натрия так, чтобы он полностью покрыл карбид (хлорид натрия уменьшает пенообразование в этой реакции). Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и пропустите выделяющийся ацетилен через раствор гидроксида диамминмеди(І). Выпадает красный осадок ацетиленида меди(І).

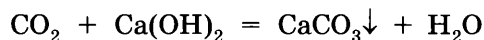
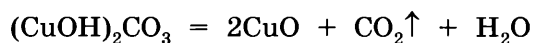
**Соединения меди в степени окисления +2**

Основной карбонат меди(ІІ) (встречается в природе в виде минерала малахита) представляет собой порошок бирюзового цвета, нерастворимый в воде.

При нагревании он разлагается с образованием оксида меди(II) и углекислого газа. Под действием соляной, азотной или серной кислот основной карбонат меди(II) растворяется, выделяя углекислый газ.

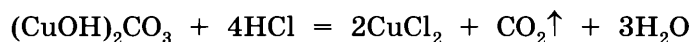
ОПЫТ 189. Разложение малахита

Примерно 1 г порошка малахита поместите в пробирку, закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, закрепите в держателе и нагрейте в пламени спиртовки. Свободный конец газоотводной трубки опустите в известковую воду. Постепенно содержимое пробирки чернеет (образуется оксид меди(II)), а известковая вода мутнеет, что доказывает факт выделения углекислого газа при разложении малахита:



ОПЫТ 190. Реакция малахита с соляной кислотой

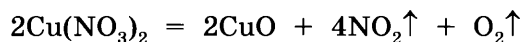
На дно пробирки поместите минимальное количество малахита. Прилейте в пробирку 2—3 мл соляной кислоты. Происходит выделение углекислого газа. Раствор окрашивается в зелёный или голубой цвет:



ОПЫТ 191 (проводит учитель). Разложение нитрата меди(II)

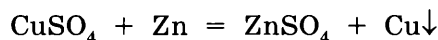
Опыт проводится под тягой!

В фарфоровую чашку поместите около 1 г нитрата меди(II). Закрепите чашку в держателе и нагрейте до образования бурого газа. В чашке остаётся чёрный оксид меди(II):



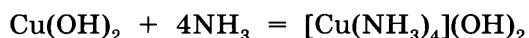
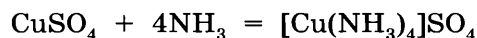
ОПЫТ 192. Взаимодействие цинка с раствором сульфата меди(II)

Опустите в пробирку 1—2 гранулы цинка и прилейте 2—3 мл раствора сульфата меди(II). Дайте постоять несколько часов. Голубой раствор постепенно обесцвечивается. На поверхности цинка выделяется медь. При встряхивании в растворе плавают хлопья красно-коричневого цвета:



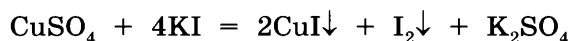
ОПЫТ 193. Взаимодействие сульфата и гидроксида меди(II) с раствором аммиака

В две пробирки налейте по 2 мл раствора сульфата меди(II), затем в первую пробирку добавьте 1—2 мл гидроксида натрия. Образуется осадок голубого цвета — гидроксид меди(II). В обе пробирки добавьте по 1 мл раствора аммиака. Образуются растворы сине-фиолетового цвета:



ОПЫТ 194. Взаимодействие сульфата меди(II) с раствором иодида калия

В пробирку налейте 2 мл раствора сульфата меди(II) и такой же объём иодида калия. Раствор приобретает бурый цвет из-за выделяющегося иода. Постепенно на дно оседает осадок иодида меди(I) белого цвета:

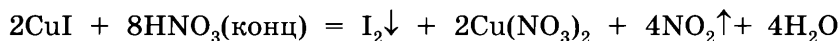


Дайте полностью отстояться осадку, слейте раствор в сливной стакан, промойте осадок водой и оставьте для следующего опыта.

ОПЫТ 195 (проводит учитель). Взаимодействие иодида меди(I) с концентрированной азотной кислотой

Опыт проводится под тягой!

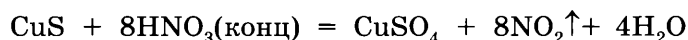
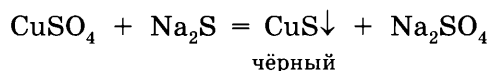
К промытому осадку иодида меди(I) прилейте концентрированную азотную кислоту. Раствор приобретает бурый цвет. Выделяется бурый газ:



ОПЫТ 196 (проводит учитель). Получение сульфида меди(II) и действие на него кислот

Опыт проводится под тягой!

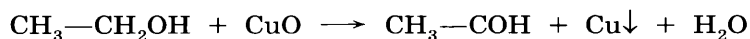
К 2 мл раствора сульфата меди(II) прилейте 1—2 мл раствора сульфида натрия. Выпадает осадок чёрного цвета — сульфид меди(II). Разделите его на две пробирки. В одну добавьте соляную кислоту; осадок не растворяется. В другую добавьте 2 мл концентрированной азотной кислоты и при необходимости подогрейте. Осадок постепенно растворяется, выделяется бурый газ, раствор окрашивается в синий цвет.



Соединения меди(II) используются в органической химии для проведения качественных реакций.

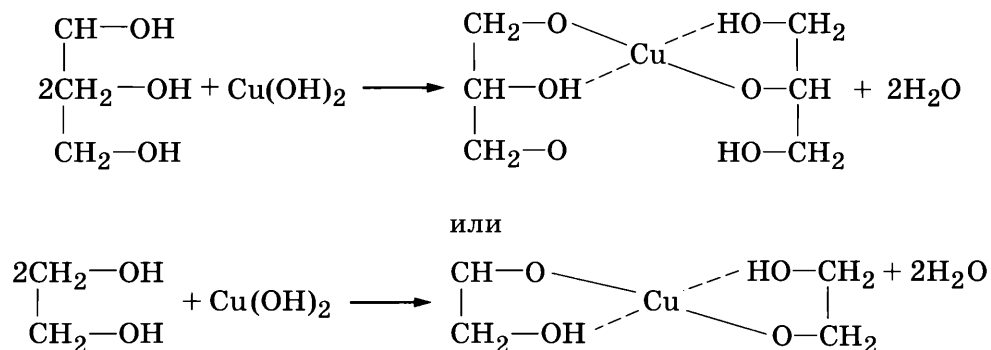
ОПЫТ 197. Окисление этанола оксидом меди(II)

В пробирку налейте 1—2 мл этилового спирта с концентрацией не менее 40 %. На конце медной проволоки закрутите пару витков по спирали. Закрепите противоположный конец проволоки в тигельных щипцах и внесите проволоку в пламя спиртовки, разогревая полученные витки до красна. Затем раскалённую проволоку внесите в раствор спирта. Спирт закипает на мгновение, и поверхность погружённой в него проволоки становится розовой: медь восстанавливается. Повторите эти действия несколько раз, обратите внимание на изменение запаха содержимого пробирки. Данная реакция доказывает наличие гидроксильной группы в молекуле этанола:



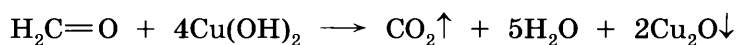
ОПЫТ 198. Качественная реакция на многоатомные спирты

Получите голубой осадок гидроксида меди(II), смешав в пробирке 1 мл раствора сульфата меди(II) и 1 мл раствора гидроксида натрия. Добавьте к полученному голубому осадку 1—2 мл раствора глицерина или этиленгликоля, а затем ещё несколько капель щёлочи. Тщательно перемешайте содержимое пробирки. Осадок растворяется, и образуется ярко-синий раствор глицерата или этиленгликолята меди(II), что служит качественной реакцией на многоатомные спирты:



ОПЫТ 199. Качественная реакция на альдегидную группу

Получите голубой осадок гидроксида меди(II), смешав в пробирке 1 мл раствора сульфата меди(II) и 1 мл раствора гидроксида натрия. Прилейте в пробирку 2 мл формалина, при необходимости немного подогрейте смесь. Получается красный осадок оксида меди(I):



ОПЫТ 200. Качественная реакция на белок (биуретовая реакция)

Получите голубой осадок гидроксида меди(II), смешав в пробирке 1 мл раствора сульфата меди(II) и 1—2 мл раствора гидроксида натрия. Прилейте в пробирку 1—2 мл раствора яичного белка. Раствор окрашивается в фиолетовый цвет. Это биуретовая реакция на белок.

ЦИНК

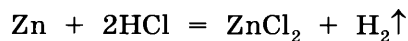
Цинк — серый металл, мягкий, пластичный, покрыт оксидной плёнкой, защищающей его от коррозии. В соединениях проявляет степень окисления +2. В ряду активности металлов цинк находится до водорода, после щелочных и щелочноземельных металлов и алюминия, а следовательно, обладает высокой химической активностью. Образует амфотерные оксид и гидроксид белого цвета.

Цинк используют для покрытия изделий из стали — оцинковки. Оцинкованная сталь не ржавеет, если на её поверхности остаётся хотя бы немного покрытия из цинка.

При обычных условиях цинк активно реагирует с соляной кислотой и разбавленной серной кислотой с выделением водорода.

ОПЫТ 201. Взаимодействие цинка с соляной кислотой

Поместите в пробирку 2—3 гранулы цинка и прилейте 2 мл 5—20%-ной соляной кислоты. Происходит выделение пузырьков бесцветного газа:

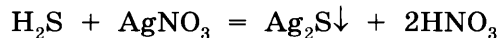
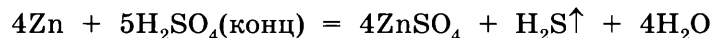


ОПЫТ 202 (проводит учитель). Взаимодействие цинка с концентрированной серной кислотой

Опыт проводится под тягой!

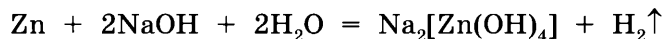
В пробирку поместите 1—2 гранулы цинка и прилейте 2—3 мл концентрированной серной кислоты. Нагрейте содержимое пробирки и поднеси-

те к её отверстию полоску фильтровальной бумаги, смоченной в растворе нитрата серебра. Бумага чернеет.



ОПЫТ 203. Взаимодействие цинка с раствором щёлочи

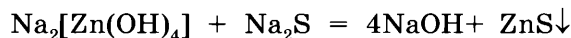
Поместите в пробирку 2—3 гранулы цинка и прилейте 3—4 мл раствора гидроксида натрия. Пробирку закрепите в держателе и нагрейте в пламени спиртовки до первых признаков кипения. Далее происходит бурное выделение водорода. В растворе образуется тетрагидроксоцинкат натрия:



Дайте возможность закончиться реакции, используйте полученный раствор для следующего опыта.

ОПЫТ 204. Взаимодействие тетрагидроксоцинката натрия с раствором сульфида натрия

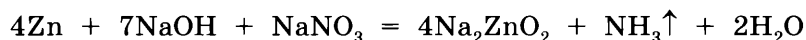
К 1—2 мл раствора тетрагидроксоцинката натрия $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ прилейте 1—2 мл раствора сульфида натрия. Выпадает осадок белого цвета — сульфид цинка:



ОПЫТ 205 (проводит учитель). Взаимодействие цинка с гидроксидом натрия и нитратом натрия

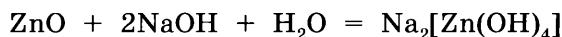
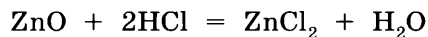
Опыт проводится под тягой!

Смешайте в ступке 0,5 г цинковой пыли, 0,5 г нитрата натрия и 1 г твёрдого гидроксида натрия. Разотрите смесь до однородного состояния с помощью пестика и поместите в пробирку. Немного подогрейте содержимое пробирки. Ощущается запах аммиака. Поднесите к отверстию пробирки влажную фенолфталеиновую бумагу: она розовеет.



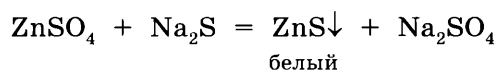
ОПЫТ 206. Амфотерные свойства оксида цинка

Порошок оксида цинка на кончике шпателя поместите в две пробирки, в первую прилейте 2—3 мл соляной кислоты, а во вторую — 2—3 мл раствора гидроксида натрия (вторую пробирку немного подогрейте). Оксид цинка растворяется в обоих случаях:

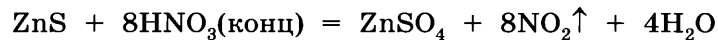
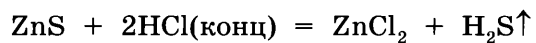


ОПЫТ 207. Получение сульфида цинка и изучение его свойств

К 1—2 мл раствора хлорида или сульфата цинка прилейте 1—2 мл раствора сульфида натрия. Выпадает белый осадок сульфида цинка:



Дайте осадку отстояться и слейте раствор над ним. Разделите осадок сульфида цинка на две пробирки, в первую добавьте 2 мл концентрированной соляной кислоты, во вторую — 3—4 мл концентрированной азотной кислоты. В обеих пробирках осадок растворяется. В первой пробирке выделяется сероводород, во второй — бурый газ:



Свойства амфотерного гидроксида цинка и другие свойства тетрагидроксоцинката натрия рассмотрены в разделе 3.1 (см. опыты 103, 104, 106 и 108).

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

- 1 Пероксид натрия прореагировал с оксидом углерода(IV). Газообразный продукт реакции привели в контакт с раскалённым железом. Полученное вещество чёрного цвета растворили в концентрированной азотной кислоте. Образовавшуюся соль выделили, растворили в воде и добавили к раствору карбоната калия, наблюдали образование бурого осадка и выделение газа. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.
- 2 К раствору сульфата натрия прилили раствор хлорида бария. Осадок отфильтровали, а из полученного фильтрата выделили соль, высушили её и обработали концентрированной серной кислотой. Получившийся газ растворили в воде и в полученный раствор поместили железную окалину. Одно из образовавшихся при этом веществ прореагировало с раствором, содержащим перманганат калия и серную кислоту. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.
- 3 Смешали порошки алюминия и серы, смесь нагрели. Полученное вещество поместили в избыток раствора гидроксида натрия. Образовавшееся бинарное соединение выделили и поместили в раствор, содержащий перманганат калия и серную кислоту. Получилось простое вещество, которое вступило в реакцию с горячим концентрированным раствором гидроксида калия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.
- 4 Гидрокарбонат натрия прокалили. Выделившийся газ прореагировал с раствором, полученным при добавлении алюминия к раствору гидроксида натрия. Полученный осадок отделили и к оставшемуся раствору добавили раствор гидроксида бария. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.
- 5 Смешали раствор нитрата железа(III) и раствор карбоната натрия, при этом выделился бурый осадок и образовался бесцветный газ. Осадок отфильтровали, промыли и прокалили. Получившийся после прокаливания порошок сплавляли с гидроксидом калия. Полученное вещество смешали с нитратом калия и гидроксидом калия и сильно нагрели. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.
- 6 Прокалили нитрат калия. Полученную соль нагрели с иодидом аммония, при этом выделился газ, входящий в состав воздуха, и образовалась соль. Соль обработали раствором перманганата и гидроксида натрия. Образовавшееся простое вещество вступило во взаимодействие при нагревании с раствором гидроксида калия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.
- 7 Провели электролиз раствора нитрата серебра. Выделившееся на катоде твёрдое вещество поместили в разбавленную азотную кислоту, а полученный раствор соли обработали раствором гидроксида натрия. Осадок чёрного цвета отфильтровали, высушили и погрузили в концентрированный раствор пероксида водорода. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

8

Натрий поместили в воду. Получившийся газ при нагревании прореагировал с железной окалиной. Выделившееся простое вещество при нагревании растворили в концентрированной серной кислоте, при этом образовался бесцветный газ с резким запахом. К полученному раствору добавили раствор иодида калия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

9

Гидрид кальция обработали водой. Газообразный продукт реакции пропустили над раскалённым порошком оксида меди(II). Образовавшееся твёрдое вещество растворили при нагревании в концентрированной азотной кислоте. Полученную соль выделили и добавили к раствору карбоната калия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

10

К раствору бромоводородной кислоты присыпали гидрокарбонат натрия. Вещества полностью прореагировали. Полученная соль вступила во взаимодействие с раствором, содержащим дихромат калия и серную кислоту. Полученное простое вещество прореагировало с алюминием с образованием соли. Эту соль растворили в воде и к полученному раствору добавили раствор сульфида натрия, в результате чего образовался осадок и выделился газ. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

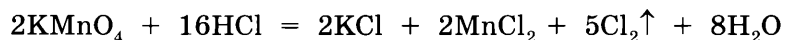
ЧАСТЬ 5. НЕМЕТАЛЛЫ

5.1. ГАЛОГЕНЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

ОПЫТ 208 (проводит учитель). Получение хлора

Опыт проводится под тягой!

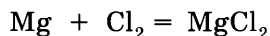
В колбу Вюрца объёмом 50—100 мл поместите твёрдый перманганат калия массой 3—4 г, смочите его водой, колбу закрепите вертикально в лапке штатива. На отросток колбы наденьте резиновый шланг со стеклянным наконечником. В горло колбы вставьте пробку с капельной воронкой (можно использовать делительную воронку). Закройте кран воронки и налейте в неё 10—15 мл концентрированной соляной кислоты. По каплям добавляйте соляную кислоту к перманганату калия; выделяющийся хлор соберите в пустую колбу или цилиндр с горлышком. Собранный газ имеет жёлто-зелёный цвет. Для получения хлорной воды пропустите выделяющийся хлор через дистиллированную воду. Процесс завершите после прекращения выделения пузырьков газа. Полученная хлорная вода может быть использована для реакций с растворами восстановителей. Колбу с хлорной водой нужно плотно закрыть пробкой.



ОПЫТ 209 (проводит учитель). Горение магния в хлоре

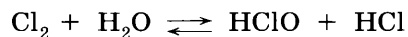
Опыт проводится под тягой!

На дно конической колбы объёмом 150—200 мл поместите сухой речной песок (толщина слоя 0,5 см), наполните колбу хлором и закройте пробкой (получение хлора см. предыдущий опыт). Магниевую ленту длиной 2 см возьмите за край пинцетом, подожгите в пламени спиртовки и внесите в колбу с хлором. Магний горит ослепительным пламенем, образуя белый дым из мелких кристаллов хлорида магния:



ОПЫТ 210. Проверка кислотности среды хлорной воды

В пробирку с хлорной водой опустите полоску универсальной индикаторной бумаги. Полоска бумаги краснеет. Это доказывает образование кислот при растворении хлора в воде:



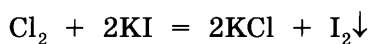
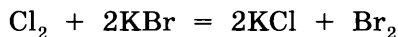
ОПЫТ 211. Взаимодействие хлорной воды с раствором гидроксида калия

В пробирку налейте 2—3 мл хлорной воды и осторожно понюхайте её. Ощущается резкий запах хлора. Прилейте 1—2 капли раствора гидроксида калия и снова понюхайте. Запах значительно слабеет или практически исчезает:



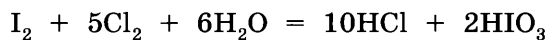
ОПЫТ 212. Реакции хлорной воды с бромидом и иодидом калия

В пробирку налейте 1—2 мл раствора бромида калия и затем добавьте несколько капель хлорной воды; раствор становится жёлтым. В другую пробирку налейте 1—2 мл раствора иодида калия и затем добавьте несколько капель хлорной воды; раствор окрашивается в жёлто-коричневый цвет из-за выделения иода. Доказать наличие иода в растворе можно, добавив 1—2 капли разбавленного крахмального клейстера; раствор окрашивается в синий цвет.



ОПЫТ 213. Взаимодействие иода с хлорной водой

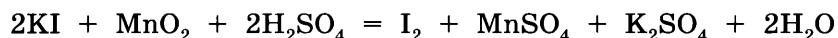
Хлорная вода — сильный окислитель. В пробирку налейте 2—3 мл дистиллированной воды и подогрейте её до первых признаков кипения, затем поместите в воду кристаллик иода и интенсивно перемешайте до растворения. По каплям добавляйте хлорную воду и тщательно перемешивайте раствор. Он постепенно обесцвечивается. Происходит окислительно-восстановительная реакция:



ОПЫТ 214 (проводит учитель). Получение иода

Опыт проводится под тягой!

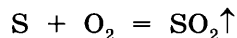
В тигель поместите 3—4 кристаллика иодида калия и такое же количество оксида марганца(IV), тщательно перемешайте стеклянной палочкой. Добавьте 3—4 капли концентрированной серной кислоты. Образуются тёмно-фиолетовые пары иода:



5.2. СЕРА И ЕЁ СОЕДИНЕНИЯ

ОПЫТ 215 (проводит учитель). Горение серы в кислороде

В отверстие резиновой пробки закрепите ложечку для сжигания веществ, поместите в неё порошок серы (примерно $\frac{1}{2}$ ложечки) и подожгите его с помощью горящей спиртовки. Затем внесите ложечку в колбу с кислородом и плотно закройте её пробкой. Сера горит в кислороде синим пламенем. Содержимое колбы становится непрозрачным, колба наполняется «смогом»:

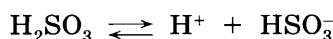
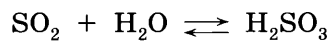


После окончания горения выньте ложечку из колбы и опустите в стакан с водой. Колбу с сернистым газом закройте пробкой.

ОПЫТ 216. Получение сернистой кислоты и изучение её свойств

В колбу с сернистым газом прилейте 10—15 мл воды, закройте пробкой и тщательно встряхивайте в течение 1—2 мин. Обратите внимание, что содержимое колбы постепенно становится прозрачным. Проведите с полученным раствором сернистой кислоты несколько реакций.

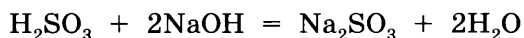
1) Налейте в пробирку 2—3 мл раствора сернистой кислоты и добавьте 1—2 капли раствора метилового оранжевого. Раствор окрашивается в розовый цвет:



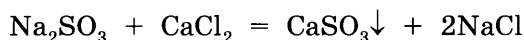
Нагрейте в пламени спиртовки полученный окрашенный раствор. Обратите внимание, что постепенно окраска индикатора становится оранжевой, так как сернистая кислота полностью разлагается:



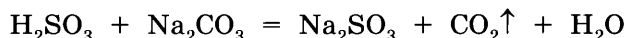
2) Налейте в пробирку 2—3 мл раствора сернистой кислоты, добавьте 1—2 капли метилового оранжевого и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до изменения окраски индикатора в оранжевый цвет:



В полученный раствор сульфита натрия добавьте 2—3 капли раствора хлорида кальция. Выпадает белый осадок:



3) Налейте в пробирку 2—3 мл раствора сернистой кислоты и добавьте 1 мл раствора карбоната натрия. Происходит выделение пузырьков бесцветного газа — диоксида углерода. Эта реакция доказывает, что сернистая кислота более сильная, чем угольная:

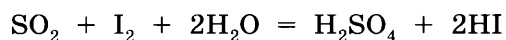
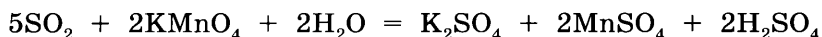
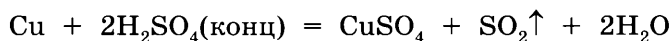


Сернистый газ можно получить и в результате реакции меди с концентрированной серной кислотой.

ОПЫТ 217 (проводит учитель). Получение сернистого газа взаимодействием меди с концентрированной серной кислотой, исследование его восстановительных свойств

Опыт проводится под тягой!

Поместите в пробирку около 0,5 г медных стружек, прилейте 2—3 мл концентрированной серной кислоты, закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, закрепите в держателе и нагрейте смесь. Свободный конец газоотводной трубки опустите в пробирку с 2—3 мл бледно-розового раствора перманганата калия так, чтобы конец трубки был выше уровня раствора перманганата калия на 0,5 см. Происходит обесцвечивание раствора перманганата калия. Затем опустите конец газоотводной трубки в пробирку с 2—3 мл жёлтого раствора иодной воды, также не касаясь концом трубки поверхности раствора иодной воды. Раствор иода обесцвечивается.

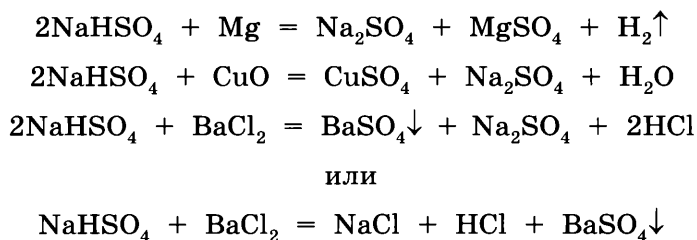


ОПЫТ 218. Исследование свойств раствора гидросульфата натрия

В пробирку налейте 2 мл раствора гидросульфата натрия и проверьте среду раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги. Бумага приобретает красно-оранжевый цвет.

Приготовьте три пустые пробирки. На дно первой пробирки поместите немного порошка магния, на дно второй пробирки — порошок оксида меди(II), в третью пробирку налейте 2—3 мл раствора хлорида бария. В каждую пробирку прилейте по 2 мл раствора гидросульфата натрия. Вторую пробирку закрепите в держателе и нагрейте до первых признаков кипения.

В первой пробирке содержимое вспенивается за счёт образования водорода, во второй — раствор окрашивается в голубой цвет, в третьей — выпадает белый осадок сульфата бария. Это показывает, что гидросульфат натрия обладает выраженными кислотными свойствами:



5.3. ПОДГРУППА АЗОТА

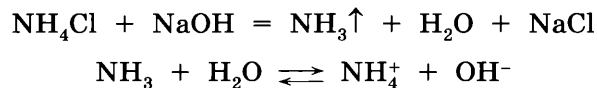
ОПЫТ 219. Получение азота

В пробирку поместите около 1 г твёрдого нитрита натрия и прилейте 3 мл насыщенного раствора хлорида аммония. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и нагрейте до выделения пузырьков газа. Соберите выделяющийся газ методом вытеснения воды. Газ не имеет цвета и запаха, не даёт качественных реакций на кислород и углекислый газ:



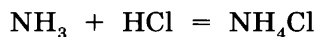
ОПЫТ 220. Качественная реакция на ион аммония

К 1—2 мл раствора хлорида аммония добавьте такой же объём раствора гидроксида натрия. Закрепите пробирку в держателе и нагрейте до кипения. К отверстию пробирки поднесите влажную фенолфталеиновую бумагу, она окрасится в малиновый цвет. Если окрашенную индикаторную бумагу оставить на воздухе, она скоро обесцветится из-за летучести аммиака.



ОПЫТ 221. Взаимодействие аммиака с хлороводородом

Опустите одну стеклянную палочку в концентрированный раствор аммиака, а другую — в концентрированную соляную кислоту. При соприкосновении палочек образуется белый дым — мелкие кристаллики хлорида аммония, увлекаемые в воздух летучими реагентами (хлороводородом и аммиаком):



ОПЫТ 222 (проводит учитель). Термическое разложение солей аммония

Опыт проводится под тягой!

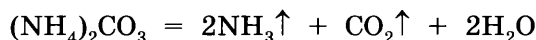
1) *Разложение хлорида аммония.* В фарфоровую чашку поместите твёрдый хлорид аммония массой до 0,5 г. Закрепите чашку в держателе и нагрейте в пламени спиртовки. Соль постепенно разлагается, образуется белый дым, и чашка остаётся пустой:



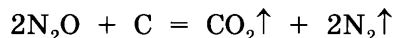
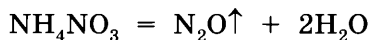
2) *Разложение сульфата аммония.* В фарфоровую чашку поместите твёрдый сульфат аммония массой до 1 г. Закрепите чашку в держателе и нагрейте в пламени спиртовки. Подержите над поверхностью чашки влажную фенолфталеиновую бумагу. Она окрашивается в малиновый цвет. После окончания реакции дайте чашке остыть, к её содержимому прилейте 2—3 мл воды и проверьте среду раствора с помощью полоски универсальной индикаторной бумаги. Она покажет кислую среду раствора.



3) *Разложение карбоната аммония.* В фарфоровую чашку поместите 0,5 г карбоната аммония, закрепите в держателе и нагрейте на пламени спиртовки. Уже при незначительном нагревании соль разлагается полностью:



4) *Разложение нитрата аммония.* В сухую пробирку насыпьте кристаллический нитрат аммония (не более трети пробирки). Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и осторожно нагрейте. После вытеснения воздуха из пробирки подведите конец газоотводной трубки под перевернутую вверх дном в кристаллизатор пробирку, наполненную водой, и соберите выделяющийся газ методом вытеснения воды. В полученном оксиде азота(I) тлеющая лучинка вспыхивает.

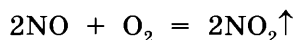
**ОПЫТ 223.** Получение и исследование оксида азота(II)

В пробирку поместите немного медных стружек и прилейте к ним разбавленную азотную кислоту так, чтобы стружки были полностью покрыты раствором кислоты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и соберите выделяющийся газ в две пробирки методом вытеснения воды. Пробирки закройте пробками под водой. Образующийся оксид азота(II) бесцветен:

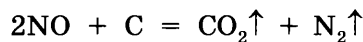


Исследуйте полученный оксид:

1) первую пробирку откройте на воздухе и обратите внимание, как образуется бурый газ:



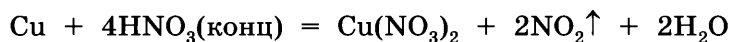
2) внесите во вторую пробирку тлеющую лучинку, она ярко загорается:



ОПЫТ 224 (выполняет учитель). Получение и исследование оксида азота(IV)

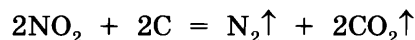
Опыт проводится под тягой!

В пробирку поместите немного медных стружек и залейте их концентрированной азотной кислотой. Выделяющийся бурый газ тяжелее воздуха. Соберите его в три конические колбы объёмом 25—50 мл методом вытеснения воздуха. Закройте колбы пробками.

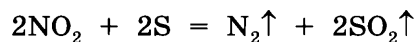


Исследуйте полученный оксид:

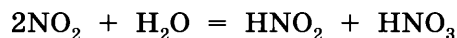
1) в первую колбу опустите тлеющую лучинку, она вспыхнет:



2) во вторую колбу опустите ложечку для сжигания с горячей серой (не более $\frac{1}{3}$ по объёму ложечки), сера ярко разгорится:

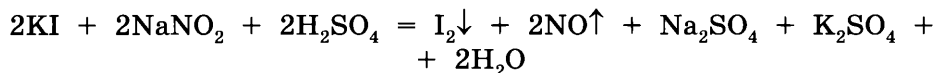


3) в третью пробирку прилейте воды, закройте пробкой и взболтайте. Испытайте полученный раствор индикатором метиловым оранжевым. Раствор окрасится в розовый цвет:

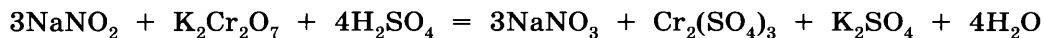


ОПЫТ 225. Изучение окислительно-восстановительной двойственности нитрита натрия

1) В пробирку с 2—3 мл раствора иодида калия прилейте 2—3 капли серной кислоты и затем — 1—2 мл раствора нитрита натрия. Раствор окрашивается в интенсивно коричневый цвет. Нитрит натрия играет роль окислителя. Происходит реакция:



2) В пробирку с 2—3 мл раствора дихромата калия прилейте 2—3 капли серной кислоты и затем — 1—2 мл раствора нитрита натрия до изменения окраски с оранжевой на зелёную. Нитрит натрия играет роль восстановителя. Происходит реакция:

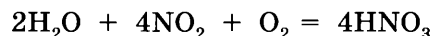
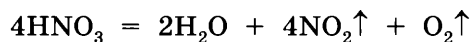
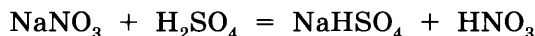


ОПЫТ 226 (выполняет учитель). Получение азотной кислоты

Опыт проводится под тягой!

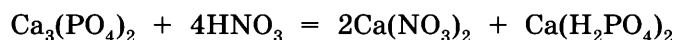
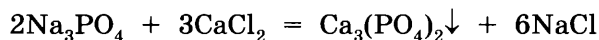
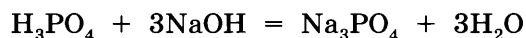
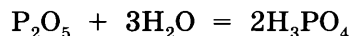
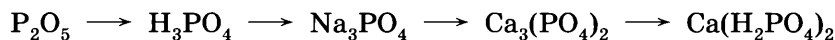
В пробирку поместите 1 г кристаллического нитрата натрия и прилейте концентрированной серной кислоты так, чтобы полностью закрыть соль. Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой, закрепите в держателе и нагрейте. Опустите конец трубки в пробирку с 2—3 мл воды так, чтобы конец трубки не касался воды. Обратите внимание, что содержимое пробирки с начальной смесью приобретает бурый цвет из-за разложения азотной кислоты. Продолжайте нагревание в течение минуты,

а затем в пробирку с полученной азотной кислотой добавьте метиловый оранжевый, раствор окрасится в розовый или красный цвет:



ОПЫТ 227. Генетическая связь между соединениями фосфора

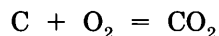
В пробирку поместите оксид фосфора(V) на кончике шпателя и прилейте 2—3 мл дистиллированной воды. Раствор нагрейте до кипения и затем нейтрализуйте раствором гидроксида натрия. Проверьте среду раствора, убедитесь, что она слабощелочная. Добавьте к полученному раствору 2—3 мл раствора хлорида кальция: выпадает белый осадок фосфата кальция. Дайте ему осесть на дно пробирки и затем слейте с поверхности раствор, а осадок промойте 2—3 раза 2—3 мл дистиллированной воды. Промытый осадок растворите в азотной кислоте.



5.4. ПОДГРУППА УГЛЕРОДА

ОПЫТ 228. Горение углерода в кислороде

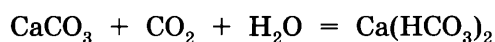
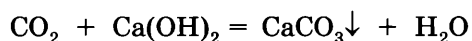
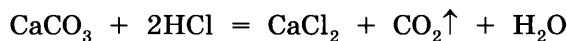
Кусочек древесного угля поместите в ложечку для сжигания, закреплённую в резиновой пробке. Внесите уголь в пламя спиртовки и раскалите его докрасна. Раскалённый уголь внесите в колбу с кислородом. Начинается интенсивное горение. В колбе образуется углекислый газ:



Углекислый газ не имеет цвета и запаха, почти в 1,5 раза тяжелее воздуха и не поддерживает горение. Но магний может гореть даже в углекислом газе.

ОПЫТ 229. Получение углекислого газа реакцией мрамора с соляной кислотой и доказательство его наличия

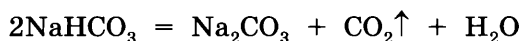
В пробирку поместите небольшой кусочек мрамора, прилейте соляную кислоту так, чтобы полностью покрыть мрамор. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и пропустите выделяющийся газ через известковую воду. Известковая вода мутнеет; эта реакция доказывает получение углекислого газа. Продолжайте пропускать углекислый газ через известковую воду до исчезновения помутнения.



Химические свойства гидрокарбоната кальция рассматривались в разделе 3.1 «Электролитическая диссоциация» (см. опыт 97).

ОПЫТ 230. Разложение гидрокарбоната натрия

В две пробирки поместите приблизительно по 1 г твёрдой пищевой соды. Первую пробирку закрепите в держателе и нагрейте в пламени спиртовки, пропустите выделяющийся газ через известковую воду — она помутнеет. Во вторую пробирку прилейте 3—4 мл кипящей воды. Происходит бурное выделение углекислого газа. Гидрокарбонат натрия легко разлагается при температуре ниже 100 °C:

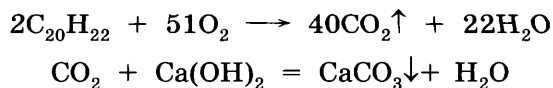


Наличие углерода и водорода в органических соединениях в большинстве случаев можно доказать, подвергая их полному окислению (горению) или нагреванию с оксидом меди(II). Углерод при этом включается в состав углекислого газа; это можно доказать, пропуская образовавшийся газ через известковую воду. Выпадет белый осадок карбоната кальция. Водород, входящий в состав органического вещества, при окислении образует воду. Обнаружить воду можно с помощью полоски бумаги, пропитанной раствором хлорида кобальта. Её цвет меняется с синего на розовый из-за изменения состава кристаллогидрата (синий моногидрат $\text{CoCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ превращается в розовый гексагидрат хлорида кобальта(II) $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$). Другим доступным способом доказать наличие паров воды может быть пропускание продуктов горения над белым безводным сульфатом меди(II): появится голубая окраска из-за образования кристаллогидрата — медного купороса.

Анализ органических соединений на присутствие отдельных элементов (углерода, водорода, кислорода и др.) называют **элементным анализом**.

ОПЫТ 231. Доказательство наличия углерода в составе парафина

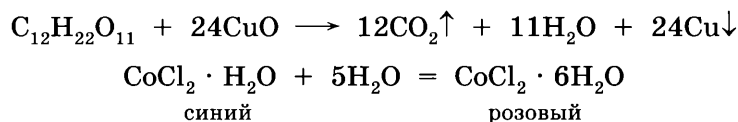
Свечной парафин состоит из предельных углеводородов с высоким содержанием углерода (свыше 15 атомов в молекуле). Нагрейте основание парафиновой свечи для именинного торта и закрепите её на стеклянной пластинке. Зажгите свечу и накройте её пробиркой. Прижмите стекло к отверстию пробирки и переверните свечу, через несколько секунд выньте свечу, а в пробирку прилейте раствор известковой воды: она мутнеет. Обратите внимание, что, когда гаснет свеча, стенки пробирки запотевают, конденсируется вода.



ОПЫТ 232. Определение элементного состава сахарозы

Смешайте сахарный песок и порошок оксида меди(II) в соотношении 1 : 5 по объёму. Поместите полученную смесь в пробирку, наполнив её не более чем на треть, закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, закрепите пробирку в держателе и нагрейте. К отверстию газоотводной трубки поднесите полоску бумаги, пропитанную хлоридом кобальта: она меняет окраску с синей на розовую. Это доказывает образование паров воды, а следовательно, содержание элемента водорода в

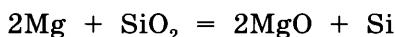
составе сахарозы. Опустите газоотводную трубку в известковую воду: она помутнеет, значит, в составе сахарозы есть углерод. На дне пробирки образуется красный налёт меди:



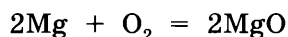
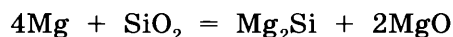
ОПЫТ 233 (проводит учитель). Получение аморфного кремния

Опыт проводится под тягой!

Смешайте в фарфоровом тигле 1 г порошка магния и 3 г мелкодисперсного оксида кремния. Установите тигель в кристаллизатор, наполненный песком, и подожгите смесь с помощью портативной газовой горелки, направив пламя на смесь. Начинается бурная химическая реакция:



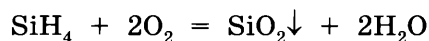
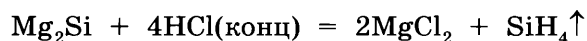
Процесс сопровождается побочными реакциями:



Также в смеси может остаться непрореагировавший оксид кремния.

ОПЫТ 234 (проводит учитель). Получение силана

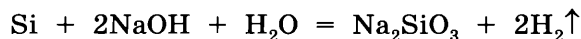
В кристаллизатор налейте 200 мл воды и затем — 10 мл концентрированной соляной кислоты. В полученный раствор поместите смесь, полученную в предыдущем опыте. Силицид магния реагирует с соляной кислотой с выделением газа силана, который самовоспламеняется на воздухе. Слышны характерные хлопки и видны вспышки пламени над поверхностью жидкости:



После окончания реакции на дне кристаллизатора остаётся смесь, содержащая аморфный кремний. Эту смесь нужно собрать и подсушить на фильтре для выполнения следующего эксперимента.

ОПЫТ 235. Взаимодействие аморфного кремния с раствором гидроксида натрия

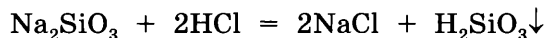
Аморфный кремний измельчите в ступке и 1—2 г поместите в пробирку. Затем прилейте в пробирку 2—3 мл раствора гидроксида натрия и нагрейте до первых признаков выделения газа. Далее реакция происходит достаточно бурно, без нагревания. Образуется водород:



ОПЫТ 236. Получение кремниевой кислоты и опыты с ней

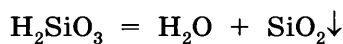
Кремниевая кислота нерастворима в воде и может быть получена в результате реакции силиката натрия с соляной кислотой. Реакцию лучше проводить, используя готовый раствор силиката натрия — силикатный

клей. Налейте 1 мл силикатного клея в пробирку и прилейте 2 мл соляной кислоты. Образуется студенистый осадок — кремниевая кислота:

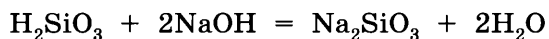


При опрокидывании она не выливается из пробирки (осторожно проверьте это над пустым стаканом).

Наберите немного кремниевой кислоты из пробирки с помощью ложечки или стеклянной палочки. Переместите кислоту в фарфоровую чашку и нагрейте чашку на пламени спиртовки. Постепенно кремниевая кислота разлагается. Остается белый порошок оксида кремния:

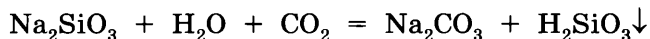


Оставшуюся в пробирке кремниевую кислоту обработайте раствором гидроксида натрия и перемешайте стеклянной палочкой. Кремниевая кислота постепенно растворяется:



ОПЫТ 237. Взаимодействие раствора силиката натрия с углекислым газом

В первую пробирку прилейте 2—3 мл силикатного клея. Во вторую пробирку поместите кусочек мрамора, прилейте 2—3 мл соляной кислоты и пропустите выделяющийся газ через раствор в первой пробирке. Раствор насыщается пузырьками углекислого газа, и постепенно содержимое пробирки застывает, образуется студенистый осадок кремниевой кислоты, который не выливается из пробирки при опрокидывании (осторожно проверьте это над пустым стаканом).



Эта реакция доказывает, что угольная кислота сильнее, чем кремниевая.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

- 1** Проведите реакции, характеризующие свойства раствора сульфита натрия, осуществив его взаимодействия с соляной кислотой, хлоридом бария и хлоридом цинка (используйте по 1—2 мл 5%-ных растворов соответствующих веществ). Запишите ваши наблюдения и уравнения реакций, сделайте выводы.
- 2** Проведите реакции, характеризующие свойства раствора сульфида натрия, осуществив его взаимодействия с сульфатом меди(II), сульфатом цинка, сульфатом марганца и нитратом серебра. Проверьте полученные осадки на растворимость в соляной кислоте. (Используйте по 1—2 мл 5%-ных растворов соответствующих веществ.) Запишите ваши наблюдения и уравнения реакций, сделайте выводы.
- 3** Проведите реакции раствора сульфида натрия с раствором перманганата калия в нейтральной, кислой и щелочной средах. Запишите ваши наблюдения и уравнения реакций, сделайте выводы. Кислую среду создавайте, добавляя к 2—3 мл ярко-розового раствора перманганата калия 2—3 капли раствора серной кислоты; щелочную среду получите добавлением к 2—3 мл раствора перманганата калия 2—3 капель раствора гидроксида калия.) Запишите ваши наблюдения и уравнения реакций, сделайте выводы.
- 4** В три пробирки налейте по 1—2 мл растворов фосфата натрия, гидрофосфата натрия и дигидрофосфата натрия. В каждую из пробирок добавьте по 1 мл раствора хлорида кальция. Запишите уравнения происходящих реакций. Объясните ваши наблюдения.
- 5** Получите углекислый газ реакцией мрамора с соляной кислотой, пропустите его через баритовую воду (раствор гидроксида бария) до образования осадка и последующего его растворения. Далее проведите реакции с полученным раствором гидрокарбоната бария, разделив его на три пробирки: в первой пробирке нагрейте раствор до кипения, к раствору во второй пробирке добавьте соляной кислоты, к раствору в третьей пробирке прилейте баритовую воду. Можно ли утверждать, что баритовая вода проявляет свойства, аналогичные свойствам известковой воды?
- 6** К раствору бромоводородной кислоты добавили гидрокарбонат натрия. Полученный раствор подвергли электролизу. Газ, выделившийся на катоде, пропустили над нагретым оксидом меди(II). Образовавшееся твёрдое вещество обработали концентрированным раствором азотной кислоты. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.
- 7** Оксид кремния смешали с порошком магния, взятым в избытке, и нагрели в пламени газовой горелки. Полученное бинарное соединение кремния поместили в воду. Выделившийся при этом газ полностью поглотили раствором, содержащим перманганат калия и гидроксид калия. Из полученного раствора зелёного цвета выделили соль кремния и поместили её в раствор серной кислоты. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

- 8 Иодид аммония нагрели с твёрдым едким натром. Получившуюся соль растворили в воде и поместили в раствор хлорида меди(II). Выпавшую в осадок соль отделили и поместили в концентрированный раствор серной кислоты, при этом происходило выделение газа с резким запахом и образование окрашенного простого вещества. Полученное простое вещество отделили и поместили в горячий раствор гидроксида калия. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.
- 9 Нитрат железа(II) прокалили. Полученное твёрдое вещество бурого цвета поместили в раствор иодоводородной кислоты. Образовавшуюся соль железа поместили в концентрированную серную кислоту, при этом происходило образование окрашенного простого вещества и выделение газа с резким запахом. Простое вещество отделили, а к оставшемуся раствору прилили раствор хлорида бария. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.
- 10 При взаимодействии концентрированной серной кислоты с иодидом калия образовался газ, который сожгли в недостатке кислорода. Образовавшееся простое вещество растворили в горячей концентрированной азотной кислоте. Выделившийся в результате реакции газ поглотили избытком раствора гидроксида кальция. Напишите уравнения четырёх описанных реакций.

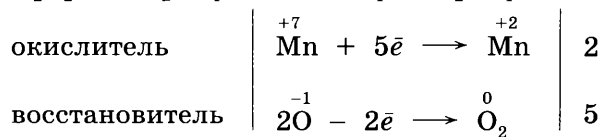
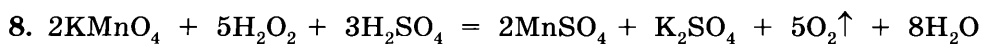
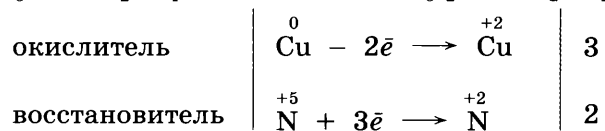
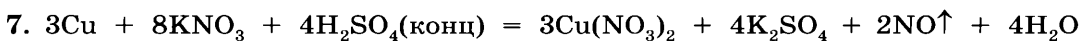
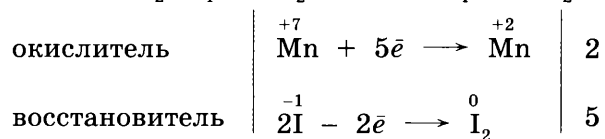
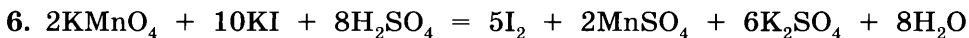
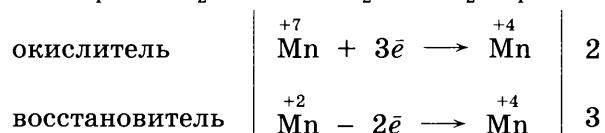
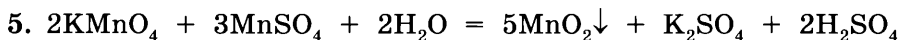
ОТВЕТЫ К ЗАДАНИЯМ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

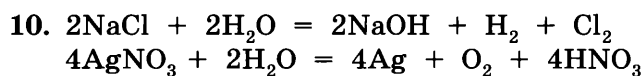
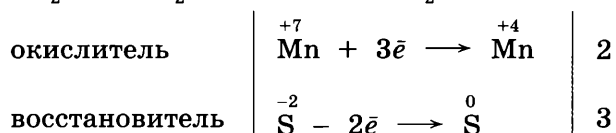
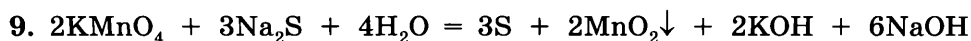
Часть 1

1. 40,2 кДж.
2. 108 л.
3. 55 кДж.
4. 152 кДж.
5. 22,4 л.
6. 124.
7. 25.
8. 1234.
9. 123.
10. 345.
11. 1122.
12. 1231.
13. 2213.
14. 2211.
15. 1213.
16. X — 0,16 моль/л; Y — 0,26 моль/л.
17. X — 0,4 моль/л; Y — 0,2 моль/л.
18. X — 0,2 моль/л; Y — 0,1 моль/л.
19. X — 1,1 моль/л; Y — 3,7 моль/л.
20. X — 0,8 моль/л; Y — 0,3 моль/л.

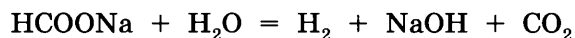
Часть 2

1. 5231.
2. 4221.
3. 1365.
4. 5243.





В растворе гидроксида калия идёт электролиз воды: $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$



Часть 3

2. 14.

3. 24.

4. 24.

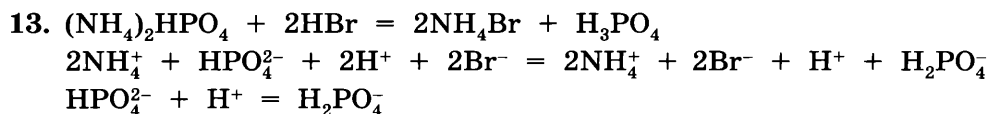
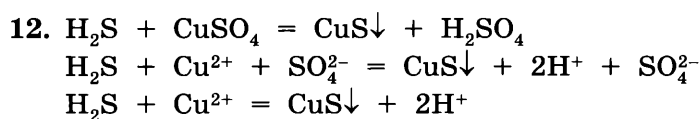
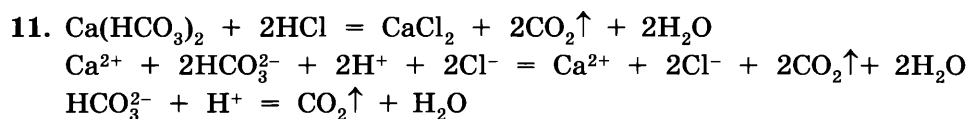
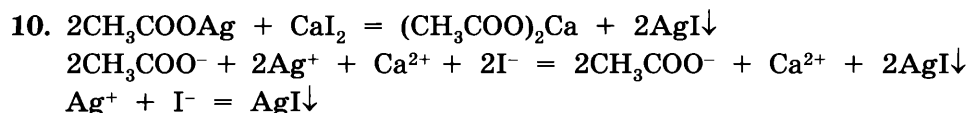
5. 12.

6. 41.

7. 14.

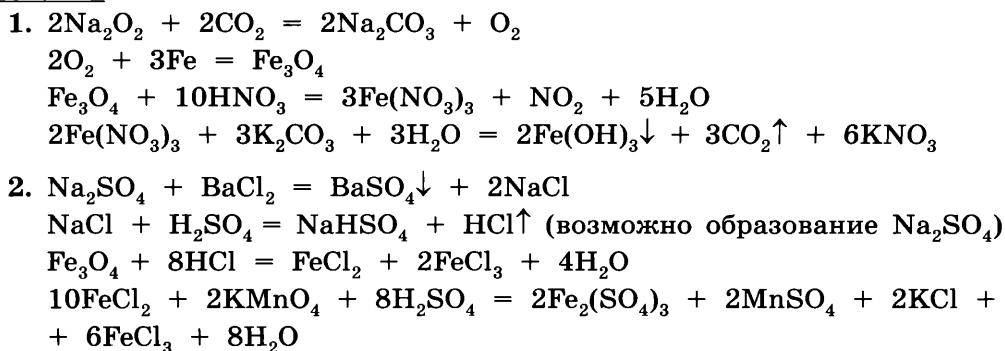
8. 13.

9. 32.



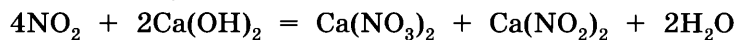
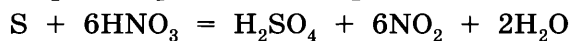
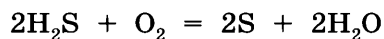
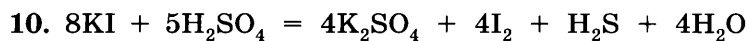
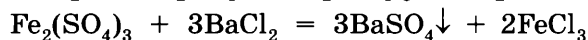
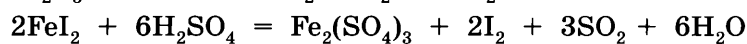
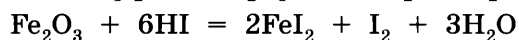
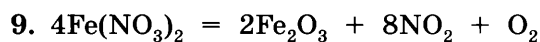
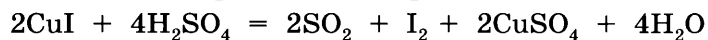
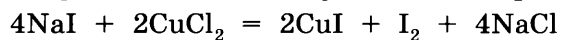
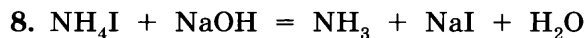
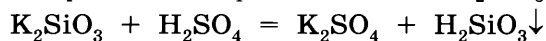
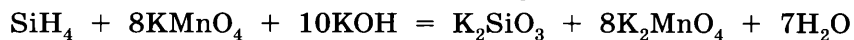
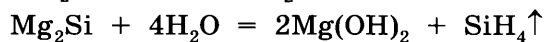
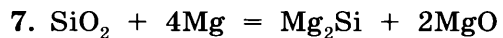
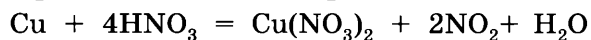
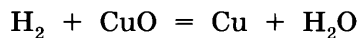
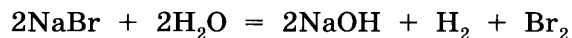
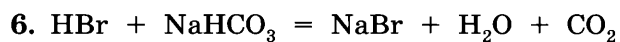
14. 4132.

Часть 4



3. $2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$
 $\text{Al}_2\text{S}_3 + 8\text{NaOH} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{Na}_2\text{S}$
 $5\text{Na}_2\text{S} + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{S} + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$
 $3\text{S} + 6\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{K}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$
4. $2\text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2$
 $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{CO}_2 = \text{NaHCO}_3 + \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$
 (возможно образование Na_2CO_3)
 $2\text{NaHCO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{BaCO}_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ или
 $\text{NaHCO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{NaOH} + \text{BaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$
5. $2\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 6\text{NaNO}_3 + 3\text{CO}_2\uparrow$
 $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{KOH} = 2\text{KFeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $2\text{KFeO}_2 + 3\text{KNO}_3 + 2\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{FeO}_4 + 3\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
6. $2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$
 $\text{KNO}_2 + \text{NH}_4\text{I} = \text{N}_2 + \text{KI} + 2\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{KI} + 2\text{NaMnO}_4 = \text{I}_2 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{MnO}_4$
 $3\text{I}_2 + 6\text{KOH} = 5\text{KI} + \text{KIO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
7. $4\text{AgNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Ag} + 4\text{HNO}_3 + \text{O}_2$
 $3\text{Ag} + 4\text{HNO}_3 = 3\text{AgNO}_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{AgNO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Ag}_2\text{O}\downarrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NaNO}_3$
 $\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{Ag} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
8. $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$
 $4\text{H}_2 + \text{Fe}_3\text{O}_4 = 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{Fe}$
 $2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{KI} = 2\text{FeI}_2 + \text{I}_2 + 3\text{K}_2\text{SO}_4$ или
 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{KI} = 2\text{FeSO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$
9. $\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2$
 $\text{H}_2 + \text{CuO} = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = (\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + 4\text{KNO}_3 + \text{CO}_2$
10. $\text{HBr} + \text{NaHCO}_3 = \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 $6\text{NaBr} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 7\text{H}_2\text{SO}_4 = 3\text{Br}_2 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 7\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{Al} + 3\text{Br}_2 = 2\text{AlBr}_3$
 $2\text{AlBr}_3 + 3\text{Na}_2\text{S} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow + 6\text{NaBr}$

Часть 5



ПРИЛОЖЕНИЯ

ПРИЛОЖЕНИЕ 1

Правила техники безопасности при работе в кабинете химии

1. Допуск посторонних лиц в кабинет химии возможен в момент проведения эксперимента только с разрешения учителя химии.
2. Во время работы в кабинете химии учащиеся обязаны быть в халатах и пользоваться средствами индивидуальной защиты (по указанию учителя), поддерживать порядок на рабочем месте.
3. Прежде чем приступить к выполнению работы, необходимо изучить по учебнику или пособию порядок её выполнения. Следует выполнять все указания учителя по безопасному обращению с реактивами и растворами, по методам нагревания, по наполнению сосудов.
4. Подготовленный к работе прибор необходимо показать учителю или лаборанту.
5. Запрещается проводить самостоятельно любые опыты, не предусмотренные данной работой.
6. Запрещается есть и пить в кабинете, загромождать проходы портфелями, сумками.
7. При получении травмы (порезы, ожоги), а также при плохом самочувствии учащиеся должны немедленно сообщить об этом учителю или лаборанту.
8. Запрещается выносить из кабинета и вносить в него любые вещества без разрешения учителя.
9. О всех случаях, когда разлиты жидкости или рассыпаны твёрдые реактивы, нужно сообщить учителю или лаборанту. Самостоятельно убирать пролитое или рассыпанное запрещается.
7. Запрещается выливать в канализацию растворы и органические жидкости, они должны сливаться в специальные сосуды на рабочих местах.
8. Обо всех неполадках в работе оборудования, водопровода, электросети необходимо ставить в известность учителя и лаборанта. Самостоятельно устранять неполадки запрещается.
9. Запрещается оставлять без присмотра нагревательные приборы.
10. Уборка рабочих мест по окончании работы производится по указанию учителя.
11. По окончании практических и лабораторных работ нужно вымыть руки с мылом.
12. При возникновении в кабинете во время занятий аварийных ситуаций (пожар, наводнение, появление сильных запахов) не допускать паники и следовать указаниям учителя.

ПРИЛОЖЕНИЕ 2

Правила оказания первой медицинской помощи

1. **Отравление газами.** Обеспечить доступ чистого воздуха, покой.

2. **Ожоги.** При любом ожоге запрещается пользоваться жирами для обработки обожжённого участка, а также применять растворы перманганата калия, бриллиантовой зелени, иодную настойку. Ожог первой степени обработать этиловым спиртом и наложить сухую стерильную повязку. Во всех остальных случаях наложить стерильную повязку после охлаждения места ожога и обратиться в медпункт.

3. **Попадание на кожу разбавленных растворов кислот и щелочей.** Стряхнуть видимые капли раствора и смыть остальное струёй прохладной воды или душем, но не обрабатывать поражённый участок влажным тампоном. При попадании на кожу кислоты, после промывания водой, вымыть поражённое место с мылом или обработать раствором пищевой соды (1 чайная ложка на стакан воды). В случае попадания на кожу раствора щёлочи после промывания водой обработать поражённое место 2%-ным раствором уксусной кислоты.

4. **Отравление разбавленными кислотами.** Выпить 4—5 стаканов тёплой воды и вызвать рвоту, затем выпить столько же взвеси оксида магния в воде и снова вызвать рвоту. После этого сделать два промывания желудка чистой тёплой водой. Общий объём жидкости не менее 6 л.

5. **Отравление разбавленными растворами щелочей.** Выпить 4—5 стаканов тёплой воды и вызвать рвоту, затем выпить столько же 2%-ного раствора уксусной кислоты. После этого сделать два промывания чистой тёплой водой.

В случае попадания в ротовую полость или глотания концентрированных растворов кислот или щелочей запрещается вызывать рвоту, необходимо немедленно обратиться к врачу!

6. **Помощь при порезах:**

а) в первую очередь необходимо остановить кровотечение (жгут, пережатие сосуда, давящая повязка);

б) если рана загрязнена, грязь удалить только вокруг неё, но ни в коем случае из глубинных слоёв раны. Кожу вокруг раны обеззараживают иодной настойкой или раствором бриллиантового зелёного;

в) после обработки наложить на рану стерильную салфетку так, чтобы закрыть края раны, и плотно перебинтовать обычным бинтом;

г) после оказания первой медицинской помощи обратиться в медпункт.

7. **Обработка микротравм.** Небольшие раны после остановки кровотечения обработать плёнкообразующими препаратами — клеем БФ-6, жидкостью Новикова. Возможно использование бактерицидного пластыря.

8. **Попадание в глаза инородных тел.** Разрешается удалить инородное тело влажным ватным или марлевым тампоном, затем промывать глаз водой из фонтанчика не менее 7—10 мин. Для этой цели допускается использование чайника или лабораторной промывалки.

9. **Попадание в глаза едких жидкостей.** Глаз промыть водой, 2%-ным раствором борной кислоты или питьевой соды (в зависимости от характера попавшего вещества). После ополаскивания глаза чистой водой под веки пострадавшего необходимо ввести 2—3 капли 30%-ного раствора альбумида и направить его в медпункт.

ПРИЛОЖЕНИЕ 3

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H₂) Sb Bi Cu Hg Ag Pt Au

активность металлов уменьшается →

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺
OH ⁻		P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	—	—	H	H	H
F ⁻	P	M	P	P	P	M	H	H	H	M	H	H	H	P	P	P	—	H	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	H	H	H	M	?
S ²⁻	P	P	P	P	P	—	—	—	H	—	—	H	—	H	H	H	H	H	H	H
HS ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?	—	H	?	?	M	H	H	H	?	?
HSO ₃ ⁻	P	?	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	M	—	H	P	P
HSO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	?	?	?	—	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?	?
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	M	?	?	?	?
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	—	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HPO ₄ ²⁻	P	?	P	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	H	?	?	?	M	H	?
H ₂ PO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	P	P	P	?	—	?	?
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	H	?	?	H	—	H	H	H	H	H	?	H
HCO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	?	P	?	?
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P	P	—	P	P	P	P	P	—	P
SiO ₃ ²⁻	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?	?	H	?	H	H	?	?	H	?	?
MnO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	P	?	?	?	?	?
Cr ₂ O ₇ ²⁻	P	P	P	P	P	M	P	?	H	?	?	?	P	?	?	H	H	M	?	P
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	H	?	?	?	H	H	H	H	H	H	H	H
ClO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	P	P	P	P	?	P
ClO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P

«P» – растворяется (> 1 г на 100 г H₂O)

«M» – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O)

«H» – не растворяется (меньше 0,01 г на 1000 г H₂O)

«—» – в водной среде разлагается

«?» – нет достоверных сведений о существовании соединений

ПРИЛОЖЕНИЕ 4

**Массовая доля растворённого вещества
и плотность растворов кислот и оснований при 20 °С**

Массовая доля, %	Плотность растворов кислот и оснований, г/см ³						
	H ₂ SO ₄	HCl	HNO ₃	H ₃ PO ₄	CH ₃ COOH	NaOH	KOH
1	1,005	1,003	1,004	1,004	1,000	1,010	1,007
2	1,012	1,008	1,009	1,009	1,001	1,021	1,017
3	1,018	1,013	1,015	1,015	1,003	1,032	1,026
4	1,025	1,018	1,020	1,020	1,004	1,043	1,035
5	1,032	1,023	1,026	1,026	1,006	1,054	1,044
6	1,039	1,028	1,031	1,031	1,007	1,065	1,053
7	1,045	1,033	1,037	1,037	1,008	1,076	1,062
8	1,052	1,038	1,043	1,042	1,010	1,087	1,072
9	1,059	1,043	1,049	1,048	1,011	1,098	1,081
10	1,066	1,047	1,054	1,053	1,013	1,109	1,090
12	1,080	1,057	1,066	1,065	1,015	1,131	1,109
<u>14</u>	1,095	1,068	1,078	1,076	1,018	1,153	1,128
16	1,109	1,078	1,090	1,088	1,021	1,175	1,148
18	1,124	1,088	1,103	1,101	1,024	1,197	1,167
20	1,139	1,098	1,115	1,113	1,026	1,219	1,186
22	1,155	1,108	1,128	1,126	1,029	1,241	1,206
24	1,170	1,119	1,140	1,140	1,031	1,263	1,226
26	1,186	1,129	1,153	1,153	1,034	1,285	1,247
28	1,202	1,139	1,167	1,167	1,036	1,306	1,267
30	1,219	1,149	1,180	1,181	1,038	1,328	1,288

Окончание

Массовая доля, %	Плотность растворов кислот и оснований, г/см ³						
	H ₂ SO ₄	HCl	HNO ₃	H ₃ PO ₄	CH ₃ COOH	NaOH	KOH
35	1,260	1,174	1,214	1,216	1,044	1,380	1,341
40	1,303	1,198	1,246	1,254	1,049	1,430	1,396
45	1,348		1,278	1,293	1,053	1,478	1,452
50	1,395		1,310	1,335	1,058	1,525	1,511
55	1,445		1,339	1,379	1,061		
60	1,498		1,367	1,426	1,064		
65	1,553		1,391	1,476	1,067		
70	1,611		1,413	1,526	1,069		
75	1,669		1,434	1,579	1,070		
80	1,727		1,452	1,633	1,070		
85	1,779		1,469	1,689	1,069		
90	1,814		1,483	1,746	1,066		
92	1,824		1,487	1,770	1,064		
94	1,831		1,491	1,794	1,062		
96	1,836		1,495	1,819	1,059		
98	1,836		1,501	1,844	1,055		
100	1,831		1,513	1,870	1,050		

ПРИЛОЖЕНИЕ 5

**Плотность растворов хлорида натрия при 20 °С
в зависимости от массовой доли растворённого вещества**

Массовая доля, %	Плотность раствора, г/см³	Массовая доля, %	Плотность раствора, г/см³
1	1,0053	14	1,1009
2	1,0125	16	1,1162
4	1,0268	18	1,1319
6	1,0413	20	1,1478
8	1,0559	22	1,164
10	1,0707	24	1,1804
12	1,0857	26	1,1972

ПРИЛОЖЕНИЕ 6

Цвет индикаторов в различных средах

Индикатор	Цвет в соответствующей среде		
	Нейтральная	Кислотная	Щелочная
Лакмус	Фиолетовый	Красный	Синий
Метиловый оранжевый	Оранжевый	Красный	Жёлтый
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Универсальный индикатор	Жёлто-оранжевый	Красно-малино- вый	Сине-зелёный

ПРИЛОЖЕНИЕ 7

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

		Г Р У П П Ы									
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
П Е Р И О Д Ы	1	1 H 1,008 Водород						(H)			2 He 4,00 Гелий
	2	3 Li 6,94 Литий	4 Be 9,01 Бериллий	5 B 10,81 Бор	6 C 12,01 Углерод	7 N 14,00 Азот	8 O 16,00 Кислород	9 F 19,00 Фтор			10 Ne 20,18 Неон
	3	11 Na 22,99 Натрий	12 Mg 24,31 Магний	13 Al 26,98 Алюминий	14 Si 28,09 Кремний	15 P 30,97 Фосфор	16 S 32,06 Сера	17 Cl 35,45 Хлор			18 Ar 39,95 Аргон
	4	19 K 39,10 Калий	20 Ca 40,08 Кальций	21 Sc 44,96 Скандий	22 Ti 47,90 Титан	23 V 50,94 Ванадий	24 Cr 52,00 Хром	25 Mn 54,94 Марганец	26 Fe 55,85 Железо	27 Co 58,93 Кобальт	28 Ni 58,69 Никель
		29 Cu 63,55 Медь	30 Zn 65,39 Цинк	31 Ga 69,72 Галлий	32 Ge 72,59 Германий	33 As 74,92 Мышьяк	34 Se 78,96 Селен	35 Br 79,90 Бром			36 Kr 83,80 Криптон
	5	37 Rb 85,47 Рубидий	38 Sr 87,62 Стронций	39 Y 88,91 Иттрий	40 Zr 91,22 Цирконий	41 Nb 92,91 Ниобий	42 Mo 95,94 Молибден	43 Tc 98,91 Технеций	44 Ru 101,07 Рутений	45 Rh 102,91 Родий	46 Pd 106,42 Палладий
		47 Ag 107,87 Серебро	48 Cd 112,41 Кадмий	49 In 114,82 Индий	50 Sn 118,69 Олово	51 Sb 121,75 Сурьма	52 Te 127,60 Теллур	53 I 126,90 Иод			54 Xe 131,29 Ксенон
	6	55 Cs 132,91 Цезий	56 Ba 137,33 Барий	57 La* 138,91 Лантан	72 Hf 178,49 Гафний	73 Ta 180,95 Тантал	74 W 183,85 Вольфрам	75 Re 186,21 Рений	76 Os 190,2 Осмий	77 Ir 192,22 Иридий	78 Pt 195,08 Платина
		79 Au 196,97 Золото	80 Hg 200,59 Ртуть	81 Tl 204,38 Таллий	82 Pb 207,2 Свинец	83 Bi 208,98 Висмут	84 Po [209] Полоний	85 At [210] Астат			86 Rn [222] Радон
	7	87 Fr [223] Франций	88 Ra 226 Радий	89 Ac** [227] Актиний	104 Rf [261] Резерфордий	105 Db [262] Дубний	106 Sg [266] Сиборгий	107 Bh [264] Борий	108 Hs [269] Хассий	109 Mt [268] Мейтнерий	110 Ds [271] Дармштадтий
		111 Rg [280] Рентгений	112 Cn [285] Коперниций	113 Nh [286] Нихоний	114 Fl [289] Флеровий	115 Mc [290] Московский	116 Lv [293] Ливерморий	117 Ts [294] Теннессин			118 Og [294] Оганесон

*ЛАНТАНОИДЫ

Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71
140	141	144	[145]	150	152	157	159	162,5	165	167	169	173	175
Церий	Празеодим	Неодим	Прометий	Самарий	Европий	Гадолиний	Тербий	Диспрозий	Гольмий	Эрбий	Тулий	Иттербий	Лютеций

**АКТИНОИДЫ

Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102	Lr 103
232	231	238	237	[244]	[243]	[247]	[247]	[251]	[252]	[257]	[258]	[259]	[262]
Торий	Протактиний	Уран	Нептуний	Плутоний	Америций	Кюрий	Берклий	Калифорний	Эйнштейний	Фермий	Менделевий	Нобелий	Лоуренсий

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	3
ЧАСТЬ 1. ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ	4
1.1. Тепловые эффекты химических реакций. Экзотермические и эндотермические реакции. Термохимические расчёты	4
1.2. Скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химической реакции	7
1.3. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие.....	14
Задания для самостоятельной работы	20
ЧАСТЬ 2. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ И ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ	25
2.1. Окислительные свойства азотной кислоты и её солей	29
2.2. Окислительные свойства концентрированной серной кислоты.....	33
2.3. Окислительные свойства перманганата калия.....	37
2.4. Окислительные свойства хромата калия и дихромата калия.....	44
2.5. Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода	46
2.6. Электролиз растворов электролитов.....	50
Задания для самостоятельной работы	53
Часть 3. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.....	56
3.1. Теория электролитической диссоциации. Реакции ионного обмена	56
Свойства кислых солей.....	59
Определение признаков реакций ионного обмена. Качественные реакции на ионы	60
Получение и свойства амфотерных гидроксидов.....	64
3.2. Гидролиз солей.....	68
Полный гидролиз солей. Совместный гидролиз.....	70
Необратимый гидролиз бинарных соединений.....	71
Взаимодействие металлов с растворами гидролизующихся солей	72
Гидролиз органических веществ.....	72
Задания для самостоятельной работы	74
Часть 4. МЕТАЛЛЫ	79
4.1. Металлы А-групп	79
Щелочные металлы и их соединения	79
Металлы IIA-группы	82
Алюминий и его соединения	84

4.2. Металлы Б-групп	86
Железо	86
Соединения железа в степени окисления +2	88
Свойства железной окарины	89
Соединения железа в степени окисления +3	90
Хром.....	92
Соединения хрома в степени окисления +3	92
Соединения хрома в степени окисления +6	93
Медь.....	93
Соединения меди в степени окисления +1	94
Соединения меди в степени окисления +2	95
Цинк	98
Задания для самостоятельной работы	101
Часть 5. НЕМЕТАЛЛЫ.....	103
5.1. Галогены и их соединения	103
5.2. Сера и её соединения.....	104
5.3. Подгруппа азота	106
5.4. Подгруппа углерода	109
Задания для самостоятельной работы	113
ОТВЕТЫ К ЗАДАНИЯМ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ.....	115
ПРИЛОЖЕНИЯ	
Приложение 1. Правила техники безопасности при работе в кабинете химии.....	119
Приложение 2. Правила оказания первой медицинской помощи.....	120
Приложение 3. Электрохимический ряд напряжений металлов. Растворимость кислот, солей и оснований в воде.....	121
Приложение 4. Массовая доля растворённого вещества и плотность растворов кислот и оснований при 20 °С	122
Приложение 5. Плотность растворов хлорида натрия при 20 °С в зависимости от массовой доли растворённого вещества.....	124
Приложение 6. Цвет индикаторов в различных средах	125
Приложение 7. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева	126