

лабораторный практикум

Методические рекомендации для выполнения лабораторных работ по химии иностранными студентами подготовительных факультетов

ХИМИЯ



БЕШЕНЦЕВА О.А., КУЛИК А.П.

лабораторный практикум ПО ХИМИИ

Харьков, ХНАДУ

2010

Бешенцева О.А., Кулик А.П.

Лабораторный практикум по химии: Методические рекомендации для выполнения лабораторных работ по химии иностранными студентами подготовительных факультетов. – Харьков: ХНАДУ, 2011. – 104 с.: ил.

Является дополнением к учебному пособию Бешенцевой О.А., Кулика А.П. «Начала химии». Основная задача лабораторного практикума – закрепить знания по курсу общей химии, научить практическому использованию теоретических знаний, освоить правила работы с химическими приборами и реактивами.

Для иностранных студентов подготовительных факультетов.

ПРЕДИСЛОВИЕ

Лабораторный практикум составлен в соответствии с программой по химии для иностранных студентов подготовительных факультетов. Материал расположен по темам курса химии, изложенном в учебном пособии О.А. Бешенцевой, С.И. Евдощенко, А.П. Кулика «Начала химии», и служит существенным дополнением к данному пособию.

В первой лабораторной работе описаны правила работы и оборудование химической лаборатории. Последующие лабораторные работы содержат теоретическое введение по теме, цель лабораторной работы, технику безопасности при её выполнении, описание опытов, контрольные вопросы и задания.

В приложениях приведены данные, необходимые при выполнении работы.

Дата: « ___ » _____ **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1**

ПРАВИЛА РАБОТЫ И ОБОРУДОВАНИЕ ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Лабораторные работы по химии проводят в химической лаборатории. При выполнении работ используют оборудование, химическую посуду и реактивы, которые могут нанести травмы при неправильном обращении. Поэтому необходимо аккуратно и внимательно выполнять работу, строго соблюдать правила по технике безопасности. Выполнение лабораторных работ сопровождаются записями в лабораторном журнале.

Цель работы: Ознакомиться с химической посудой, которая применяется при химическом анализе. Усвоить правила выполнения и оформления лабораторных работ.

ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЫ

1. Предварительно ознакомится с содержанием лабораторной работы.
2. Внимательно следить за ходом опыта, замечать все изменения, при необходимости задавать вопросы преподавателю.
3. Отчёт о лабораторной работе записать в лабораторный журнал.

На титульном листе лабораторного журнала должны быть представлены: название учебного заведения, фамилия и инициалы студента, номер группы, учебный год.

Содержание отчёта о лабораторной работе:

- номер работы и её название;
- дата выполнения лабораторной работы;
- цель лабораторной работы;
- используемые реактивы и материалы;
- номер и название опыта;
- краткое описание хода работы с указанием условий проведения опыта;
- наблюдения;

- уравнения протекаемых реакций;
- выводы;
- ответы на вопросы.

Отчёт о проведенной работе проверяет и подписывает преподаватель.

ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА И ОБОРУДОВАНИЕ

Химическую посуду изготавливают из стекла, фарфора, различных пластмасс, иногда из кварца, платины, железа, золота.

Рассмотрите предложенный набор посуды. Прочитайте, для каких целей используется разная посуда. Подпишите рисунки.

Пробирки используют для проведения опытов в маленьких количествах. Пробирки хранят в специальных штативах.



Пробирки



Штативы

Колбы используют для хранения реактивов и выполнения различных синтезов. Колбы бывают *круглодонные*, *круглые с плоским дном*, *конические*. При необходимости колбы закрывают резиновыми или стеклянными пробками. В некоторых случаях используют *колбу Вюрца*.



*Колба
коническая*



*Колба
Вюрца*



*Колба
круглодонная*



*Колба с
плоским дном*

Химические стаканы используют для проведения синтезов и нагревания жидких реактивов. Стаканы делают из стекла, фарфора, пластмассы.

Для закрепления микрооборудования при пользовании им длительное время применяют металлический *лабораторный штатив*.



Химический стакан

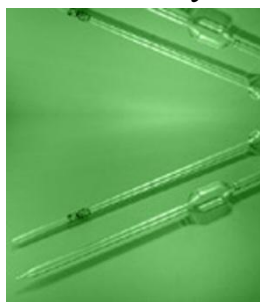


Лабораторный штатив

Мерная посуда. Для измерения объёмов жидкостей используют мерную посуду: мерные колбы, мерные пипетки и мерные цилиндры. Объём отмеряемой жидкости указывается на посуде в миллилитрах.



*Колба
мерная*



*Пипетка обычная,
пипетка градуированная*



*Цилиндры
мерные*

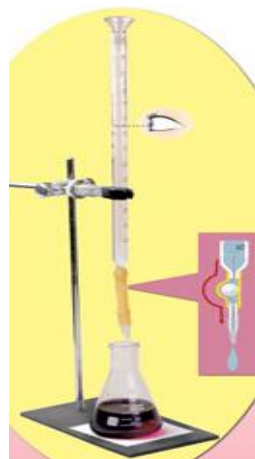
Мерные колбы используют при приготовлении точных растворов молярной концентрации. Метка на горлышке колбы указывает на границу, до которой нужно наливать жидкость. При отборе точно определённых объёмов жидкостей применяют *обыкновенные* и *градуированные пипетки*. *Обыкновенная пипетка* – это стеклянная трубка с расширением посередине. Нижний конец оттянут в капилляр. На верхнем конце имеется метка, до которой набирают жидкость. Цифры на пипетке показывают её вместимость.

Градуированную пипетку используют для отмеривания различных объёмов жидкостей. Заполняют пипетки с помощью *груши*.

Для измерения израсходованного при реакции объёма жидкости применяют *бюретки*. *Бюретка* – это стеклянная трубка, на которой нанесена шкала с делениями. Нижний конец бюретки оттянут, и на него надета резиновая трубка со стеклянным шариком.



*Пипетка
с грушей*



Бюретка

Принадлежности для фильтрования. Фильтрование – процесс отделения жидкостей от мелких твёрдых частиц. При фильтровании используют *воронки* и *фильтры*. Фильтры изготавливают из фильтровальной бумаги. Для этого берут листок фильтровальной бумаги в форме квадрата и складывают сначала вдвое, а затем вчетверо. Угол сложенного квадрата обрезают ножницами по дуге, отделяют один слой бумаги от остальных, получая конус. Затем фильтр вкладывают в воронку так, чтобы он плотно прилегал к её стенкам, и смачивают водой.



Воронка



Изготовление фильтров



Фильтры

Фарфоровая посуда. Фарфоровые чашки используют для выпаривания жидкостей, а *тигли* – для прокаливания осадков. Твёрдые вещества

измельчают в *фарфоровых ступках*. Вещество насыпают в ступку на 1/3 её вместимости и истирают круговыми движениями *пестика*. Не допускается нагревание реактивов в ступках.



Тигель



Чашка



Ступка с пестиком

Шпатели. Шпатели используют для насыпания сухих реактивов и перемешивания растворов. Шпатели делают из металла, фарфора, стекла и пластмассы. Для перемешивания растворов также часто используют *стеклянные палочки*.



Шпатель



Палочки

Работа с газами. В зависимости от условий получения газов применяют различные приборы. Жидкие или твёрдые реактивы помещают в пробирки и быстро закрывают пробкой с газоотводной трубкой. При необходимости содержимое нагревают на маленьком пламени горелки. Выделяющийся газ *собирают в пробирку с отверстием вверх*, если газ тяжелее воздуха (1), или *отверстием вниз*, если газ легче воздуха (2).

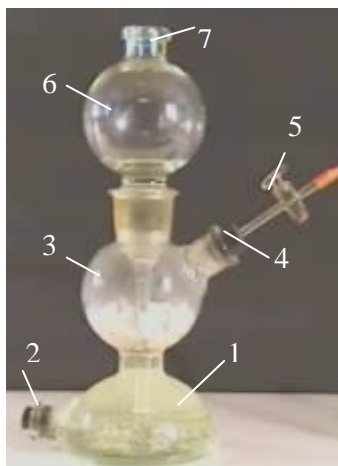


1



2

Нерастворимые или *малорастворимые газы собирают под водой*. Для этого кристаллизатор и пробирку заполняют водой. Отверстие пробирки закрывают пальцем, переворачивают и опускают в кристаллизатор. К отверстию подводят конец газоотводной трубки, при этом газ, вытесняет воду и собирается в пробирке. После того, как пробирка полностью наполнится газом, закрывают её отверстие под водой пальцем и вынимают из воды.



Для получения больших количеств газа используют *аппарат Киппа*. Чтобы зарядить аппарат, в шарообразное расширение 3 через тубус 4 помещают твёрдое вещество. Размер частиц должен быть таким, чтобы вещество не попадало в нижний резервуар 1. Затем тубус 4 закрывают пробкой с газоотводной трубкой и краном 5. Кран открывают, через горловину 7 шарообразной воронки 6 заливают соответствующий раствор в таком количестве, чтобы уровень её при открытом кране достигал половины шарообразного расширения. Пропускают газ в течение 5-7 минут, чтобы вытеснить воздух из аппарата, после чего закрывают газоотводный кран. При этом жидкость из шарообразного расширения вытесняется газом в резервуар 1 и шарообразную воронку 6. Для получения газа открывают кран 5, а по окончании работы его закрывают.

Нагревательные приборы. Нагревание в лаборатории осуществляют при помощи спиртовых и газовых горелок, а также электронагревательными приборами. *Спиртовые горелки* чаще всего бывают стеклянные с притёртым колпачком. В них наливают денатурированный спирт и снабжают фитилём из некрученых ниток. Спиртовые горелки дают не очень горячее пламя (до 600°C). **Гасить спиртовку следует только колпачком!**

Если в лаборатории подведен газ, то для нагревания обычно используют *газовые горелки*.



Спиртовка



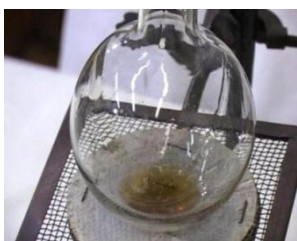
Газовая горелка

Наибольшая температура во внешней верхней части пламени горелки! Поэтому нагреваемый предмет следует помещать так, чтобы верхняя часть пламени слегка касалась его.

На открытом пламени горелки можно проводить нагревание веществ в пробирках и фарфоровой посуде.

Для нагревания пробирок используют *пробиркодержатели*. Для переноса горячей посуды используют *пинцет* или *тигельные щипцы*.

Колбы и стаканы нагревают через *асбестовые сетки*, поставленные на кольцо лабораторного штатива.



*Асбестовая
сетка*



Пинцет



*Пробирко-
держатель*



*Тигельные
щипцы*



Напишите ответы на вопросы:

1. Из каких материалов изготавливается химическая посуда?

Химическую посуду изготавливают из стекла, фарфора, различных пластмасс, иногда из кварца, платины, железа, золота.

2. Какая посуда используется:

а) для проведения опытов;

Для проведения опытов используются пробирки, колбы, стаканы.

б) для фильтрования;

Для фильтрования используются воронки и фильтры.

в) для измерения объёмов жидкостей;

Для измерения объёмов жидкостей используются мерные колбы, цилиндры, мерные пипетки.

г) для насыпания твёрдых реактивов;

Для насыпания твёрдых реактивов используются шпатели.

д) для нагревания жидких реактивов?

Для нагревания жидких реактивов используются спиртовка или газовая горелка.

3. В какой посуде можно проводить химические опыты: в чистой или в грязной?

Химические опыты можно проводить только в чистой посуде.

4. Можно ли принимать пищу в химической лаборатории и пить воду из лабораторной посуды?

Нельзя принимать пищу в химической лаборатории и пить воду из лабораторной посуды.

5. Что делать, если пролилась кислота? А щёлочь?

Пролитую кислоту или щёлочь засыпать песком, а затем брать совком и щёткой. Загрязнённое место нейтрализовать пищевой содой, если пролита кислота, или слабым раствором уксусной кислоты, если пролита щёлочь.

СПОСОБЫ РАЗДЕЛЕНИЯ СМЕСЕЙ

В природе вещества в чистом виде встречаются очень редко. Окружающие нас предметы состоят из *смеси веществ*. Химия изучает свойства чистых веществ. Для этого вещество, которое содержит примеси, необходимо очистить (разделить на составные части). Разделение смеси – это физический процесс. Разделение смеси физическими или химическими методами возможно тогда, когда компоненты смеси обладают резко различными свойствами. Выбор метода разделения смесей зависит от типа смеси, индивидуальных свойств компонентов и от того, какое вещество необходимо выделить в чистом виде. При этом надо учитывать, что полученные в результате разделения смеси вещества не будут абсолютно чистыми веществами, а будут содержать определенную долю примеси.

Если компоненты смеси видны невооружённым глазом, то такие смеси называют *неоднородными*. Например, смесь древесных и железных опилок, смесь воды и растительного масла, смесь речного песка и воды и др. Если компоненты смеси нельзя различить невооружённым глазом, то такие смеси называют *однородными*. Такие смеси как молоко, нефть, раствор сахара в воде и др. относят к однородным смесям. Вещества можно смешивать в любом агрегатном состоянии. Агрегатное состояние смеси определяет вещество, количественно превосходящее остальные.

При образовании смесей химических превращений обычно не происходит, и вещества в смеси сохраняют свои свойства. Различия в свойствах веществ используют для разделения смесей.

Существуют различные способы разделения смесей: просеивание; перекристаллизация; фильтрование; дистилляция (перегонка); отстаивание; вымораживание; декантация; действие магнита; центрифугирование; хроматография; выпаривание; экстрагирование; упаривание; адсорбция.

Познакомимся с некоторыми из них.

Цель работы: Изучить способы разделения смесей.

Реактивы и материалы: Fe, S, NaCl, крахмал, растворы BaSO₄, CuSO₄, K₂CrO₄, FeCl₃-CrCl₃, I₂, C₆H₅CH₃, лабораторный штатив, стеклянные химические стаканы, набор пробирок, стеклянная палочка, воронка с фильтром, чашка для выпаривания, асбестовая сетка, бюретка, установка для дистилляции, магнит, делительная воронка, газовая горелка (спиртовка).

Техника безопасности. Проявлять внимательность и осторожность в работе с нагревательными приборами, стеклянной посудой и реактивами. Не допускать попадания реактивов на руки, одежду, стол. В случае попадания реактивов на руки смыть их большим количеством водопроводной воды.

ОПЫТ I. Фильтрование.

Фильтрование применяется для разделения неоднородных смесей, которые состоят из веществ в разных агрегатных состояниях, например, в жидком и твёрдом состоянии. Разделите с помощью фильтрования смесь крахмала с водой.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Вывод: Смесь крахмала (твёрдое вещество) с водой (жидкость) можно разделить с помощью фильтрования.

ОПЫТ II. Отстаивание (декантация).

Отстаивание применяется для разделения неоднородных смесей, которые обладают способностью со временем расслаиваться, то есть частично самостоятельно разделяться. Разделите с помощью отстаивания смесь сульфата бария BaSO₄ с водой.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |

- Изменений не наблюдали Другие наблюдения

Вывод: Смесь сульфата бария (твёрдое вещество) с водой (жидкость) можно разделить с помощью отстаивания.

ОПЫТ III. Выпаривание.

Выпаривание применяется для выделения твёрдых растворимых веществ из растворов. Получите сульфат меди CuSO_4 из водного раствора с помощью выпаривания.

Отметить свои наблюдения:

- Изменение цвета раствора Растворение химического соединения
 Появление осадка Выделение газа
 Изменений не наблюдали Другие наблюдения (*испарение*)

Вывод: Сульфат меди (твёрдое вещество) можно выделить из раствора с помощью выпаривания.

ОПЫТ IV. Кристаллизация.

При *кристаллизации* из пересыщенных растворов растворённые вещества легко выделяются в виде кристаллов. Метод применяется совместно с выпариванием. С помощью кристаллизации выделите хромат калия K_2CrO_4 из раствора.

Отметить свои наблюдения:

- Изменение цвета раствора Растворение химического соединения
 Появление осадка Выделение газа
 Изменений не наблюдали Другие наблюдения

Вывод: Хромат калия (твёрдое вещество) из пересыщенного раствора можно выделить с помощью кристаллизации.

ОПЫТ V. Хроматография.

Хроматография основана на том, что отдельные вещества с различной скоростью связываются и поглощаются поверхностью других веществ. Разделите с помощью хроматографии смесь Fe^{3+} и Cr^{3+} .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Вывод: Смесь соединений железа (III) и хрома (III) можно разделить с помощью хроматографии.



ОПЫТ VI. Дистилляция.

При дистилляции жидкость нагревают до кипения, а затем конденсируют образовавшиеся пары, при этом нелетучие примеси отделяются от летучих веществ. Получите дистиллированную воду.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input checked="" type="checkbox"/> Другие наблюдения (конденсация) |

Вывод: С помощью дистилляции можно очистить водопроводную воду от примесей.



ОПЫТ VII*. Дополнительные способы разделения смесей.

Экстракция – способ выделения вещества из раствора с помощью другого растворителя (экстрагента), который не смешивается с исходным растворителем. Такой способ разделения основывается на разной растворимости компонентов смеси в исходном растворителе и экстрагенте. Выделите йод из водного раствора с помощью экстракции его толуолом.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input checked="" type="checkbox"/> Другие наблюдения (граница) |

Вывод: Йод из водного раствора можно выделить с помощью экстракции толуолом.



1. Составьте план разделения следующих смесей:

а) песок, соль;

Смесь песка и соли надо залить водой, перемешать. Соль растворится в воде, а песок не растворится. Песок отфильтровать, а соль из раствора выделить с помощью выпаривания.

б) песок, йод, поваренная соль;

Смесь залить водой, перемешать. Соль растворится в воде, а песок и йод – нет. Песок и йод отфильтровать. Соль выделить выпариванием. Песок и йод залить спиртом. Йод растворится, а песок нет. Песок отфильтровать, а йод останется в виде спиртового раствора.

в) железные опилки, поваренная соль, сера.

Железные опилки можно отделить с помощью магнита. Соль и серу залить водой и перемешать. Соль растворится в воде, а сера – нет. Серу отфильтровать, а соль – выделить с помощью выпаривания.

2. Если повар пересолил суп, то рекомендуется опустить в кастрюлю небольшой полотняный мешочек с рисом (20–30 г) на 10–15 мин. На чём основано действие этого «бабушкиного секрета»?

Рис во время варки поглощает соль, и суп становится менее солёным. Рис используется в качестве адсорбента соли.

3. Муку перед приготовлением теста просеивают через сито. Можно ли просеивание отнести к одному из методов очистки веществ? Если да, то на чем основан этот метод?

Просеивание можно отнести к методам очистки веществ. При этом отделяются более крупные, возможно загрязненные частички муки, увеличивается доступ воздуха.

Дата: « ___ » _____ ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ОКСИДОВ

Оксиды – это соединения химических элементов с кислородом, в молекулах которых все атомы кислорода связаны непосредственно с другими элементами и не связаны между собой. Оксиды образуются при непосредственном окислении простых веществ кислородом, при термическом разложении соответствующих гидроксидов, сульфатов, нитратов и других солей кислородных кислот.

Основные оксиды образуют соли при взаимодействии с кислотами или кислотными оксидами. К основным оксидам относятся, например, Li_2O , Na_2O , K_2O , CaO , BaO , FeO , NiO и др. **Кислотные оксиды** образуют соли при взаимодействии с основаниями или основными оксидами. Например, V_2O_5 , N_2O_5 , P_2O_5 , SO_2 , CO_2 , NO_2 , SiO_2 , Cl_2O_7 и др. **Амфотерные оксиды** металлов образуют соли как при взаимодействии с кислотами, так и с основаниями. Им относятся ZnO , SnO , PbO , Al_2O_3 и др.

Изменение химического характера можно проследить на высших оксидах элементов 3-го периода периодической системы элементов Д.И. Менделеева Na_2O , MgO , Al_2O_3 , SiO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 , где ясно видно переход от типичного основного оксида Na_2O к типичному кислотному оксиду – Cl_2O_7 .

В природе наиболее распространены оксиды: вода H_2O , которая образует гидросферу, оксид кремния – основная составная часть горных пород. Многие оксиды железа, алюминия, урана и др. являются источниками получения металлов. Оксид углерода CO_2 играет важную роль в природе.

Цель работы: Изучить способы получения и свойства оксидов.

Реактивы и материалы: Fe, S, CuO, образцы обычного и кварцевого стёкол, KMnO_4 , CaCO_3 , две склянки с кислородом, растворы HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , NaOH , NaF , фенолфталеин, стеклянный химический стакан, пластиковая кювета, ложечка для сжигания, газовая горелка (спиртовка), чашки Петри, набор пробирок, предметные стёкла, лучинка, свечи.

Техника безопасности. Проявлять внимательность и осторожность в работе с нагревательными приборами, стеклянной посудой и реактивами. Концентрированная азотная кислота – сильный окислитель. Оставляет на коже жёлтые пятна и вызывает ожоги. В случае попадания необходимо смыть большим объёмом воды и сделать примочку раствором гидрокарбоната натрия. Особую осторожность проявлять при нагревании растворов кислот. Отверстия пробирок должны быть направлены в сторону от себя и других студентов, чтобы в случае выброса избежать ожогов. Помнить, что растворы перманганата калия разрушают ткани и оставляют пятна на коже. Помнить, что растворы кислот и щелочей нельзя сливать в канализацию, а только в специально приготовленные ёмкости. По окончании работы вымыть посуду и протереть лабораторный стол.



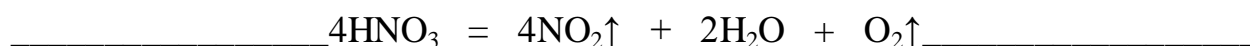
ОПЫТ I. *Получение оксидов термическим разложением кислородсодержащих кислот.*

Налить в пробирку 2 мл азотной кислоты HNO_3 . Нагреть содержимое пробирки на газовой горелке.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: *В результате термического разложения азотной кислоты образовались оксид азота (IV), вода и кислород.*



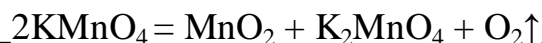
ОПЫТ II. *Получение оксидов термическим разложением кислородсодержащих солей.*

Налить в пробирку 2 мл раствора перманганата калия KMnO_4 . Нагреть содержимое пробирки на газовой горелке.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: В результате термического разложения перманганата калия образовались оксид марганца (IV), манганат калия и кислород.



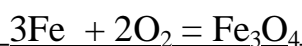
ОПЫТ III. Получение оксидов с помощью горения металлов.

Нагреть на пламени горелки стальную иголку. Наколоть на неё кусочек стички. Поджечь стичку и внести в склянку с кислородом.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: При горении железа образуется оксид Fe_3O_4 и выделяется большое количество теплоты. Это экзотермическая реакция.



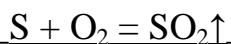
ОПЫТ IV. Получение оксидов с помощью горения неметаллов.

В ложечку для сжигания насыпать кристаллическую серу. Поджечь её на пламени горелки и опустить в склянку с кислородом.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: При горении серы образуется оксид серы (IV).



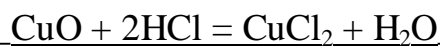
ОПЫТ V. Взаимодействие основных оксидов с кислотами.

Поместить в пробирку немного оксида меди (II) CuO . Добавить раствор соляной кислоты HCl .

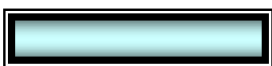
Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: При взаимодействии оксида меди с соляной кислотой образовались хлорид меди и вода.



ОПЫТ VI. Физические свойства оксида углерода (II) – углекислого газа.

Поместить в химический стакан лесенку с горящими свечками. Из аппарата Киппа через газоотводную трубку подать углекислый газ в стакан со свечками.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input checked="" type="checkbox"/> Другие наблюдения (нет горения) |

Вывод: Углекислый газ не поддерживает горение. Углекислый газ тяжелее воздуха, поэтому свечки гаснут снизу вверх.

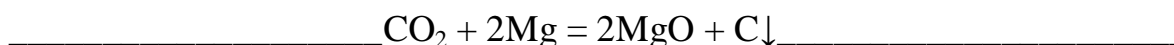
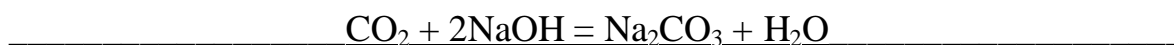
ОПЫТ VII. Химические свойства оксида углерода (II) – углекислого газа.

Получить углекислый газ взаимодействием карбоната кальция CaCO_3 и раствора соляной кислоты HCl . С помощью газоотводной трубки собрать углекислый газ CO_2 в химический стакан, а затем пропустить его через раствор щёлочи NaOH .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнения реакций:



Вывод: Углекислый газ – это кислотный оксид, который нейтрализует гидроксид натрия. Магний сгорает в атмосфере углекислого газа с образованием оксида магния и свободного угля.

ОПЫТ VIII. Физические свойства оксида кремния (IV) – стекла.

Нагреть в течение 2-3 минут кварцевое стекло, затем опустить в холодную воду. Аналогично провести опыт с обычным стеклом.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|--|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input checked="" type="checkbox"/> Другие наблюдения (растрескивание) |

Вывод: Кварцевое стекло состоит из оксида кремния и после термоудара остаётся целым, а обычное стекло – это смесь оксидов и после термоудара растрескивается.



ОПЫТ IX. *Химические свойства оксида кремния (IV) – стекла.*

Поместить предметное стекло в пластиковую ёмкость, в которой происходит взаимодействие фторида натрия NaF с концентрированной серной кислотой H₂SO₄.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|--|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input checked="" type="checkbox"/> Другие наблюдения (<i>матирование</i>) |

Записать уравнения реакций:



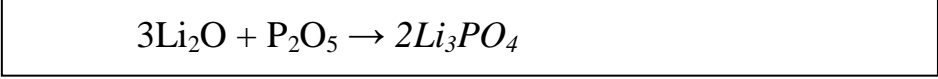
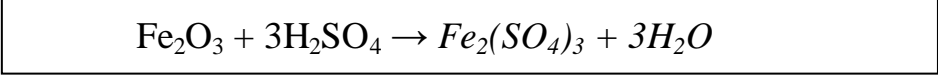
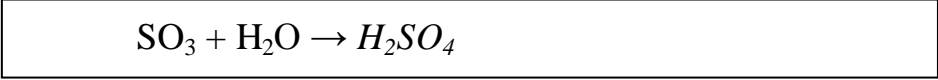
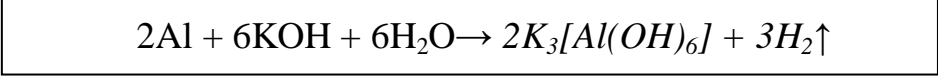
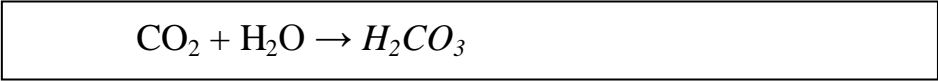
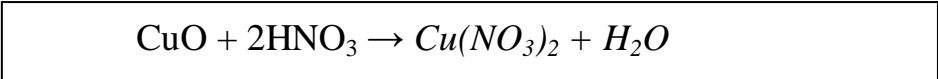
Вывод: При взаимодействии стекла с фтороводородом образуется фторид кремния, и стекло становится матовым.



1. Указать среди оксидов основные, кислотные и амфотерные (поставить знак √). Назвать оксиды.

	Название	Основные оксиды	Кислотные оксиды	Амфотерные оксиды
K₂O	<i>Оксид калия</i>	√		
CO₂	<i>Оксид углерода (IV)</i>		√	
SO₃	<i>Оксид серы (VI)</i>		√	
CuO	<i>Оксид меди (II)</i>	√		
ZnO	<i>Оксид цинка</i>			√
P₂O₅	<i>Оксид фосфора (V)</i>		√	
Cr₂O₃	<i>Оксид хрома (III)</i>			√
BaO	<i>Оксид бария</i>	√		

2. Закончить уравнения возможных реакций, поставить коэффициенты:



3. Просмотрите видеоролик и ответьте на вопрос: оксид фосфора (V) относится к солеобразующим или к несолеобразующим оксидам?

Оксид фосфора P_2O_5 с водой образует фосфорную кислоту, в которой атомы водорода могут замещаться металлами с образованием солей. Значит оксид P_2O_5 – это солеобразующий оксид.

4. Из перманганата калия массой 7,9 г получили кислород, который прореагировал с магнием. Какую массу оксида магния при этом получили?

<p>Дано: $m(\text{KMnO}_4) = 7,9 \text{ г}$ <hr style="width: 80%; margin: 10px auto;"/> $m(\text{MgO}) - ?$</p>	<p style="text-align: center;">Решение:</p> <div style="text-align: center;"> $7,9 \text{ г}$ $x_1 \text{ л}$ </div> $2\text{KMnO}_4 = \text{MnO}_2 + \cancel{\text{K}_2\text{MnO}_4} + \text{O}_2$ <div style="text-align: center;"> $2 \cdot 158 \text{ г}$ $22,4 \text{ л}$ </div> $x_1 = 7,9 \cdot 22,4 / 2 \cdot 158 = 0,56 \text{ л}$ <div style="text-align: center;"> $0,56 \text{ л}$ $x_2 \text{ г}$ </div> $\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$ <div style="text-align: center;"> $22,4 \text{ л}$ $2 \cdot 40 \text{ г}$ </div> $x_2 = 0,56 \cdot 2 \cdot 40 / 22,4 = 2 \text{ г}$
<p>Ответ: <u> $m(\text{MgO}) = 2 \text{ г}$ </u></p>	

ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ГИДРОКСИДОВ

Гидроксиды – это соединения оксидов химических элементов с водой. Известны гидроксиды почти всех химических элементов. Многие из гидроксидов встречаются в природе в виде минералов. Гидроксиды являются одним из важнейших классов неорганических соединений. Растворимые в воде гидроксиды некоторых металлов являются **щелочами** (например, NaOH, KOH, Ca(OH)₂ и др.). Гидроксиды неметаллов – это **кислородные кислоты** (например, H₂SO₄, HNO₃, HClO₄, H₂CO₃ и др.). Гидроксиды, которые в зависимости от условий проявляют основные или кислотные свойства, называются **амфотерными** (например, Al(OH)₃, Cr(OH)₃, Zn(OH)₂).

Цель работы: Изучить способы получения и свойства гидроксидов.

Реактивы и материалы: Na, K, Li, K₂O, NH₃, растворы HCl, NaOH, Cr(SO₄)₃, Ca(OH)₂, лакмус, фенолфталеин, лабораторный штатив, круглодонная колба для аммиака, набор пробирок, чашки Петри, ёмкость для воды.

Техника безопасности. Проявлять внимательность и осторожность в работе со стеклянной посудой и реактивами.

Гидроксиды натрия и калия – сильные щёлочи, которые разрушают кожу и одежду. Соблюдать осторожность. При попадании на руки необходимо смыть большим количеством воды.

Помнить, что растворы кислот и щелочей нельзя сливать в канализацию, а только в специально приготовленные ёмкости. По окончании работы вымыть посуду и протереть лабораторный стол.



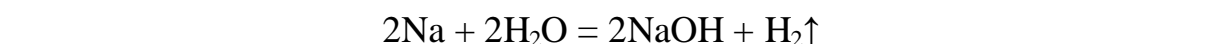
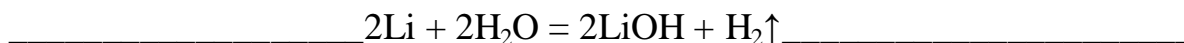
ОПЫТ I. *Взаимодействие щелочных металлов Na, K, Li с водой.*

Поместите в три чашки Петри с водой и индикатором – фенолфталеином кусочки Na, K, Li.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнения реакций:



Вывод: При взаимодействии щелочного металла с водой образуется щёлочь и выделяется водород.

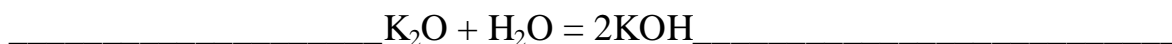
ОПЫТ II. *Взаимодействие основных оксидов с водой.*

В пробирку с основным оксидом K_2O добавьте воду. Затем к полученному раствору добавьте индикатор – фенолфталеин.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: При взаимодействии основного оксида с водой образуется щёлочь.

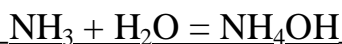
ОПЫТ III. *Растворение аммиака NH_3 в воде.*

В ёмкость с водой добавить индикатор – фенолфталеин. Круглодонную колбу с аммиаком NH_3 закрепить на штативе. Опустить резиновую трубку из колбы в ёмкость с водой.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|--|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input checked="" type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: При растворении аммиака в воде образуется щёлочь – нашатырный спирт.



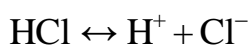
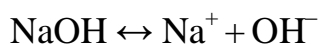
ОПЫТ IV. Взаимодействие гидроксидов с индикаторами.

В три пробирки налили по 2 мл: раствор NaOH, раствор HCl и воду. С помощью индикатора – лакмуса распознать, в какой пробирке, какой раствор.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнения реакций:



Вывод: С помощью индикатора можно различить, в каком сосуде находится кислота, в каком – щёлочь.



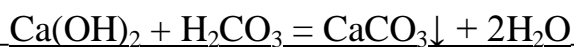
ОПЫТ V. Взаимодействие гидроксидов с кислотами.

В пробирку с гидроксидом кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ добавить угольную кислоту H_2CO_3 .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|--|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input checked="" type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: При взаимодействии гидроксида кальция с угольной кислотой образуется осадок карбоната кальция, который в избытке угольной кислоты растворяется.



ОПЫТ VI. Получение амфотерных гидроксидов.

В пробирку с сульфатом хрома $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ добавить щёлочь KOH .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: При взаимодействии соли амфотерного металла со щёлочью образуется осадок амфотерного гидроксида.



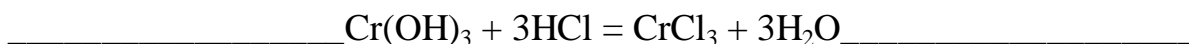
ОПЫТ VII. Взаимодействие амфотерных гидроксидов с кислотами.

В пробирку с гидроксидом хрома $\text{Cr}(\text{OH})_3$ добавить соляную кислоту HCl .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|--|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input checked="" type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: При взаимодействии с кислотой осадок амфотерного гидроксида растворяется.



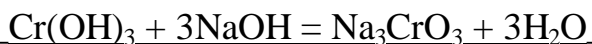
ОПЫТ VIII. Взаимодействие амфотерных гидроксидов со щелочами.

В пробирку с гидроксидом хрома $\text{Cr}(\text{OH})_3$ добавить щёлочь NaOH .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|--|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input checked="" type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



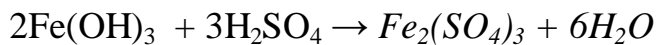
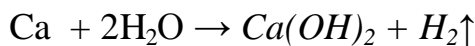
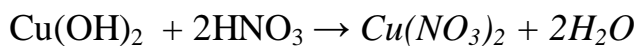
Вывод: При взаимодействии со щёлочью осадок амфотерного гидроксида растворяется.

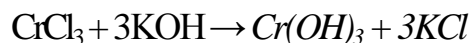
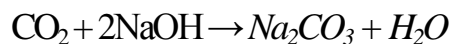
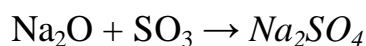


1. Указать среди гидроксидов щёлочи и амфотерные гидроксиды (поставить знак \checkmark). Назвать гидроксиды.

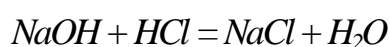
	Название	Щёлочи	Амфотерные гидроксиды
Ca(OH)_2	Гидроксид кальция	\checkmark	
Fe(OH)_3	Гидроксид железа (III)		\checkmark
KOH	Гидроксид калия	\checkmark	
NH_4OH	Гидроксид аммония	\checkmark	
Al(OH)_3	Гидроксид алюминия		\checkmark
LiOH	Гидроксид лития	\checkmark	
Cu(OH)_2	Гидроксид меди		\checkmark
Mg(OH)_2	Гидроксид магния	\checkmark	

2. Закончить уравнения возможных реакций, поставить коэффициенты:





3. Просмотрите видеоролик и ответьте на вопрос: какая это реакция?



Взаимодействие кислоты с основанием называется реакцией нейтрализации.

4. Почему алюминий, являясь активным металлом, не реагирует с водой при обычных условиях?

Алюминий – активный металл. Но при обычной температуре на воздухе быстро покрывается тонким плотным слоем оксида, который предохраняет его от окисления. Только без оксидного слоя алюминий может реагировать с водой с образованием гидроксида алюминия и водорода.

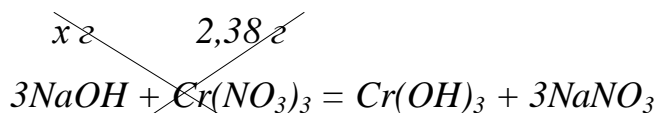
5. Рассчитать массу раствора гидроксида натрия, которая требуется для осаждения гидроксида хрома (III) из раствора, содержащего 2,38 г нитрата хрома (III)?

Дано:

$$m(\text{Cr}(\text{NO}_3)_3) = 2,38 \text{ г}$$

$$m(\text{NaOH}) - ?$$

Решение:



$$3 \cdot 40 \text{ г} \quad 238 \text{ г}$$

$$x = 3 \cdot 40 \cdot 2,38 / 238 = 1,2 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{NaOH}) = 1,2 \text{ г}$

Дата: « ___ » _____ ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5

ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА КИСЛОТ

Кислоты – это химические соединения, которые содержат в своём составе водород, способный замещаться металлами с образованием солей, а также взаимодействуют с основаниями и основными оксидами с образованием соли и воды. Общим свойством кислот является образование при диссоциации в водных растворах положительно заряженных ионов водорода, например,



В настоящее время считают, что ион водорода гидратируется, образует с водой ион гидроксония H_3O^+ , который и обуславливает свойства кислот: кислый вкус, способность вступать в реакции нейтрализации с основаниями, изменять цвет индикатора, взаимодействовать с металлами с выделением водорода и др. Число атомов водорода в кислоте определяет её основность.

С развитием химии взгляды на кислоты время от времени изменялись. Лавуазье считал, что особенности кислот объясняются наличием в них кислорода. Однако существует ряд бескислородных кислот. В 1841 г. Дэви предложил считать носителем кислотных свойств водород. В настоящее время кислотами считаются вещества, которые отщепляются протоны (ионы водорода).

Кислоты играют большое значение в лабораторной практике, промышленности и народном хозяйстве.

Цель работы: Изучить способы получения и свойства кислот.

Приобрести навыки пользования электрохимическим рядом напряжений металлов.

Реактивы и материалы: S, P, Fe, Hg, растворы HCl, H_2SO_4 , HNO_3 , H_2CO_3 , NH_4OH , лакмус, метилоранж, Na_2SiO_3 , лабораторный штатив, чашки Петри, ложка для сжигания, горелка (спиртовка), химические стаканы,

круглодонная колба с хлороводородом, ёмкость с водой, ёмкость для ртути, набор пробирок, пластиковая бутылка.

Техника безопасности. Проявлять внимательность и осторожность в работе с нагревательными приборами, стеклянной посудой и реактивами.

При приготовлении растворов из концентрированных кислот последние добавлять в воду небольшими порциями при постоянном перемешивании. В случае попадания кислоты на кожу её следует смыть большим объёмом воды, обработать обожжённое место раствором питьевой соды и снова промыть водой.

Соли азотистой кислоты ядовиты, поэтому брать их только шпателями и не допускать попадания на слизистые оболочки.

Ртуть легко восстанавливается из растворов солей. При попадании солей ртути в канализацию она может быть восстановлена металлом, из которого изготовлены канализационные трубы. Испаряясь, ртуть станет причиной токсичности воздуха в лаборатории. Поэтому отходы соединений ртути не выливать в раковину, а сливать в специальную ёмкость.

Помнить, что растворы кислот нельзя сливать в канализацию без нейтрализации. По окончании работы вымыть посуду и протереть лабораторный стол.

ОПЫТ I. Получение соляной кислоты HCl.

В ёмкость с водой добавить индикатор – лакмус. Круглодонную колбу с хлороводородом HCl закрепить на штативе. Опустить резиновую трубку из колбы в ёмкость с водой.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|--|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input checked="" type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: Газообразный хлороводород хорошо растворяется в воде и образует соляную кислоту.

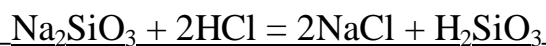
ОПЫТ II. Получение кремниевой кислоты H_2SiO_3 .

В пробирку с силикатом натрия Na_2SiO_3 добавить соляную кислоту HCl .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: При взаимодействии соляной кислоты с силикатом натрия образуется нерастворимая кремниевая кислота.

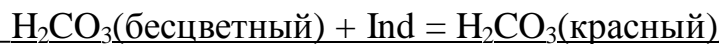
ОПЫТ III. Взаимодействие кислот с индикаторами.

Налить в колбу раствор угольной кислоты H_2CO_3 и добавить индикатор – метилоранж.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: Угольная кислота изменяет цвет индикатора.

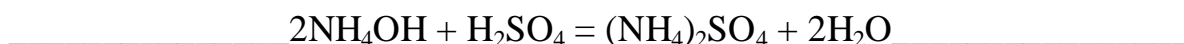
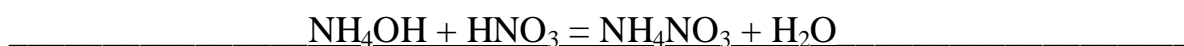
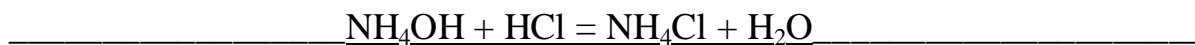
ОПЫТ IV. Взаимодействие кислот с основаниями.

Налить в три стакана раствор аммиака NH_4OH и добавить: в первый стакан раствор соляной кислоты HCl , во второй – раствор азотной кислоты HNO_3 и в третий – раствор серной кислоты H_2SO_4 .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|--|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input checked="" type="checkbox"/> Другие наблюдения (<i>дым</i>) |

Записать уравнения реакций:



Вывод: При взаимодействии кислот с раствором аммиака образуются соли (хлорид, нитрат и сульфат соответственно) и вода.

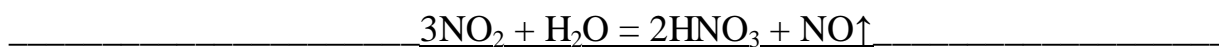
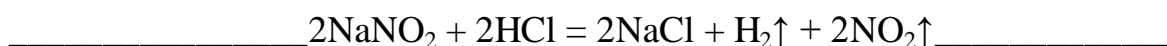
ОПЫТ V. Взаимодействие кислот с солями.

Насыпать в пластиковую бутылку нитрит натрия NaNO_2 и прилить воду. Растворить нитрит натрия в воде. Затем прилить раствор соляной кислоты HCl .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|--|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input checked="" type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнения реакций:



Вывод: При взаимодействии соляной кислоты с нитритом натрия образуются хлорид натрия и неустойчивая азотистая кислота, которая разлагается на оксид азота (IV) и водород. Оксид азота (IV) растворяется в воде и образуются азотная кислота и оксид азота (II).

ОПЫТ VI. Взаимодействие азотной кислоты HNO_3 с металлами.

В стакан с концентрированной азотной кислотой HNO_3 опускаем железную Fe-пластинку.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: Железо с концентрированной азотной кислотой не взаимодействует.



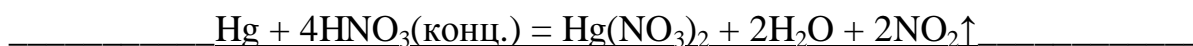
ОПЫТ VII. *Взаимодействие азотной кислоты HNO_3 с неактивными металлами.*

В ёмкость со ртутью Hg налить раствор концентрированной азотной кислоты HNO_3 .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|--|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input checked="" type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: При взаимодействии ртути с концентрированной азотной кислотой образуются нитрат ртути, оксид азота (IV) и вода.



ОПЫТ VIII. *Взаимодействие азотной кислоты HNO_3 с неметаллами.*

Из чашки Петри набрать фосфор P в ложку для сжигания и поджечь на горелке. Внести горящий фосфор в пробирку с концентрированной азотной кислотой HNO_3 .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|--|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input checked="" type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |

Изменений не наблюдали Другие наблюдения

Записать уравнение реакции:



Вывод: При взаимодействии фосфора с азотной кислотой образуются фосфорная кислота и оксид азота (II).



ОПЫТ IX. Взаимодействие серной кислоты H_2SO_4 с неметаллами.

Из чашки Петри набрать серу S в ложку для сжигания и поджечь на горелке. Внести расплавленную серу в пробирку с концентрированной серной кислотой H_2SO_4 .

Отметить свои наблюдения:

Изменение цвета раствора Растворение химического соединения
 Появление осадка Выделение газа
 Изменений не наблюдали Другие наблюдения

Записать уравнение реакции:



Вывод: При взаимодействии серы с серной кислотой образуются сернистый газ и вода.

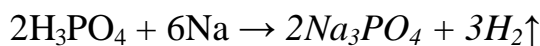
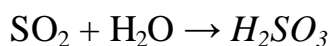
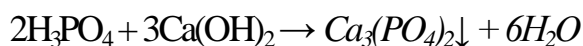
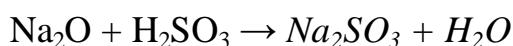
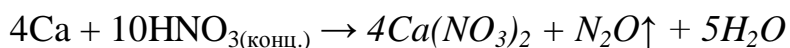


1. Назвать кислоты. Указать кислородные и бескислородные кислоты (поставить знак \checkmark).

	Название	Кислородные	Бескислородные
HCl	<i>Хлороводородная кислота</i>		\checkmark
H₂SO₄	<i>Серная кислота</i>	\checkmark	
H₂SiO₃	<i>Кремниевая кислота</i>	\checkmark	
HBr	<i>Бромоводородная кислота</i>		\checkmark
H₃PO₄	<i>Фосфорная кислота</i>	\checkmark	

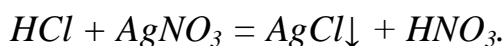
HNO₃	<i>Азотная кислота</i>	√	
CH₃COOH	<i>Уксусная кислота</i>	√	

2. Закончить уравнения возможных реакций, поставить коэффициенты:

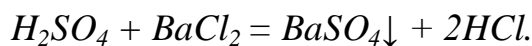


3. Просмотрите видеоролик и ответьте на вопрос: как распознать, в какой пробирке какая кислота?

Для определения HCl надо добавить раствор нитрата серебра:



Для определения H₂SO₄ надо добавить раствор хлорида бария:

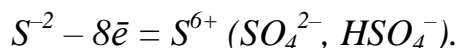
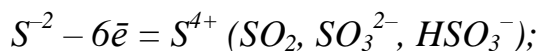
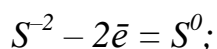


Для определения HNO₃ надо добавить медь:



4. Почему H₂S проявляет только восстановительные свойства?

Проявление сероводородом H₂S только восстановительных свойств обусловлено присутствием в молекуле двухвалентного отрицательно заряженного иона S⁻², который очень легко отдаёт свои электроны по таким схемам:



Дата: « ___ » _____ ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6

ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА СОЛЕЙ

Соли – класс химических соединений. Соли представляют собой кристаллические вещества с ионной структурой. В водных растворах соли диссоциируют на положительно заряженные ионы металлов или аммония и отрицательно заряженные ионы кислотных остатков.

Различают соли средние (нормальные) – Na_2SO_4 , MgCl_2 , кислые (гидро-) – NaHSO_4 , NaH_2PO_4 , основные (гидрокси-) – $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$, двойные $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, смешанные $\text{CaCl}(\text{OCl})$.

Соли находят широкое применение в химическом синтезе, в медицине, в различных отраслях промышленности и в быту. Например, гидрокарбонат натрия (*питьевую соду*) NaHCO_3 применяют в хлебопечении, медицине, для наполнения огнетушителей; фосфат натрия $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ используют для смягчения воды, для удаления масла и жира с машин и одежды, для мытья стёкол и полов; хлорат калия (*бертолетова соль*) KClO_3 используют при изготовлении массы для спичечных головок; перманганат калия KMnO_4 используют для отбеливания тканей, жиров, масел, как окислитель и в медицине и т.д.

Цель работы: Изучить способы получения и свойства солей.

Реактивы и материалы: Fe, Zn, кристаллические соли: FeCl_3 , KCl , CaCl_2 , CuCl_2 , растворы H_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, Na_2CO_3 , Na_3PO_4 , AgNO_3 , KCNS , SnCl_2 , раствор мыла, набор пробирок, химические стаканы и колбы, цилиндр с хлором Cl_2 , газовая горелка, нихромовая проволока.

Техника безопасности. Проявлять внимательность и осторожность в работе с нагревательными приборами, стеклянной посудой и реактивами.

Работу с хлором проводить под тягой. Не нюхать его. Помнить, что хлор поражает дыхательные пути и приводит к тяжёлым отравлениям. При отравлении хлором в качестве противоядия вдыхать пары 10%-го раствора аммиака.

При приготовлении растворов из концентрированных кислот последние добавлять в воду небольшими порциями при постоянном перемешивании. В случае попадания кислоты на кожу её следует смыть большим объёмом воды, обработать обожжённое место раствором пищевой соды и снова промыть водой.

Помнить, что растворы кислот нельзя сливать в канализацию без нейтрализации. По окончании работы вымыть посуду и протереть лабораторный стол.



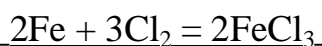
ОПЫТ I. *Получение средних солей взаимодействием металлов с неметаллами.*

Взаимодействие железа Fe с хлором Cl₂. В цилиндр с хлором Cl₂ внести железную Fe-проволоку.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|--|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input checked="" type="checkbox"/> Другие наблюдения (<i>дым</i>) |

Записать уравнение реакции:



Вывод: При взаимодействии железа с хлором образуется хлорид железа (III).



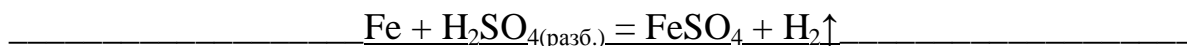
ОПЫТ II. *Получение средних солей взаимодействием металлов с кислотами.*

Взаимодействие железа Fe и серной кислоты H₂SO₄. В стакан с разбавленной серной кислотой H₂SO₄ погрузить железную Fe-пластинку.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|--|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input checked="" type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: При взаимодействии железа с разбавленной серной кислотой образуется сульфат железа и выделяется водород.



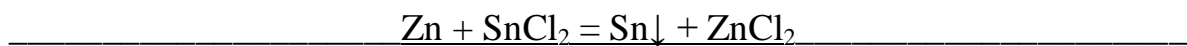
ОПЫТ III. *Получение средних солей взаимодействием металлов с солями.*

Взаимодействие цинка Zn и хлорида олова SnCl₂. В стакан с раствором хлорида олова SnCl₂ погрузить Zn-пластинку.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|--|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input checked="" type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: Более активный металл – цинк вытесняет менее активный металл – олово из раствора его соли.



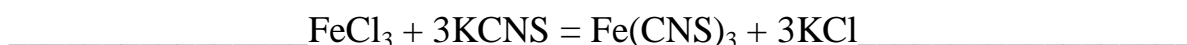
ОПЫТ IV. *Получение средних солей взаимодействием между солями.*

Взаимодействие хлорида железа FeCl₃ с роданидом калия KCNS (качественная реакция на Fe³⁺). В пробирку набрать хлорид железа FeCl₃ – кристаллическое вещество жёлтого цвета. Добавить дистиллированной воды для его растворения. Из колбы прилить раствор роданида калия KCNS к раствору хлорида железа FeCl₃.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: При взаимодействии хлорида железа (III) с роданидом калия образуется роданид железа кроваво-красного цвета.



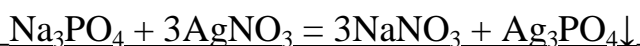
ОПЫТ V. Получение нерастворимых солей.

Взаимодействие фосфата натрия Na_3PO_4 и нитрата серебра AgNO_3 (качественная реакция на PO_4^{3-}). В пробирку с фосфатом натрия Na_3PO_4 добавить раствор нитрата серебра AgNO_3 .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: При взаимодействии фосфата натрия с нитратом серебра образуется нерастворимая соль – фосфат серебра.



ОПЫТ VI. Жёсткость воды и способы её устранения.

Налить в один стакан дистиллированную воду, а в другой стакан – жёсткую воду. Добавить в оба стакана раствор мыла.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|--|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input checked="" type="checkbox"/> Другие наблюдения (пена) |

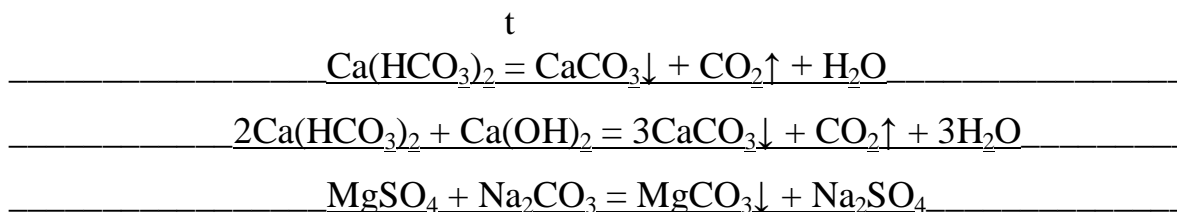
Вывод: При добавлении мыла в дистиллированную воду образуется мыльная пена, а в жёсткую воду – осадок жирных кислот.

Для устранения жёсткости воды: **кипячение:** нагреть пробирку с жёсткой водой (вода содержит гидрокарбонаты и сульфаты Mg^{2+} и Ca^{2+}). Другой способ: добавить в пробирку с жёсткой водой известковую воду – гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$, а для устранения сульфатов CaSO_4 и MgSO_4 добавить в пробирку с жёсткой водой карбонат натрия Na_2CO_3 .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнения реакций:



Вывод: Для устранения жёсткости воды гидрокарбонаты и сульфаты кальция и магния переводят в нерастворимые карбонаты.

ОПЫТ VII. Окрашивание пламени солями металлов.

Окрашивание пламени солями K, Ca, Cu. В пламя газовой горелки внести на петельке из нихромовой проволоки (сплав никеля Ni и хрома Cr) соль калия. Аналогично провести опыт для солей кальция и меди.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input checked="" type="checkbox"/> Другие наблюдения (окраска пламени) |

Вывод: Соли калия окрашивают пламя в фиолетовый цвет, соли кальция – в красный цвет, а соли меди – в зелёный цвет, что позволяет определить, ионы какого металла содержатся в той или иной соли.

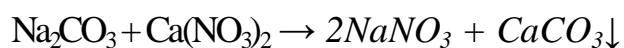
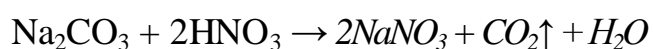
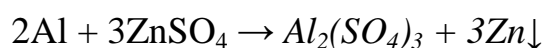
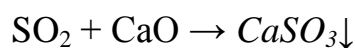
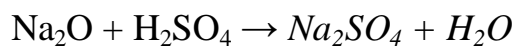
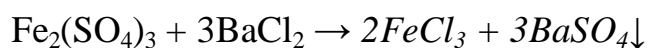
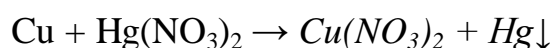
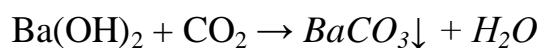


1. Назвать соли, указать их тип (поставить знак \checkmark).

	Название	Средняя	Двойная	Кислая
BaSO ₄	Сульфат бария	\checkmark		
KAl(SO ₄) ₂	Сульфат калия-алюминия		\checkmark	

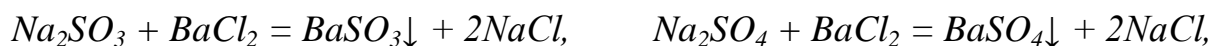
NaHCO_3	Гидрокарбонат натрия			√
K_3PO_4	Фосфат калия	√		
AgNO_3	Нитрат серебра	√		
KNaSO_4	Сульфат калия-натрия		√	
KCl	Гидрохлорид калия			√
$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихромат аммония	√		

2. Закончить уравнения возможных реакций, поставить коэффициенты:

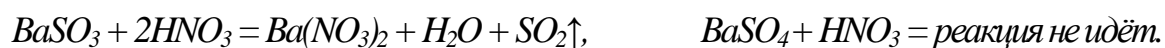


3. Просмотрите видеоролик и ответьте на вопрос: как распознать, в какой пробирке находится Na_2SO_3 , а в какой - Na_2SO_4 ?

Для распознавания солей сначала надо добавить BaCl_2 :



а затем добавить концентрированную азотную кислоту:



4. Для мытья жирной посуды в лаборатории часто используют хромовую смесь, которая состоит из дихромата калия и серной кислоты. На каких свойствах основано её применение?

Хромовая смесь – смесь $K_2Cr_2O_7$ с концентрированной H_2SO_4 – сильный окислитель. Смесь легко растворяет жиры на посуде и делает её чистой.

5. В реакции между оксидом железа (III) и азотной кислотой получили нитрат железа (III) массой 60,5 г. Рассчитайте массу и количество вещества оксида, вступившего в реакцию?

Дано:

$$m(Zn) = 13,65г$$

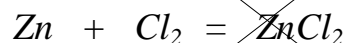
$$m(Cl_2) = 14,2г$$

$$\omega(ZnCl_2) = 85\%$$

$$m(ZnCl_2) - ?$$

Решение:

$$13,65г \quad 14,2г \quad x_1г$$



$$65г \quad 71г \quad 136г$$

находим массу Zn, необходимую для реакции:

$$m(Zn) = 65 \cdot 14,2 / 71 = 13г$$

$13г < 13,65г$, т.е. Zn взяли в избытке;

находим массу Cl_2 , необходимую для реакции:

$$m(Cl_2) = 71 \cdot 13,65 / 65 = 14,91г$$

$14,91г > 14,2г$, т.е. Cl_2 взяли в недостатке,

и находить массу $ZnCl_2$ надо по Cl_2 :

$$m(ZnCl_2) = x_1 = 14,2 \cdot 136 / 71 = 27,2г$$

$$27,2г - 100\%$$

$$x_2г - 85\%$$

$$x_2 = 27,2 \cdot 85 / 100 = 23,12г$$

Ответ: $m(ZnCl_2) = 23,12г$

Дата: « ___ » _____ ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Распад электролита на ионы в растворе или расплаве называют **электролитической диссоциацией**:



Положительно заряженные ионы называют катионами, отрицательно заряженные – анионами. Отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу растворённых молекул электролита называют степенью диссоциации. Степень диссоциации α выражают в долях единицы или процентах:

$$\alpha = n/N \quad \text{или} \quad \alpha = n \cdot 100/N,$$

где n – число распавшихся на ионы молекул; N – общее число молекул.

Степень диссоциации зависит от природы электролита, концентрации раствора и температуры. Истинная степень диссоциации сильных электролитов в растворах любой концентрации равна 100%. Однако в растворе гидратированные ионы с противоположными зарядами способны взаимодействовать друг с другом с образованием ионных пар, что в опытах воспринимается как неполная диссоциация сильного электролита. Более точным критерием для сравнения силы электролитов служит константа диссоциации.

Для слабых электролитов диссоциация является обратимым процессом:



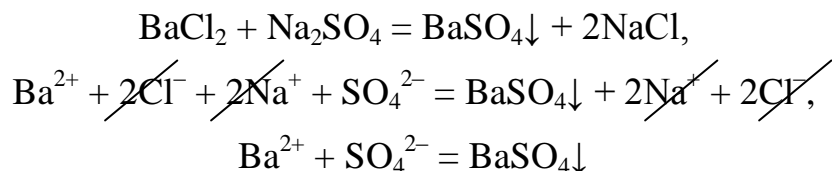
Поэтому в растворах электролитов имеет место равновесие между ионами и недиссоциированными молекулами. Константу равновесия этого обратимого процесса называют константой электролитической диссоциации (K_d):

$$K_d = [K^+][A^-]/[KA],$$

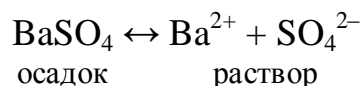
где $[K^+]$ и $[A^-]$ – концентрации катионов и анионов в растворе, моль/л; $[KA]$ – концентрация недиссоциированных молекул, моль/л.

Для данного электролита значение K_d постоянно при данной температуре и не зависит от концентрации. Чем больше K_d , тем сильнее электролит.

При взаимодействии растворов электролитов реакции происходят между ионами растворённых веществ:



Реакции между ионами направлены в сторону образования малорастворимых веществ. На границе малорастворимого сильного электролита с раствором ионы из осадка переходят в раствор и вновь возвращаются на поверхность твёрдого вещества, т.е. устанавливается равновесие между ними:



В момент наступления равновесия раствор становится насыщенным.

Количественно это равновесие можно характеризовать константой равновесия (K):

$$K = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]/[\text{BaSO}_4],$$

где $[\text{Ba}^{2+}]$, $[\text{SO}_4^{2-}]$, $[\text{BaSO}_4]$ – соответственно концентрации ионов бария, сульфат-ионов и соли, моль/л.

Так как концентрация твёрдой соли – величина постоянная, то при умножении константы равновесия на эту концентрацию получим новую константу, которая называется произведением растворимости (ПР):

$$\text{ПР} = [K^+][A^-].$$

В насыщенном растворе малорастворимого электролита произведение концентрации ионов является величиной постоянной при данной температуре. Образование и растворение осадков связано со значениями ПР. Осадки образуются только в том случае, если произведение концентраций ионов станет больше ПР. При повышении температуры значение ПР обычно увеличивается.

Цель работы: Исследование свойств растворов электролитов. Установление причин, которые вызывают протекание реакций ионного обмена до конца. Получение амфотерных гидроксидов и подтверждение их амфотерных свойств.

Реактивы и материалы: кристаллические NaOH, Na₂CO₃, CuSO₄, растворы HCl, NaOH, ZnCl₂, BaCl₂, Na₂SO₄, PbBr₂, KI, лакмус, метилоранж, лабораторный штатив, чашка Петри, фарфоровая чашка, стаканы, газовая горелка (спиртовка), электроды, генератор электрического тока, набор пробирок.

Техника безопасности. Проявлять внимательность и осторожность в работе с нагревательными приборами, стеклянной посудой и реактивами.

При приготовлении растворов из концентрированных кислот или щелочей последние добавлять в воду небольшими порциями при постоянном перемешивании. В случае попадания кислоты на кожу её следует смыть большим объёмом воды, обработать обожжённое место раствором пищевой соды и снова промыть водой. В случае попадания щёлочи на кожу её следует смыть большим количеством воды, обработать обожжённое место слабым раствором уксусной кислоты.

Помнить, что растворы кислот и щелочей нельзя сливать в канализацию без нейтрализации. По окончании работы вымыть посуду и протереть лабораторный стол.



ОПЫТ I. Окраска растворов индикаторов.

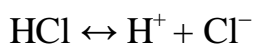
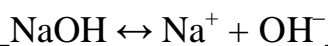
В двух пробирках находится раствор щёлочи – гидроксид натрия NaOH, в двух других пробирках – раствор соляной кислоты HCl. С помощью растворов индикаторов – лакмуса и метилоранжа – определить, в каких пробирках находится щёлочь, а в каких – кислота.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |

Изменений не наблюдали Другие наблюдения

Записать уравнения реакций:



Вывод: Щелочную среду определяют ионы OH^- , а кислую среду определяют ионы H^+ . Лакмус и метилоранж в зависимости от среды раствора изменяют свою окраску.

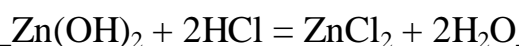
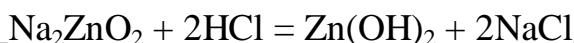
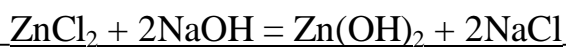
ОПЫТ II. Получение амфотерных гидроксидов и исследование их свойств.

В пробирке находится раствор хлорида цинка ZnCl_2 . В первой колбе находится раствор соляной кислоты HCl , а во второй колбе – раствор щёлочи – гидроксид натрия NaOH . Добавить в пробирку раствор NaOH . Для исследования свойств $\text{Zn}(\text{OH})_2$ прилить избыток раствора NaOH ; затем прилить немного раствора соляной кислоты HCl ; добавить избыток соляной кислоты HCl .

Отметить свои наблюдения:

Изменение цвета раствора Растворение химического соединения
 Появление осадка Выделение газа
 Изменений не наблюдали Другие наблюдения

Записать уравнения реакций:



Вывод: Амфотерные гидроксиды – малорастворимые вещества. Они образуются при добавлении щёлочи к раствору соли амфотерного металла, при взаимодействии с раствором кислоты или щёлочи осадки амфотерных гидроксидов растворяются.



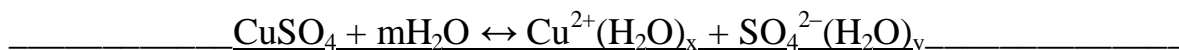
ОПЫТ III. Влияние растворителя на диссоциацию солей.

В чашке Петри находится сульфат меди CuSO_4 . Набрать немного сульфата меди в пробирку и нагреть пробирку на газовой горелке. Отметить окраску. Затем по каплям прилить дистиллированную воду до изменения окраски раствора.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|--|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input checked="" type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: Добавление воды приводит к разбавлению раствора сульфата меди (уменьшению концентрации соли), при этом степень диссоциации увеличивается, окраска раствора изменяется.



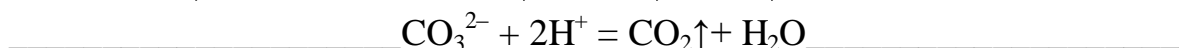
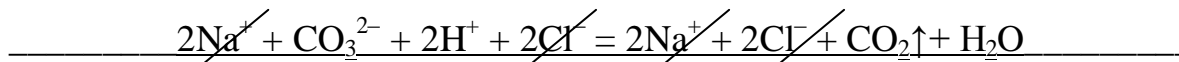
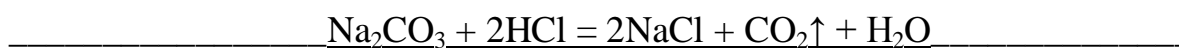
ОПЫТ IV. Реакции ионного обмена с образованием газообразных малорастворимых веществ.

В стакан с карбонатом натрия Na_2CO_3 добавить раствор соляной кислоты HCl .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции в молекулярном и молекулярно-ионном виде:



Вывод: Реакция ионного обмена протекает между карбонат ионом и катионом водорода с образованием углекислого газа и воды и не зависит от катиона соли и аниона кислоты.



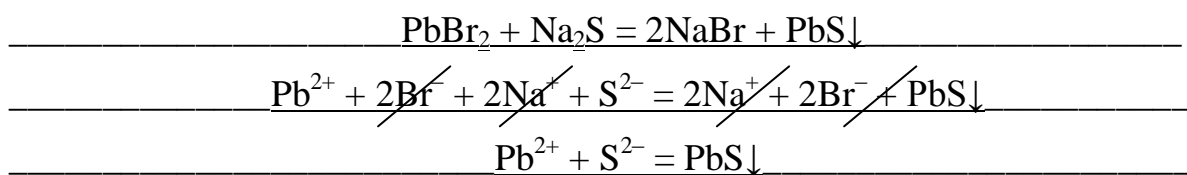
ОПЫТ V. Реакции ионного обмена с образованием малорастворимых осадков.

1) В пробирку с раствором бромида свинца $PbBr_2$ добавить раствор сульфида натрия Na_2S .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции в молекулярном и молекулярно-ионном виде:



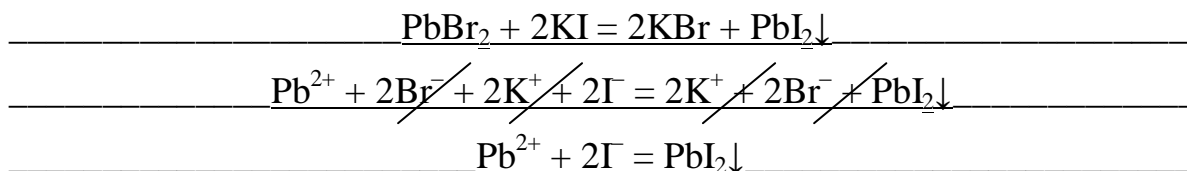
Вывод: Реакция ионного обмена протекает между катионом свинца и сульфид-анионом с образованием нерастворимого сульфида свинца.

2) В пробирку с раствором бромида свинца $PbBr_2$ добавить раствор йодида калия KI .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции в молекулярном и молекулярно-ионном виде:



Вывод: Реакция ионного обмена протекает между катионом свинца и йодид-анионом с образованием нерастворимого йодида свинца.



ОПЫТ VI. Испытание расплавов на электропроводность.

В фарфоровую чашку насыпать гидроксид натрия $NaOH$ и нагреть на пламени газовой горелки. Когда гидроксид натрия $NaOH$ расплавится

поднести его к электродам и проверить, проводит расплав NaOH электрический ток или нет.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|--|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input checked="" type="checkbox"/> Другие наблюдения (загорается лампа) |

Записать уравнение реакции:



Вывод: В расплаве присутствуют заряженные ионы, которые проводят электрический ток.



1. Ответить на вопросы:

а) Что такое степень электролитической диссоциации?

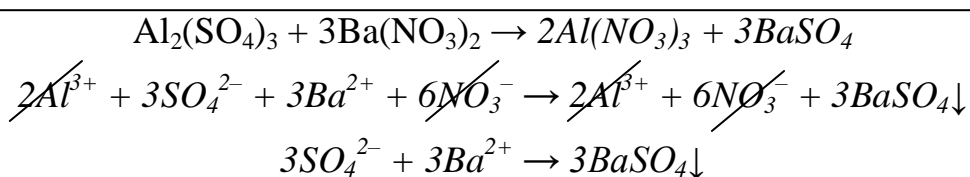
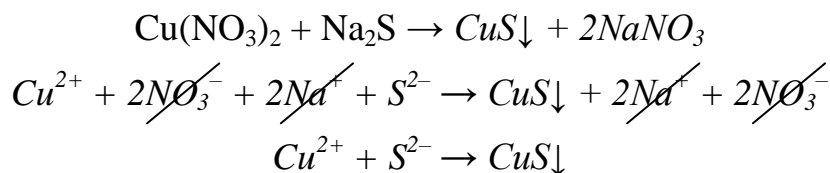
Степень диссоциации – это отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу растворённых молекул электролита.

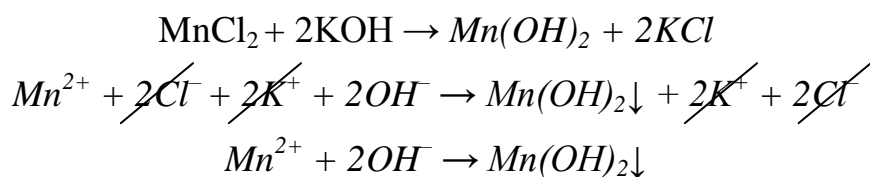
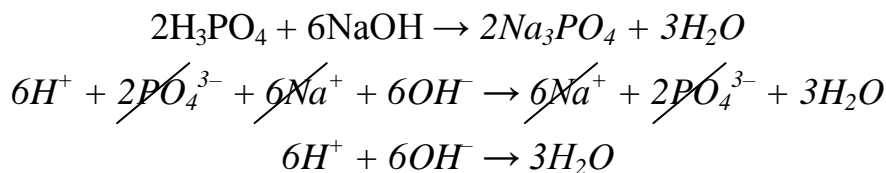
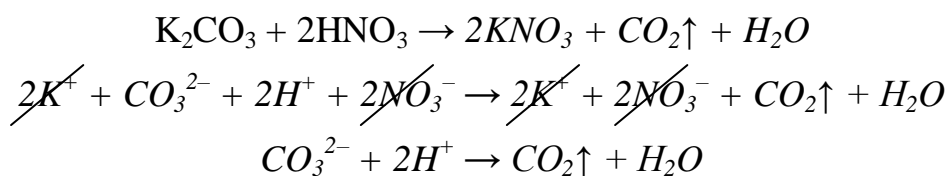
б) От каких факторов она зависит?

Степень диссоциации зависит:

- от природы электролита,
- от концентрации раствора,
- от температуры.

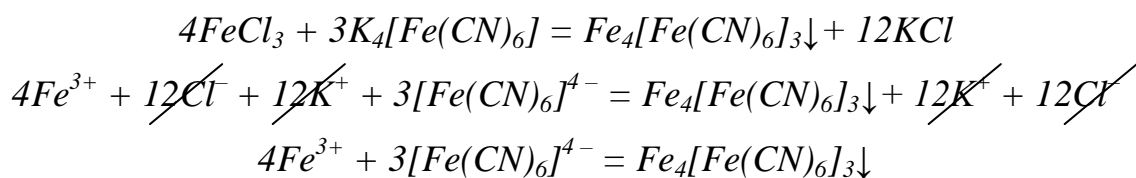
2. Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения и указать, почему приведенные реакции протекают до конца:





3. Просмотрите видеоролик и ответьте на вопрос: можно ли считать данную реакцию реакцией ионного обмена и почему?

Можно, так как в результате реакции образуется нерастворимое вещество – $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$:



4. С помощью значений ПР, определить, какое вещество и во сколько раз больше растворимо в воде: карбонат кальция или сульфат кальция?

Дано:

$$\text{ПР}(\text{CaCO}_3) = 3,8 \cdot 10^{-9}$$

$$\text{ПР}(\text{CaSO}_4) = 2,5 \cdot 10^{-5}$$

$$s(\text{CaCO}_3) - ?$$

$$s(\text{CaSO}_4) - ?$$

Решение:

$$s(\text{CaCO}_3) = \sqrt{\text{ПР}(\text{CaCO}_3)} = \sqrt{3,8 \cdot 10^{-9}} = 6,16 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

$$s(\text{CaSO}_4) = \sqrt{\text{ПР}(\text{CaSO}_4)} = \sqrt{2,5 \cdot 10^{-5}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

$$s(\text{CaSO}_4) / s(\text{CaCO}_3) = 5 \cdot 10^{-3} / 6,16 \cdot 10^{-5} = 81$$

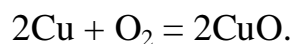
Ответ: сульфат кальция растворяется в 81 раз больше, чем карбонат кальция.

Дата: «__» _____ ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 8

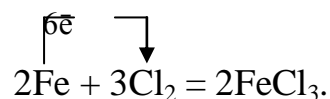
ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительные реакции – это химические реакции, во время которых происходит полный или частичный переход электронов от одних атомов к другим. Отдача электронов называется окислением, присоединение электронов – восстановлением. Процессы окисления и восстановления происходят одновременно.

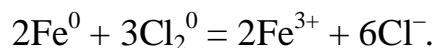
Раньше окисление рассматривали как реакцию присоединения кислорода к какому-нибудь веществу, например, образование оксидов:



В настоящее время окислительно-восстановительные реакции рассматривают как реакции, связанные с передачей электронов



При окислительно-восстановительных реакциях происходит перераспределение зарядов между ионами:



Реакции клеточного дыхания, горения, большое количество важных природных и технических процессов являются окислительно-восстановительными.

Цель работы: Изучить окислительные и восстановительные свойства неорганических соединений.

Реактивы и материалы: Mg, I₂, Al, Sb, Cu(NO₃)₂, растворы KMnO₄, Na₂SO₃, Na₂S, H₂O₂(3%), PbS, NaOH, H₂SO₄, C₂H₅OH, лабораторный штатив, чашки Петри, фарфоровая ступка с пестиком, асбестовая пластинка, горелка (спиртовка), склянка с хлором, стаканчики, колба круглая, набор пробирок.

Техника безопасности. Проявлять внимательность и осторожность в работе с нагревательными приборами, стеклянной посудой и реактивами.

Во избежание попадания раскалённых частиц магния на поверхность стола или руки сжигание надо проводить над фарфоровой чашкой или тиглем.

Работы с хлором проводить под тягой. Не нюхать его. Помнить, что хлор поражает дыхательные пути и приводит к тяжёлым отравлениям. При отравлении хлором в качестве противоядия вдыхать пары 10%-го раствора аммиака.

Не допускать попадания к кристаллическому перманганату калия концентрированной серной кислоты, так как при этом образуются взрывоопасные смеси. Помнить, что раствор перманганата калия разрушает ткани и оставляет пятна на коже.

Соединения свинца ядовиты. Работать с ними аккуратно, не допускать попадания реактивов на руки и стол.

При работе с растворами кислот и щелочей проявлять аккуратность. Не допускать попадания кислот и щелочей на руки, одежду и стол. В случае попадания кислоты на кожу её следует смыть большим объёмом воды, обработать обожжённое место раствором пищевой соды и снова промыть водой. В случае попадания щёлочи на кожу её следует смыть большим количеством воды, обработать обожжённое место слабым раствором уксусной кислоты.

Помнить, что растворы кислот и щелочей нельзя сливать в канализацию без нейтрализации. По окончании работы вымыть посуду и протереть лабораторный стол.



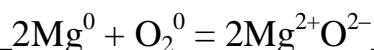
ОПЫТ I. *Зависимость окислительно-восстановительных свойств элементов от их положения в периодической системе элементов Д.И. Менделеева.*

1) *Из чашки Петри взять кусочек магния Mg и поджечь на пламени горелки.*

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|--|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input checked="" type="checkbox"/> Другие наблюдения (свечение) |

Записать уравнение реакции:



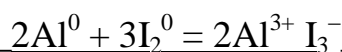
Вывод: В данной реакции магний является восстановителем, а кислород - окислителем.

2) Измельчить в фарфоровой ступке йод I_2 . На асбестовую пластинку высыпать порошок йода I_2 и добавить к нему измельчённый порошок алюминия Al . Добавить немного дистиллированной воды.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|--|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input checked="" type="checkbox"/> Другие наблюдения (свечение) |

Записать уравнение реакции:



Вывод: В данной реакции алюминий является восстановителем, а йод - окислителем.



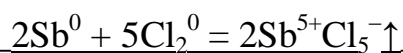
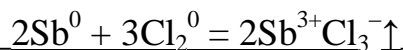
ОПЫТ II. Простые вещества в качестве окислителей и восстановителей.

Насыпать в пробирку порошок сурьмы Sb и нагреть на пламени горелки. Затем порциями высыпать из пробирки порошок сурьмы Sb в склянку с хлором Cl_2 .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|--|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input checked="" type="checkbox"/> Другие наблюдения (дым, вспышки) |

Записать уравнения реакций:



Вывод: В данных реакциях сурьма является восстановителем, а хлор окислителем.



ОПЫТ III. Сложные ионы и молекулы в качестве окислителей и восстановителей.

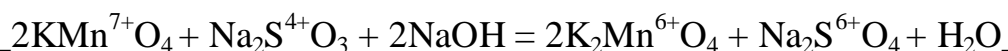
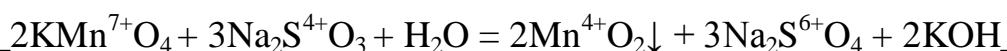
Влияние pH среды на ОВР.

В трёх стаканчиках находится раствор перманганата калия KMnO_4 в различных средах (кислой, нейтральной и щелочной), а в других трёх стаканчиках находится раствор сульфита натрия Na_2SO_3 . Прилить раствор сульфита натрия Na_2SO_3 к раствору перманганата калия KMnO_4 .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнения реакций:



Вывод: В зависимости от реакции среды перманганат восстанавливается до марганца (II), оксида марганца (IV) и манганата калия.



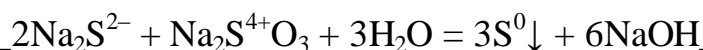
ОПЫТ IV. Окислительно-восстановительные свойства элемента в зависимости от его степени окисления.

В пробирке находится раствор сульфида натрия Na_2S , а в колбе раствор сульфита натрия Na_2SO_3 . Добавить из колбы раствор сульфита натрия Na_2SO_3 в пробирку с раствором сульфида натрия Na_2S .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: В данной реакции контрдиспропорционирования сера со степенями окисления -2 и +6 соответственно превращается в элементарную серу со степенью окисления 0.

ОПЫТ V. Внутримолекулярные ОВР.

Из чашки Петри насыпать в пробирку немного нитрата меди $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и нагреть на пламени горелки.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: В данной реакции в одной молекуле нитрата меди содержатся и окислитель, и восстановитель.

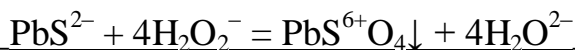
ОПЫТ VI. Пероксиды в ОВР.

В стакан с пероксидом водорода H_2O_2 добавить взвесь сульфида свинца PbS .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: Перекись водорода окисляет сульфид свинца с образованием нерастворимого сульфата свинца.



ОПЫТ VII. Органические вещества в качестве восстановителей.

Налить в пробирку этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ и добавить к нему подкисленный раствор перманганата калия KMnO_4 . Немного нагреть содержимое пробирки на пламени горелки.

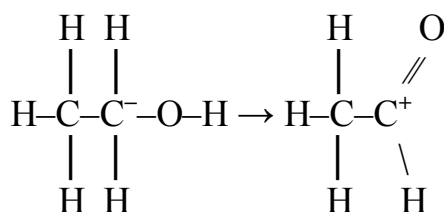
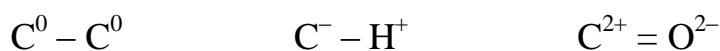
Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



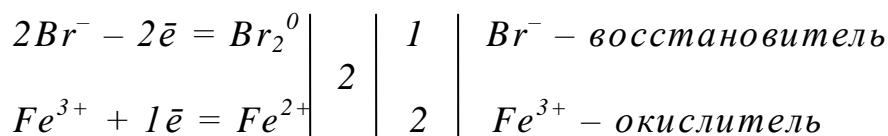
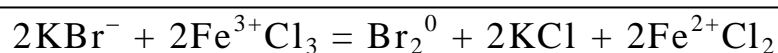
Обратите внимание!!!

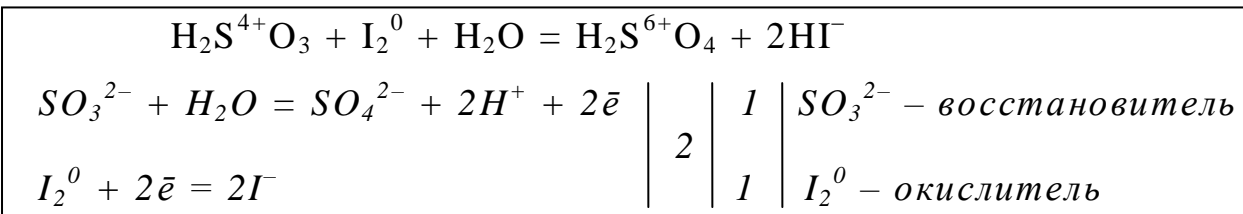
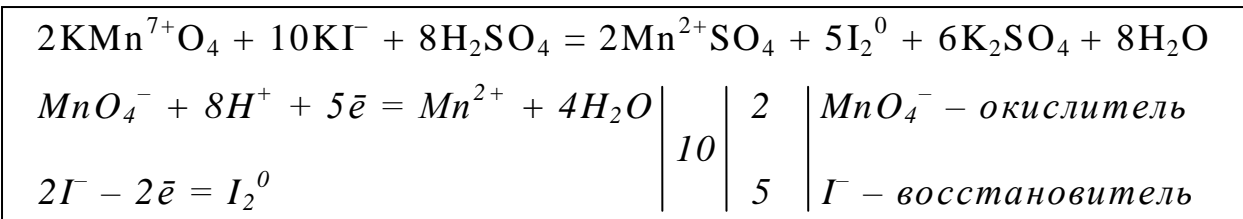


Вывод: Этиловый спирт окисляется перманганатом калия до уксусного альдегида.

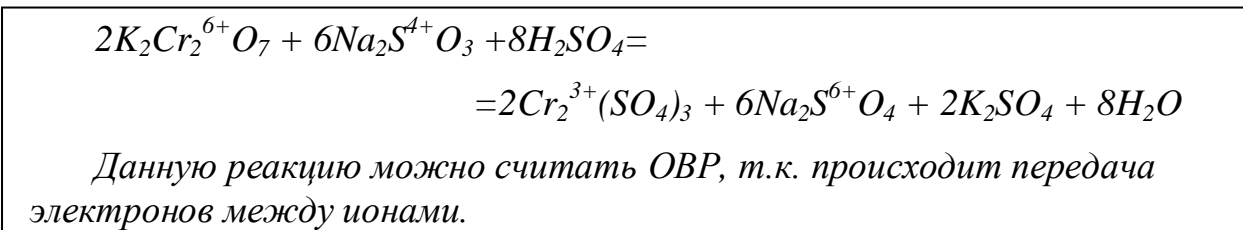


1. Расставить коэффициенты методом электронного баланса:



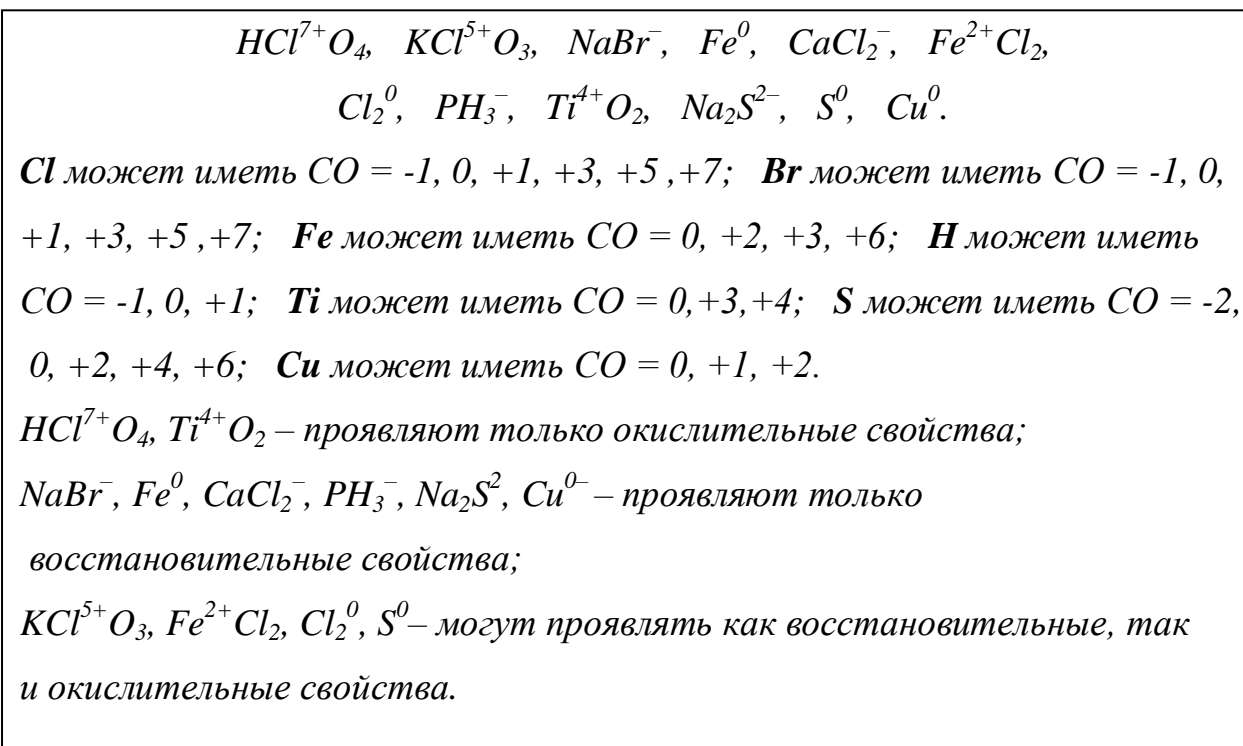


2. Просмотрите видеоролик и ответьте на вопрос: можно ли считать данную реакцию окислительно-восстановительной реакцией и почему?



3. Какие из перечисленных ниже веществ могут проявлять только окислительные свойства? Только восстановительные? Как окислительные, так и восстановительные?

HClO_4 , KClO_3 , NaBr , Fe , CaCl_2 , FeCl_2 , Cl_2 , PH_3 , TiO_2 , Na_2S , S , Cu .



ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ И СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ

Каждая химическая реакция протекает с определённой скоростью. **Скорость химических реакций** определяется изменением концентрации реагентов в единицу времени:

$$v = (C_0 - C_t)/t,$$

где v – скорость химической реакции, моль/(л·с); C_0 = начальная концентрация реагента, моль/л; C_t – конечная концентрация вещества, моль/л; t – время, с.

Скорость химических реакций зависит от природы и концентрации реагентов, температуры, степени измельчения твёрдых веществ, наличия и типа катализатора.

Увеличение концентрации реагентов приводит к возрастанию числа столкновений между частицами (*атомами, молекулами, ионами*), в результате чего скорость реакции возрастает. Влияние концентраций на скорость химической реакции отражает *закон действия масс*:

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.

Математически данный закон для гомогенной реакции $mA + nB = pC$ выражается так:

$$v = kC_A^m C_B^n,$$

где k – константа скорости реакции; C_A и C_B – концентрации веществ А и В.

Константа скорости реакции имеет физический смысл скорости реакции, когда произведение концентраций реагентов равно единице. Константа скорости реакции зависит от природы реагентов, но не зависит от концентрации веществ.

В случае гетерогенных реакций в уравнения закона действия масс входят концентрации только тех веществ, которые находятся в газовой фазе или в растворе. Концентрация вещества, которое находится в твёрдой фазе,

обычно представляет собой постоянную величину и поэтому входит в константу скорости.

С ростом температуры увеличивается число активных соударений частиц, что приводит к повышению скорости реакции. Повышение скорости происходит в соответствии с *правилом Вант-Гоффа*:

При повышении температуры на 10 градусов скорость реакции возрастает в 2 – 4 раза.

Число, которое показывает, во сколько раз увеличивается скорость данной химической реакции с изменением температуры на 10 градусов, называют *температурным коэффициентом реакции*. Математически эта зависимость выражается уравнением:

$$v_{t_2} = v_{t_1} v^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где v_{t_1} – скорость реакции при начальной температуре; v_{t_2} – скорость реакции при конечной температуре; v – температурный коэффициент.

В твёрдом состоянии взаимодействие реагентов может происходить только с поверхности. Поэтому скорость реакции в этом случае будет зависеть от степени развития поверхности: чем больше поверхность, тем выше скорость реакции.

На скорость реакции могут влиять катализаторы. *Катализаторы* – это вещества, которые изменяют скорость реакции, но сохраняют свой состав и количество после промежуточных реакций. Вещества, которые замедляют скорость химической реакции, называются *ингибиторы*.

Цель работы: Установить зависимость скорости реакции и химического равновесия от концентрации реагентов, температуры, наличия катализатора.

Реактивы и материалы: Na, Mg, MnO₂, растворы HCl, H₂SO₄, CH₃COOH, NaOH, Na₂S₂O₃, K₂Cr₂O₇, H₂O₂, C₃H₈O, химические стаканчики, газовая горелка (спиртовка), лабораторный штатив, круглые колбы, набор пробирок.

Техника безопасности: Проявлять внимательность и осторожность в работе с нагревательными приборами, стеклянной посудой и реактивами. Не допускать попадания реактивов на руки, одежду, стол. В случае попадания реактивов на руки смыть их большим количеством водопроводной воды. По окончании работы вымыть посуду и протереть лабораторный стол.

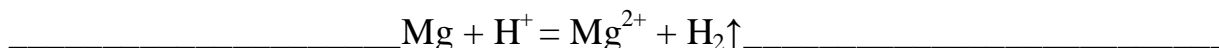
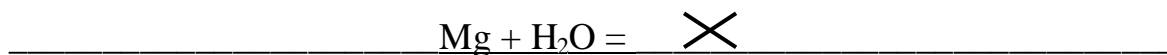
ОПЫТ I. *Влияние природы реагентов на скорость реакции.*

Взять три стакана. В первый и третий налить дистиллированную воду, во второй налить ледяную уксусную кислоту CH_3COOH . Добавить во все стаканы стружку магния Mg . Затем добавить уксусную кислоту CH_3COOH из второго стакана в первый стакан с водой и воду из третьего стакана во второй стакан с уксусной кислотой.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|--|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input checked="" type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнения реакций:



Вывод: Реакция происходит между магнием и раствором уксусной кислоты, т.е. скорость реакции зависит от природы реагентов.

ОПЫТ II. *Влияние концентрации реагентов на скорость реакции.*

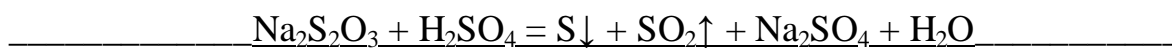
В три стаканчика налить раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Прилить к растворам тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ заранее отмерянные количества серной кислоты H_2SO_4 .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
|--|---|

- | | |
|---|--|
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: В зависимости от концентрации серной кислоты (от его количества) реакция происходит сначала в третьем стакане, затем во втором и затем в первом стакане.



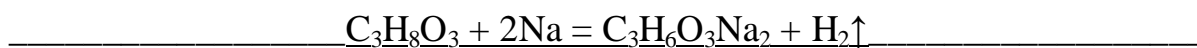
ОПЫТ III. Зависимость скорости реакции от температуры.

Налить в две пробирки немного раствора глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$. Укрепить пробирки с глицерином на лабораторном штативе. Одну из пробирок нагреть на газовой горелке. Добавить в обе пробирки кусочки натрия Na.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: При увеличении температуры увеличивается скорость реакции натрия с глицерином.



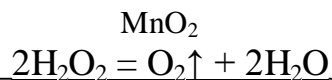
ОПЫТ IV. Зависимость скорости реакции от наличия катализатора или ингибитора.

1) В стаканчик налить пероксид водорода H_2O_2 . Отметить, происходит ли реакция разложения пероксида водорода H_2O_2 . Добавить диоксид марганца MnO_2 .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



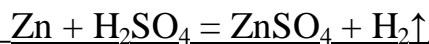
Вывод: Реакция разложения пероксида водорода происходит только при наличии катализатора (диоксида марганца).

2) В два стакана налить раствор серной кислоты H_2SO_4 . В один из стаканов добавить раствор формалина CH_2O . Затем в оба стакана добавить кусочки цинка Zn .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: В присутствии формалина скорость реакции (выделение водорода) замедляется.



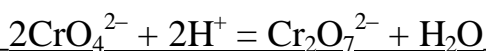
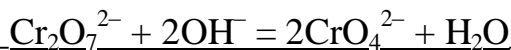
ОПЫТ V. Смещение химического равновесия.

Налить в первую колбу раствор соляной кислоты HCl , во вторую колбу раствор дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, а в третью колбу – раствор гидроксида натрия NaOH . Добавить к раствору дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ раствор гидроксида натрия NaOH . Затем добавить к получившемуся раствору хромата калия K_2CrO_4 раствор соляной кислоты HCl .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

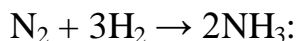
Записать уравнение реакций:



Вывод: При изменении реакции среды происходит переход хроматов в дихроматы и наоборот.



1. В каком направлении сместится равновесие реакции



а) при увеличении концентрации водорода

При увеличении концентрации водорода равновесие сместится вправо.

б) при уменьшении давления

При уменьшении давления равновесие сместится влево.

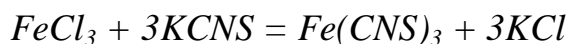
2. Как изменится скорость реакции $2\text{A} + \text{B} = \text{A}_2\text{B}$, если концентрацию вещества А увеличить в три раза?

По закону действия масс: $v_1 = kC_A^2C_B$. Если концентрацию вещества А уменьшить в три раза, $v_2 = k(3C_A)^2C_B$. Отношение

$$v_2/v_1 = k(1/3C_A)^2C_B/kC_A^2C_B = 1/9.$$

Значит, скорость реакции уменьшится в девять раз.

3. Просмотрите видеоролик и ответьте на вопрос: как изменится равновесие реакции, если увеличить концентрацию $\text{Fe}(\text{CNS})_3$?



Если увеличить концентрацию $\text{Fe}(\text{CNS})_3$, то равновесие сместится влево.

4. Как изменится скорость реакции, если температуру повысить на 30°C ? Температурный коэффициент равен 3.

По правилу Вант-Гоффа:

$$v_{t2} = v_{t1} v^{10 \frac{t2-t1}{10}}$$

$$v_{t2}/v_{t1} = v^{10 \frac{30}{10}} = 3^{10} = 27.$$

Значит, скорость реакции возрастёт в двадцать семь раз.

ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Металлы – это вещества, основной особенностью которых является наличие свободных, не связанных с отдельными атомами электронов, которые могут перемещаться по всему объёму тела. Эта особенность металлического состояния вещества определяет свойства металлов, такие как высокая электропроводность, теплопроводность, ковкость, блеск и т.д.

К металлам относятся все элементы побочных подгрупп периодической системы элементов Д.И. Менделеева, а также элементы 1, 2, 3-й основных подгрупп (кроме бора) – германий, олово, свинец, сурьма, висмут, полоний и др.

Большинство металлов на внешнем энергетическом уровне содержит небольшое число электронов (1 – 3). При химических реакциях они способны только отдавать электроны, при этом образовывать заряженные ионы. Поэтому все металлы – восстановители. Способность отдельных металлов к отдаче электронов проявляется в различной степени. Мерой активности металлов в растворах могут служить значения их стандартных электродных потенциалов. Если расположить металлы в порядке возрастания электродных потенциалов, получится электрохимический ряд напряжений металлов:

Li, Cs, K, Pb, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Ti, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co,

*Ni, Sn, Pb, **H**, Sb, Bi, Cu, Ag, Hg, Pt, Au.*

В ряд напряжений вместе с металлами включён и водород. Металлы, которые стоят в ряду напряжений до водорода, при нормальных условиях способны вытеснить водород из растворов кислот; металлы, которые стоят после водорода, не вытесняют его из растворов кислот. Каждый предыдущий металл электрохимического ряда напряжений вытесняет все последующие из растворов их солей.

Большинство металлов при обычных условиях реагируют с кислородом воздуха, с неметаллами, особенно с галогенами; щелочные и щелочноземельные металлы реагируют с водой; все металлы при

определённых условиях растворяются в кислотах. Отдельные металлы пассивируются концентрированными кислотами, так как на их поверхности образуются плотные защитные плёнки оксидов, которые не растворяются в кислотах; так железо пассивируется серной и азотной кислотами, алюминий и хром – азотной кислотой. Некоторые амфотерные металлы реагируют со щелочами. Летучие соединения металлов изменяют окраску пламени.

На этих свойствах основаны методы спектрального качественного и количественного анализа.

Цель работы: Определение условий хранения и общих свойств металлов.

Реактивы и материалы: ампулы с Cs, склянки с керосином для K и Na, порошкообразные Mg, Al, SiO₂, Fe₂O₃, Fe-гвозди, керосин, растительное масло, зажигательная смесь, лабораторный штатив, фарфоровые ступка с пестиком, металлический тигель с алюминиевой фольгой, тигельные щипцы, пинцет, скальпель, магниевый Mg-фитиль, газовая горелка (спиртовка), электролизёр, графитовые электроды, источник электрического тока, стаканчики, набор пробирок.

Техника безопасности: Проявлять внимательность и осторожность в работе с нагревательными приборами, стеклянной посудой и реактивами. Не допускать попадания реактивов на руки, одежду, стол. В случае попадания реактивов на руки смыть их большим количеством водопроводной воды. По окончании работы вымыть посуду и протереть лабораторный стол.

ОПЫТ I. *Хранение активных металлов.*

Цезий и калий – это активные щелочные металлы. Цезий хранят в запаянных стеклянных ампулах, а калий – в склянках с керосином. Отметить физические свойства цезия и калия.

Отметить свои наблюдения:

Изменение цвета раствора

Растворение химического соединения

Появление осадка

Выделение газа

Изменений не наблюдали Другие наблюдения (*цезий имеет золотисто-жёлтый цвет, температура плавления цезия равна 28°C; калий – это мягкий металл серебристо-белого цвета, который хорошо режется ножом*)

Вывод: Щелочные металлы очень активны, поэтому они имеют особые условия хранения.

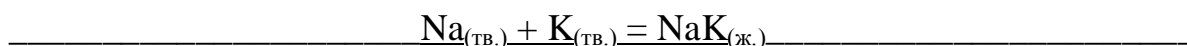
ОПЫТ II. Приготовление жидкого сплава натрия и калия.

Взять небольшие кусочки калия *K* и натрия *Na*. В стаканчике с керосином соединить их с помощью пинцетов и держать пока не получится расплав металлов.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|--|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input checked="" type="checkbox"/> Другие наблюдения (<i>сплав натрия и калия плавится при комнатной температуре</i>) |

Записать уравнение реакции:



Вывод: Свойства сплавов отличаются от свойств металлов, из которых они получают.

ОПЫТ III. Взаимодействие металлов с оксидами.

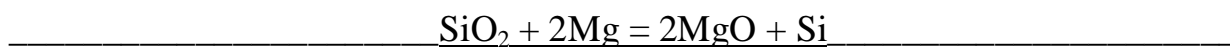
В фарфоровой ступке тщательно измельчить диоксид кремния SiO_2 . Добавить к измельчённому диоксиду кремния SiO_2 порошок магния *Mg*. Хорошо перемешать и насыпать смесь в пробирку. Закрепить пробирку со смесью на лабораторном штативе. Нагреть смесь в пробирке на пламени газовой горелки.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |

Изменений не наблюдали Другие наблюдения (хлопок, ...
изменение цвета смеси)

Записать уравнение реакции:



Вывод: _____ При взаимодействии магния с диоксидом кремния образуется аморфный кремний. _____

ОПЫТ IV. Алюмотермия.

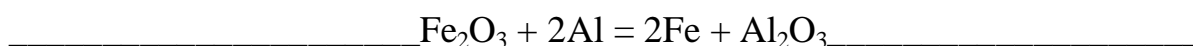
Смешать порошкообразные компоненты – алюминий Al и оксид железа Fe_2O_3 (получится смесь – «термит»). В металлический тигель с алюминиевой Al-фольгой на дне насыпать «термит» и сделать углубление в центре для зажигательной смеси. Насыпать зажигательную смесь, вставить магниевый Mg-фитиль и поджечь его.

Отметить свои наблюдения:

Изменение цвета раствора Растворение химического соединения
 Появление осадка Выделение газа
 Изменений не наблюдали Другие наблюдения (очень высокая

температура – выше 3000°C , поэтому раскалился тигель, в котором находятся расплавленное железо и шлаки)

Записать уравнение реакции:



Вывод: _____ С помощью алюмотермии можно получить чистое, свободное от углерода железо. _____

ОПЫТ V. Электролиз водных растворов.

1) В электролизёр налить электролит – раствор щёлочи KOH. Подсоединить графитовые электроды к источнику электрического тока. Включить электрический ток.

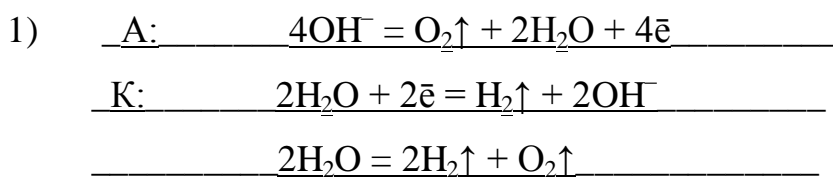
2) В электролизёр налить электролит – раствор хлорида натрия NaCl. Подсоединить графитовые электроды к источнику электрического тока. Включить электрический ток.

3) В электролизёр налить электролит – раствор сульфата марганца $MnSO_4$. Подсоединить графитовые электроды к источнику электрического тока. Включить электрический ток.

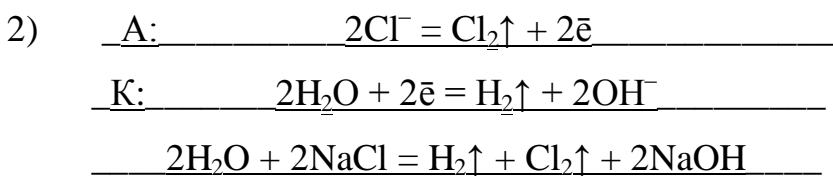
Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

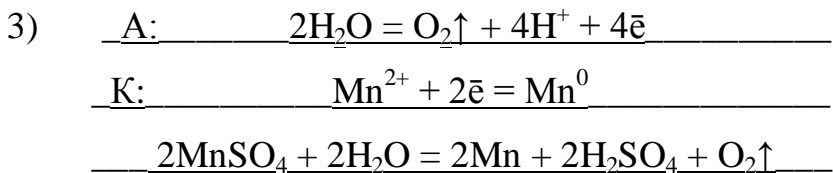
Записать уравнения реакций:



KOH



NaCl



MnSO₄

Вывод: Растворы щелочей и солей сильные электролиты, и они проводят электрический ток. При электролизе на катоде выделяется водород или неактивный металл, а на аноде – кислород или хлор.



ОПЫТ VI. Электролиз расплавов.

1) В электролизёр налить электролит – расплав щёлочи NaOH. Подсоединить графитовые электроды к источнику электрического тока. Включить электрический ток.

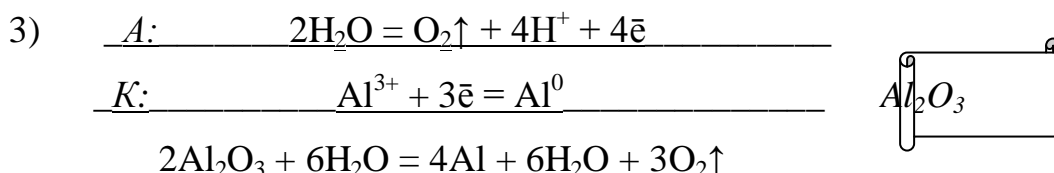
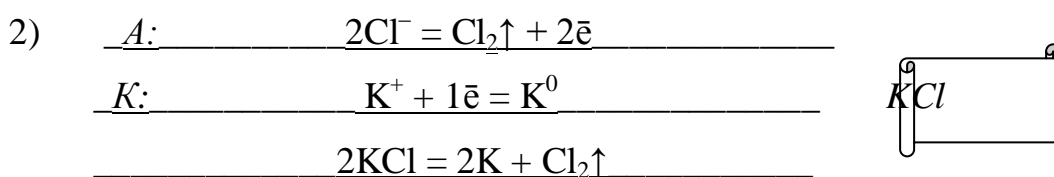
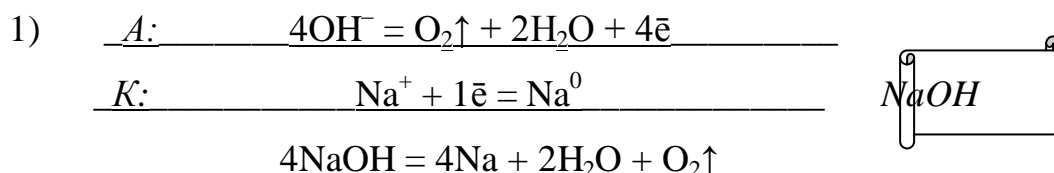
2) В электролизёр налить электролит – расплав хлорида кальция $\text{Ca}(\text{Cl})_2$. Подсоединить графитовые электроды к источнику электрического тока. Включить электрический ток.

3) В электролизёр налить электролит – расплав оксида алюминия Al_2O_3 . Подсоединить графитовые электроды к источнику электрического тока. Включить электрический ток.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнения реакций:



Вывод: При электролизе расплавов на катоде выделяется металл, а на аноде выделяется кислород или хлор.

ОПЫТ VII. Роль кислорода в процессе коррозии металлов.

В три пробирки поместить железные Fe-гвозди. Залить их водой – в первой пробирке на половину, во второй и третьей пробирках целиком, а в третью пробирку долить растительное масло.

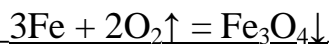
Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
|---|---|

Появление осадка
 Изменений не наблюдали

Выделение газа
 Другие наблюдения

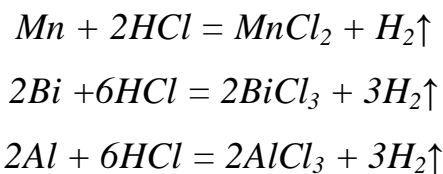
Записать уравнение реакции:



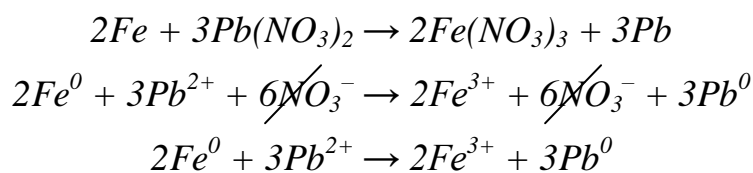
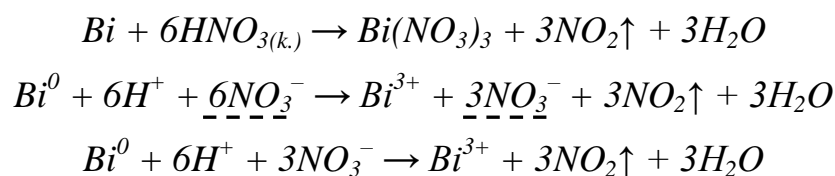
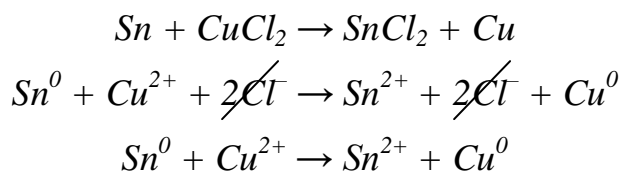
Вывод: Железо окисляется кислородом с образованием ржавчины (оксиды железа).

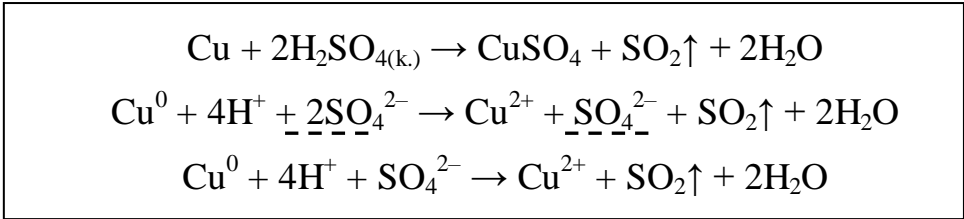


1. Какие из перечисленных металлов будут реагировать с раствором HCl: Ag, Mn, Bi, Cu, Al, Au? Составить уравнения реакций.

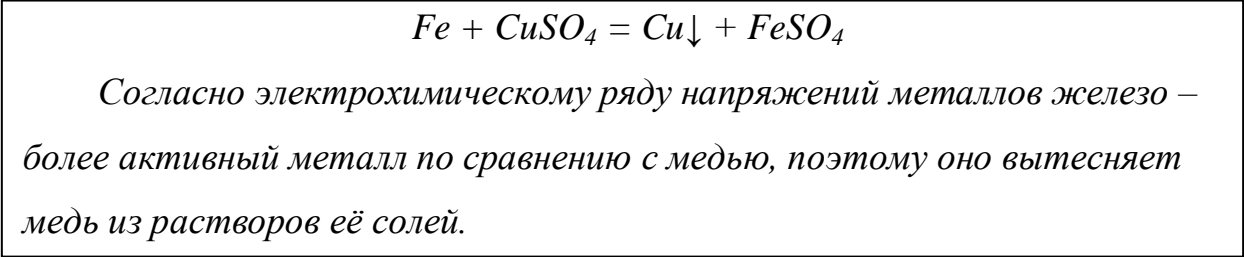


2. Дописать уравнения реакций в молекулярном и молекулярно-ионном видах:





3. Просмотрите видеоролик и ответьте на вопрос: что происходит с гвоздём?



4. В каком случае больше выделится газа: если в растворе серной кислоты растворить 50 г марганца или 50 г цинка?

Дано:	Решение:
$m(\text{Mn}) = 50 \text{ г}$	50 г $x_1 \text{ л}$
$m(\text{Zn}) = 50 \text{ г}$	$\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
$V_1(\text{H}_2) - ?$	55 г $22,4 \text{ л}$
$V_2(\text{H}_2) - ?$	$x_1 = 50 \cdot 22,4 / 55 = 20,36 \text{ л}$
	50 г $x_2 \text{ л}$
	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
	65 г $22,4 \text{ л}$
	$x_2 = 50 \cdot 22,4 / 65 = 17,23 \text{ л}$

Ответ: При растворении в серной кислоте марганца выделится газа больше, чем в случае растворения в кислоте цинка.

ОБЩИЕ СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ

Неметаллы – это простые вещества, которые не имеют свойств металлов, например, металлический блеск или электропроводность. Неметаллы могут быть газами, жидкостями и твёрдыми веществами.

Химических элементов - неметаллов всего 16. Но они очень распространены в природе, их значение огромно. Наиболее распространены в земной коре кислород O (49%) и кремний Si (27%). Неметаллы составляют 98,5% от массы растений, 97,6% от массы тела человека. Шесть элементов – C, H, O, N, P и S входят в состав белков, жиров, углеводов и нуклеиновых кислот. Воздух составляют также вещества, которые образуются элементами - неметаллами (кислород - O₂, азот - N₂, углекислый газ - CO₂, водяные пары - H₂O и др.).

В периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева неметаллы занимают верхний правый угол. Для атомов неметаллов характерна способность принимать электроны до завершения внешнего уровня благодаря меньшему радиусу атомов и большей электроотрицательности по сравнению с атомами металлов.

Неметаллы – это элементы главных подгрупп, преимущественно *p*-элементы, исключение составляет водород – *s*-элемент.

Неметаллы проявляют свойства, как *окислителей*, так и *восстановителей*. Однако для них наиболее характерны окислительные свойства.

Свои окислительные свойства неметаллы проявляют по отношению к металлам, водороду и неметаллам с меньшей электроотрицательностью. Некоторые сложные вещества также могут окисляться неметаллами.

Все неметаллы (*кроме фтора F*) выступают в роли восстановителей при взаимодействии с кислородом, так как электроотрицательность кислорода больше, чем у всех других неметаллов. Многие неметаллы

выступают в роли восстановителей в реакциях со сложными веществами– окислителями.

В некоторых реакциях неметалл может одновременно выступать в роли окислителя и восстановителя. Такие реакции называются реакциями самоокисления - самовосстановления (*диспропорционирования*).


Цель работы: Определение способов получения и свойств неметаллов.

Реактивы и материалы: Zn, кристаллические NH_4Cl , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KMnO_4 , растворы HCl , H_2SO_4 , NH_4OH , KI , KCl , KBr , AgNO_3 , $(\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$, склянка с хлорной водой, фенолфталеин, лакмусовая бумага, аппарат Киппа, генератор электрического тока, электролизёр, лабораторный штатив, фарфоровая ступка с пестиком, газовая горелка (спиртовка), жестяная банка, стеклянная трубка, стеклянные палочки, пробирки с резиновыми пробками, пробирки, закрытые резиновыми пробками с газоотводными трубками, мензурки, ложка для сжигания, круглые колбы, стаканчики, лучинка.

Техника безопасности: Проявлять внимательность и осторожность в работе с нагревательными приборами, стеклянной посудой и реактивами. Не допускать попадания реактивов на руки, одежду, стол. В случае попадания реактивов на руки смыть их большим количеством водопроводной воды.

Так как соли серебра относятся к ценным реактивам, то их остатки после проведения опыта не выливать в канализацию, а сливать в специально отведённую ёмкость.

По окончании работы вымыть посуду и протереть лабораторный стол.

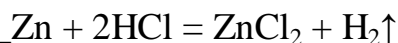
 **ОПЫТ I.** *Получение водорода H_2 . Проверка полученного водорода H_2 на чистоту.*

Получить водород H_2 с помощью реакции взаимодействия цинка Zn с соляной кислотой HCl. Собрать полученный водород H_2 в пробирку и закрыть резиновой пробкой. Поднести горящую лучинку к отверстию пробирки и проверить чистоту полученного водорода H_2 .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|--|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input checked="" type="checkbox"/> Другие наблюдения (хлопок) |

Записать уравнение реакции:



Вывод: Громкий хлопок свидетельствует о том, что кроме водорода в пробирке есть кислород, а тихий хлопок – что водород чистый (без примесей).

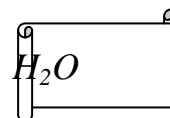
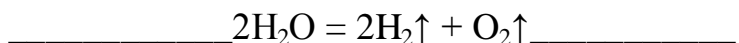
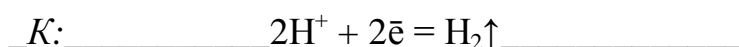
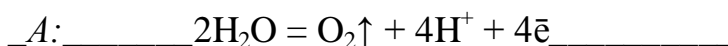
ОПЫТ II. Электролиз воды H_2O .

Налить дистиллированную воду H_2O в электролизёр. Подготовить две пробирки, заполненные дистиллированной водой H_2O и закрытые резиновыми пробками. Опустить пробирки в электролизёр и вынуть из них пробки. Включить электрический ток.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнения реакций на электродах:



Вывод: При электролизе воды выделяются водород и кислород.

ОПЫТ III. Взаимодействие водорода H_2 с кислородом воздуха (взрыв гремучей смеси).

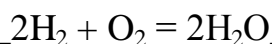
Взять жестяную банку, перевернуть её дном кверху, сделать небольшое отверстие на дне банки и закрыть его спичкой. Из аппарата Киппа с помощью реакции взаимодействия цинка Zn с серной кислотой

H_2SO_4 получить водород H_2 . Через стеклянную трубочку пропускать в течение 3-4 минут водород H_2 из аппарата Киппа в жестяную банку. Затем вытащить спичку из банки и поднести к отверстию горящую лучинку.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input checked="" type="checkbox"/> Другие наблюдения (взрыв) |

Записать уравнение реакции:



Вывод: При взаимодействии водорода с кислородом воздуха образуется взрывоопасная «гремучая смесь».



ОПЫТ IV. Получение аммиака NH_3 .

В фарфоровой ступке тщательно измельчить хлорид аммония NH_4Cl . Добавить к хлориду аммония NH_4Cl гидроксид кальция $Ca(OH)_2$, тщательно перемешать смесь. Перенести смесь хлорида аммония NH_4Cl и гидроксида кальция $Ca(OH)_2$ в пробирку, закрыть её резиновой пробкой с газоотводной трубкой и нагреть на газовой горелке. Собрать полученный аммиак NH_3 в другую пробирку. Проверить влажной лакмусовой бумажкой наличие аммиака NH_3 в пробирке.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: С помощью взаимодействия хлористого аммония с гидроксидом кальция можно получить аммиак.

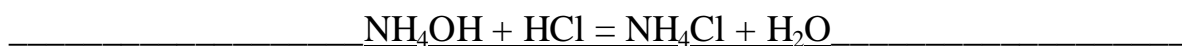
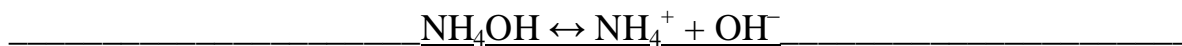
**ОПЫТ V. Качественные реакции на ион аммония NH_4^+ .**

Налить в пробирку водный раствор аммиака (нашатырный спирт) NH_4OH . 1) Поднести к отверстию пробирки влажную лакмусовую бумажку. 2) Добавить в пробирку другой индикатор – фенолфталеин. 3) Стекланную палочку смочить в соляной кислоте HCl и поднести к отверстию пробирки.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input checked="" type="checkbox"/> Другие наблюдения (дым) |

Записать уравнения реакций:



Вывод: С помощью фенолфталеина, а также соляной кислоты мы убедились, что в пробирке находится водный раствор аммиака.

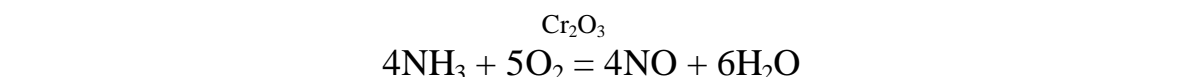
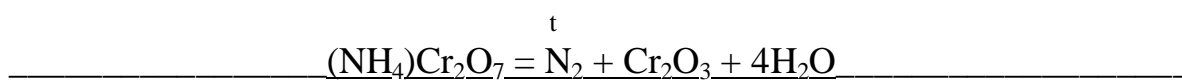
**ОПЫТ VI. Окисление аммиака NH_3 кислородом воздуха O_2 в присутствии оксида хрома Cr_2O_3 .**

В круглую колбу налить немного водного раствора аммиака (нашатырный спирт) NH_4OH . В ложечку для сжигания насыпать дихромат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и нагреть его на пламени газовой горелки. Опустить ложечку с дихроматом аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в колбу с нашатырным спиртом NH_4OH .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнения реакций:



Вывод: В присутствии оксида хрома (III) аммиак окисляется кислородом воздуха до оксида азота (II).

ОПЫТ VII. Получение хлора Cl₂.

Насыпать перманганат калия KMnO₄ в пробирку, добавить к нему концентрированную соляную кислоту HCl. Закрывать пробирку резиновой пробкой с газоотводной трубкой, конец трубки опустить в другую пробирку, заполненную на половину дистиллированной водой.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|---|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: С помощью реакции перманганата калия с соляной кислотой можно получить хлор.

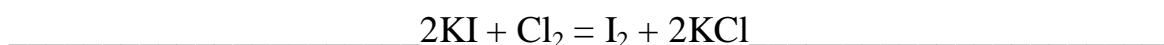
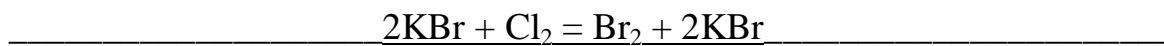
ОПЫТ VIII. Взаимодействие хлора Cl₂ с галогенидами калия KI и KBr.

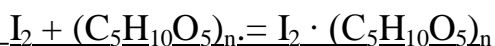
В два стаканчика налить растворы йодида калия KI и бромида калия KBr соответственно. Третий стаканчик с дистиллированной водой H₂O оставить в качестве контрольного. Добавить хлорную воду (раствор Cl₂ в воде H₂O) в стаканчики с йодидом калия KI и с бромидом калия KBr. В стаканчик с йодом добавить раствор крахмала (C₅H₁₀O₅)_n.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнения реакций:





Вывод: В реакциях с галогенидами хлор выступает окислителем.



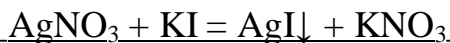
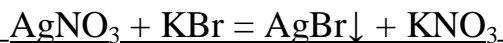
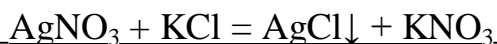
ОПЫТ IX. *Качественная реакция на галогенид-ионы Cl^- , Br^- , I^- .*

В три мензурки налить растворы хлорида калия KCl , бромида калия KBr и йодида калия KI соответственно. Прилить раствор нитрата серебра $AgNO_3$ из круглой колбы к растворам хлорида калия KCl , бромида калия KBr и йодида калия KI соответственно.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

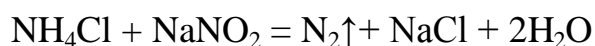
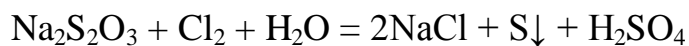
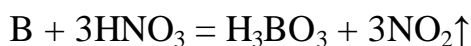
Записать уравнения реакций:



Вывод: При взаимодействии нитрата серебра с галогенидами щелочного металла образуются нерастворимые галогениды серебра.



1. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций:



2. Просмотрите видеоролик и ответьте на вопрос: чем являются белый фосфор и красный фосфор? Опишите их физические свойства.

Белый фосфор и красный фосфор – это аллотропные модификации фосфора. Белый фосфор – твёрдое вещество. В обычных условиях он желтоватого цвета, мягкий, нерастворим в воде, хорошо растворяется в сероуглероде. При медленном окислении наблюдается свечение белого фосфора – фосфоресценция, а при энергичном окислении он воспламеняется. Белый фосфор и его пары ядовиты. Хранят его под водой в склянках из тёмного стекла, поставленных в песок.

Красный фосфор – твёрдое высокополимерное вещество тёмно-красного цвета. Красный фосфор не ядовит, нерастворим в сероуглероде, на воздухе устойчивый, химически менее активен, не светится в темноте.

3. Элемент хлор состоит из двух устойчивых изотопов $^{35}_{17}\text{Cl}$ (75,53%) и $^{37}_{17}\text{Cl}$ (24,47%). Определить атомную массу хлора.

Дано:
 $\omega(^{35}_{17}\text{Cl}) = 75,53\%$
 $\omega(^{37}_{17}\text{Cl}) = 24,47\%$
 $A_r(\text{Cl}) - ?$

Решение:

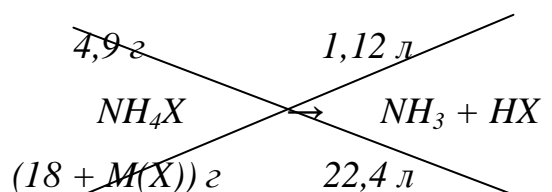
$$A_r(\text{Cl}) = (35 \cdot 75,53 + 37 \cdot 24,47) / 100 = 35,49$$

Ответ: $A_r(\text{Cl}) = 35,49$

4. При разложении галогенида аммония массой 4,9 г получен аммиак объёмом 1,12 л (н.у.). Какой это галогенид?

Дано:
 $m(\text{NH}_4\text{X}) = 4,9 \text{ г}$
 $V(\text{NH}_3) = 1,12 \text{ л}$
 $M(\text{X}) - ?$

Решение:



$$18 + M(\text{X}) = 4,9 \cdot 22,4 / 1,12 = 98$$

$$M(\text{X}) = 98 - 18 = 80 \text{ г/моль}$$

X – бром, а галогенид – NH_4Br .

Ответ: Галогенид – NH_4Br .

СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ И СВОЙСТВА ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

В настоящее время известно более 20 млн. органических веществ, многие из них не существуют в природе, а получены в лаборатории. Промышленный синтез различных органических веществ является одним из основных направлений химической промышленности. Кроме углерода С и водорода Н, в состав многих органических веществ входят следующие элементы О, N, S, P, Cl, Br и др.

Принципиального различия между органическими и неорганическими веществами нет. Однако типичные органические вещества имеют ряд свойств, которые отличают их от типичных неорганических веществ.

Типичные неорганические вещества	Типичные органические вещества
Ионные и полярные ковалентные связи	Неполярные или слабополярные ковалентные связи
Электролиты	Неэлектролиты
Твердые вещества с высокой температурой плавления	Жидкости или твердые вещества с низкой температурой плавления
Плавятся без разрушения	Разрушаются при нагревании
Не окисляются на воздухе, не горючи	Окисляются на воздухе, горючи
Растворимы в воде	Нерастворимы в воде или плохо растворимы

Органическая химия - это наука, которая изучает состав, строение, физические и химические свойства органических веществ. Органическая химия объясняет, как осуществляется функционирование систем, которые образуют живой организм, т.е. является основой понимания биологии и медицины, позволяет с помощью органического синтеза получать разнообразные органические вещества: искусственные и синтетические волокна, каучуки, пластмассы, красители, инсектициды, синтетические витамины, гормоны, лекарства.

Цель работы: Определение способов получения и свойств органических соединений.

Реактивы и материалы: кристаллические CuO , $\text{C}_{18}\text{H}_{38}$, CuSO_4 , CaC_2 , $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$, $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$, лёд, концентрированная HNO_3 , растворы H_2SO_4 , NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NH_4OH , Br_2 , I_2 , NaCl , C_6H_6 , HCON , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, CH_3COOH , $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$, $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$, белка, лакмус, касторовое масло, лабораторный штатив, делительная воронка, стаканы, колба Вюрца, круглодонная колба, стеклянные трубки, асбестовая сетка, газовая горелка, ёмкость с водой, цилиндр, стеклянная пластинка, лучинка, резиновые пробки с газоотводными трубками, пробирки, пипетка.

Техника безопасности: Проявлять внимательность и осторожность в работе с нагревательными приборами, стеклянной посудой и реактивами. Не допускать попадания реактивов на руки, одежду, стол. В случае попадания реактивов на руки смыть их большим количеством водопроводной воды.

По окончании работы вымыть посуду и протереть лабораторный стол.



ОПЫТ I. Установление качественного состава предельных углеводов.

В пробирку насыпать немного порошка оксида меди CuO , добавить кусочек парафина $\text{C}_{18}\text{H}_{38}$, возле отверстия пробирки насыпать безводный сульфат меди CuSO_4 . Пробирку закрыть резиновой пробкой с газоотводной трубкой, опущенной в другую пробирку с известковой водой $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Пробирку с парафином и оксидом меди нагреть на газовой горелке.

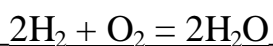
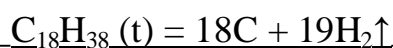
Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнения реакций: $4\text{CuO} (t) = 2\text{Cu}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$

$\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2\uparrow$

$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$



Вывод: В состав предельных углеводородов входят водород и углерод.



ОПЫТ II. Получение этилена и его горение.

В стакане приготовить смесь из трёх частей серной кислоты H_2SO_4 и одной части этилового спирта C_2H_5OH (кислоту аккуратно прилить при постоянном перемешивании к спирту). Смесь перелить в делительную воронку. Закрепить на лабораторном штативе круглую колбу с боковым коленом, закрытым резиновой пробкой с газоотводной трубкой, на дно колбы поместить стеклянные трубки для равномерного кипения жидкости, соединить колбу с делительной воронкой. В колбу налить небольшое количество смеси спирта C_2H_5OH и серной кислоты H_2SO_4 из делительной воронки. Нагреть колбу на газовой горелке (использовать асбестовую сетку). Для сбора этилена C_2H_4 в ёмкость с водой поместить заполненный водой и перевернутый цилиндр. Конец газоотводной трубки вставить в цилиндр. Когда газ C_2H_4 вытеснит воду из цилиндра, накрыть цилиндр стеклянной пластинкой, перевернуть и вынуть из ёмкости с водой. Открыть отверстие цилиндра и поднести к отверстию цилиндра горящую лучину.

Отметить свои наблюдения:

Изменение цвета раствора

Растворение химического соединения

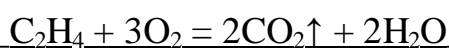
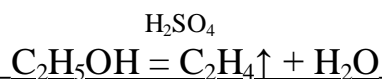
Появление осадка

Выделение газа

Изменений не наблюдали

Другие наблюдения

Записать уравнения реакций:



Вывод: Этилен можно получить из этилового спирта. Этилен сгорает и образуются углекислый газ и вода.



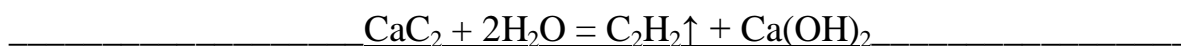
ОПЫТ III. Взаимодействие ацетилена C_2H_2 с бромной водой Br_2 .

Закрепить на штативе круглодонную колбу. Для получения ацетилена C_2H_2 насыпать в колбу карбид кальция CaC_2 и добавить в него воду. Колбу закрыть резиновой пробкой с газоотводной трубкой, опущенной в пробирку с бромной водой Br_2 .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнения реакций:



Вывод: Ацетилен обесцвечивает бромную воду, что доказывает его непредельность.



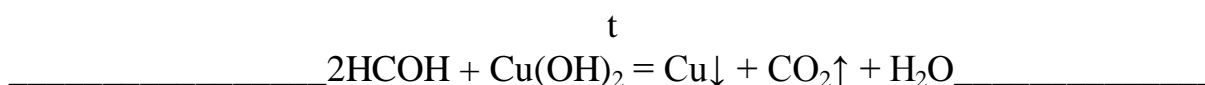
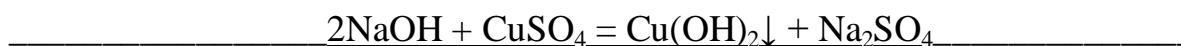
ОПЫТ IV. Качественная реакция на альдегиды.

В пробирку налить раствор сульфата меди $CuSO_4$ и добавить раствор гидроксида натрия $NaOH$. К образовавшемуся гидроксиду меди $Cu(OH)_2$ добавить раствор формалина $HCHO$. Содержимое пробирки нагреть на газовой горелке.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input checked="" type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнения реакций:



Вывод: Формалин восстанавливает двухвалентную медь до металлической меди (или оксида меди Cu_2O), что свидетельствует о наличии альдегида.



ОПЫТ V. Качественная реакция на этанол.

Качественная реакция на фенол.

1) В пробирку налить немного спирта C_2H_5OH . Добавить к спирту раствор йода I_2 (люголь), а затем по каплям добавить раствор щёлочи $NaOH$ (йодоформная реакция).

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



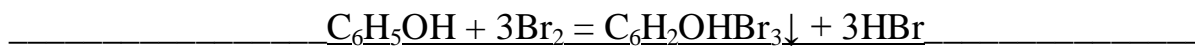
Вывод: С помощью йода и щёлочи можно определить малые количества спирта в пробирке.

2) В пробирку насыпать немного фенола C_6H_5OH и растворить его в воде (для этого раствор нагреть на газовой горелке). Добавить бромную воду Br_2 .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнение реакции:



Вывод: Образование осадка трибромфенола свидетельствует о наличии фенола в пробирке.



ОПЫТ VI. Физические свойства бензола.

Взять пять пробирок. В первую пробирку налить бензол C_6H_6 и добавить воду. Во вторую – налить бензол C_6H_6 и добавить спирт C_2H_5OH . В третью – налить бензол C_6H_6 и добавить эфир $C_2H_5OC_2H_5$. В четвёртую –

налить касторовое масло и добавить бензол C_6H_6 . В пятую – налить бензол C_6H_6 и поставить в стакан с тающим льдом.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|--|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input checked="" type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input checked="" type="checkbox"/> Другие наблюдения (замерзание) |

Вывод: Бензол не растворяется в воде, но растворяется в спирте, эфире, касторовом масле. При температуре $+5,5^\circ C$ жидкий бензол переходит в твёрдое состояние.

ОПЫТ VII. Растворимость в воде карбоновых кислот.

Взять три пробирки. В первую пробирку налить немного уксусной кислоты CH_3COOH . Во вторую – налить немного масляной кислоты C_3H_7COOH . В третью – насыпать немного стеариновой кислоты $C_{17}H_{35}COOH$. Во все три пробирки налить воду. В пробирки добавить по каплям индикатор – лакмус.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Вывод: Уксусная и масляная кислоты растворяются в воде, и лакмус подтверждает кислую среду в растворах, а стеариновая кислота не растворяется в воде и лакмус остаётся фиолетовым.

ОПЫТ VIII. Кислотный гидролиз крахмала.

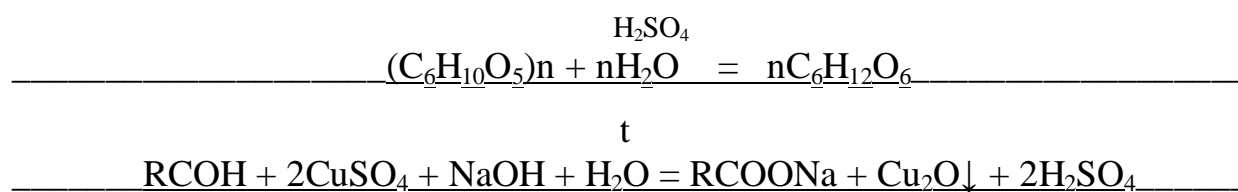
Налить в стакан раствор крахмала $(C_6H_{10}O_5)_n$ и добавить к нему раствор серной кислоты H_2SO_4 . Подкисленный раствор крахмала $(C_6H_{10}O_5)_n$ нагреть на газовой горелке (использовать асбестовую сетку!) для протекания гидролиза. В пять пробирок с дистиллированной водой налить раствор йода I_2 для проверки остатка крахмала $(C_6H_{10}O_5)_n$ в стакане. С помощью пипетки отобрать пробу из стакана и перелить её в первую

пробирку. Отметить изменение окраски раствора в пробирке. Повторять до тех пор, пока раствор в пробирке не будет изменять цвет. Это будет означать окончание гидролиза. Проверить продукт гидролиза – глюкозу $C_6H_{12}O_6$ на наличие альдегидной группы. Для этого отобрать пробу глюкозы $C_6H_{12}O_6$ в пробирку, добавить раствор щёлочи $NaOH$ и раствор сульфата меди $CuSO_4$. Содержимое пробирки нагреть на газовой горелке.

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input checked="" type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

Записать уравнения реакций:



Вывод: В результате гидролиза крахмала образуется глюкоза. Наличие в глюкозе альдегидной группы подтверждается реакцией с гидроксидом меди (II) при нагревании.

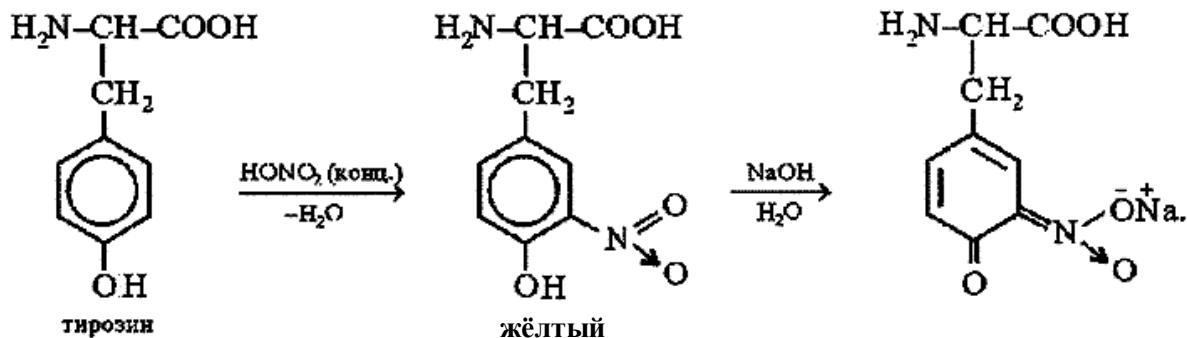
ОПЫТ IX. Качественная реакция на белки.

Ксантопротеиновая реакция на белки. В пробирку налить раствор белка куриных яиц. Добавить к раствору белка концентрированную азотную кислоту HNO_3 , затем нагреть пробирку на газовой горелке. Добавить раствор аммиака NH_4OH .

Отметить свои наблюдения:

- | | |
|--|---|
| <input type="checkbox"/> Изменение цвета раствора | <input type="checkbox"/> Растворение химического соединения |
| <input checked="" type="checkbox"/> Появление осадка | <input type="checkbox"/> Выделение газа |
| <input type="checkbox"/> Изменений не наблюдали | <input type="checkbox"/> Другие наблюдения |

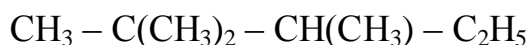
Записать уравнения реакций:



Вывод: Образование жёлтого осадка свидетельствует о наличии ароматических кислот в составе белка.



1. Указать международное название углеводорода.

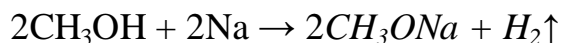
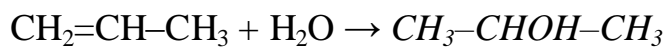
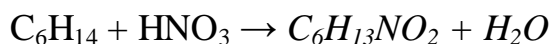


2,2-диметил-3-метилпентан



2,2-диэтилбутан

2. Закончить уравнения реакций, вставить коэффициенты.



3. Просмотрите видеоролик и ответьте на вопрос: что происходит с уксусной кислотой – физическое или химическое явление?

Безводная уксусная кислота при обычных условиях – жидкость, при +14°C она замерзает, становится похожей на лёд, поэтому её называют ледяной уксусной кислотой. Изменение агрегатного состояния – физическое явление.

4. При взаимодействии 1,15 г спирта с металлическим натрием выделилось 214,6 мл водорода при нормальных условиях. Определить молекулярную формулу спирта и написать структурные формулы возможных изомеров.

Дано:	Решение:
$m(\text{ROH}) = 1,15 \text{ г}$	$1,15 \text{ г}$
$V(\text{H}_2) = 214,6 \text{ мл}$	$214,6 \cdot 10^{-3} \text{ л}$
$M(\text{ROH}) - ?$	$2\text{ROH} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{RONa} + \text{H}_2\uparrow$
	$2 \cdot (17+X) \text{ г}$ $22,4 \text{ л}$
	$2 \cdot (17+X) = 1,15 \cdot 22,4 / 214,6 \cdot 10^{-3} = 120$
	$17+X = 120 : 2 = 60 \text{ г/моль}$
	$X = 60 - 17 = 43 \text{ г/моль} = M(\text{R}) = M(\text{C}_x\text{H}_{2x+1})$
	$12x+2x+1 = 43$
	$x = 3$
	$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ – пропиловый спирт
	Изомеры: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$; $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$
Ответ: <u>$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ – пропиловый спирт.</u>	

5. Какой этиленовый углеводород взяли для бромирования, если 3,5 г этого углеводорода присоединяют 20 г брома?

Дано:	Решение:
$m(\text{ROH}) = 1,15 \text{ г}$	$3,5 \text{ г}$
$V(\text{H}_2) = 214,6 \text{ мл}$	20 г
$M(\text{ROH}) - ?$	$\text{C}_n\text{H}_{2n} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n-2}\text{Br}_2$
	$(12n+2n) \text{ г}$ 160 г
	$(12n+2n) = 3,5 \cdot 160 / 20 = 28$
	$14n = 28, \quad n = 2$
	C_2H_4 – этилен
Ответ: <u>C_2H_4 – этилен</u>	

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА																		VII		VIII		Атомная масса **																																									
																		(H)				Атомный номер																																									
1	1,00794 H ВОДОРОД													2	4,002602 He ГЕЛИЙ	Символ * Sc СКАНДИЙ		21	Электро-отрицательность																																												
2	6,941 Li ЛИТИЙ	3	9,012182 Be БЕРИЛЛИЙ	4	5	10,811 B БОР	6	12,011 C УГЛЕРОД	7	14,00674 N АЗОТ	8	15,9994 O КИСЛОРОД	9	18,9984032 F ФТОР	10	20,1797 Ne НЕОН	Название элемента *		Орбитальный радиус (теоретически рассчитанный для являющегося атома)																																												
3	22,989768 Na НАТРИЙ	11	24,3050 Mg МАГНИЙ	12	13	26,981539 Al АЛЮМИНИЙ	14	28,0855 Si КРЕМНИЙ	15	30,973762 P ФОСФОР	16	32,066 S СЕРА	17	35,4527 Cl ХЛОР	18	39,948 Ar АРГОН																																															
4	39,0983 K КАЛИЙ	19	40,078 Ca КАЛЬЦИЙ	20	44,955910 Sc СКАНДИЙ	21	47,88 Ti ТИТАН	22	50,9415 V ВАНАДИЙ	23	51,9961 Cr ХРОМ	24	54,93805 Mn МАРГАНЕЦ	25	55,847 Fe ЖЕЛЕЗО	26	58,93320 Co КОБАЛЬТ	27	58,69 Ni НИКЕЛЬ	28																																											
	29 1,75 0,119 Cu МЕДЬ	30	63,546 1,66 0,107 Zn ЦИНК	31	65,39 1,82 0,126 Ga ГАЛЛИЙ	32	69,723 2,02 0,109 Ge ГЕРМАНИЙ	33	72,61 2,20 0,100 As МЫШЬЯК	34	74,92159 2,48 0,092 Se СЕЛЕН	35	78,96 2,74 0,085 Br БРОМ	36	79,904 0,080 Kr КРИПТОН	37	83,80 Rb РУБИДИЙ	38	85,4678 0,89 0,229 Sr СТРОНЦИЙ	39	88,90585 1,11 0,170 Y ИТРИЙ	40	91,224 1,22 0,159 Zr ЦИРКОНИЙ	41	92,90638 1,23 0,159 Nb НИОБИЙ	42	95,94 1,30 0,152 Mo МОЛИБДЕН	43	97,9072 1,36 0,139 Tc ТЕХНЕЦИЙ	44	101,07 1,42 0,141 Ru РУТЕНИЙ	45	102,90550 1,45 0,136 Rh РОДИЙ	46	106,42 1,35 0,057 Pd ПАЛЛАДИЙ																												
5	47 1,42 0,129 Ag СЕРЕБРО	48	107,8682 1,46 0,118 Cd КАДМИЙ	49	112,411 1,49 0,138 In ИНДИЙ	50	114,82 1,72 0,124 Sn ОЛОВО	51	118,710 1,82 0,119 Sb СУРЬМА	52	121,75 2,01 0,111 Te ТЕЛЛУР	53	126,90447 2,21 0,105 I ИОД	54	131,29 0,099 Xe КСЕНОН	55	132,90543 0,86 0,252 Cs ЦЕЗИЙ	56	137,327 0,97 -0,206 Ba БАРИЙ	57	138,9055 La * ЛАНТАН	58	178,49 1,08 0,192 Hf ГАФНИЙ	59	180,9479 1,33 0,141 Ta ТАНТАЛ	60	183,85 1,40 0,136 W ВОЛЬФРАМ	61	186,207 1,46 0,131 Re РЕНИЙ	62	190,2 1,52 0,127 Os ОСМИЙ	63	192,22 1,55 0,123 Ir ИРИДИЙ	64	195,08 1,44 0,122 Pt ПЛАТИНА	65	197,027 1,08 0,188 Sm САМАРИЙ	66	200,59 1,44 0,113 Hg РТУТЬ	67	204,3833 1,55 0,122 Tl ТАЛЛИЙ	68	207,2 1,67 0,130 Pb СВИНЕЦ	69	208,98037 1,76 0,121 Bi ВИСМУТ	70	208,9824 1,90 0,115 Po ПОЛОНИЙ	71	209,9871 1,90 0,115 At АСТАТ	72	212,0176 0,109 Rn РАДОН	73	212,0176 0,109 Rn РАДОН	74	212,0176 0,109 Rn РАДОН	75	212,0176 0,109 Rn РАДОН	76	212,0176 0,109 Rn РАДОН	77	212,0176 0,109 Rn РАДОН	78	212,0176 0,109 Rn РАДОН
	7	223,0197 Fr ФРАНЦИЙ	87	226,0254 0,86 0,245 Ra РАДИЙ	88	227,0278 0,97 0,204 Ac ** АКТИНИЙ	89	261,11 1,00 0,190 (Ku) (КУРЧАТОВИЙ)	90	262,114 (Ns) (НИЛЬСБОРИЙ)	91	262,114 (Ns) (НИЛЬСБОРИЙ)	92	263,118 (Ns) (НИЛЬСБОРИЙ)	93	263,118 (Ns) (НИЛЬСБОРИЙ)	94	263,118 (Ns) (НИЛЬСБОРИЙ)	95	263,118 (Ns) (НИЛЬСБОРИЙ)	96	263,118 (Ns) (НИЛЬСБОРИЙ)	97	263,118 (Ns) (НИЛЬСБОРИЙ)	98	263,118 (Ns) (НИЛЬСБОРИЙ)	99	263,118 (Ns) (НИЛЬСБОРИЙ)	100	263,118 (Ns) (НИЛЬСБОРИЙ)	101	263,118 (Ns) (НИЛЬСБОРИЙ)	102	263,118 (Ns) (НИЛЬСБОРИЙ)	103	263,118 (Ns) (НИЛЬСБОРИЙ)																											
* Л А Н Т А Н О И Д Ы																																																															
140,115 Ce ЦЕРИЙ	140,90765 Pr ПРАЗЕОДИМ	144,24 Nd НЕОДИМ	144,9127 Pm ПРОМЕТИЙ	150,36 Sm САМАРИЙ	151,965 Eu ЕВРОПИЙ	157,25 Gd ГАДОЛИНИЙ	158,92534 Tb ТЕРБИЙ	162,50 Dy ДИСПРОЗИЙ	164,93032 Ho ГОЛЬМИЙ	167,26 Er ЭРБИЙ	168,93421 Tm ТУЛИЙ	173,04 Yb ИТТЕРБИЙ	174,967 Lu ЛЮТЕЦИЙ	174,967 Lu ЛЮТЕЦИЙ	174,967 Lu ЛЮТЕЦИЙ	174,967 Lu ЛЮТЕЦИЙ	174,967 Lu ЛЮТЕЦИЙ	174,967 Lu ЛЮТЕЦИЙ																																													
** А К Т И Н О И Д Ы																																																															
232,0381 Th ТОРИЙ	231,0359 Pa ПРОТАКТИНИЙ	238,0289 U УРАН	237,0482 Np НЕПТУНИЙ	244,0642 Pu ПЛУТОНИЙ	243,0614 Am АМЕРИЦИЙ	247,0703 Cm КЮРИЙ	247,0703 Bk БЕРКЛИЙ	251,0796 Cf КАЛИФОРНИЙ	252,083 Es ЭЙНШТЕЙНИЙ	257,0951 Fm ФЕРМИЙ	258,10 Md МЕНДЕЛЕВИЙ	259,1009 (No) (НОБЕЛИЙ)	260,105 (Lr) (ЛОУРЕНСИЙ)	260,105 (Lr) (ЛОУРЕНСИЙ)	260,105 (Lr) (ЛОУРЕНСИЙ)	260,105 (Lr) (ЛОУРЕНСИЙ)	260,105 (Lr) (ЛОУРЕНСИЙ)																																														









- s - элементы
 - p - элементы
 - d - элементы
 - f - элементы

* Названия и символы элементов, приведенные в круглых скобках, не являются общепринятыми
 ** Атомные массы приведены по Международной таблице 1987 года

ТАБЛИЦА ОТНОСИТЕЛЬНЫХ МОЛЕКУЛЯРНЫХ МАСС ГИДРОКСИДОВ, КИСЛОТ И СОЛЕЙ

	H ⁺	NH ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Mn ⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺
O²⁻	18	–	30	62	94	232	153	56	40	81	80	217	223	71	72	160	102	152
OH⁻	18	35	24	40	56	–	171	74	58	99	98	–	241	89	90	107	78	103
F⁻	20	37	26	42	58	127	175	78	62	103	102	239	245	93	94	113	84	109
Cl⁻	36,5	53,5	42,5	58,5	74,5	143,5	208	111	95	136	135	272	278	126	127	162,5	133,5	158,5
Br⁻	81	98	87	103	119	188	297	200	184	225	224	361	367	215	216	296	267	292
I⁻	128	145	134	150	166	235	391	294	278	319	–	455	461	309	310	–	408	433
NO₂⁻	47	64	53	69	85	154	229	132	116	157	156	293	299	147	148	194	165	190
NO₃⁻	63	80	69	85	101	170	261	164	148	189	188	325	331	179	180	242	213	238
SO₃²⁻	82	116	94	126	158	296	217	120	104	145	144	281	287	135	136	352	294	344
SO₄²⁻	98	132	110	142	174	312	233	136	120	161	160	297	303	151	152	400	342	392
CO₃²⁻	62	96	74	106	138	276	197	100	84	125	–	261	267	115	116	292	234	284
SiO₃²⁻	78	–	90	122	154	292	213	116	100	141	140	277	283	131	132	340	282	332
S²⁻	34	68	46	78	110	248	169	72	56	97	96	233	239	87	88	208	150	200
PO₄³⁻	98	149	116	164	212	419	601	310	262	385	382	793	811	355	358	151	122	147
CrO₄²⁻	118	152	130	162	194	332	253	156	140	181	180	317	323	171	–	460	402	452


КИСЛОТНО-ОСНОВНЫЕ РЕАКЦИИ

КИСЛОТЫ	ИНДИКАТОРЫ	ЩЕЛОЧИ
	<p>ЛАКМУС</p> 	
	<p>МЕТИЛОРАНЖ</p> 	
	<p>ФЕНОЛФТАЛЕИН</p> 	

$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
 $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

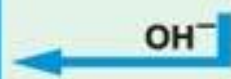
$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

H^+



**Амфотерные электролиты
(амфолиты)**
 $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$

OH^-



Диссоциация по типу

$\text{H}^+ + \text{RO}^-$

КИСЛОТЫ

$\rightleftharpoons \text{ROH}$


$\rightleftharpoons \text{R}^+ + \text{OH}^-$

ОСНОВАНИЯ


СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

Концентрация С


$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q$$



Увеличение $[\text{N}_2 \text{ и } \text{H}_2]$
 $V_{\text{пр}} > V_{\text{обр}} \rightarrow$



N_2




Увеличение $[\text{NH}_3]$
 $\leftarrow V_{\text{пр}} < V_{\text{обр}}$

Температура Т

$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q$$

$+Q$ — экзотермический процесс

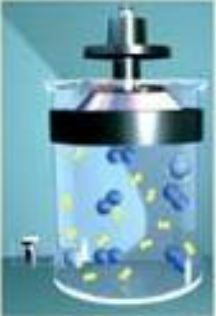



$$2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2 + 3\text{H}_2 - Q$$

$-Q$ — эндотермический процесс

При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермического процесса

Давление Р





Увеличение давления


$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$$

1 объем 3 объема 2 объема


Уменьшение объема \rightarrow
 Увеличение объема \leftarrow

Уменьшение давления

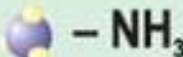
Повышение давления (Р) смещает равновесие в сторону процесса, протекающего с уменьшением объема и числа молекул



— N_2

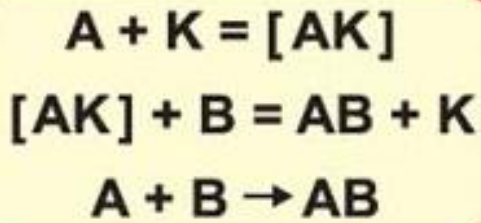


— H_2

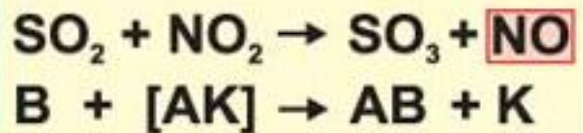
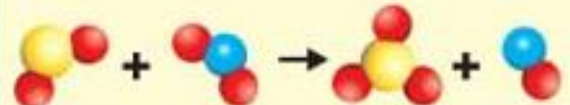
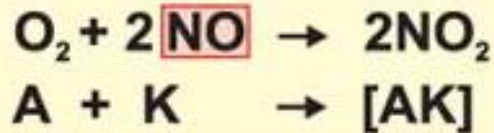
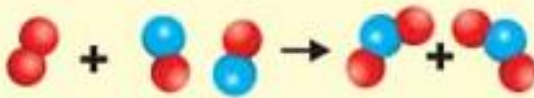
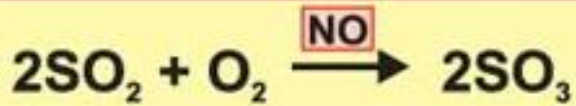


— NH_3

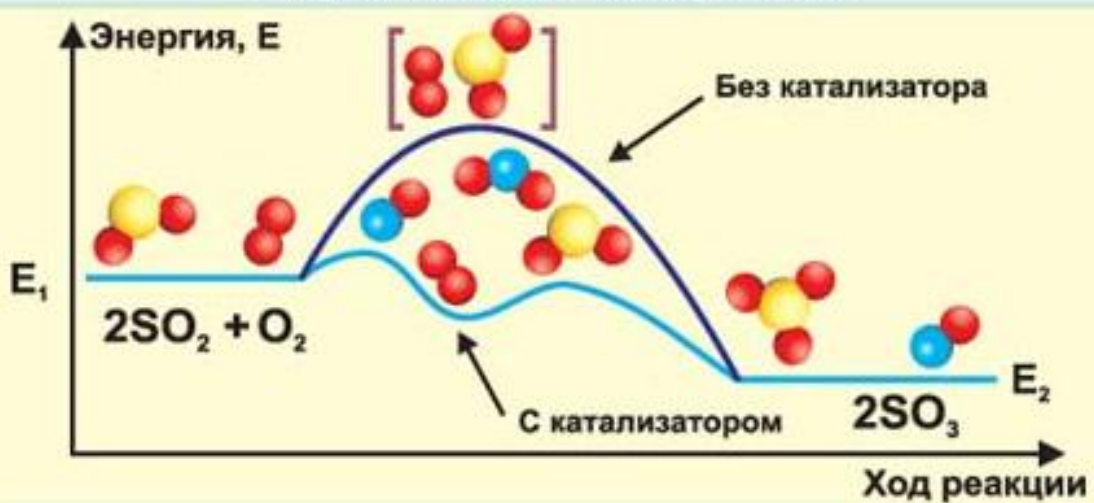
КАТАЛИЗ




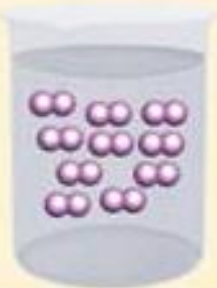
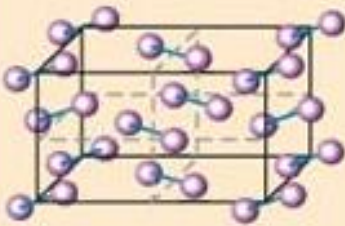





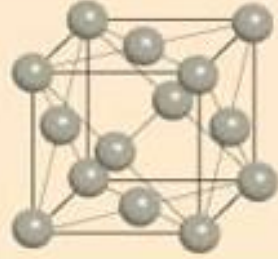
A, B – исходные вещества
 K – катализатор
 [AK] – активированный комплекс
 AB – продукт реакции



Энергетическая схема реакции

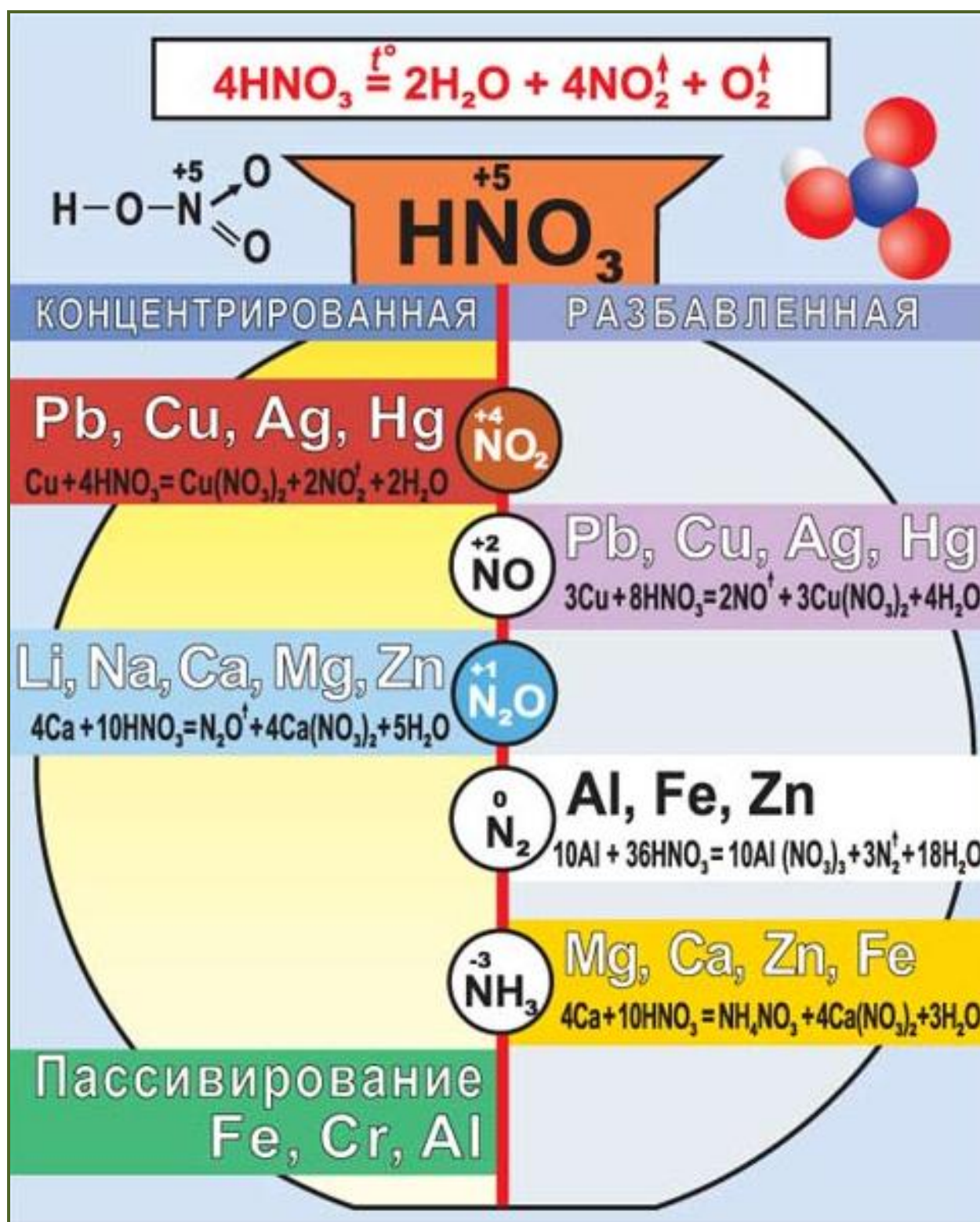


СТРУКТУРНЫЕ ИЗМЕНЕНИЯ ВЕЩЕСТВ

	ГАЗ	ЖИДКОСТЬ	КРИСТАЛЛ
I_2 $t_{\text{пл}} 113\text{ }^{\circ}\text{C}$ $t_{\text{хим}} 184\text{ }^{\circ}\text{C}$			
$NaCl$ $t_{\text{пл}} 801\text{ }^{\circ}\text{C}$ $t_{\text{хим}} 1465\text{ }^{\circ}\text{C}$			
Ag $t_{\text{пл}} 960\text{ }^{\circ}\text{C}$ $t_{\text{хим}} 2167\text{ }^{\circ}\text{C}$			



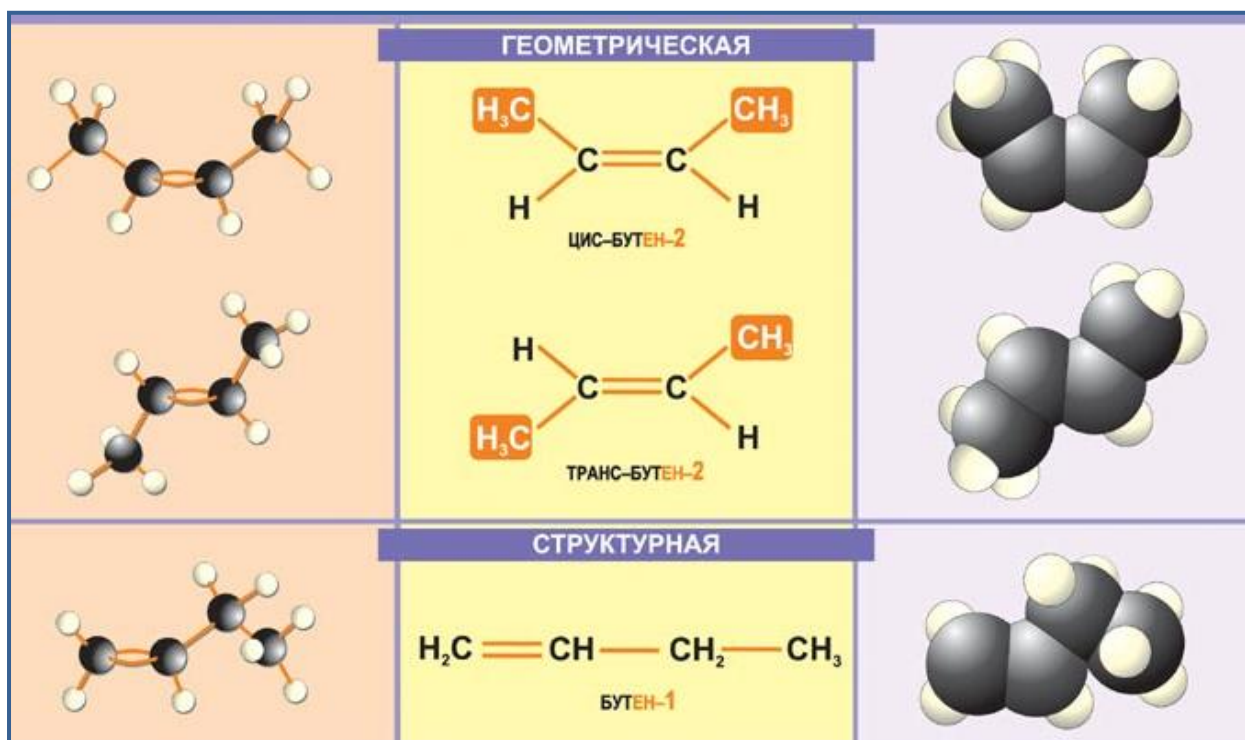
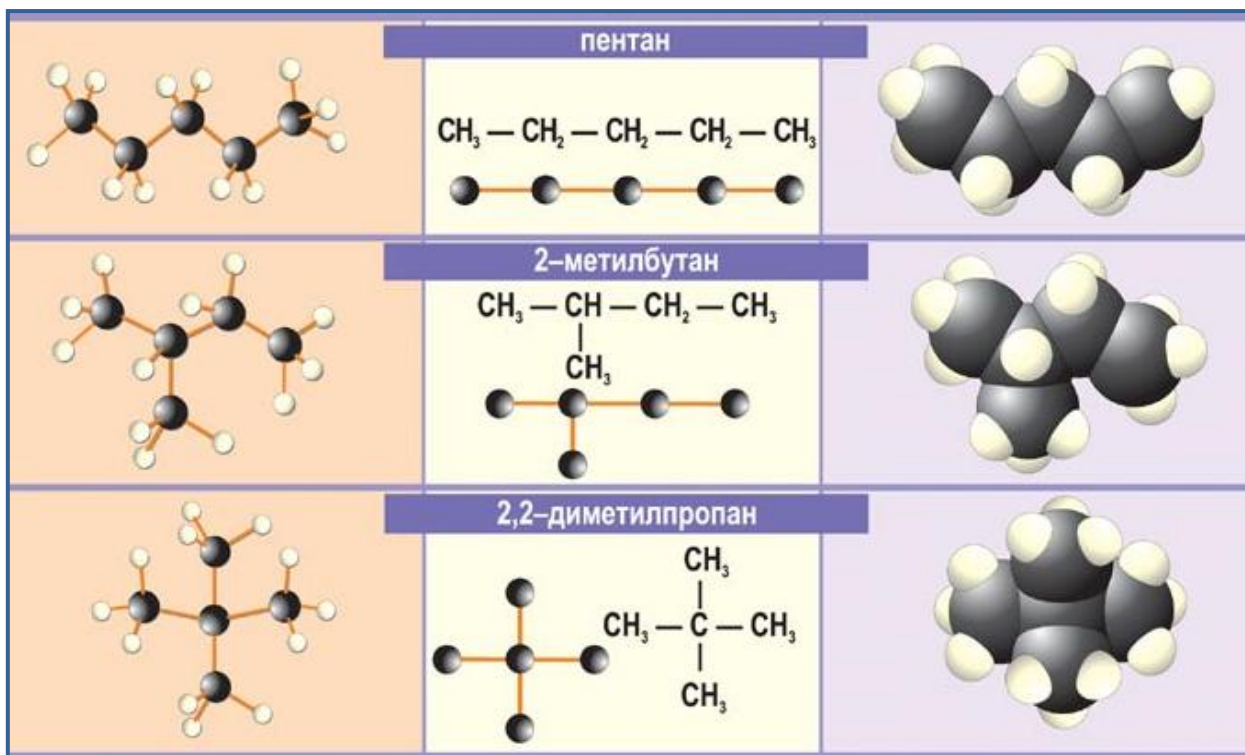
АЗОТНАЯ КИСЛОТА – ОКИСЛИТЕЛЬ








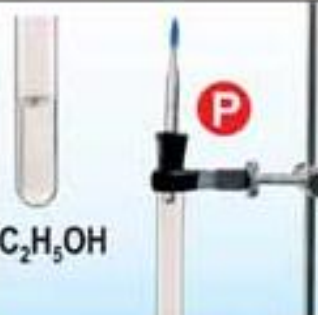
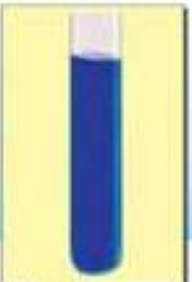

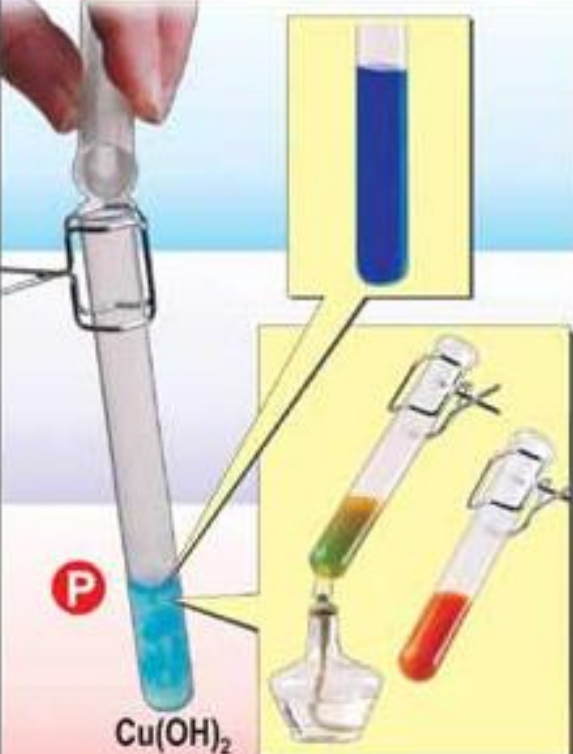


ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

O_2	ОКИСЛЕНИЕ НА ВОЗДУХЕ	ОКИСЛЕНИЕ ПРИ ОБЫЧНОЙ ТЕМПЕРАТУРЕ ИЛИ ПРИ НАГРЕВАНИИ		
H_2O	гидроксид +	ПРИ t°	ОКСИД +	НЕТ РЕАКЦИИ
СПОСОБНОСТЬ АТОМА	ОТДАЧА ЭЛЕКТРОНОВ (ОКИСЛЕНИЕ) УМЕНЬШАЕТСЯ			
	Li K Ca Na Mg Al Mn Zn Fe Ni Sn Pb [H ₂] Cu Hg Ag Pt Au			
HCl				НЕТ РЕАКЦИИ
H_2SO_4 <small>разб.</small> <small>конц.</small>				Реакция с конц. при t°
HNO_3				
В ПРИРОДЕ	ТОЛЬКО В СОЕДИНЕНИЯХ		В СОЕДИНЕНИЯХ И В САМОРОДКАХ	В САМОРОДКАХ
СПОСОБНОСТЬ ИОНА	ПРИСОЕДИНЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ (ВОССТАНОВЛЕНИЕ) ВОЗРАСТАЕТ			
	Li ⁺ K ⁺ Ca ²⁺ Na ⁺ Mg ²⁺ Al ³⁺ Mn ²⁺ Zn ²⁺ Fe ²⁺ Ni ²⁺ Sn ²⁺ Pb ²⁺ [H ₂] Cu ²⁺ Hg ²⁺ Ag ⁺ Pt ²⁺ Au ³⁺			




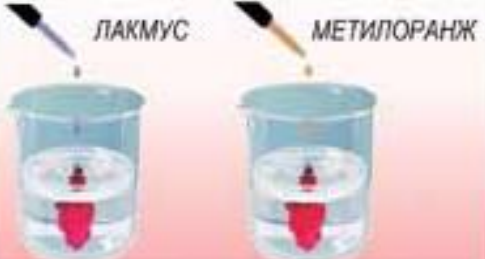








ИЗОМЕРИЯ АЛКАНОВ И АЛКЕНОВ



КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

<p>АЛКЕНЫ -C=C-</p> 		
<p>АЛКИНЫ -C≡C-</p> 		
<p>СПИРТЫ ОДНОАТОМНЫЕ R-OH</p> 	<p style="text-align: center;">ХРОМПИК</p> <p style="text-align: center;">Cr⁶⁺</p> 	<p style="text-align: center;">C₂H₅OH</p> 
<p>СПИРТЫ МНОГОАТОМНЫЕ глицерин</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$		<p style="text-align: center;">Na</p> <p style="text-align: center;">ГЛИЦЕРИН</p> 
<p>УГЛЕВОДЫ глюкоза</p> $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$		
<p>АЛЬДЕГИДЫ</p> $\text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{-H} \end{array}$ 		
<p style="text-align: center;">ГОРЯЧАЯ ВОДА</p> 		

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ (ПРОДОЛЖЕНИЕ)

<p>ФЕНОЛ</p> <p><chem>Oc1ccccc1</chem></p> 	 <p style="text-align: center;"><i>p-p фенола</i></p>	
<p>КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ</p> <p><chem>R-COOH</chem></p> 	<p>ЛАКМУС</p> <p>МЕТИЛОРАНЖ</p> 	 <p><chem>NaHCO3</chem></p> <p><chem>CO2</chem></p>
<p>АМИНЫ</p> <p><chem>R-NH2</chem></p> <p>АНИЛИН</p> <p><chem>Nc1ccccc1</chem></p> 	<p>Метиламин</p> <p><chem>NH3</chem></p> 	 <p style="text-align: center;"><i>p-p анилина</i></p>
<p>КРАХМАЛ</p> <p><chem>(C6H10O5)n</chem></p>		<p>Клейстер</p> <p><chem>I2</chem></p> 
<p>БЕЛКИ</p> <p>$\left[\begin{array}{c} -C-N- \\ \quad \\ O \quad H \end{array} \right]$</p>		 <p><chem>Cu(OH)2</chem> <i>p-p белка</i></p>

Учебное издание

Лабораторный практикум по химии.

Методические рекомендации для выполнения лабораторных работ по химии
иностранными студентами подготовительных факультетов

Авторы-составители:

Оксана Анатольевна Бешенцева

Александр Петрович Кулик

Авторская редакция

Компьютерная верстка,

Оформление оригинал-макета

Бешенцева О.А.

Ответственный за выпуск

Бешенцева О.А.

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие.	3
Лабораторная работа №1.	4
Лабораторная работа №2.	12
Лабораторная работа №3.	17
Лабораторная работа №4.	24
Лабораторная работа №5.	30
Лабораторная работа №6.	37
Лабораторная работа №7.	44
Лабораторная работа №8.	52
Лабораторная работа №9.	59
Лабораторная работа №10.	65
Лабораторная работа №11.	73
Лабораторная работа №12.	81
Приложения.	90

