

**МИНИСТЕРСТВО ВЫСШЕГО И СРЕДНЕГО СПЕЦИАЛЬНОГО
ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ УЗБЕКИСТАН**

Г. Э. Эшдавлатова

ХИМИЯ

*Рекомендовано в качестве учебного пособия Координационным советом
Министерства Высшего и среднего специального образования
Республики Узбекистан*

**КАРШИ
«INTELLEKT» NASHRIYOTI
2022**

УДК 621.165 + 621.43 (075)

ББК 25.605

Эшдавлатова Г.Э.

Химия. Учебник по теме. Учебное пособие/
Карши. «Intellect» nashriyoti, 2022. – 202стр.

Это учебное пособие для студентов обучающихся по специальности 60721800- Нефть и газ. Учебное пособие имеет универсальную структуру: в каждой теме приведены основные теоретические вопросы, на которые следует обратить внимание при изучении, рассмотрены примеры решения типовых задач, приведены вопросы и задачи для самостоятельной работы, в случае лабораторного занятия – дано описание выполняемых лабораторных работ.

Рецензенты:

доц. А.А.Кодиров КГУ
доц. У.Р.Панжиев КИЭИ

ISBN 978-9943-7899-7-5

© Г. Э.Эшдавлатова, 2022
© «Intellect» nashriyoti, 2022

ПРЕДИСЛОВИЕ

Настоящее методическое пособие для лабораторных работ написано в соответствии с программой курса общей и неорганической химии. Химия относится к числу естественных наук, изучающих окружающий нас мир со всем богатством его форм и многообразием происходящих в нем явлений.

В соответствии с требованиями Государственного образовательного стандарта, химический лабораторный практикум является обязательной частью учебных дисциплин «Общая и неорганическая химия» и «Химия», которые изучают студенты химических и общетехнических направлений и специальностей технических университетов.

Химия – это наука о превращениях веществ. Она изучает состав и строение веществ, зависимость свойств веществ от их состава и строения, условия и пути превращения одних веществ в другие. Химия связана с биологией, поскольку биологические процессы сопровождаются непрерывными химическими превращениями.

В современной жизни, особенно в производственной деятельности человека, химия играет исключительно важную роль. Нет почти ни одной отрасли производства, не связанной с применением химии. Для химической переработки природного сырья необходимо знать общие законы превращения веществ, а эти знания дает химия.

Лабораторные работы являются достаточно простыми в выполнении, они составлены с учетом того, что эта дисциплина изучается в первом семестре, и студенты не обладают достаточными навыками. В тоже время они в значительной мере способствуют закреплению основных теоретических положений изучаемого курса. Описание техники выполнения лабораторных работ позволяет студентам подготовиться к ее выполнению

заранее и не терять время на изучение во время проведения аудиторных занятий. Это способствует более продуктивному использованию времени лабораторно-практических занятий, что особенно важно в условиях небольшого числа часов, отведенных на дисциплину.

Методическое пособие имеет универсальную структуру: в каждой теме приведены основные теоретические вопросы, на которые следует обратить внимание при изучении, рассмотрены примеры решения типовых задач, приведены вопросы и задачи для самостоятельной работы, в случае лабораторного занятия – дано описание выполняемых лабораторных работ.

Навыки проведения лабораторного эксперимента студенты хими-ческих специальностей к этому времени уже имеют, так как ими выпол-нена программа изучения общей химии. Поэтому основное внимание уделено познавательному значению каждого опыта, умению наблюдать самые тонкие особенности реакций и делать по ним правильные выводы о свойствах соединений.

Лабораторные занятия при изучении химии в вузе преследуют две основные цели: 1) подтверждение экспериментом теоретических положений и законов; 2) обучение навыкам проведения лабораторных работ, при выполнении которых студенты осваивают технику обращения с химическими реактивами и приспособлениями, приемы проведения химических операций, методы обработки опытных данных, учатся сопоставлять и анализировать результаты опытов и делать выводы.

Оснaвная цель и задача предмета химии дать знания студентам бакалавриатам электроэнергетикам, теплоэнергетикам, нефти и газа по химии, ознакомить свойствами, получение, соединениями и значение химии в теплоэнергетике, электроэнергетике и в промышленной технологии.

После описания каждой работы в пособии приводится перечень во-просов для проверки знаний, умений и навыков студентов, приобретае-мых при подготовке к занятиям и при

выполнении работ. Эти вопросы можно использовать при собеседовании со студентами в целях контроля и активизации их работы. Очевидно, в методическом пособии по дисциплине «Химия», которую изучают студенты нехимических направлений, должны преобладать работы, в которых подтверждаются экспериментом теоретические положения химии. Для студентов химических направлений и специальностей не менее важны работы, в которых идет обучение технике лабораторного эксперимента.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1
ТЕМА: ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ.
ХИМИЧЕСКИЕ ОБОРУДОВАНИЕ

***Цель работы:** Ознакомить учащихся с правилами техники безопасности в химическом кабинете.*

1. Образовательные задачи: расширить знания учащихся о поведении себя в кабинете химии.
2. Развивающие задачи: развивать практические навыки учащихся; развивать самостоятельность в работе с учебной литературой; развивать умение учащихся выделять наиболее.

***Ключевые слова:** техника безопасности, вода, эксперимент, вытяжной шкаф, штатив универсальный, пробирка, колба, стакан, воронки, мензурка, пипетка, электронные весы, газосборник, зажим.*

Формирование новых знаний.

В лабораторных работах используются едкие, агрессивные и ядовитые вещества. Поэтому работа в химической лаборатории безопасна лишь при строгом соблюдении общих правил и требований техники безопасности.

При выполнении лабораторных работ необходимо соблюдать следующие *общие правила*:

1. Содержать рабочее место в чистоте и порядке.
2. Приступать к выполнению опыта лишь тогда, когда уяснены его цель и задачи, когда обдуманы отдельные этапы выполнения опыта.
3. Опыты должны выполняться аккуратно, без торопливости, с соблюдением всех требований, содержащихся в методических указаниях.
4. В лаборатории необходимо соблюдать тишину, запрещается есть, пить и заниматься посторонними делами.

5. После использования реактива его необходимо сразу ставить в штатив, чтобы не создавать беспорядка на рабочем месте.

6. После окончания работы обязательно вымыть руки.

Среди химических реагентов имеются ядовитые вещества, оказывающие токсическое воздействие на организм человека в целом (мышьяк, сурьма, свинец, ртуть и их соединения, галогены, сероводород, оксид углерода (II), оксиды азота и др.), и агрессивные вещества, оказывающие локальные воздействия на кожу (кислоты и щелочи). При работе с ними необходимо соблюдать следующие *правила по технике безо-пасности*:

1. Все опыты с ядовитыми и сильно пахнущими веществами, а также нагревание и выпаривание растворов производить только в вытяжном шкафу.

2. Не наклоняться над сосудом с кипящей жидкостью. Нагреваемую пробирку или колбу держать отверстием в сторону, а не к себе или к соседу, так как может произойти выброс жидкости.

3. Определять запах вещества следует, не вдыхая пары полной грудью, а направляя их к себе лёгким движением руки.

4. Работы с кислотами и щелочами проводить так, чтобы реактивы не попадали на одежду, лицо, руки. Наливая раствор в пробирку, её надо держать на некотором расстоянии от себя.

5. При обращении с неизвестными веществами необходимо проявлять повышенную осторожность. *Ни при каких обстоятельствах нельзя пробовать вещество на вкус!*

6. Необходимо немедленно убрать все пролитое, разбитое и просыпанное на столах или на полу в лаборатории. Если кислота прольется на стол или на пол, её следует нейтрализовать щелочью или содой.

7. Набор ядовитых и едких жидкостей в пипетки производить не ртом, а при помощи резиновой груши.

8. При измельчении сухих щелочей следует надевать предохранительные очки. Брать твердую щелочь только пинцетом или щипцами.

9. Нельзя употреблять для опытов вещества из капельниц, колб и упаковок без этикеток и с неразборчивыми надписями.

10. В химической лаборатории имеется аптечка. Надо уметь оказывать первую помощь пострадавшим, когда это необходимо.

Первая помощь при повреждениях, вызванных химикатами и при ожогах

После оказания первой помощи необходимо на всякий случай обеспечить врачебное обслуживание! Необходимо сообщить врачу данные, написанные на этикетке емкости с опасным веществом!

Происшествие	Первая помощь
ОЖОГИ	
Ожоги огнем, паром, горячими предметами	
I-й степени (краснота)	Наложить вату, смоченную этиловым спиртом. Повторить смачивание.
II-й степени (пузыри)	То же. Обрабатывать 5%-м раствором KMnO_4 или 5%-м раствором танина.
III-й степени (разрушение тканей)	Покрыть рану стерильной повязкой и вызвать врача.
Ожоги кислотами, хлором или бромом	Промыть ожог большим количеством воды, затем 5%-м раствором NaHCO_3 .
Ожоги щелочами	Промыть обильно водой.
Тепловые ожоги кожи	Охлаждать обожженное место холодной водой до тех пор, пока не утихнет боль! Не смазывать никакими маслами,

	мазями и не наносить пудру! Не вскрывать ожоговые пузыри! Не отрывать приклеившиеся к месту ожога кусочки материи!
Ожоги глаз	При ожоге кислотами промыть 3%-м раствором Na_2CO_3 . При ожоге щелочами применять 2%-й раствор борной кислоты
ОТРАВЛЕНИЯ	
Попадание едких веществ в рот и пищеварительные органы	При попадании кислот пить кашицу из оксида магния. При попадании щелочей пить раствор лимонной кислоты или очень разбавленной уксусной кислоты.
Отравление твердыми или жидкими веществами	Вызвать рвоту, выпив 1%-й раствор сульфата меди (II) CuSO_4 .
Отравление газами	Пострадавшего немедленно вывести на свежий воздух.

11. При приготовлении растворов серной кислоты нужно лить её в воду, а не наоборот, так как, вследствие сильного местного разогревания, возможно разбрызгивание концентрированной кислоты. При этом надо пользоваться тонкостенной склянкой или фарфоровой посудой.

12. Никаких веществ из лаборатории *нельзя брать домой*.

13. Металлическая ртуть и ее пары – сильный яд. Поэтому ртуть, пролитая при поломке приборов и термометров, должна быть тщательно собрана. Собирают ртуть с помощью амальгамированных пластинок из меди или белой жести.

14. При порезах стеклом рану нужно продезинфицировать раствором перманганата калия или спиртом, обработать йодом и перевязать бинтом.

15. После оказания первой помощи пострадавшего направить к врачу.

16. В целях противопожарной безопасности химическая лаборатория снабжена огнетушителями, ящиками с песком, асбестовыми одеялами. Необходимо знать, где находятся противопожарные средства и порядок срочной эвакуации из лаборатории при пожаре.

17. Обо всех случаях отклонения от нормального хода лабораторного занятия, угрожающего нарушением настоящих правил, сообщать прежде всего преподавателю, дежурному лаборанту или заведующему лабораторией.

18. Металлический натрий следует хранить под слоем керосина, ликвидируя остатки путем их растворения в спирте.

19. По окончании опыта необходимо выключить газ, электричество и воду, а также приборы.

20. Рабочее место всегда должно быть чистым.

При выполнении лабораторной работы каждый студент пишет *отчет по работе*. Записи надо вести так, чтобы они кратко и логично описывали работу, используемые приборы и реактивы. В отчете должно быть отражено следующее.

1. Название работы и дата ее выполнения.
2. Цель работы в целом и каждого отдельного опыта.
3. Схема установки и её описание.
4. Порядок выполнения работы (ход работы).
5. Таблица экспериментальных данных.
6. Вычисление искомой величины.
7. Расчет погрешности опыта.
8. Выводы.

Правила поведения в лабораториях химии

При проведении опытов в лаборатории «Химия» требуется особая внимательность и тщательность их подготовки и

проведения. Прежде всего, необходимо соблюдать следующие правила:

- Входить в лабораторию только в присутствии преподавателя или лаборанта!
- Знать место хранения средств пожаротушения и уметь ими пользоваться (огнетушитель, асбестовое полотно для тушения пожара, песок)!
- В случае обнаружения открытых газовых кранов, запаха газа, поврежденных электрических розеток или других опасных неисправностей немедленно сообщать об этом преподавателю!
- Без разрешения преподавателя химии не трогать приборы, химикаты, выключатели!
- Включать электроэнергию или газ только по разрешению преподавателя!
- Знать место хранения и содержание аптечки и уметь ею пользоваться!
- Проводить опыты, во время которых могут образовываться ядовитые, вредные для здоровья, едкие или раздражающие газы, точно в соответствии с указаниями преподавателя!
- Запрещено всасывать ртом вещества в пипетку; следует использовать для этого соответствующие приспособления!
- В лабораториях, где проводятся опыты, нельзя есть, пить, курить или нюхать что-либо!

Подготовка химических опытов

- Тщательно ознакомиться с заданием и инструкцией по работе.
- Продумать задание, пока оно не будет полностью понятным. Подумать над тем, какая цель преследуется при проведении данного опыта.
- Продумать, каким образом задание может быть выполнено.

- Продумать, какие закономерности будут действовать в выбранных условиях.

- Продумать, какие опасности могут возникнуть во время опыта, и какие меры предосторожности должны быть приняты.

- Дополнительно прочитать о том, с какими опасными веществами будет проводиться опыт, и какие опасные вещества будут образовываться.

- Продумать отдельные стадии опыта.

- Выбрать соответствующую аппаратуру и нарисовать схему установки.

- Соответствующим образом подготовить приборы и химикаты, например, устойчиво закрепить аппаратуру для опыта. Не ставить горелки и бутылки с химикатами на край стола; ставить стеклянные приборы таким образом, чтобы они не падали.

- Попросить преподавателя проверить аппаратуру для опыта.

Проведение химического опыта

- В соответствии с инструкцией по работе наблюдать ход опыта. В случае неясности спрашивать преподавателя!

- Брать из емкостей с химикатами только такую порцию вещества, которая действительно необходима для проведения опыта!

- После взятия химиката сразу же закрывать емкости с химикатами!

- Воспламеняющиеся вещества не держать вблизи открытого пламени!

- Не выливать жидкости со стороны этикетки!

- Проводить пробы на запах только путем навивания запаха к носу ладонью!

- Защищать волосы и одежду от соприкосновения с пламенем!

- При нагревании жидкостей в пробирке соблюдайте равномерность нагрева всего объема, обращайте внимание на высоту заполнения реакционного сосуда; открытый конец реакционного сосуда не направляйте в сторону других студентов!



Рис. Лабораторные принадлежности

1 — штатив универсальный ; 2 — пробирка; 3 — колба с круглым дном;
4 — стакан мерный; 5 — колба конусообразная; 6 — мерные колбы;
7 — фарфоровые воронки; 8 — мензурка; 9 — фарфоровая ступка с пестиком; 10 — чашка Петри; 11 — мерные цилиндры; 12 — щетка для чистки пробирок; 13 — охладитель; 14 — пипетки; 15 — подставка для пробирок; 16 — электронные весы; 17 — бюретки; 18 — газосборник;
19 — зажим; 20 — колба Вюре.

Общие требования к поведению студентов в лаборатории химии

1. В лаборатории химии студенты обязаны проявлять осторожность в движениях, быть внимательными к указаниям преподавателя и лаборанта. Во время работы студенты должны пользоваться по указанию преподавателя средствами индивидуальной защиты, соблюдать чистоту и порядок на рабочем месте.

2. Запрещается загромождать проходы портфелями, сумками.

3. Прежде чем приступить к выполнению работы, необходимо подробно изучить по учебнику или пособию порядок ее проведения. Следует строго соблюдать все указания преподавателя по безопасному обращению с приборами, реактивами, методами нагревания, наполнению сосудов и т.д.

4. Запрещается проводить опыты, не предусмотренные данной работой.

5. Запрещается прием пищи в лаборатории химии.

6. Обо всех неполадках в работе оборудования, водопровода, электросети и т.д. необходимо ставить в известность преподавателя или лаборанта. Устранять неисправности студентам самостоятельно запрещается.

7. Уборку рабочих мест по окончании работы следует проводить в соответствии с указаниями преподавателя.

8. По окончании практических работ студенты должны вымыть руки с мылом.

9. При получении травмы (порезы, ожоги), а также при плохом самочувствии студенты должны немедленно сообщить об этом преподавателю или лаборанту.

10. При возникновении в кабинете во время занятий аварийных ситуаций (пожар, появление сильных посторонних запахов) не допускать паники и подчиняться только указаниям преподавателя.

Работа с веществами и растворами

1. Насыпать или наливать вещества можно только над столом или специальным подносом. Для опыта брать только указанное количество вещества.
2. Нельзя ошибочно взятый излишек реактива ссыпать (выливать) обратно в склянку или банку.
3. Запрещается выносить из кабинета и вносить в него любые вещества без разрешения преподавателя или лаборанта.
4. Все работы, связанные с выделением вредных паров или газов, проводить только в вытяжных шкафах при исправной вентиляции.
5. Твердые сыпучие реактивы разрешается брать из склянок только с помощью совочков, ложечек, шпателей, пробирок, но не руками. Измельчение твердых веществ разрешается проводить только в фарфоровой ступке с помощью пестика.
6. При определении запаха вещества нельзя наклоняться над ним, вдыхать пары или выделяющийся газ. Нужно легким движением руки над горлом сосуда направить пар или газ к носу и вдыхать осторожно.
7. Пролитую кислоту или щелочь следует засыпать чистым сухим песком и перемешивать его до полного впитывания всей жидкости. Влажный песок убрать совком в широкий стеклянный сосуд для последующей промывки и нейтрализации. Место разлива следует обработать нейтрализующим раствором, а затем промыть водой.
8. Обо всех случаях разлива жидкостей, а также рассыпанных твердых реактивах нужно сообщить преподавателю или лаборанту. Самостоятельно убирать любые вещества студентам запрещается.
9. При попадании на кожу растворов кислот или щелочей необходимо смыть их после стряхивания видимых капель сильной струей холодной воды, а затем обработать

нейтрализующим раствором (2%-ным раствором уксусной кислоты или гидрокарбоната натрия) и ополоснуть водой.

10. Запрещается выливать в канализацию растворы и органические жидкости. Необходимо сливать их в склянки, предназначенные для этой цели.

Обращение с нагревательными приборами, нагревание

1. Зажигать спиртовку (газовую горелку) разрешается только от спички. Запрещается наклоняться над горячей горелкой (спиртовкой).

2. Для нагревания жидкостей разрешается использовать только тонкостенные сосуды. Запрещается перед нагреванием заполнять пробирки жидкостью более чем на одну треть их объема. При нагревании пробирки ее отверстие следует направлять в сторону от себя и рядом работающих. В ходе нагревания запрещается наклоняться над сосудами, заглядывать в них. Недопустимо нагревать сосуды на границе и выше уровня жидкости, а также пустые сосуды с каплями влаги внутри.

3. Необходимо начинать со слабого нагрева всей пробирки или стеклянной пластинки (2-3 движением над пламенем, если пробирка не закреплена, или слабым пламенем под пробиркой, если пробирка закреплена) и только затем вести дальнейший нагрев вещества.

Работы после окончания химических опытов

1. Надлежащим образом устраняйте оставшиеся неиспользованными химикаты, а не убирайте их в исходные емкости!

2. Сохраняйте продукты реакции надлежащим образом в соответствии с указаниями преподавателя!

3. Тщательно мойте использованную посуду!

4. Проверьте, закрыты ли краны газопровода и водопровода и выключены ли электрические приборы!

5. Приведите в порядок рабочее место, вымойте руки!
6. Запишите и объясните результаты эксперимента, составьте уравнение реакций, обработайте результаты измерений; обобщите наблюдения!

Контролирующие задания

1. Напишите названия оборудования и оборудования, используемого в лаборатории химии.
2. Какие различия между органическими веществами с неорганическими веществами?
3. Какие технические правила безопасности должны соблюдаться в лаборатории?
4. Почему необходимо работать с условием в лаборатории?
5. Что мы должны учитывать, когда лабораторная работа закончилась?
6. Какова цель воронки?
7. Почему используется мензурка?
8. Какие типы весов вы знаете?
9. Какие правила мы должны следовать при работе с кислотами?
10. Почему в целях используется хромированная смесь?
11. Для каких целей применяется химические вещества?
12. Напишите названия оборудования, используемого в химической лаборатории и оборудование.
13. Какие правила техники безопасности должны соблюдаться в лаборатории?
14. Почему нужно надеть халат в лаборатории?
15. Что мы должны обратить внимание в конце лабораторной работы?
16. Каковы общие правила работы в химической лаборатории?
17. Какие нагревательные инструменты используются во время работы?

Объясните эту диаграмму на основе предоставленных знаний и объясните порядок использования.



Запомните !!!



Концептуальная таблица

Этот кластер метода является одним из концептуальной таблицы кластера. Сравнение четко демонстрирует процессы мышления, связанные со сравнением. Все ингредиенты на беспомощной природе концептуальной таблицы написаны. На горизонтальном, различных реакциях, условиях окружающей среды, температуре, давлении или других описаниях помещаются в разные реакции, условия окружающей среды или других описаниях. Правильный ответ заключается в пересечении жеста + плюс. Ответ, который не является правильным, определяется минусом.

Правила техники безопасности	Свойства							
	Легкие летучие соединения	Ядовитые вещества	Щелочи	Кислоты	Взрывчатые вещества	Угарный газ	Аммиак	Бромная вода
В лаборатории запрещена пить воду, курение и хранение еды, потому что.....								
В чем причина, что концентрированные кислоты и щелочные токсические и летучие вещества надо хранить под вытяжном шкафу								
Необходимо знать доказательства веществ, используемых в синтезе перед выполнением случая, потому что это какое вещество ?								
Работаю с бромами, надо надеть резиновые перчатки, защитные очки.								

Почему?								
Если в кожи разливается бром, надо быстро вытирать место с спиртом, а затем вставить глицерин почему?								
С гидроксидом натрия надо работать определенным правилами, почему ?								
Угарный газ, очень?								



Таблица ЗХУ. Знаю / Хочу знать/ Узнал

В этом методе развивается эффективное мышление, структура, навыки. Они узнают правило как составлять таблицу. Сформируют таблицу в отдельных группах.

«Что вы знаете на эту тему» и «Что вы хотите узнать», отвечают на эти вопросы (для дальнейшему работу будет создана направляющие основы), дальнейшею работу предшествует предшествующую работу для работы). Заполняют разделы 1 и 2 таблицы. Слушают лекцию и читают самостоятельно.

t/r	Вопрос по теме	Знаю	Хочу узнать	Узнал
1.	Пробирка			
2	Мензурка			
3	Вытяжной шкаф			
4	Капелька			
5	Колба			
6	Колба Вюрца			
7	Аналитические весы			
8	Дефлегматоры			
9	Эксикатор			
10	Хромовая смесь			
11	Спиртовка			
12	Бюретка			

Пропорциональный тест
Настройте правильную консистенцию !

№	Вопрос	Ответ	
1	Какие правила наблюдаются при работе с кислотой?	А	В хранении для завершения работы в результате эксперимента
2	Какую функцию выполняет пробирка ?	В	В нагревательных смесях
3	Для каких цели используется спиртовка ?	С	Промыть и чистить посуды
4	Почему эксикатор применяется?	Д	При работе с концентрированными кислотами необходимо быть чрезвычайно осторожным, так как они прикреплены и

			оказывают осторожность.		
5	Почему используется хромовая смесь ?	Е	При выполнении лабораторных экспериментов		
Ответ	1-d 2-e 3-b 4-a 5-с				

ПИСА тесты по пройденной теме

1. Как называется это посуда ?



- А) а) пробирка б) мензурка
в) колба с круглым дном г) стакан

2. Найти колбу конусообразную ?

а)



б)



в)



г)

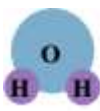


3. Найдите правильный ответ молекулы воды?

а)



б)



в)



г)



4. Показать метод фильтрации из следующего?

а)



б)



в)



г)



ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2

ТЕМА: ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы: изучить классы неорганических соединений, научиться составлять уравнения реакций.

Рабочее задание: Провести опыты. Ответить на контрольные вопросы. Провести опыты по получению основного и кислотного оксидов, основания, кислоты, основной соли, определить их химические свойства. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет, решить задачу.

Нужные оборудование и реагенты: оксиды, основания, соли, кислотные растворы, индикаторы, измерительный цилиндр, пипетка, пробирки, вода, уротропин.

Ключевая слова: оксид, кислота, кислотный остаток, соль, осадок, индикатор, лакмус.

Общие сведения о новой теме.

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

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

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

степени окисления неметаллов в соединениях могут быть как отрицательными, так и положительными.

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

Основными классами неорганических соединений являются оксиды, гидроксиды и соли.

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

По химическим свойствам оксиды подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие или безразличные (CO , NO , N_2O). Солеобразующие оксиды, в свою очередь, подразделяются на основные (Na_2O , CaO , FeO и др.), кислотные (SO_2 , SO_3 , SiO_2 , CO_2 и т.д.) и амфотерные (ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , SnO и др.).

Гидроксидами являются соединения солеобразующих оксидов с водой. По типу и продуктам электролитической диссоциации в водных растворах и по химическим свойствам гидроксиды подразделяются на основания (NaOH , KOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и др.), кислоты (H_2SO_3 , H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , HClO_4 и др.) и амфотерные гидроксиды, или амфолиты ($\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_4$ и др.).

Соли представляют собой продукты замещения атомов водорода в кислоте на металл или гидроксид-анионов в основаниях на кислотный остаток. Согласно теории электролитической диссоциации, солями называются вещества, при диссоциации которых образуются катионы металлов (а также NH_4^+ - катион аммония) и анионы кислотных остатков. Соли подразделяются на нормальные, или средние (Na_2SO_4 , K_2S , Na_2SiO_3 и др.), кислые,

или гидросоли (NaHCO_3 , KHSO_4 , NaHS и др.), основные, или гидроксоли (ZnOHCl , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$ и т. д.), двойные (KNaCO_3 , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ и др.), смешанные (CaClOCl , или CaOCl_2 , $\text{Sr}(\text{HS})\text{Cl}$ и др.) и оксоли (SbOCl , BiONO_3 , TiOCl_2 и др.).

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

Экспериментальная часть

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

Опыт 1. Получение и свойства оксидов

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

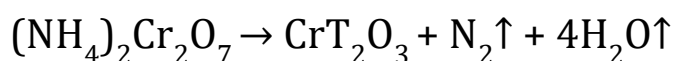
Взять щипцами небольшой кусочек стружки магния и поджечь его пламенем спиртовки. Горящий магний держать над фарфоровой чашкой. В чашку с образовавшимся оксидом магния добавить несколько миллилитров воды, размешать стеклянной палочкой и определить среду раствора индикатором фенолфталеином или универсальной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

В отчете описать опыт, составить уравнения реакций горения магния и взаимодействия оксида магния с водой,

объяснить среду раствора и сделать вывод о химической природе оксида магния.

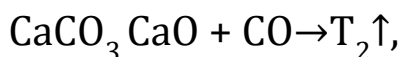
2. *Получение оксида хрома (III) разложением соли.* Темно-зеленый оксид хрома Cr_2O_3 получают разложением гидроксида хрома (III) или хромосодержащих солей. Он применяется в качестве пигмента, катализатора, полирующего материала, вводится в стёкла для их окраски.

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

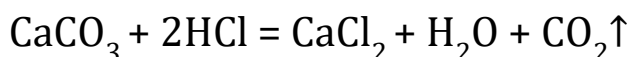


Описать опыт и указать, какое природное явление он напоминает в уменьшенном масштабе. Переписать схему реакции, составить к ней электронные схемы окисления и восстановления, определить стехиометрические коэффициенты перед веществами и тип реакции.

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



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



Главным потребителем углекислого газа является пищевая промышленность: производство сахара, пива, газированной воды. Он применяется также в качестве хладагента (сухой лед),

для тушения пожаров и в качестве нагнетающего газа для перекачки легковоспламеняющихся жидкостей. В химической промышленности диоксид углерода используется при получении кальцинированной соды – карбоната натрия Na_2CO_3 .

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

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

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

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

В две пробирки поместить по одному микрошпателю порошкообразного оксида цинка. В первую пробирку добавить 15–20 капель одно-молярной серной кислоты, а в другую – столько же 30%-го раствора гидроксида натрия. Для ускорения

реакций подогреть пробирки на спиртовке. Записать уравнения реакций и сделать вывод о химической природе оксида цинка.

Опыт 2. Получение и исследование свойств щелочей

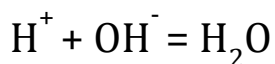
Гидроксиды-основания подразделяются на растворимые и нерастворимые. Растворимые основания – это гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. Они называются щелочами. Самое распространенное среди щелочей вещество – гидроксид натрия (едкий натр). По масштабам производства и применения он занимает среди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

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

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

2. Взаимодействие щелочи с кислотой. В результате реакций щелочей с кислотами среда раствора становится нейтральной, поэтому эти реакции называются реакциями нейтрализации. Независимо от состава взаимодействующих щелочей и кислот,

все реакции нейтрализации выражаются одним и тем же ионным уравнением:



Реакции нейтрализации фиксируются по изменению окраски индикаторов.

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

Что наблюдается ?

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

<i>Название индикатора</i>	<i>Цвет индикатора в различных средах</i>		
	<i>в кислой</i>	<i>в нейтральной</i>	<i>в щелочной</i>

Опыт 3. Получение и исследование свойств малорастворимых оснований

1. Налить в пробирку 1-2 мл раствора сульфата никеля NiSO_4 прибавить столько же раствора щелочи NaOH . Наблюдать образование студенистого осадка. Отметить его цвет. Содержимое пробирки поделить на две части. Испытать растворимость осадков в кислоте и щелочи.

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнения реакций получения гидроксида никеля (II) и его растворения.

2. Сделать вывод, какие свойства, кислотные или основные, проявляет $\text{Ni}(\text{OH})_2$.

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

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

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

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

Опыт 4. Получение и исследование свойств кислот

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

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

Опыт 5. Получение солей и их свойства

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

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

Контролирующие задания

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

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

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

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

5. Напишите продукты возможных реакций:



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

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

8. Приведите примеры простых веществ, которые при контакте с кислородом воздуха образуют оксиды. Составьте уравнения реакций.

9. Составьте формулы оксидов, исходя из содержания в них элементов:

а) С- 27,3 %; б) N- 63,6%; в) Fe- 70%; г) Li- 46,7 %.

10. Составьте уравнения реакций взаимодействия с водой предложенных оксидов. Кислотные оксиды выделите подчеркиванием: MgO ; Li_2O ; SO_2 ;

11. Напишите уравнения следующих реакций:

- а) гидроксид калия + азотная кислота;
- б) серная кислота + хлорид натрия;
- в) оксид меди(II) + серная кислота;
- г) гидроксид натрия + оксид кремния(IV);
- д) соляная кислота + карбонат магния.

ТЕСТЫ

1. Какую общую формулу имеют основания?

- А) $\text{Me}(\text{OH})_x$
- Б) $\text{H}_x(\text{Ac})$
- В) $\text{Э}_m\text{O}_n$
- Г) $\text{Me}(\text{Ac})_x$

2. Какой из оксидов является амфотерным?

- А) ZnO
- Б) SiO_2
- В) SiO
- Г) Na_2O

3. Какое из оснований является двухкислотным?

- А) KOH
- Б) $\text{Bi}(\text{OH})_3$

В) NH_4OH

Г) $\text{Sr}(\text{OH})_2$

4. Какая из кислот является двухосновной?

А) HNO_2

Б) HBr

В) H_2CO_3

Г) H_3BO_3

5. Как можно получить гидроксид кальция?

А) воздействием воды на кальций;

В) воздействием воды на оксид кальция;

С) воздействием кислоты на любую соль кальция;

Д) правильные ответы А и В.

6. Сколько молей серной кислоты необходимо для нейтрализации раствора, содержащего 2 г гидроксида натрия?

А) 1; В) 0,5 С) 0,25; Д) 0,025.

7. Найти ответ, в котором правильно выражено химическое свойство H_2SO_4

А) вступает в реакцию с металлическим Zn;

В) вступает в реакцию с SiO_2 ;

С) вступает в реакцию с $\text{Mg}(\text{OH})_2$, образуя водород;

Д) вступает в реакцию с P_2O_5 .

8. Сколько молей сернистой кислоты необходимо для нейтрализации раствора, содержащего 2 г гидроксида натрия?

А) 1; В) 0,025 С) 0,25; Д) 0,5.

ЗАПОМНИТЬ !!!



Концептуальная таблица

Этот кластер метода является одним из концептуальной таблицы кластера. Сравнение четко демонстрирует процессы мышления, связанные со сравнением. Все ингредиенты на беспомощной природе концептуальной таблицы написаны. На горизонтальном, различных реакциях, условиях окружающей среды, температуре, давлении или других описаниях помещаются в разные реакции, условия окружающей среды или других описаниях. Правильный ответ заключается в пересечении жеста + плюс. Ответ, который не является правильным, определяется минусом.

Неорганические соединения	Свойства							
	Легкие летучие соединения	Ядовитые вещества	Щелочи	Сильные	Взрывчатые вещества	Едкие	Разбавленные	Нерастворимые
Оксиды								
Основания								

Кислоты								
Соли								

Соли делятся на следующие группы:

- 1. Средние, или нормальные соли:** NaCl , KCl , CaCl_2 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- 2. Кислые соли** — соли, образованные двух или трехосновными (многоосновными) кислотами:
 NaHCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, KHSO_4 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_3)_3$

- 3. Основные, или гидроксоли:** $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Mg}(\text{OH})\text{NO}_3$,
- 4. Двойные соли** — соли, состоящие из двух металлов и одного кислотного остатка: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{NH}_4\text{Al}(\text{SO}_4)_2$.
- 5. Смешанные соли** — соли, образованные из одного металла и двух кислотных остатков:
 CaClOCl (или CaOCl_2).



Таблица ЗХУ. Знаю / Хочу знать/ Узнал

В этом методе развивается эффективное мышление, структура, навыки. Они узнают правило как составлять таблицу. Сформируют таблицу в отдельных группах.

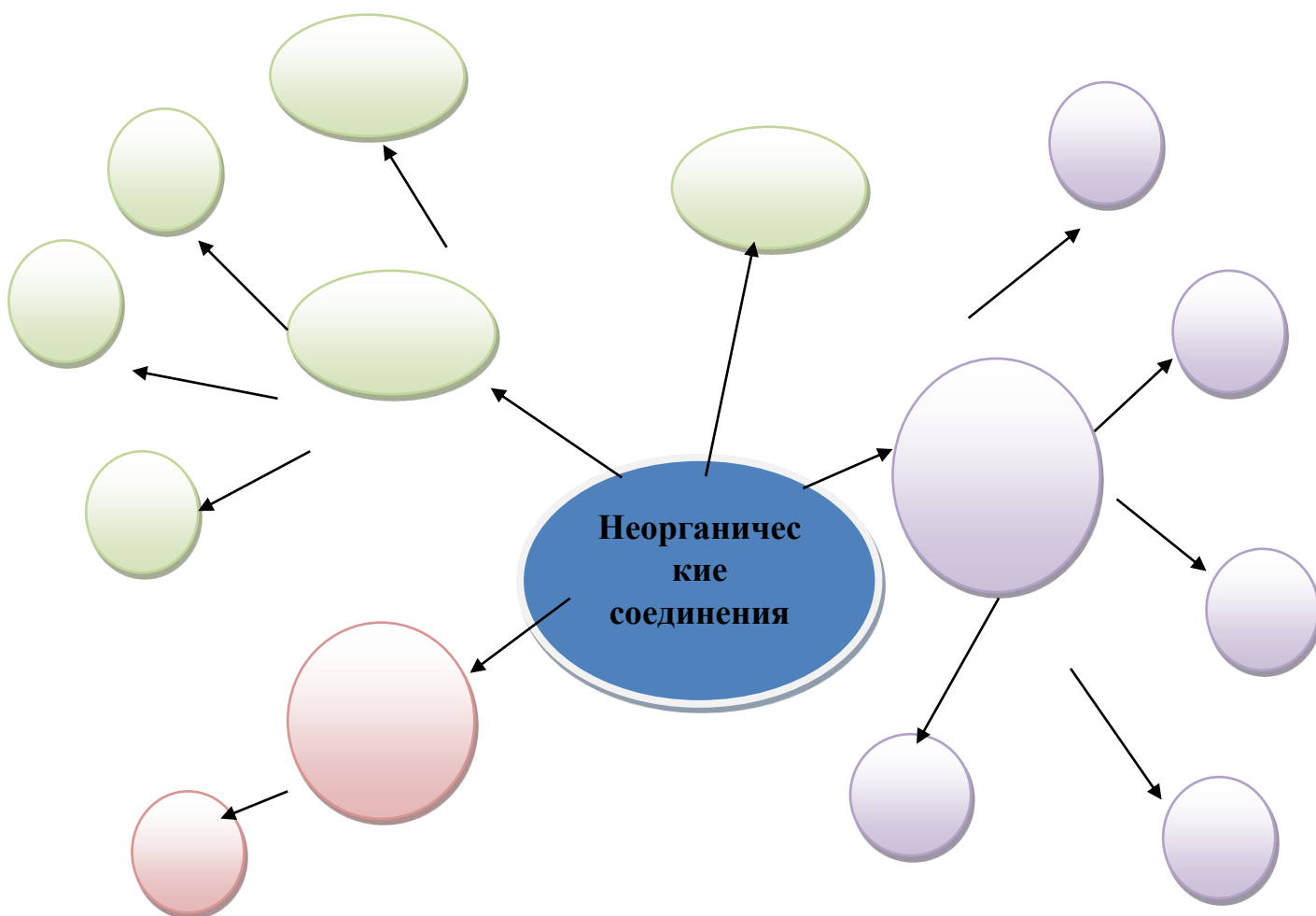
«Что вы знаете на эту тему» и «Что вы хотите узнать», отвечают на эти вопросы (для дальнейшему работу будет создана направляющие основы), дальнейшею работу предшествует предшествующую работу для работы). Заполняют разделы 1 и 2 таблицы. Слушают лекцию и читают самостоятельно.

ЗНАЮ	ХОЧУ ЗНАТЬ	УЗНАЛ
Оксиды		Сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород
Основания		Сложные вещества, содержащие атом металла и одну или несколько гидроксильных групп (ОН),
Кислоты		Сложные вещества, в молекуле которых содержатся атомы водорода, способные замещаться атомами металлов, и кислотный остаток
Соли		Сложные вещества, молекула которых состоит из атомов металла и кислотного остатка

“Метод Кластер”



Заполните эту таблицу на основе полученных знаний !!!



ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3

ТЕМА: ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ И АТОМНОЙ МАССЫ МЕТАЛЛА

Цель работы: является установление эквивалентной и атомной массы неизвестного металла и его определение по периодической системе.

Рабочее задание: Прodelать опыты. Ответить на контрольные вопросы.

Провести опыты по определению эквивалентной и атомной массы металла. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет, решить задачу.

Нужные оборудование и реагенты: разные вещества соли, индикаторы, растворы, измерительный цилиндр, пипетка, пробирки, вода, кислоты.

Ключевые слова: эквивалентность, эквивалентная атомная масса, металл, Закон эквивалентов.

Общие сведения о новой теме.

Закон эквивалентов гласит: массы взаимодействующих без остатка веществ относятся друг к другу, как их эквивалентные массы:

$$\frac{m(B)_1}{m(B)_2} = \frac{M_{\text{эк}}(B_1)}{M(B_2)_{\text{эк}}}$$

Эквивалентом называется реальная или условная частица, которая соединяется с одним атомом или ионом водорода, либо замещает его. Реальные частицы – это атомы или молекулы, а условные – их части, например $1/2$ атома кислорода, $1/3$ молекулы H_3PO_4 и т.д. (в действительности таких частиц не бывает). Масса такой частицы (масса эквивалента), выраженная в атомных единицах массы, называется эквивалентной массой, а масса

одного моля ($6,02 \cdot 10^{23}$) таких частиц (эквивалентов) называется **молярной массой эквивалента**. Из этого следует, что эквивалентная масса – относительная величина, при этом сравнение идет с во-водородом, эквивалент которого – его атом, а эквивалентная масса равна единице.

Пример 1. Один атом хлора соединяется с одним атомом водорода, образуя хлороводород (HCl). Следовательно, эквивалентом хлора является его атом.

Пример 2. Кислород с водородом образует два соединения: H_2O_2 (пероксид водорода) и H_2O (вода). В первом соединении эквивалентом кислорода является его атом и эквивалентная масса равна шестнадцати, а во втором – эквивалентом кислорода является $1/2$ атома и эквивалентная масса равна восьми.

Пример 3. При взаимодействии 59,5 мг металла с серной кислотой выделилось 21,9 мл водорода (объем измерен при температуре 17°C и давлении 750 мм рт. ст.). Удельная теплоемкость металла 0,39 Дж/(г·К). Вычислить атомную массу металла и определить, какой это металл.

Экспериментальная часть

Целью работы является установление эквивалентной и атомной массы неизвестного металла и его определение по периодической системе.

Эквивалентная масса металла определяется по водороду, который выделяется при взаимодействии металла с серной кислотой. Теплоемкость металла сообщает преподаватель. Взвешивание металла производится с точностью 0,001 г.

Описание установки. Реакция металла с кислотой проводится на специальной установке, изображенной на рисунке 2. Установка собрана на химическом штативе (1). Она состоит из стеклянного реакционного сосуда (4), в котором находится кислота, мерной бюретки (5) для сбора выделяющего водорода и

уравнительной воронки (6). Реакционным сосудом (4) является колба Вюрца объемом 50 мл с присоединенной пробиркой (2). Они соединены полихлорвиниловой трубкой, которую можно пережимать съемным зажимом (3).

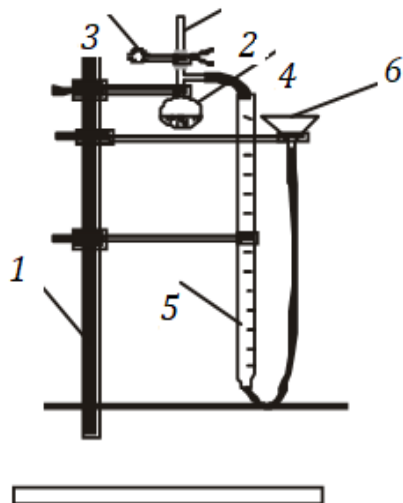


Рис. 2. Схема установки для определения эквивалентной массы металла:

1 – штатив, 2 – пробирка, 3 – зажим,
4 – колба Вюрца, 5 – мерная
бюретка, 6 – уравнительная воронка

Ход работы. 1. Получив от преподавателя кусочек металла массой 0,02–0,03 г, взвесить его на аналитических весах и узнать у преподавателя его теплоёмкость. Массу и теплоемкость записать в таблицу 1.

2. Снять пробирку (2), поднять и закрепить уравнительную воронку (6) на штативе в таком положении, при котором уровень столбика воды в мерной бюретке (5) находится вблизи крайнего верхнего деления. При необходимости долить в воронку воду. После этого перекрыть полихлорвиниловую трубку зажимом (3), положить в пробирку (2) металл и вставить пробирку в полихлорвиниловую трубку.

3. Проверить прибор на герметичность. Для этого опустить уравнительную воронку (6) вниз примерно до $\frac{1}{3}$ – $\frac{1}{2}$ высоты штатива, наблюдая за уровнем воды в мерной бюретке (5). Если уровень воды не изменяется, то прибор герметичен, и на нем можно продолжить работу. Если уровень воды все время понижается, то прибор не герметичен. В этом случае устранить неисправность или попросить заменить установку.

4. Возвратить воронку (6) в исходное (верхнее) положение и записать уровень воды в мерной бюретке (5). Открыв зажим, сбросить металл в кислоту. Наблюдать протекание реакции и выделение водорода по понижению уровня воды в мерной бюретке (5). Передвигать уравнительную воронку (6) вниз синхронно с понижением уровня воды в бюретке (5).

5. После окончания реакции выдержать около 10 мин для охлаждения водорода до температуры в лаборатории (реакция идет с выделением тепла). После этого уровень воды в бюретке (5) и воронке (6) установить одинаковым и записать его.

6. Записать значения температуры и давления в таблицу 1, вычислить и записать остальные показатели опыта.

7. По примеру, приведенному во введении, вычислить эквивалентную массу металла, его валентность и атомную массу.

Таблица 1

Результаты эксперимента
по определению эквивалентной и атомной массы металла

<i>n</i>	<i>Название величины</i>	<i>Обозначение</i>	<i>Единица измерения</i>
1	Масса металла	$m(\text{Me})$	г
2	Удельная теплоемкость металла	C	Дж/(г·К)
3	Начальный уровень воды в бюретке	V_1	мл
4	Уровень воды после реакции	V_2	мл
5	Объем водорода	$V(\text{H}_2)$	мл
6	Температура в лаборатории	t	°С
7	Температура по абсолютной шкале	T	К
8	Давление по барометру	P	мм рт. ст.
9	Давление водяного пара	$P(\text{H}_2\text{O})$	мм рт. ст.
10	Давление водорода	$P(\text{H}_2)$	мм рт. ст.
11	Давление водорода	$P(\text{H}_2)$	П

При вычислении массы водорода иметь в виду, что в реакции выделяется влажный водород и поэтому его давление равно общему давлению по барометру за вычетом давления водяного пара (таблица 2):

$$P(H_2) = P - P(H_2O)$$

Таблица 2

Давление водяного пара при различных температурах

$T, ^\circ C$	$P(H_2O)$ кПа	$P(H_2O)$ мм рт. ст.	$T, ^\circ C$	$P(H_2O)$, кПа	$P(H_2O)$, мм рт. ст.	$T, ^\circ C$	$P(H_2O)$ кПа	$P(H_2O)$, Мм рт. ст.
10	1,226	9,2	15	1,706	12,8	20	2,333	17,5
11	1,306	9,8	16	1,813	13,6	21	2,479	18,0
12	1,399	10,5	17	1,933	14,5	22	2,639	19,8
13	1,493	11,2	18	2,066	15,5	23	2,813	21,1
14	1,599	12,0	19	2,199	16,5	24	2,986	22,4

9. По полученной в опыте атомной массе найти данный металл в периодической системе и записать его теоретическое (табличное) значение атомной массы.

10. Вычислить ошибку в определении атомной массы металла по формуле

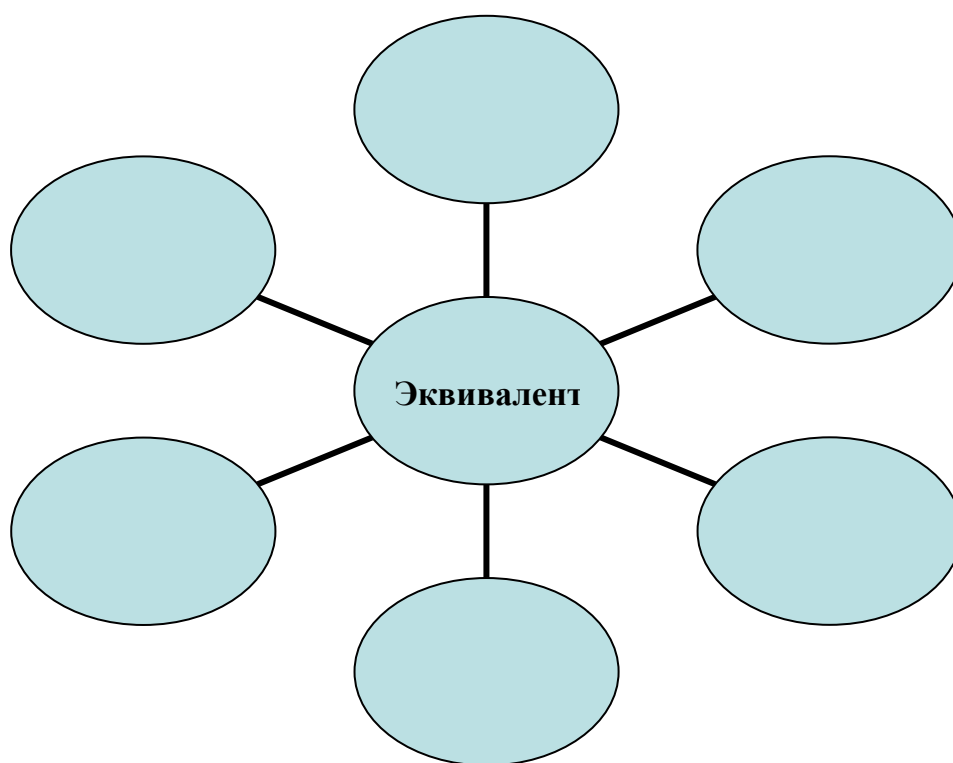
11. Оформить отчет, сформулировать вывод.

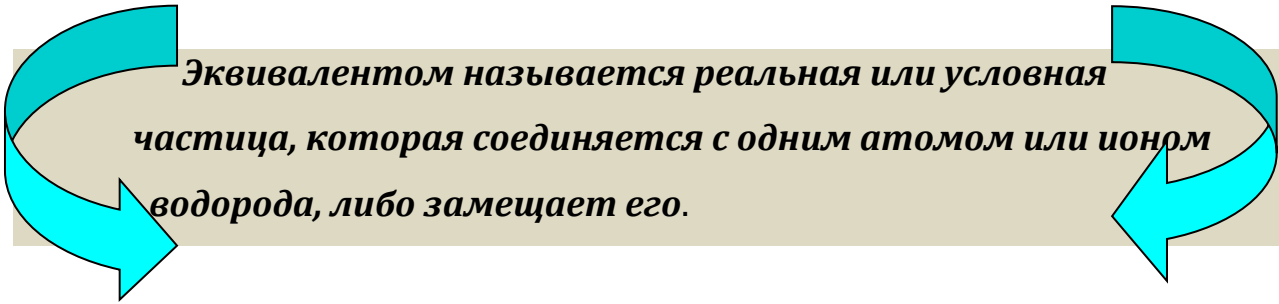
Контролирующие задания

1. Приведите определение понятий эквивалент и эквивалентная масса химического элемента и соединения.
2. Эквивалентная масса какого элемента равна 1?
3. Вычислите молярную массу эквивалента элемента, оксид которого содержит 22,2 % кислорода.

4. Чему равна молярная масса эквивалента ортофосфорной кислоты, если 1 моль H_3PO_4 провзаимодействовал с 1 моль гидроксида калия?
5. Молярная масса эквивалента металла равна 56,2 г/моль. Вычислите массовую долю металла в его оксиде.
6. Какой объем кислорода (н.у.) потребуется для реакции с 15 г эле-мента, имеющего молярную массу эквивалента 3 г/моль?
7. Рассчитайте эквивалент карбоната калия?
8. Рассчитайте эквивалент цинкового гидроксида?
9. Рассчитайте эквивалент сульфата алюминия?
10. Рассчитайте эквивалент карбоната ангидрид

**Проверьте свои знания в следующем диаграмме,
по пройденной теме « Эквивалентность »**





Эквивалентом называется реальная или условная частица, которая соединяется с одним атомом или ионом водорода, либо замещает его.

Пропорциональный тест
Настройте правильную консистенцию !

№	Вопрос	Ответ				
1	Что такое эквивалентность ?	А	Молекулярную массу соли делится на результат множественности металла и валентность			
2	Как рассчитать эквивалентность алюминия?	В	Молекулярную массу оснований, делится на сумму гидроксильную группу			
3	Как рассчитать эквивалентность сульфата натрия?	С	Молекулярную массу оксида делится на результат множественности металла и валентность			
4	Как рассчитать эквивалентность гидроксид алюминия?	Д	Эквивалентом называется реальная или условная частица, которая соединяется с одним атомом или ионом водорода, либо замещает его.			
5	Как рассчитать эквивалентность оксид алюминия?	Е	Разделить атомную массу на валентность			
Ответ	1-d	2-e	3-a	4-b	5-c	

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4

ТЕМА: ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ РАСТВОРЕНИЯ

***Цель работы:** определить теплоты растворения веществ, поглощении и выделении тепла.*

Рабочее задание: Прodelать опыты. Ответить на контрольные вопросы. Провести опыты по определению теплоты растворения. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет, решить задачу.

Нужные оборудование и реагенты: пробирки, двойные весы, калориметр, стебли, фиксированные зажимы, воронки, фильтровальная бумага, ареометры. Оксид кальция, хлорид натрия, медный купорос, хлорид бария.

Ключевые слова: раствор, расплавленное вещество, плавление, насыщенный раствор, насыщенный раствор, концентрированный, разбавленный, концентрация

Общие сведения о новой теме.

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

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

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

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

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

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

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

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

Экспериментальная часть

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

Опыт 1. Определение теплоемкости калориметра с помощью горячей воды

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

С помощью мерного цилиндра набрать в стакан 100 мл воды, нагретой до 50–60 °С, температуру измерить с точностью до

десятых долей градуса и записать (T_2). Быстро вылить нагретую воду во внутренний стакан калориметра. Постоянно перемешивая, через каждую минуту замерять температуру воды в калориметре и показания термометра заносить в таблицу:

Вре мя, мин	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
T, °C											

Количество теплоты, поглощенное калориметром, определяется по уравнению:

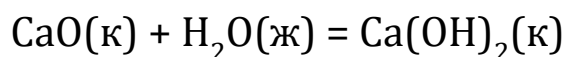
$$Q = K \cdot (\theta - T_1) \quad (4)$$

Вычисление теплоемкости калориметра

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

Опыт 2. Определение теплоты реакции гашения извести

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



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

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

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

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

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

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

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

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

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

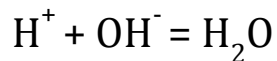
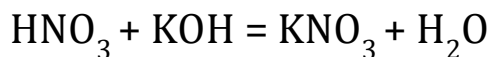
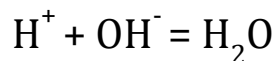
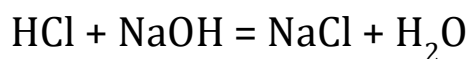
4. Вычислить погрешность опыта (в %) по формуле

$$\%100 \frac{|\Delta H_{\text{теор}} - \Delta H_{\text{оп}}|}{\Delta H_{\text{теор}}} = \eta$$

В выводе указать на возможные причины погрешности.

Опыт 3. Определение теплоты реакции нейтрализации

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



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

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

2. Отмерить мерным цилиндром 50 мл кислоты и налить ее в кало-риметр.

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

1) температура повышается, так как идет экзотермическая реакция нейтрализации;

2) температура стабилизируется и некоторое время остается постоянной;

3) температура понижается из-за рассеивания тепла. Для вычисления брать температуру второго периода, обозначив её θ .

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

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

где К – теплоемкость калориметра, определенная в опыте 1 (или вычис-ленная).

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

3. Вычислить энтальпию нейтрализации в кДж/моль.

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

Опыт 4. Определение теплоты реакции алюминия с соляной кислотой

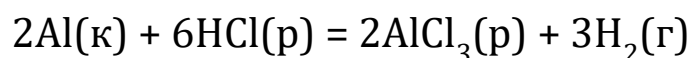
Ход опыта. 1. Взять навеску порошка или стружек алюминия массой около 0,5 г.

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

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

4. По значению максимальной (равновесной) температуры вычислить количество выделившегося тепла и рассчитать опытное значение теплового эффекта реакции $\Delta H_{\text{оп}}^0$.

5. По уравнению реакции



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

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

Опыт-5. Плавления теплоты.

Налейте воду на 1/3 каждого из двух пробирков и измеряйте температуру. Вставьте 2-3 г раствора в растворе, поставьте нитрат аммония, будьте осторожны и смешивайте его вверху. И отметьте самую низкую температуру. А во вторую пробирку скиньте едкого натрия и отметьте самую высокую температуру после встряхивания. Какой тепловой эффект наблюдается в плавлении этих веществ?

Контролирующие задания

1. Как называются реакции, идущие с выделением тепла, с поглощением? Какой знак имеют значения их энтальпий?
2. Почему энтальпия взаимодействия гидроксида натрия с различными сильными кислотами имеет одинаковое значение?
3. Вывести формулу для расчета постоянной калориметра, зная удельную теплоемкость стеклянного стакана и раствора. Почему в расчет не входит масса внешнего стакана?
4. Почему процесс нейтрализации всегда происходит с выделением тепла, а растворение твердых солей не всегда?
5. Сравнив графики изменения температуры раствора в двух калориметрах, выберите калориметр с лучшими характеристиками и обоснуйте свой выбор.
6. Экспериментально установлено, что при взаимодействии 2,3 г натрия с водой выделяется 14,0 кДж теплоты. Вычислите энтальпию реакции.
7. Какое количество теплоты называется теплотой растворения вещества? Чем отличается от теплоты растворения энтальпия растворения?
8. Как называются две стадии, на которые можно разделить (теоретически) процесс растворения вещества в воде? Какая из них для солей является эндотермическим, а какая экзотермическим процессом?
9. Почему все кислоты и щелочи растворяются в воде с выделением тепла, а большинство солей – с поглощением?

Заполните эту таблицу на основе полученных знаний !!!

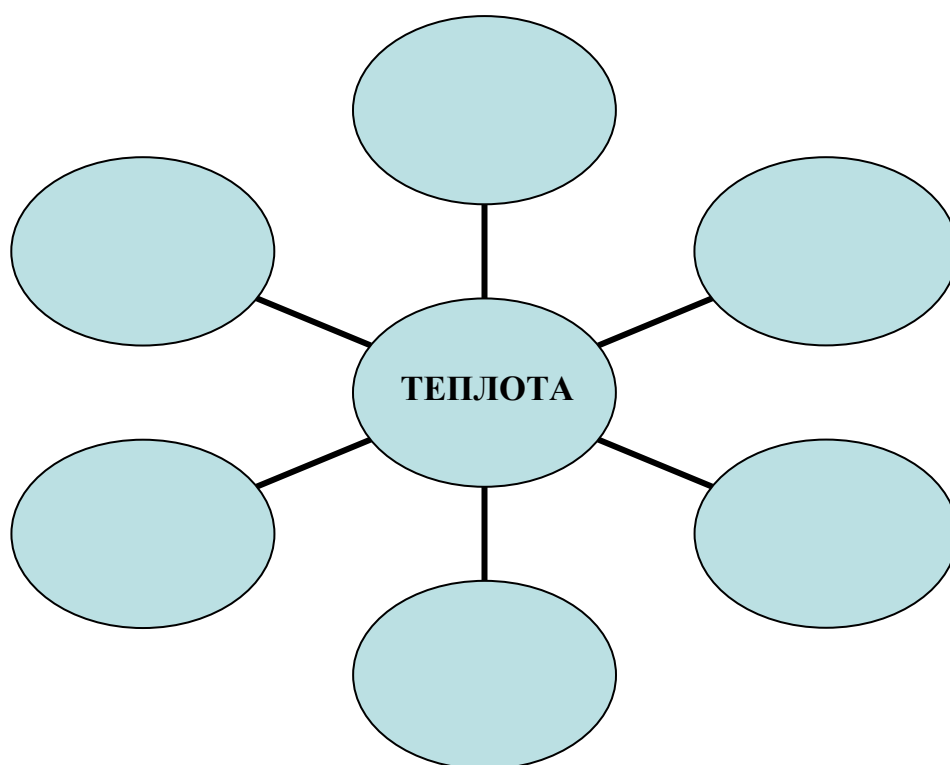


Таблица ЗХУ. Знаю / Хочу знать/ Узнал

В этом методе развивается эффективное мышление, структура, навыки. Они узнают правило как составлять таблицу. Сформируют таблицу в отдельных группах.

«Что вы знаете на эту тему» и «Что вы хотите узнать», отвечают на эти вопросы (для дальнейшему работу будет создана направляющие основы), дальнейшею работу предшествует предшествующую работу для работы). Заполняют разделы 1 и 2 таблицы. Слушают лекцию и читают самостоятельно.

t/r	Вопрос по теме	Знаю	Хочу узнать	Узнал
1.	Теплота			
2	Эндотермия			
3	Экзотермия			
4	Калориметр			
5	Температура			
6	Давление			
7	Теплоемкость калориметра			
8	Нейтрализация			
9	Ингибиторы			
10	Катализаторы			

**Тепловой эффект
растворения равен сумме
тепловых эффектов
физического и химического
процессов. Физический процесс
протекает с поглощением
теплоты, химический — с
выделением.**

**Растворение — сложный
физико-химический процесс.
Разрушение структуры
растворяемого вещества и
распределение его частиц
между молекулами раствори-
теля — это физический
процесс.**

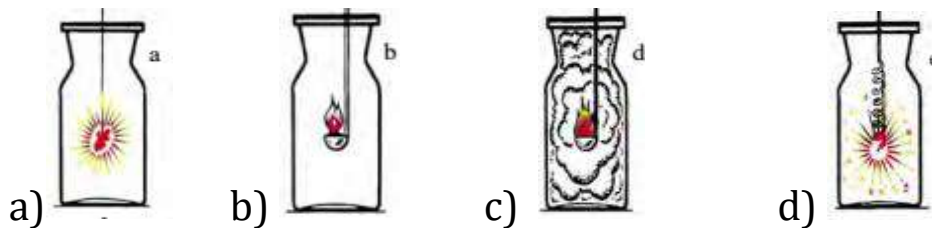
Согласно первому следствию из закона Гесса, тепловой эффект химической реакции равен сумме теплотобразования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ.

Пропорциональный тест
Настройте правильную консистенцию !

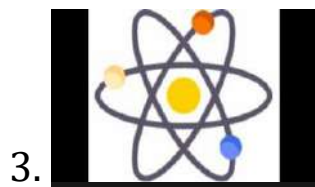
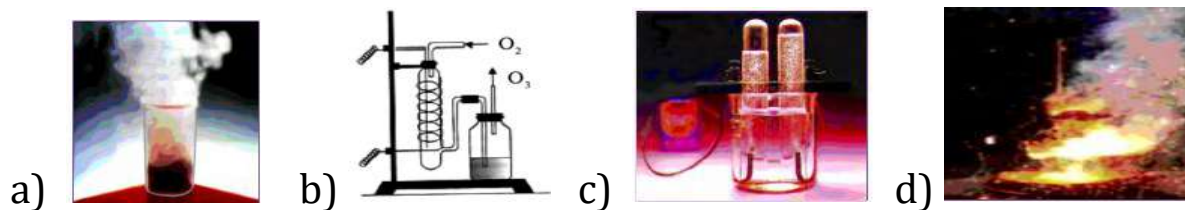
№	Вопрос	Ответ	
1	Что такое гидраты ?	А	Кристаллические решётки нарушается, а теплота поглощается
2	Что такое кристаллогидраты ?	В	Температура уменьшается, теплота поглощается
3	Когда твердое вещество плавится какой процесс начинается ?	С	Температура повышается, теплота выделяется
4	Какой процесс образуется когда плавится нитрат аммония ?	Д	Если растворитель вода -
5	Какой процесс образуется когда плавится гидроксид натрия ?	Е	В составе содержащие вода
Ответ т	1-d 2-e 3-a 4-b 5-c		

ПИСА тесты по пройденной теме

1. Найти горение угля ?



2. Получение в промышленности кислорода -



3. Это какой атом элемента ?

A) B

B) Li

C) He

D) H

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5

ТЕМА: СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Цель работы: Установить зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Рабочее задание: Прodelать опыты. Ответить на контрольные вопросы.

Провести опыты по определению скорости химической реакции и химического равновесия. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет, решить задачу.

Нужные оборудование и реагенты: тиосульфат натрия, серная кислота, термометр, стекло термометра, пероксид стекла, марганца (IV) --оксид.

Ключевые слова: гомоген, гетероген, фаза, скорость реакции, химическое равновесие, закон действия масс, скорость химических реакций, температура, давление.

Общие сведения о новой теме.

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

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

Скорость реакции зависит от концентрации взаимодействующих веществ, эта зависимость устанавливается законом действующих масс для скорости реакций.

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

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

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

Скоростью химической реакции (v) называется изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени.

По изменению концентрации одного из веществ, участвующих в реакции можно судить об изменении концентрации всех остальных веществ.

Пусть за промежуток времени от τ_1 до τ_2 концентрации некоторых веществ изменились с C_1 до C_2 . Тогда средняя скорость реакции в среднем интервале времени равна:

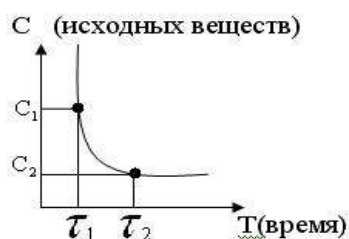


График изменения концентрации исходных веществ ($C_1 > C_2$).

$$V = \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} = - \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

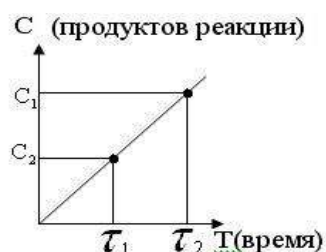


График изменения конечных веществ ($C_1 < C_2$)

$$V = \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} = \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

$$V_{cp} = \frac{\Delta C}{\Delta \tau} = \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1}$$

где: C_1 и C_2 – концентрации веществ, [моль/л];

τ_1 и τ_2 – время, [мин, сек];

v_{cp} – скорость реакции, [моль/л*сек; моль/см³*мин] Различают гомогенные и гетерогенные реакции.

Реакции, протекающие в однородной среде, называют гомогенными. Эти реакции идут по всему объёму системы.

Гетерогенными называют реакции, идущие на поверхности соприкосновения твёрдого вещества и газа, твёрдого вещества и жидкости.

1) $H_2(g) + J_2(g) = 2HJ(g)$ -гомогенная реакция

2) $2Na(тв) + 2H_2O(ж) = 2NaOH(р-р) + H_2(g)$ -гетерогенная реакция.

Для гетерогенных процессов скорость определяется изменением концентрации реагирующих веществ или образовавшихся в ходе реакции за единицу времени на единице поверхности. Для того чтобы участвовать в реакции, молекулам необходима избыточная энергия по сравнению со средней энергией молекул при данной температуре. Эта избыточная энергия называется энергией активации реакции; она обозначается E_a и измеряется в кДж/моль. Константа скорости реакции и энергия активации связаны уравнением Аррениуса:

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

Энергию активации можно найти, если измерить константу скорости реакции при двух температурах T_1 и T_2 . При вычислении энергии активации потребуются не абсолютные значения константы скорости, а их отношение ($k_2 : k_1$). Это то же самое, что отношение скоростей реакции при двух температурах

$(V_2 : V_1)$ или отношение времени протекания реакции при T_1 к её времени при T_2 ($\tau_1 : \tau_2$), так как все эти отношения равны между собой: $k_2 : k_1 = V_2 : V_1 = \tau_1 : \tau_2$.

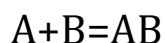
Факторы, влияющие на скорость химической реакции

1. Влияние природы реагирующих веществ.

Природа реагирующих веществ оказывает очень существенное влияние на скорость хим. реакций. Так, например, щелочные металлы натрия и калий с одним и тем же веществом – водой реагируют с разными скоростями. Атомы калия имеют большой радиус и поэтому свои электроны отдают гораздо энергичнее, чем атомы натрия, поэтому реакция калия идет гораздо быстрее.

2. Влияние концентрации реагирующих веществ.

Пусть молекула вещества А реагирует с молекулой вещества В с образованием продукта реакции АВ в газовой смеси.



Для получения АВ из А и В необходимо, чтобы молекулы А и В прореагировали, т.е. столкнулись между собой. Без соударения вещества А В не получится.

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ, возведенных в степень их стехиометрических коэффициентов – это закон действующих масс.

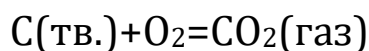
Математический закон выражается так: $aA + bB = cC$

$$V = kC^a A C^b B$$

k – коэффициент пропорциональности, константа

скорости реакции. Коэффициент k численно равен скорости реакции при концентрации каждого из реагирующих веществ равной 1 моль/л, или когда произведение концентраций равно единице. a и b – стехиометрические коэффициенты.

В случае гетерогенных реакций в уравнение закона действующих масс входят концентрации только жидких и газообразных веществ. Концентрация твердого вещества величина постоянная, поэтому не входит в константу скорости K . Например, для реакции горения угля:



$$V = k C_{O_2}$$

3. Влияние температуры на скорость реакции.

Зависимость скорости реакции от температуры выражается правилом Вант - Гоффа: при увеличении температуры на каждые 10°C скорости реакции возрастает в 2-4 раза.

При повышении температуры каждый раз на 10°C скорость реакции

$$\text{увеличивается в } 2\text{—}4 \text{ раза: } v_{t_2} = v_{t_1}^{\gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}}$$

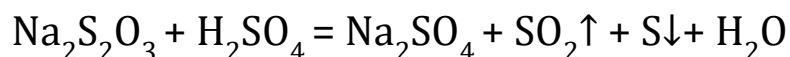
где v_{t_2} — скорость реакции при температуре t_2 ; v_{t_1} — скорость реакции при температуре t_1 ; γ — температурный коэффициент скорости химической реакции. Например, при температурном коэффициенте скорости реакции $\gamma = 2$ и повышении температуры среды до 40°C скорость данной реакции увеличивается в 16 раз; до 50°C — в 32 раза, до 70°C — в 128 раз. Такое резкое увеличение скорости реакции можно объяснить ускорением движения молекул и увеличением частоты их столкновений, а также возрастанием количества активных молекул. Скорость химических реакций зависит также от природы реагирующих веществ, поверхности твердых веществ и катализатора.

Экспериментальная часть

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

Опыт 1. Определение частного кинетического порядка по тиосульфату натрия

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



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

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

Вычислить значения скорости реакции и заполнить таблицу:

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

Опыт 2. Определение частного кинетического порядка по серной кислоте

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

2. Раствор тиосульфата натрия в этом опыте берется одинаковым – четыре капли. Чтобы результат опыта был более точным, рекомендуется четыре капли раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ поместить в отдельную пробирку, а затем в неё вливать раствор серной кислоты из одной (из трёх заранее приготовленных) пробирки. Время реакции измеряется таким же образом, как и в первой серии; затем также заполняется таблица:

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

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

Опыт 3. Определение энергии активации

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

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

2. В первой пробирке реакция проводится при комнатной температуре. Для этого пробирку перед началом реакции поместить на 3–5 мин в термостат, имеющий комнатную температуру, так, чтобы раствор в пробирке принял температуру термостата. В качестве термостата используется химический

стакан с водой; температура воды в термостате контролируется термометром. После того как температура установилась, в пробирку добавляется одна капля серной кислоты и измеряется время реакции.

3. Температура термостата повышается (прибавлением горячей воды) на десять градусов. Вторая пробирка с $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ термостатируется в течение 5 мин при новой температуре и в ней точно так же проводится реакция с одной каплей серной кислоты. Таким же образом с интервалом в десять градусов проводится измерение времени протекания реакции в третьей пробирке. Данные заносятся в таблицу:

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

Рекомендации по планированию и проведению эксперимента

При проведении лабораторного опыта необходимо каждый раствор отмерять своим цилиндром. Каждый опыт проводить в новой пробирке. При попадании на лицо, в глаза, на руки химических реактивов следует смыть немедленно водой и хорошо промыть пораженный участок большим количеством воды.

Контролирующие задания

1. Что называется скоростью химической реакции?
2. Какова зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ?
3. Как влияет температура на скорость химической реакции?

4. Как влияет давление на скорость химической реакции между газообразными веществами?
5. По какому признаку реакции подразделяются на простые и сложные, гомогенные и гетерогенные?
6. Какие реакции называются сложными? Какая стадия сложной реакции является лимитирующей?
7. Перечислите факторы, от которых зависит скорость реакции.
8. Как формулируется и как записывается в математическом виде правило Вант-Гоффа?
9. Какая энергия называется энергией активации? Как она влияет на скорость химической реакции? Зависит ли она от температуры?
10. Кинетическое уравнение реакции имеет вид $V = k \cdot C_A \cdot C_B$. Как изменится скорость при увеличении концентраций А и В в 2 раза? Как при этом изменится константа скорости?

ТЕСТЫ

1. Как влияет увеличение давления на химическое равновесие в следующей обратимой реакции? $2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g)$

- 1) смещает вправо; 2) смещает влево; 3) не влияет; 4) сначала
 А) 1; Б) 2; В) 3; Г) 4.

1. Равновесие какой реакции не изменится при повышении давления?

- А) $COCl_2 \rightarrow CO + Cl_2$;
 Б) $CO(g) + NO_2(g) \rightarrow CO_2(g) + NO(g)$;
 С) $NH_3 \rightarrow N_2 + H_2 - Q$;
 Д) В;С.

2. В какой системе равновесие сместится влево при уменьшении давления?

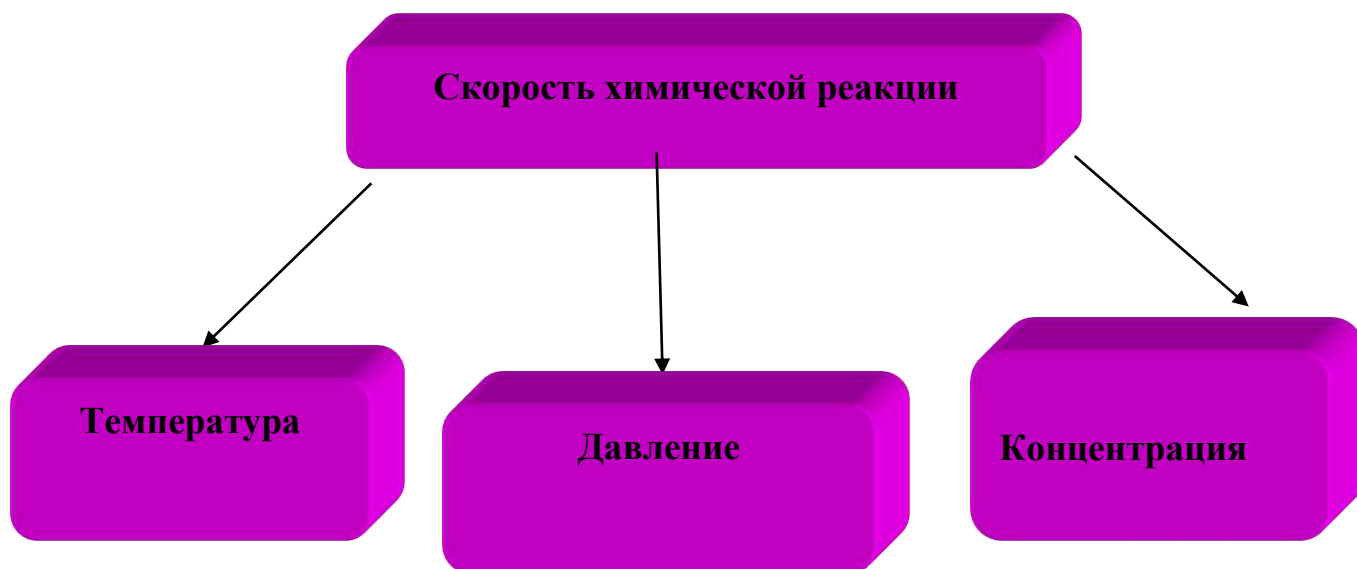
- А) $CO(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$;

- В) $\text{H}_2(\text{r}) + \text{N}_2(\text{r}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{r})$;
С) $\text{SO}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) \rightarrow \text{SO}_3(\text{r})$;
Е) все ответы верны

3. На какие реакции, находящиеся в состоянии равновесия, не оказывает влияние изменение давления?

- 1) $\text{NO}_2(\text{r}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{r}) + \text{Q}$
2) $\text{H}_2(\text{r}) + \text{S}(\text{т}) \rightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{r}) + \text{Q}$
3) $\text{NO}(\text{r}) + \text{Cl}_2(\text{r}) \rightarrow \text{NOCl}_2(\text{r}) + \text{Q}$
4) $\text{H}_2(\text{r}) + \text{Cl}_2(\text{r}) \rightarrow \text{HCl}(\text{r}) + \text{Q}$
5) $\text{N}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) \rightarrow -\text{M}(\text{r}) - \text{Q}$
6) $\text{SO}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) \rightarrow \text{SO}_3 + \text{Q}$
А) 2, 4, 5; В) 1, 2; С) 1, 3; D) 4, 5.

Объясните свой ответ примерами !!!



Пропорциональный тест

Настройте правильную консистенцию !

№	Вопрос	Ответ	
1	Как называется скоростью химической реакции?	А	Процесс применение с катализатором
2	Объясните правило Вант-Гоффа?	В	Повышается скорость химической реакции
3	Что такое катализ ?	С	Замедляется скорость химической реакции
4	Что такое ингибитор ?	Д	Изменение концентраций веществ, участвующих в химической реакции, за единицу времени называется
5	Как влияет повышение концентрации на скорость химической реакции?	Е	При повышении температуры каждый раз на 10 °С скорость реакции увеличивается в 2—4 раза
Ответ	1-d 2-e 3-a 4-с 5-а		

ПЯТИМИНУТНОЕ ЭССЕ

Пятиминутное эссе - это пятиминутный урок, в котором обобщаются и фиксируются знания, полученные по изучаемой теме.

Эссе - напишите и прокомментируйте от 10 до 25 слов на предложенную тему.

Эссе - это форма свободного письменного выражения личной точки зрения автора.

Химические реакции протекают с различной скоростью . Некоторые реакции протекают за доли секунды, а другие могут длиться в течение нескольких дней, то есть идут очень медленно. Есть и такие реакции, для завершения которых требуются даже годы.

Системы, которые состоят из одной фазы, называются гомогенными, или однородными. Примерами гомогенных систем являются газовые смеси, растворы. Системы, которые состоят из двух или нескольких фаз, называются гетерогенными, или неоднородными.

“Метод Кластер”

Ключевое слово пишется на доске



Предлагается написать слова, связанные с темой



Соединение установить между словами и идеями

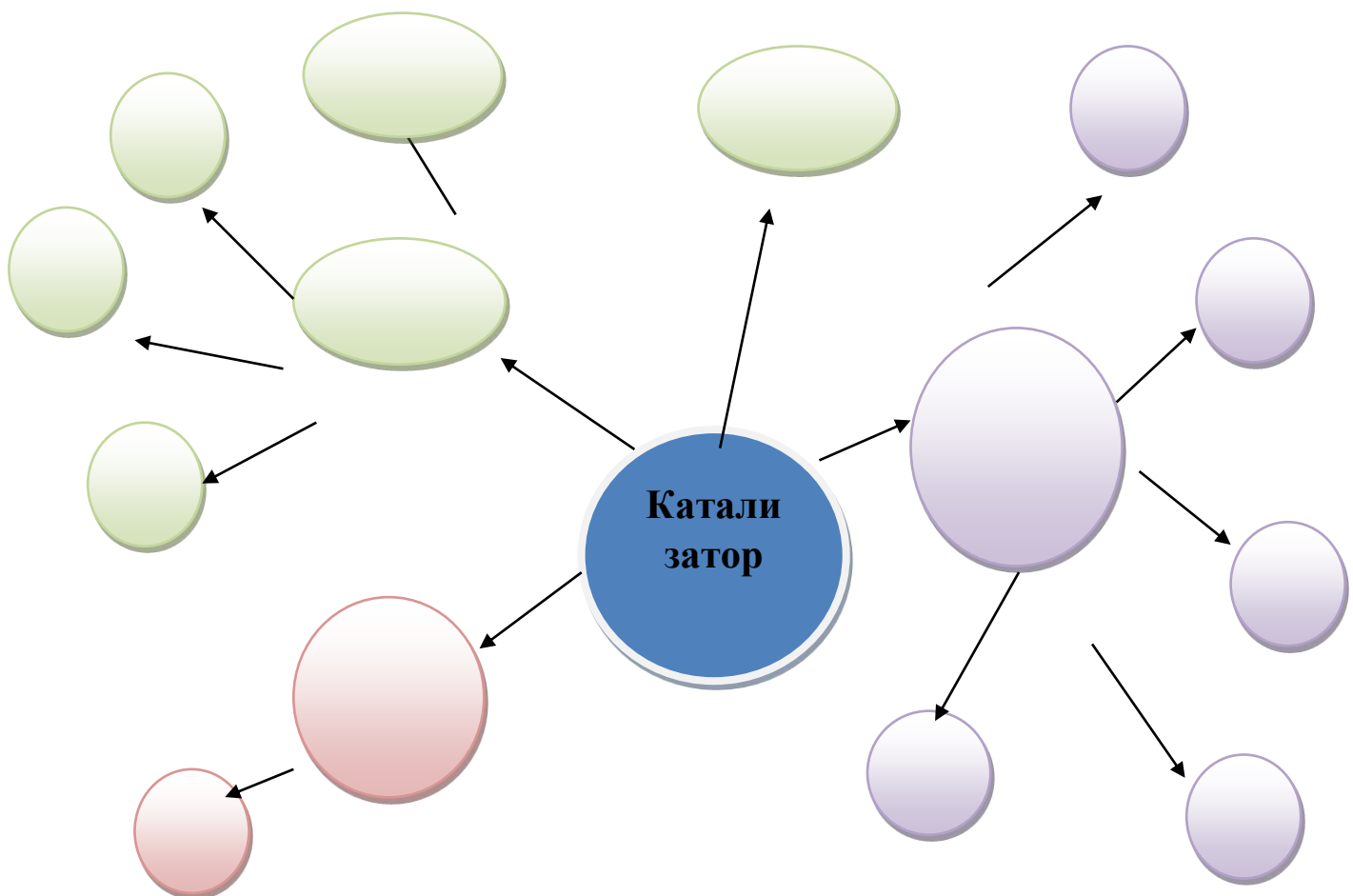


**Требуется собирать как можно больше
идей**



Выразить идеи

Заполните эту таблицу на основе полученных знаний !!!



ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №6

ТЕМА: ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Цель работы: Изучить влияние на скорость химической реакции и состояние химического равновесия концентрации реагирующих веществ и температуры.

Рабочее задание: Прodelать опыты. Ответить на контрольные вопросы.

Провести опыты по определению химического равновесия. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет, решить задачу.

Нужные оборудование и реагенты: хром, фенофталейн, ацетат натрия, серная кислота, термометр, стекло термометра, пероксид стекла, марганца (IV) --оксид.

Ключевые слова: гомоген, гетероген, фаза, скорость реакции, химическое равновесие, закон действия масс, скорость химических реакций, температура, давление.

Общие сведения о новой теме.

Многие химические реакции при одной и той же температуре в зависимости от соотношения реагентов могут самопроизвольно протекать как в прямом, так и в обратном направлении. Такие реакции называются обратимыми. В обратимых реакциях существует общий предел и прямой и обратной реакции, который называется состоянием *химического равновесия*.

В химической термодинамике состояние равновесия определяется как такое состояние, при котором реагирующая система характеризуется нулевым значением энергии Гиббса: $\Delta G_T = 0$. Но переход системы в состояние химического равновесия не означает прекращения реакции, а свидетельствует лишь о том,

что перестают изменяться концентрации реагирующих веществ и продуктов.

В химической кинетике состоянием химического равновесия называется такое состояние, при котором скорость прямой реакции становится равной скорости обратной. В состоянии равновесия сколько молекул (или других частиц) продукта реакции в единицу времени образуется, столько их и разлагается, т.е. химическое равновесие является динамическим, или подвижным. Таким образом, в состоянии химического равновесия концентрации всех веществ (реагентов и продуктов) являются постоянными и не изменяются до тех пор, пока не изменятся внешние условия проведения реакции.

Концентрации реагентов (исходных веществ) и продуктов в состоянии химического равновесия называются *равновесными*.

Признаки химического равновесия следующие: 1) состояние системы не зависит от того, с какой стороны она подходит к равновесию – со стороны исходных веществ или со стороны продуктов реакции; 2) состояние системы остается неизменным при отсутствии внешних воздействий; 3) оно изменяется при изменении внешних условий, сколь бы малы они ни были.

Частное от деления произведения равновесных концентраций в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, продуктов реакции на произведение равновесных концентраций исходных веществ в соответствующих степенях является величиной постоянной при данной температуре и давлении (закон действующих масс для химического равновесия).

Эта величина называется константой равновесия и обозначается символом K .

Для уравнения реакции в общем виде:



константа равновесия записывается так:

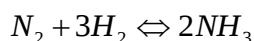
$$\nu_1 = \nu_2$$

откуда следует:

$$K = \frac{[C]^p[D]^q}{[A]^n[B]^m}$$

где $[A]$, $[B]$, $[C]$ и $[q]$ — равновесные концентрации веществ.

Так, например, для обратимого процесса



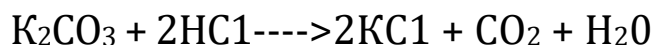
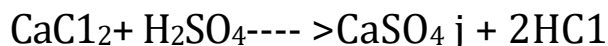
$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

Приведенное выражение является уравнением химического равновесия. Оно показывает, что при обратимых реакциях равновесие устанавливается, когда отношение произведения концентраций образующихся веществ к произведению концентраций исходных веществ (величин всех концентраций возводятся в степени соответствующих стехиометрических коэффициентов) становится равным некоторой постоянной величине K .

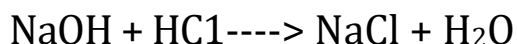
Величина K называется **константой химического равновесия** и представляет характерную для каждой обратимой реакции величину, которая определяется природой реагирующих веществ, не зависит от их концентрации, но зависит от температуры.

Реакции будут необратимыми в следующих случаях:

1. Из системы реакции в качестве продуктов выделяется газ или выпадает осадок:



2. Продуктом реакции является малодиссоциируемое вещество, например вода,

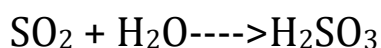


3. В результате реакции выделяется большое количество энергии, например при горении магния:

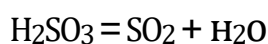


Обратимыми реакциями называются реакции, протекающие одновременно в двух противоположных направлениях.

В обратимых реакциях химический процесс протекает и в противоположном направлении. То есть, одновременно образуются и продукты, и исходные вещества из продуктов реакции. В уравнениях обратимых реакций между правым и левым частями уравнения ставят две стрелки, направленные в противоположные стороны. Оксид серы (IV), взаимодействуя с водой, образует сернистую кислоту:



В этой реакции с увеличением количества образующегося сернистой кислоты в растворе, начинает протекать и обратная реакция.

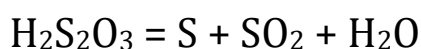
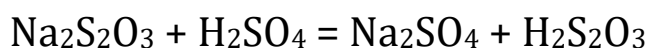


Реакция, протекающая слева направо, называется прямой реакцией, справа налево - обратной реакцией.

Выполнение лабораторной работы:

1. Зависимость скорости реакций от концентрации реагирующих веществ.

Изучение зависимости скорости реакции от концентрации проводится на примере реакции между H_2SO_4 и $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ которая сопровождается выпадением осадка.



О скорости реакции судят по времени появления помутнения от образующейся серы. Время отсчитывают от начала реакции

(момент сливания реактивов) до появления заметного для глаза помутнения. Поэтому во всех трех опытах изменение концентрации серы (до первого появления мути) будет иметь одну и ту же величину, которую можно принять за 1. Тогда скорость выражается как обратная величина времени.

Проделайте 3 опыта с разной концентрацией $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Опыт 1. В колбу емкостью 100 мл отмерьте из бюретки 15 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. В пробирку отмерьте из бюретки 10 мл H_2SO_4 . Вылейте кислоту из пробирки в колбу с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. В момент добавления H_2SO_4 запустите секундомер. Отсчитайте число секунд, прошедших от момента сливания раствора до появления помутнения.

Опыт 2. Повторите опыт, изменив концентрацию $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Для этого в колбу отмерьте из бюреток 10 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 5 мл воды и прибавьте 10 мл раствора H_2SO_4 , как в первом опыте. Заметьте время появления помутнения.

Опыт 3. Отмерьте в колбу 5 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 10 мл воды и до-бавьте 10 мл H_2SO_4 из пробирки. Отметьте время появления помутнения.

Сформулируйте вывод о зависимости скорости реакции от концентра-ции реагирующих веществ.

2. Зависимость скорости реакции от температуры.

Опыт 1. Отмерьте из бюретки в одну пробирку 15 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в другую – 10 мл раствора H_2SO_4 . Поместите термометр в пробирку с серной кислотой и измерьте ее температуру. Слейте растворы в колбу вместимостью 100 мл, и отметьте время появления помутнения.

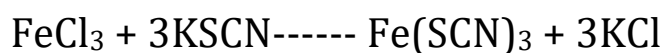
Опыт 2. Отмерьте в 2 пробирки то же количество растворов $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 . Поместите пробирки в кипящую водяную баню и нагрейте растворы на 10°C выше первоначальной температуры (под контролем термометра). Слейте растворы из пробирок в колбу, и отметьте время появления помутнения.

Опыт 3. Опыт повторите, нагрев растворы на 200С выше первоначальной температуры.

Вычислите температурный коэффициент реакции по правилу Вант-Гоффа и сделайте вывод о влиянии температуры на скорость реакции.

2. Влияние концентрации реагирующих веществ на состояние равновесия.

Смещение равновесия можно наблюдать при проведении реакции между хлоридом железа (III) и тиоцианатом калия.



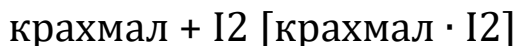
Раствор FeCl_3 – слабо желтого цвета, растворы KSCN и KCl – бесцветны, раствор Fe(SCN)_3 – кроваво-красного цвета. Поэтому смещение равновесия при изменении концентрации одного из компонентов реакции сопровождается изменением окраски раствора, которая светлеет или темнеет.

В 4 пробирки внесите по 5-7 капель 0,003 н раствора FeCl_3 и KSCN и перемешайте. Образуется раствор характерного кроваво-красного цвета, обусловленный присутствием малодиссоциированных молекул тиоцианата железа. Одну пробирку с полученным раствором сохраните для сравнения результатов опыта (эталон). В остальные пробирки добавьте следующие реактивы: в первую – 2-3 капли насыщенного раствора FeCl_3 , в другую – 2-3 капли насыщенного раствора KSCN , в третью – несколько кристаллов KCl . Сравнить интенсивность окраски полученных растворов с интенсивностью окраски эталона. По изменению интенсивности окраски определить направление смещения равновесия.

Запишите выражение для константы равновесия, используя концентрации участников реакции. Сделайте вывод о влиянии изменения концентрации исходных веществ и продуктов реакции на смещение равновесия.

3. Влияние температуры на химическое равновесие

При действии йода на крахмал образуется непрочное соединение сложного состава, окрашенное в синий цвет. В общем виде ее можно представить уравнением:



В 2 пробирки налейте по 2-3 мл раствора крахмала и добавьте по 2-3 капли йодной воды. Наблюдайте появление синей окраски. Нагрейте одну из пробирок.

Что наблюдаете? Куда сместилось химическое равновесие? Укажите знак теплового эффекта прямой реакции. Объясните наблюдаемые изменения на основании принципа Ле-Шателье. Запишите выражение для константы равновесия, используя концентрации участников реакции.

Оформление лабораторной работы

1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

№ опыта	Объем $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (мл)	Объем H_2O (мл)	Объем H_2SO_4 (мл)	Время, τ (сек)	Скорость $v = 1/\tau$
1					
2					
3					

2. Зависимость скорости реакции от температуры.

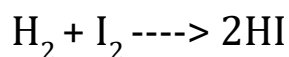
№ опыта	Объем $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (мл)	Объем H_2O (мл)	Объем H_2SO_4 (мл)	Время, τ (сек)	Скорость $v = 1/\tau$
1					
2					
3					

3. Влияние изменения концентрации на состояние равновесия

№ опыта	Что добавлено	Изменение концентрации $Fe(CNS)_3$	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1				
2				
3				

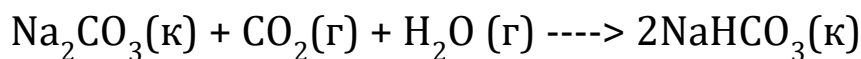
Контролирующие задания

1. Как можно определить химическое равновесие?
2. Как влияет катализатор на равновесии химической реакции?
3. Напишите выражение для константы равновесия реакции



Как изменится константа равновесия при увеличении концентрации продукта реакции (иодоводорода) в 2 раза?

4. Для реакции



записать выражение для константы равновесия через равновесные кон-центрации (K_c) и равновесные парциальные давления (K_p).

5. Как повлияет на равновесие обратимой реакции $Fe_2O_3(к) + 3CO(г) \rightleftharpoons 2Fe(к) + 3CO_2(г)$ увеличение давления?

6. От чего зависит скорость химических реакций?

7. Как изменится скорость химической реакции $2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$ если давление системы увеличить в 5 раз?

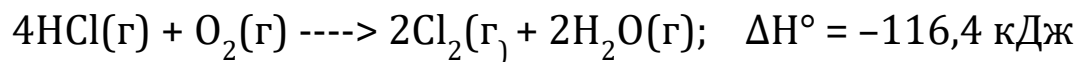
8. Как повлияет на равновесие обратимой реакции



повышение температуры?

9. Какую среду имеют раствор дихромата калия и раствор хромата калия в воде?

10. Какие условия (температура, давление, концентрации участников реакции, катализатор) необходимы для повышения выхода хлора по обратимой реакции



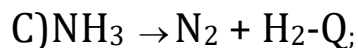
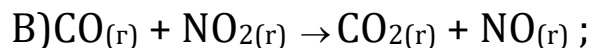
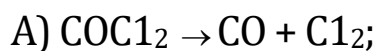
ТЕСТЫ

1. Как влияет увеличение давления на химическое равновесие следующей обратимой реакции? $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$

1) смещает вправо; 2) смещает влево; 3) не влияет; 4) сначала

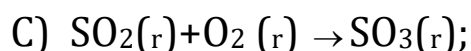
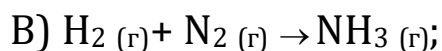
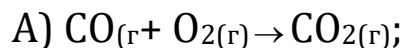
А) 1; Б) 2; В) 3; Г) 4.

2. Равновесие какой реакции не изменится при повышении давления?



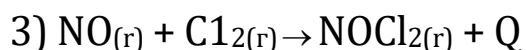
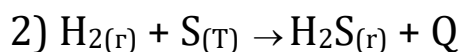
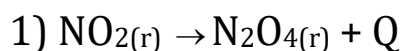
Д) В; С.

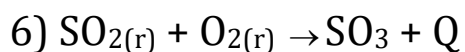
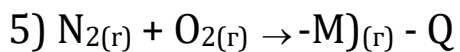
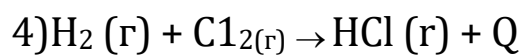
3. В какой системе равновесие сместится влево при уменьшении давления?



Д) все ответы верны

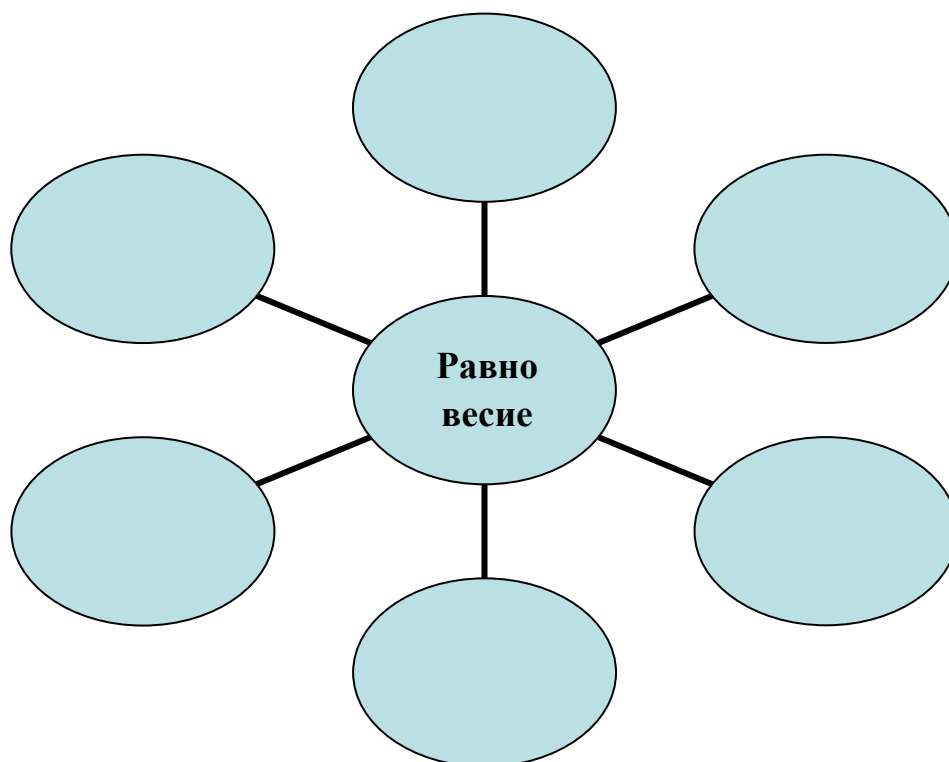
4. На какие реакции, находящиеся в состоянии равновесия, не оказывает влияние изменение давления?



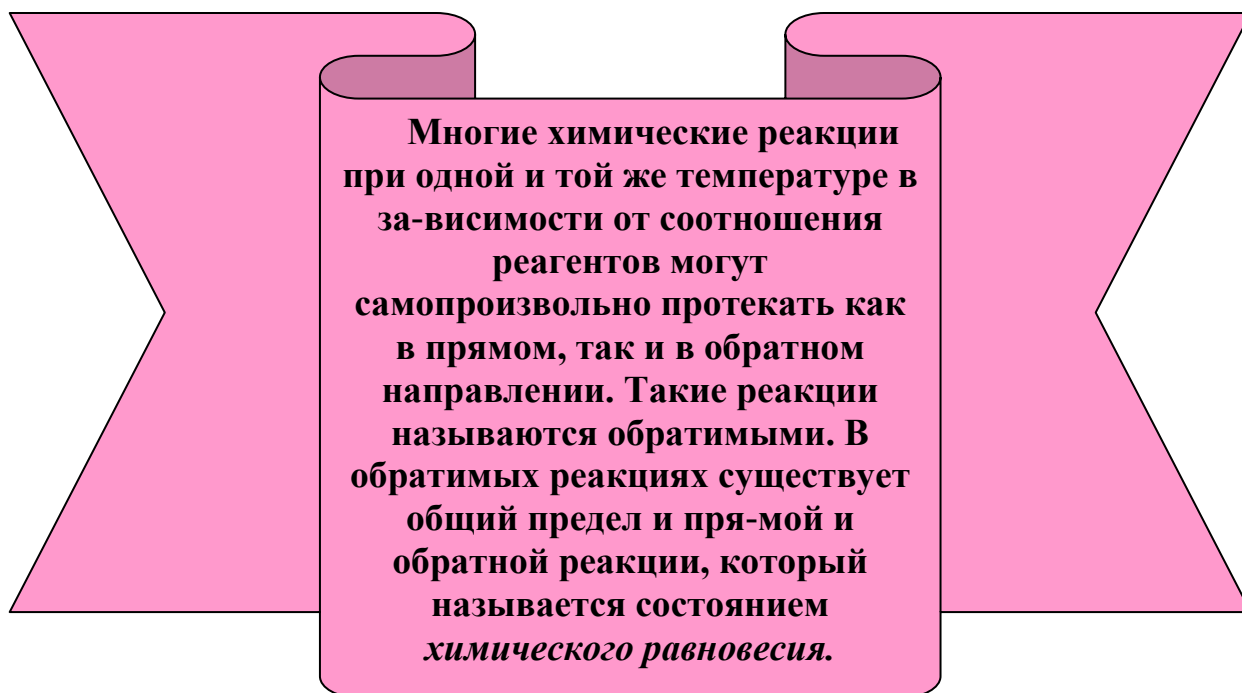


A) 2, 4, 5; B) 1, 2; C) 1, 3; D) 4, 5.

Заполните эту диаграмму на основе полученных знаний !!!



Концентрации реагентов (исходных веществ) и продуктов в состоянии химического равновесия называются *равновесными*. Признаки химического равновесия следующие: 1) состояние системы не зависит от того, с какой стороны она подходит к равновесию – со стороны исходных веществ или со стороны продуктов реакции; 2) состояние системы остается неизменным при отсутствии внешних воздействий; 3) оно изменяется при изменении внешних условий, сколь бы малы они ни были.



ПЯТИМИНУТНОЕ ЭССЕ

Пятиминутное эссе - это пятиминутный урок, в котором обобщаются и фиксируются знания, полученные по изучаемой теме.

Эссе - напишите и прокомментируйте от 10 до 25 слов на предложенную тему.

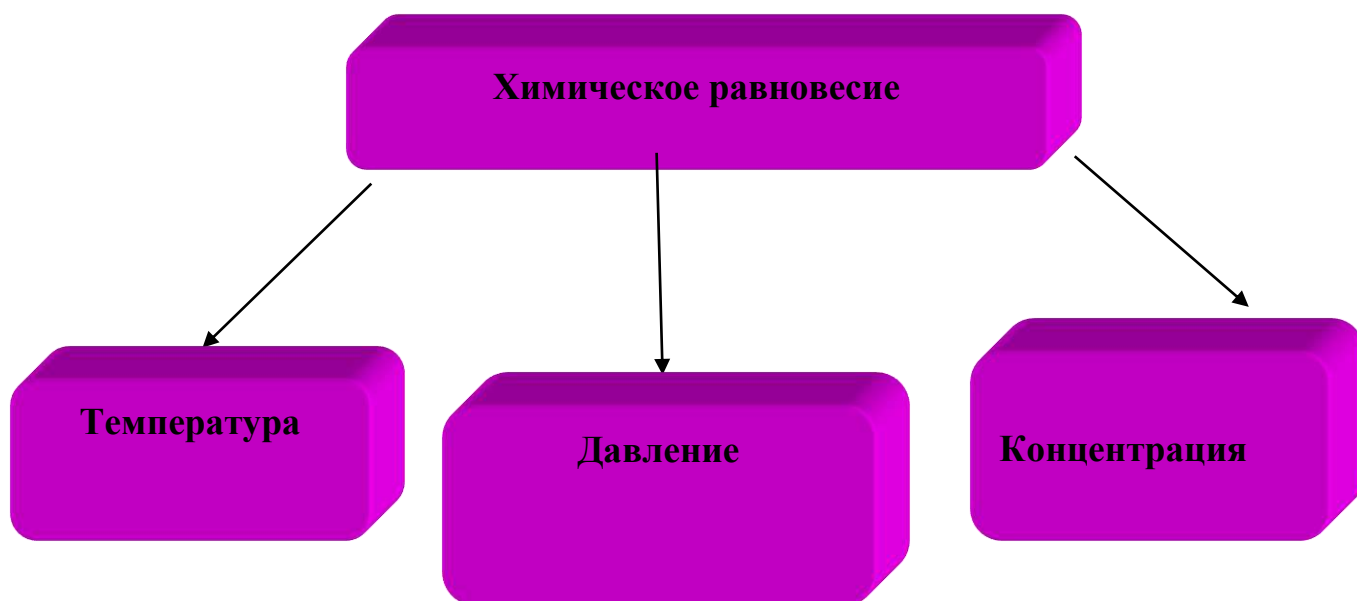
Эссе - это форма свободного письменного выражения личной точки зрения автора.

Пропорциональный тест

Настройте правильную консистенцию !

№	Вопрос	Ответ	
1	Какое значение имеет катализатор ?	А	Если уравниваются правые и левые стороны реакции
2	Что такое гомогенный катализ ?	В	Когда влияет температура, давление и концентрация
3	Когда устанавливается химическое равновесие ?	С	Если взаимодействующие вещества и катализаторы находятся в разных агрегатных состояниях
4	Какие факторы влияют на движение равновесие ?	Д	Помогает химической реакции устанавливать быстрее, но он не меняется.
5	Что такое гетерогенный катализ ?	Е	Взаимодействующие вещества и катализаторы находятся в одинаковых агрегатных состояниях
Ответ	1-d 2-e 3-a 4-b 5-c		

Объясните свой ответ примерами !!!



ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №7

ТЕМА: ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

Цель работы: *ознакомиться со способами выражения концентрации растворов; научиться определять концентрацию раствора, приобрести навыки приготовления растворов заданной концентрации.*

Рабочее задание: Прodelать опыты. Ответить на контрольные вопросы.

Провести опыты по приготовлению растворов. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет, решить задачу.

Нужные оборудование и реагенты: разные вещества, индикаторы, растворы, измерительный цилиндр, пипетка, пробирки, вода.

Ключевая слова: *однородный, гетероген, нормальный, молярный, процентную концентрацию, разбавленный, концентрированный раствор, индикатор.*

Общие сведения о новой теме.

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

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

Раствор можно приготовить с помощью фиксала. Фиксал – это герметично запаянная стеклянная ампула с точно взятой навеской сухого вещества или точным объемом кислоты. В этом случае достигается самая высокая точность концентрации приго-

товления, но из-за высокой стоимости фиксаналов растворы на их основе готовят в редких случаях – для проведения особо точных анализов.

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

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

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

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

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

Когда ареометр погружен в жидкость, то уровень её поверхности совпадает с тем делением на шкале, которое указывает плотность этой жидкости. Зная плотность раствора, можно в справочной литературе найти массовую долю

растворенного вещества. Например, для раствора гидроксида натрия имеются такие данные:

ρ, кг/л	1,00	1,05	1,10	1,15	1,20	1,25	1,30	1,40	1,50
ω, %	0	4,65	9,19	13,73	18,25	22,81	27,4 0	36,9 9	47,3 3

Раствором называется многокомпонентная гомогенная система переменного состава. Растворы могут быть газовыми, жидкими и твердыми. Обычно термин "раствор", не содержащий уточнений, относится к жидкой гомогенной системе.

Раствор состоит из растворителя и растворенного вещества. Растворителем обычно называют тот компонент раствора, содержание которого больше. Относительное содержание компонентов раствора характеризуется его концентрацией.

Процентная концентрация С % или массовая доля растворенного вещества показывает, сколько весовых частей растворенного вещества содержится в 100 весовых частях раствора, единица измерения - %.

$$C\% = \frac{m}{g} 100$$

где **m**- масса растворенного вещества, г;

g - масса раствора, г.

Молярная концентрация **С_М** показывает число молей растворенного вещества в 1 л раствора, единица измерения - моль/л.

$$C_M = \frac{m \cdot 1000}{m \cdot V} 100$$

где **m** - масса растворенного вещества, г;

М - молярная масса растворенного вещества, г/моль;

V - объем раствора, мл.

Эквивалентная или нормальная концентрация C_N показывает число эквивалентных масс растворенного вещества в 1 л раствора, единица измерения - моль/л.

$$C_N = \frac{m \cdot 1000}{Э \cdot V} 100$$

где **m** - масса растворенного вещества, г;

Э - эквивалентная масса растворенного вещества, г/моль;

V - объем раствора, мл.

Титр раствора **T** показывает число граммов растворенного вещества в 1 мл раствора, единица измерения - г/мл.

Важной характеристикой раствора является его *плотность d*, единицы измерения - г/мл, кг/м³.

$$d = \frac{m}{V}$$

где **m** - масса раствора, г;

V - объем раствора, мл.

В справочниках приводятся соотношения между плотностями некоторых растворов и их концентрациями.

При химических расчетах часто приходится переходить от одного способа выражения концентрации к другому. Рассмотрим принцип пересчета концентраций на примерах.

Пример 1.

Пересчитать 20 %-ный раствор серной кислоты плотностью 1,145 г /мл на молярную и нормальную концентрации. Определить титр этого раствора.

Решение.

Находим содержание серной кислоты в 1 л (1000 мл) раствора:

Определяем нормальность раствора.

Рассчитываем молярность раствора: Находим титр:

Экспериментальная часть

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

Опыт 1. Определение плотности раствора ареометром

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

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

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

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

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

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

2. Находят разность между табличными значениями плотностей и концентраций:

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

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

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

4. Составляют пропорцию и решают её:

$$4,54 \text{ (\%)} - 0,05 \text{ (г/мл)}$$

$$x - 0,025 \text{ (г/мл)}$$

$$27,205,054,4025,0 = \cdot = x\%$$

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

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

Опыт 2. Приготовление раствора заданной концентрации

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

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

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

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

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

Опыт 3. Титрование раствора

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

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

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

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

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

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

Контролирующие задания

1. Что такое раствор? Приведите примеры жидкого, газообразного и твердого раствора.

2. Как измеряют плотность раствора?

3. Какие способы выражения концентрации растворов Вы знаете?

4. В чем сущность метода титрования? Для чего служат индикаторы?

5. Плотность 10 %-ного раствора NaCl 1,071 г/мл. Сколько г NaCl необходимо для приготовления 1 л 10 %-ного раствора?

6. Сколько г NaCl требуется для приготовления 1 кг 10 %-ного раствора NaCl?

7. Вычислите титр, нормальность и молярность растворов серной кислоты следующих концентраций:

а) 34 %; б) 70 %; в) 96 % (плотности см. в табл.1).

8. На титрование 10 мл 0,122 н раствора каустика пошло 12,2 мл раствора соляной кислоты. Определите нормальную концентрацию кислоты.

9. Какой объем 3,0 н раствора серной кислоты требуется для нейтрализации 8,415 г KOH ?

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

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

ТЕСТЫ

1. Какая система называется раствором?

- А) гомогенная система образованная при взаимодействии молекул растворителя и растворенного вещества (разные физические и химические свойства по всей поверхности)
- В) гетерогенная система образованная при взаимодействии молекул растворителя и растворенного вещества (одинаковые физические и химические свойства по всей поверхности)
- С) гомогенная система образованная при взаимодействии молекул растворителя и растворенного вещества (одинаковые физические и химические свойства по всей поверхности)
- Д) гетерогенная система образованная при взаимодействии молекул растворителя и растворенного вещества (разные физические и химические свойства по всей поверхности).

2. Растворы подобны смесям так как в составе имеется веществ и тем самым отличаются от химических соединений.

А) одинаковые В) несколько С) постоянные D) два разных.

3. Укажите ряд с хорошо растворимыми веществами.

А) фосфат бария, карбонат кальция, хлорид серебра

В) поваренная соль, сахар, хлорид водорода;

С) медь, золото, серебро

D) карбонат магния, бензин.

4. Укажите ряд с малорастворимыми веществами.

А) азот, водород, сульфат бария;

В) серебро, спирт, золото;

С) нитрат калия, гидроксид аммония, серная кислота

D) сахар, аммиак, сульфат натрия

5. Укажите ряд практически нерастворимых веществ.

А) серная кислота, азотная кислота, соляная кислота;

В) бензин, этиловый спирт, метан;

С) медь, золото, серебро;

В) карбонат натрия, сульфат алюминия, хлорид аммония

ПЯТИМИНУТНОЕ ЭССЕ

Пятиминутное эссе - это пятиминутный урок, в котором обобщаются и фиксируются знания, полученные по изучаемой теме.

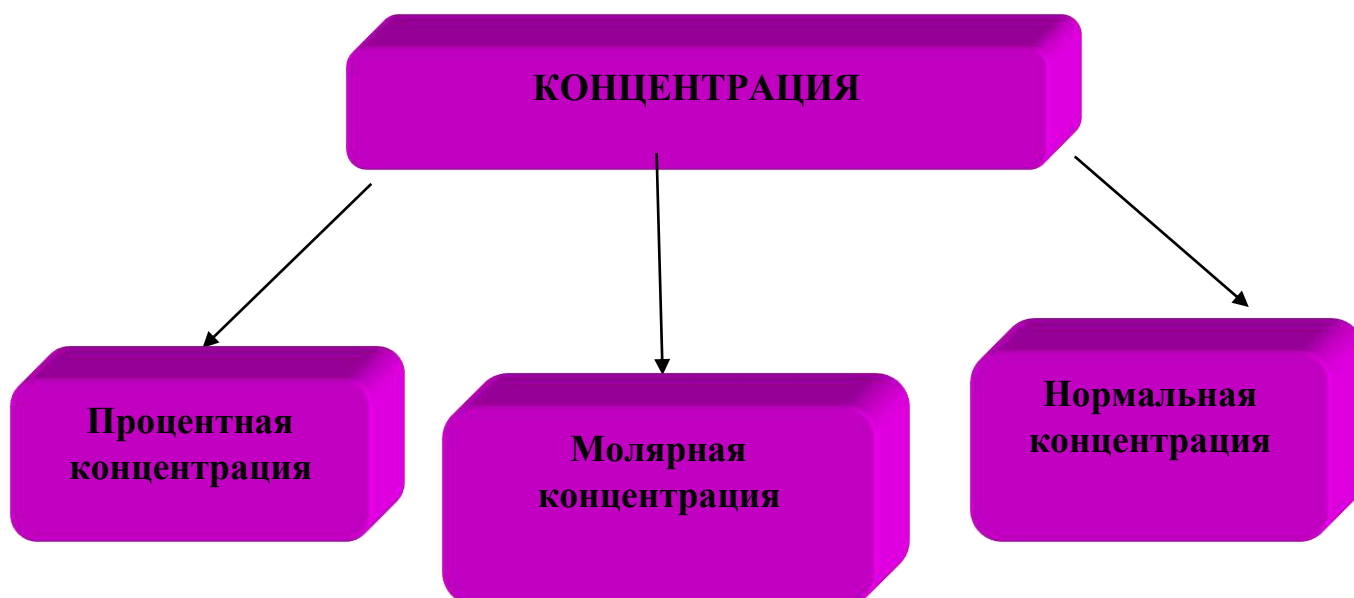
Эссе - напишите и прокомментируйте от 10 до 25 слов на предложенную тему.

Эссе - это форма свободного письменного выражения личной точки зрения автора.

Пропорциональный тест

Настройте правильную консистенцию !

№	Вопрос						Ответ	
1	Что такое гидраты ?						А	Кристаллические решётки нарушается, а теплота поглощается
2	Что такое кристаллогидраты ?						В	Температура уменьшается, теплота поглощается
3	Когда твердое вещество плавится какой процесс начинается ?						С	Температура повышается, теплота выделяется
4	Какой процесс образуется когда плавится нитрат аммония ?						Д	Если растворитель вода -
5	Какой процесс образуется когда плавится гидроксид натрия ?						Е	В составе содержащие вода
Ответ	1-d	2-e	3-a	4-b	5-c			



Объясните свой ответ примерами !!!



Таблица ЗХУ. Знаю / Хочу знать/ Узнал

В этом методе развивается эффективное мышление, структура, навыки. Они узнают правило как составлять таблицу. Сформируют таблицу в отдельных группах.

«Что вы знаете на эту тему» и «Что вы хотите узнать», отвечают на эти вопросы (для дальнейшему работу будет создана направляющие основы), дальнейшую работу предшествует предшествующую работу для работы). Заполняют разделы 1 и 2 таблицы. Слушают лекцию и читают самостоятельно.

t/r	Вопрос по теме	Знаю	Хочу узнать	Узнал
1.	Фаза			
2	Концентрация			
3	Процентная концентрация			
4	Молярная концентрация			
5	Нормальная концентрация			
6	Растворимость			
7	Растворимый			
8	Растворитель			
9	Раствор			
10	Гетерогенная система			
11	Гомогенная система			
12	Ареометр			

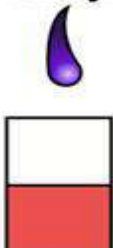
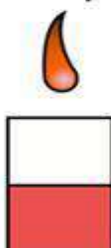
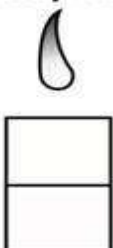
УЧИТЬ И ЗАПОМНИТЬ !!!

Наиболее точным и простым методом определения концентрации растворов является *титрование*.
Ареометр – это прибор для измерения плотности жидкостей.

Наиболее распространены пять способов выражения концентрации растворов: 1) массовая доля растворенного вещества – масса растворенного вещества, содержащаяся в 100 массовых частях раствора; 2) молярная концентрация – количество вещества в одном литре раствора; 3) молярная концентрация эквивалента (эквивалентная концентрация) – количество эквивалентных масс вещества в одном литре раствора; 4) моляльность – количество вещества в одном килограмме растворителя; 5) титр – масса растворенного вещества в одном мл (см³) раствора.

ПИСА тесты по пройденной теме

1. Как лимонная вода меняет цвет индикаторов?

лакмус	метилоранж	фенолфталеин
		
A)	B)	C)

2. $C_M = \frac{1000 \cdot m}{M \cdot V_{\text{раств}}}$ Что выражает эта формула?

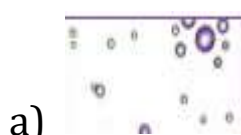
- А) Нормальная концентрация В) Молярная концентрация
С) Процентная концентрация D) Количество вещества.

3. Найти сумму всех коэффициентов уравнения с концентрированной соляной кислотой и перманганата калия.



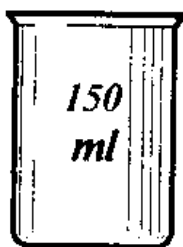
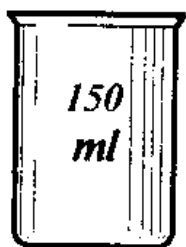
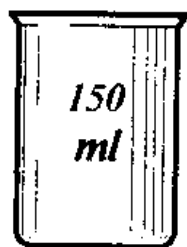
- А) 18 В) 32 С) 35 D) 22

4. Найти агрегатное состояние твёрдых веществ.



d) a и b

5. Существует 4 стакана, у них есть соединения марганца.



1. MnF_4 2. MnO 3. MnO_2 4. KMnO_4

Цвет вещества которого является темным розовым цветом.

- А) MnF_4 В) MnO С) MnO_2 D) KMnO_4

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №8

ТЕМА: ИОНООБМЕННЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы: проведение необратимых и обратимых ионообменных реакций в водных растворах, изучение влияния условий взаимодействия на состояние равновесия ионообменных реакций.

Рабочее задание: Прodelать опыты. Ответить на контрольные вопросы.

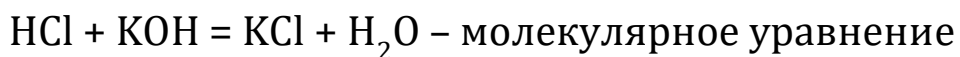
Провести опыты. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет, решить задачу.

Нужные оборудование и реагенты: разные вещества, индикаторы, растворы, измерительный цилиндр, пипетка, пробирки, вода.

Ключевая слова: необратимые и обратимые ионообменные реакции, однородный, гетероген, разбавленный, концентрированный раствор, индикатор.

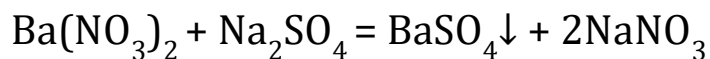
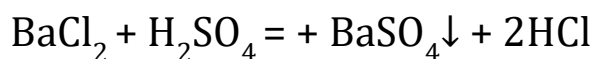
Общие сведения о новой теме.

В растворах электролитов реакции протекают между ионами, поэтому сущность протекающих процессов наиболее полно выражается при записи их уравнений в ионно-молекулярном виде. В таких уравнениях слабые электролиты, малорастворимые соединения и газы записываются в молекулярной форме, а сильные электролиты – в виде ионов. Например, реакции нейтрализации записываются так:

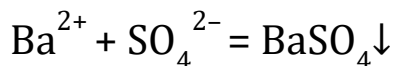


из которого следует, что сущность этого процесса сводится к образованию из ионов водорода и гидроксид-ионов слабого электролита – воды.

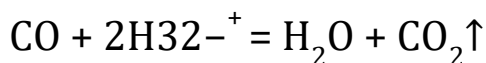
Уравнения реакций:



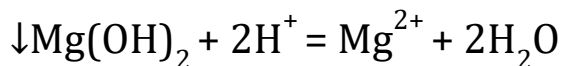
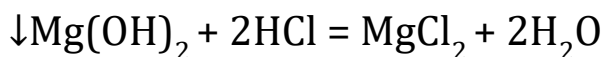
сводятся к одному и тому же процессу образования малорастворимого вещества – сульфата бария:



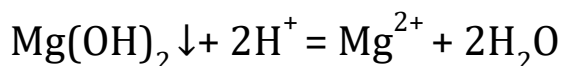
Эти примеры показывают, что ионообменные реакции в растворах электролитов протекают в направлении связывания ионов, приводящего к образованию малорастворимых веществ (осадков или газов) или молекул слабых электролитов:



В тех случаях, когда малорастворимые вещества или слабые электролиты имеются как среди исходных веществ, так и среди продуктов реакции, равновесие смещается в сторону образования наименее растворимых или наименее диссоциирующих веществ. Например:



В этой реакции равновесие смещено в сторону образования более слабого электролита – воды, ионное произведение которой равно 10^{-14} , тогда как $\text{ПР}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 5,5 \cdot 10^{-12}$. Доказательством этому служит расчет константы равновесия реакции (K). Реакция будет протекать в прямом направлении, если $K > 1$. Запишем константу равновесия для реакции в ионном виде:



Образование и растворение осадков можно объяснить, пользуясь правилом произведения растворимости: осадок выпадает, когда произведение концентраций ионов превышает ПР; осадок растворяется, если произведение концентраций ионов не достигает величины ПР (концентрации ионов при

вычислении их произведения берутся в степенях, равных коэффициентам перед формулами ионов в схемах диссоциации).

Экспериментальная часть

Целью работы является: 1) проведение необратимых и обратимых ионообменных реакций в водных растворах и 2) изучение влияния условий взаимодействия на состояние равновесия ионообменных реакций.

Опыт 1. Получение малорастворимых солей

1. Получение солей свинца (II). В две пробирки внести по 2–3 капли раствора нитрата свинца (II) и прилить в одну раствор йодида калия, в другую – хлорида натрия. Описать ход опыта и наблюдения, написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

2. Получение других малорастворимых солей. Пользуясь таблицей растворимости, подобрать реактивы, с помощью которых можно получить сульфид свинца (II), хромат бария, хлорид серебра (I). В пробирках смешать по несколько капель реактивов и наблюдать образование осадков. В отчёте написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде и отметить окраску образовавшихся осадков.

Опыт 2. Получение малорастворимых оснований

1. Неамфотерные основания. В три пробирки внести по 2–3 капли растворов солей: хлорида магния, сульфата меди (II) и нитрата висмута (III); в каждую добавить гидроксид натрия до выпадения осадка. Описать опыт. Отметить цвет и зернистость полученных малорастворимых оснований, написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

2. Амфотерные основания. Наполнить $\frac{1}{4}$ часть пробирки раствором хлорида хрома (III), добавить раствор гидроксида натрия

по каплям до выпадения осадка. Осадок разделить на две части. В одну пробирку с осадком прилить избыток щелочи, в другую – соляную кислоту.

Написать уравнения реакций получения хрома (III) и его взаимодействия с HCl и NaOH . Повторить и описать опыт с использованием сульфата алюминия и сульфата цинка.

Опыт 3. Получение малорастворимой кислоты

В пробирку налить несколько капель раствора силиката натрия и прибавлять к нему по каплям соляную кислоту. Наблюдать выпадение гелеобразного осадка метакремниевой кислоты. Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Опыт 4. Ионообменная реакция с образованием газообразного продукта

В пробирку налить несколько капель раствора хлорида аммония, добавить раствор гидроксида натрия и пробирку нагреть на спиртовке, не доводя до кипения. Определить выделяющийся газ по запаху. В отчёте описать опыт и написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Опыт 5. Получение и растворение малорастворимых веществ

В одну пробирку поместить 5–6 капель раствора сульфата двухвалентного железа (II), а во вторую – столько же капель раствора сульфата меди (II). В обе пробирки добавить по несколько капель раствора сульфида натрия. К полученным осадкам сульфидов FeS и CuS прилить соляную кислоту. Какой из осадков растворился в кислоте?

В отчёте записать уравнения всех проведенных реакций в молекулярном и ионном виде. Объяснить различие в растворимости осадков, используя значения произведений растворимости сульфида железа

$(5 \cdot 10^{-18})$ и сульфида меди $(6,3 \cdot 10^{-36})$.

Контролирующие задания

1. Приведите два примера реакций с образованием практически нерастворимых и малорастворимых солей. Напишите их уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

2. Приведите по одному два примера реакций с образованием практически нерастворимых и малорастворимых кислот и оснований. Напишите их уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

3. Приведите два примера реакций с образованием газообразных малорастворимых в воде веществ. Напишите их уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

4. Приведите три примера реакций с образованием слабых электролитов. Напишите их уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

5. Приведите по одному примеру реакций перевода кислой и основной соли в нормальные (средние) соли. Напишите их уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

6. Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения реакций амфотерного гидроксида хрома с серной кислотой и с раствором гидроксида калия.

7. Объясните и подтвердите расчетом, почему сульфид цинка взаимодействует с соляной кислотой (напишите уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде), а сульфид кадмия не взаимодействует.

Запомните !!!



В растворах электролитов реакции протекают между ионами, поэтому сущность протекающих процессов наиболее полно выражается при записи их уравнений в ионно-молекулярном виде.

Метод «INSERT»

«INSERT»- интерактивная система выставления оценок за эффективное чтение и мышление, которая помогает изучать самостоятельную тему. В этом случае темы лекций, книг и других материалов выдаются студенту заранее. После прочтения «V»; «+»; «-»; «?»; выражает свое мнение через символы.

Система обозначения текста

(V) - подтверждает то, что я знаю

(+) - новая информация

(-) - вопреки тому, что я знаю

(?) -заставил меня задуматься. Мне нужна дополнительная информация об этом

Метод «INSERT»

Понимание	V	+	-	?
Малорастворимые				
Многорастворимые				
Осадок				
Ионно-молекулярное уравнение				
Гелеобразная осадка				
Пар				
Молекулярное уравнение				
Необратимые				
Обратимые				
Газообразные				

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №9

ТЕМА: ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ (ИОНИЗАЦИЯ) В РАСТВОРАХ. СЛАБЫЕ И СИЛЬНЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ

Цель работы: *определить электролитов и неэлектролитов, Определение среды растворов различных солей.*

Рабочее задание: Прodelать опыты. Определетить среды растворов различных солей. Ответить на контрольные вопросы. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет, решить задачу.

Нужные оборудование и реагенты: разные вещества соли, кислоты, основания, растворы, измерительный цилиндр, пипетка, пробирки, вода, лампочка,

Ключевая слова: *гидролиз, водородный показатель, диссоциация, сольволиз, катион, анион.*

Общие сведения о новой теме.

Понятие о сильных и слабых электролитах. В 1887 году С.Аррениус предложил теорию электролитической диссоциации. Современная интерпретация этой теории следующая: Различают электролиты и неэлектролиты.

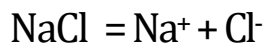
Электролиты — при расплавлении или растворении в воде распадаются на ионы. Этот процесс называется **электролитической диссоциацией, или ионизацией.**

Ионы — это атомы или группы атомов, имеющие положительный или отрицательный заряд.

простые (Na^+ , Mg^{2+} , S^{2-} , Cl^- и др.);

Ионы сложные (NO_3^- , NH_4^+ , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} и др.).

Например, хлорид натрия NaCl в водном растворе или в расплаве распадается на ионы натрия и хлорид-ионы:

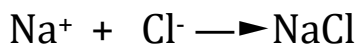


В растворе или расплаве электролитов ионы движутся хаотически. Под воздействием электрического тока положительно заряженные частицы двигаются к *катоде*, а отрицательно заряженные к *аноду*. Поэтому положительно заряженные частицы называются *катионами*, а отрицательно заряженные *анионами*.



катион анион

Диссоциация обратимый процесс. Противоположно заряженные ионы, образованные в результате диссоциации, взаимодействуют друг с другом с образованием исходной молекулы. Этот процесс называется *ассоциацией*.



<i>Электролиты</i>	
<i>Сильные</i>	<i>Слабые</i>
1. Сильные кислоты: H_2SO_4 , HCl , HClO_4 , HClO_3 , HBr , HMnO_4 , HI , HNO_3 В кислородосодержащих кислотах (H_nEO_m) от числа кислорода (т) отнимается число атомов водорода, способных замещаться на металлы (п). Если результат будет больше или равно 2 то эта кислота считается сильной. ($m-n > 2$).	1. Слабые кислоты: H_2CO_3 , H_2S , HNO_2 , H_2SO_3 , HF , HCN Если ($m-n < 2$) результат будет меньше 2, кислота считается слабой.
2. Щелочи (образованные элементами IA и IIA группы периодической системы кроме гидроксидов Be и Mg).	2. Слабые основания: NH_4OH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$
3. Хорошо растворимые в воде соли (смотрите в таблицу растворимости): NaCl , K_2SO_4 , KClO_3 , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$	3. Плохо растворимые в воде соли (смотрите в таблицу растворимости) Все органические кислоты, вода

Зависимость электропроводности растворов от концентрации

Электропроводность веществ можно испытать с помощью прибора. Между электродами прибора – напряжение 36 вольт. Когда электроды помещают в вещество, становится ясно, проводит ли это вещество ток. Если вещество проводит электрический ток, цепь замыкается, и лампочка загорается.

Если вещество неэлектропроводно, цепь остается разомкнутой, и лампочка не горит. Чем ярче горит лампочка, тем выше электропроводность вещества. Проверим, проводит ли электрический ток концентрированная уксусная кислота. Лампочка не загорается, электропроводность раствора – низкая. Уксусная кислота – слабый электролит. Разбавляем кислоту водой – спираль лампочки начинает накаляться. Разбавление приводит к образованию большего числа токопроводящих частиц – ионов и увеличению проводимости раствора.

Экспериментальная часть

Целью работы является определить электролитов и неэлектролитов, Определить среды растворов различных солей.

Опыт 1. Определить электролитов и неэлектролитов.

А) Оборудование: Установка для испытаний веществ на электропроводность (выпрямитель, электроды, лампа накаливания), химические стаканы.

Техника безопасности. Необходимо соблюдать правила работы с кислотами и правила обращения с электроприборами. Опыт проводить с напряжением не более 42 В.

Испытание твердых веществ. Насыпаем сахар в чашку Петри и подносим к электродам. Лампочка не горит, значит сахар (органическое вещество) не проводит электрический ток. Щелочь – твердый гидроксид натрия (NaOH), тоже не проводит ток. Возьмем поваренную соль — кристаллический хлорид

натрия (NaCl). Лампочка не горит. Все испытанные твердые вещества не проводят электрический ток.

Электропроводны ли растворы этих веществ?

Испытание жидкостей. Раствор гидроксида натрия электропроводен: лампочка загорается. Лампочка горит и при испытании раствора поваренной соли. Электропроводен также раствор соляной кислоты (HCl). Все испытанные растворы оказались электролитами. (Жидкости, проводящие электрический ток, называются электролитами. Электропроводность электролитов обеспечивают ионы.) Проверим, является ли электролитом дистиллированная вода. Лампочка не горит. Ионов в дистиллированной воде совсем немного, поэтому электропроводность воды низкая. Дистиллированная вода – очень слабый электролит. В растворе сахара нет подвижных заряженных частиц. Ток в цепи не идет. Раствор сахара – не электролит. Спирт, как и раствор сахара, не является электролитом.

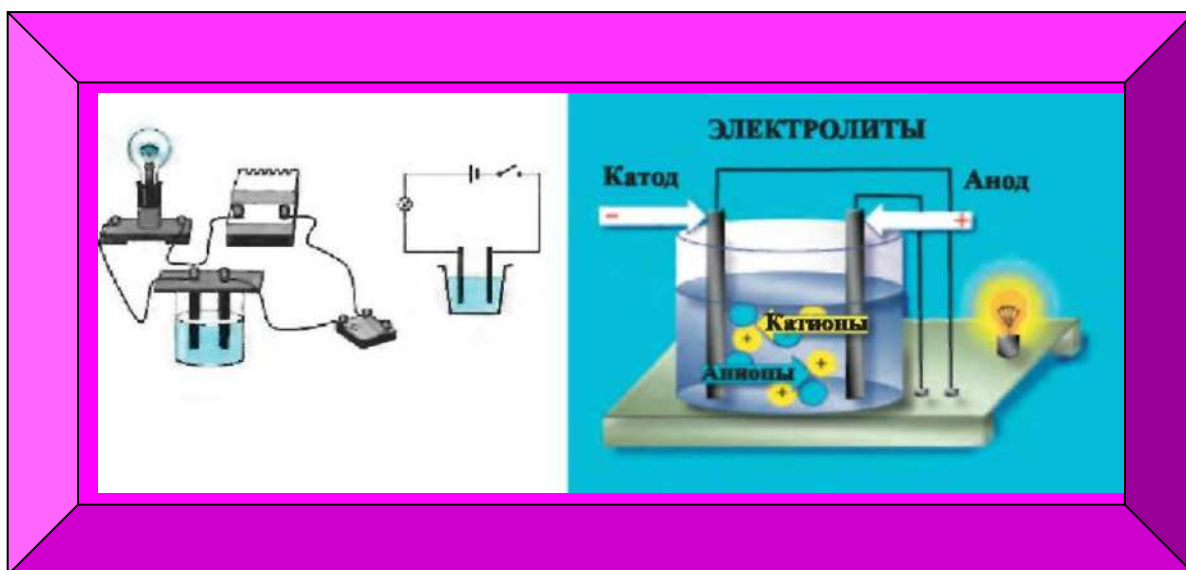
В)Оборудование: установка для испытаний веществ на электропроводность (выпрямитель, электроды, лампа накаливания), чашки Петри, стаканы.

Техника безопасности. Следует соблюдать правила работы с кислотами и щелочами, правила работы с электроприборами. Опыт проводить с напряжением не более 42 В.

Проводит ли ток расплав гидроксида натрия (NaOH)? Твердую щелочь нагреем до плавления. Поднесем расплав к электродам. Лампочка загорается. Значит, расплав щелочи проводит электрический ток.

Токопроводящий расплав – это электролит. (Жидкости, проводящие электрический ток, называются электролитами. Электропроводность электролитов обеспечивают ионы.) При плавлении щелочи ионы освобождаются и становятся подвижными. Расплав щелочи проводит электрический ток.





Соли в большинстве случаев образуются в результате реакций между основаниями и кислотами. Гидролизом называется химическое взаимодействие солей с водой, приводящее к образованию слабого электролита. Если рассматривать соли как продукт взаимодействия оснований и кислот, то их можно разделить на 4 типа:

Контролирующие задания

1. Определите, к какому типу электролитов относятся нижеуказанные вещества: CuSO_4 , NH_4NO_3 , BaCl_2 , HF , H_2SO_3 , Na_2S , H_2S ?
2. Найдите количество ацетат (CH_3COO) ионов в 2 л 0,1 М растворе уксусной кислоты ($\alpha = 2\%$)
3. Определите количество ионов натрия в растворе Na_2SO_4 в котором количество недиссоциированных молекул составили 40 ($\alpha = 75\%$).
4. Определите количество недиссоциированных молекул в растворе сульфата хрома(III), в котором количество сульфат ионов составили 210 ($\alpha = 70\%$)
5. Найдите количество формиат (HCOO) ионов в 300 мл 0,5 М растворе муравьиной кислоты ($\alpha = 0,1\%$)

6. Найдите количество ацетат (CH_3COO) ионов в 1 л 0,5 М растворе уксусной кислоты ($\alpha = 0,2\%$)

ТЕСТЫ

- Какие из следующих электролитов при диссоциации могут образовывать и ионы H^+ , и ионы OH^-
А) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ Б) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ В) H_3PO_4 Г) $\text{Al}(\text{OH})_3$
- Какие частицы являются анионами?
А) Fe^{3+} Б) NO_3^{2-} В) SO_4^{2-} Г) Mn^{2+}
- Какие электролиты являются сильными?
А) HI Б) KOH В) H_2S Г) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
- В каком ряду указаны только слабые электролиты?
А) KCl , Na_2SO_4 , KOH , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
Б) KNO_3 , HCl , CaCO_3 , KOH
В) $\text{Ni}(\text{OH})_2$, HClO_4 , NH_4OH , H_2CO_3
Г) CH_3COOH , H_2CO_3 , H_2SO_3 , NH_4OH
- В каком ряду приведены только сильные электролиты?
1) CH_3COOH , NH_4OH , HNO_2 ;
2) Na_2SO_4 , AlCl_3 , H_2SO_4 ;
3) $\text{Al}(\text{OH})_3$, NH_4OH , NaOH ;
4) NaCl , HF , $\text{Zn}(\text{OH})_2$;
5) H_2SO_3 , NH_4OH , H_2CO_3 ;
6) CaCl_2 , HNO_3 , CuSO_4 .
А) 1, 3, 5 Б) 1, 5 В) 2, 4, 6 Г) 2, 6
- В каком ряду приведены только сильные электролиты?
1) нитрат алюминия; 2) гидроксид магния; 3) сульфат натрия; 4) ацетат калия; 5) уксусная кислота; 6) карбонат кальция
А) 1, 3, 4 Б) 2, 5, 6 В) 1, 4 Г) 5, 6
- В каком ряду приведены только слабые электролиты?
1) азотистая кислота; 2) сульфат натрия; 3) сернистая кислота; 4) гидроксид лития 5) угольная кислота; 6) гидроксид аммония; 7) хлорид алюминия; 8) хлорная

кислота.

А) 1, 3, 5, 6 В) 1, 4, 7, 6 С) 2, 3, 5, 8 D) 2, 4, 7, 8

8. В каком ряду приведены только слабые электролиты?

1) фтороводородная кислота; 2) азотистая кислота; 3) карбонат калия; 4) гидрокарбонат натрия; 5) гидроксид аммония; 6) сульфат аммония

А) 3, 4, 6 В) 2, 3 С) 1, 5 D) 1, 2, 5

ПЯТИМИНУТНОЕ ЭССЕ

Пятиминутное эссе - это пятиминутный урок, в котором обобщаются и фиксируются знания, полученные по изучаемой теме.

Эссе - напишите и прокомментируйте от 10 до 25 слов на предложенную тему.

Эссе - это форма свободного письменного выражения личной точки зрения автора.

Метод «INSERT»

«INSERT»- интерактивная система выставления оценок за эффективное чтение и мышление, которая помогает изучать самостоятельную тему. В этом случае темы лекций, книг и других материалов выдаются студенту заранее. После прочтения

«V»; «+»; «-»; ?; выражает свое мнение через символы.

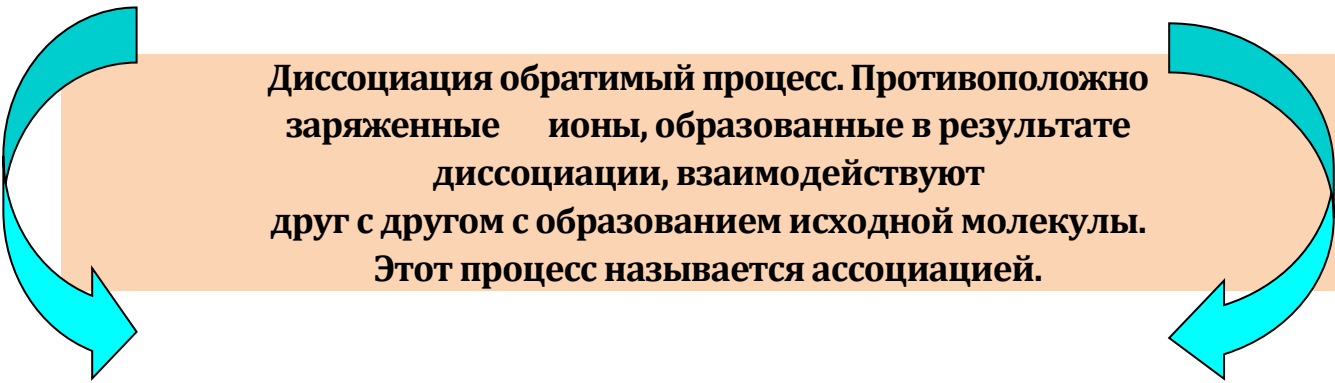
Система обозначения текста

(V) - подтверждает то, что я знаю

(+) - новая информация

(-) - вопреки тому, что я знаю

(?) -заставил меня задуматься. Мне нужна дополнительная информация об этом.

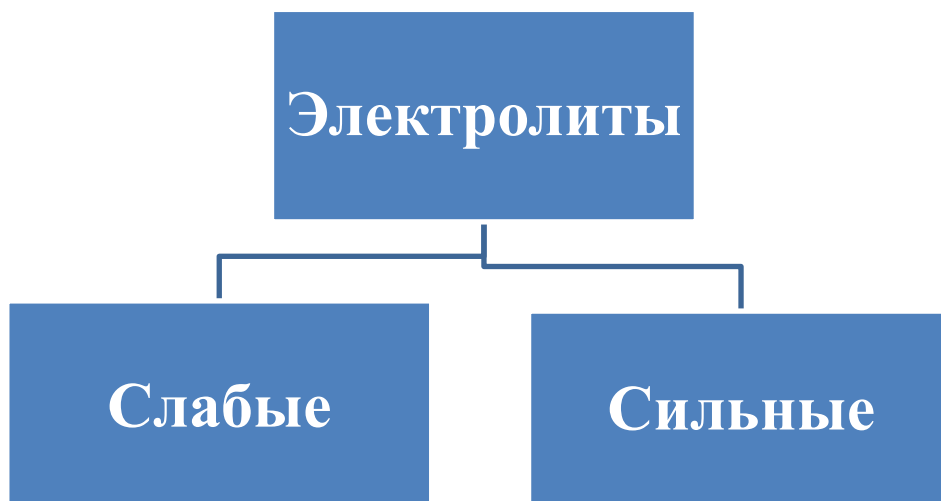


**Диссоциация обратимый процесс. Противоположно
заряженные ионы, образованные в результате
диссоциации, взаимодействуют
друг с другом с образованием исходной молекулы.
Этот процесс называется ассоциацией.**

Метод «INSERT»

Понимание	V	+	-	?
Электролит				
Неэлектролит				
Сильный электролит				
Слабый электролит				
Ион				
Анион				
Катион				
Электропроводность				
Электрод				
Электрический ток.				
Диссоциация				
Ассоциация				

Запомните !!!



Вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток, называются электролитами. К ним относятся растворимые в воде соли, кислоты и щелочи. В этих веществах имеются ионные или ковалентные сильно полярные химические связи.

Вещества растворы или расплавы которых не проводят электрический ток называются неэлектролитами. В молекулах этих веществ существуют ковалентные неполярные или малополярные связи.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №10

ТЕМА: ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ

Цель работы: *Определение среды растворов различных солей и ознакомить значением водородного показателя.*

Рабочее задание: Прodelать опыты. Изучить влияния состава солей и внешних условий на полноту их гидролиза. Ответить на контрольные вопросы. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет, решить задачу.

Нужные оборудование и реагенты: разные вещества соли, индикаторы, растворы, измерительный цилиндр, пипетка, пробирки, вода.

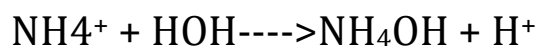
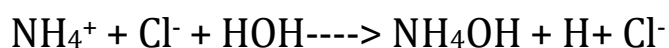
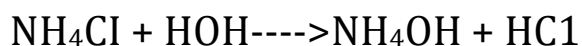
Ключевая слова: *гидролиз, водородный показатель, диссоциация, сольволиз, катион, анион.*

Общие сведения о новой теме.

Гидролиз - это образование слабого электролита из взаимодействия ионов, образующихся при растворении солей, в воде.

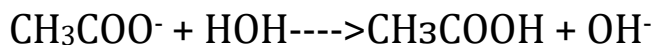
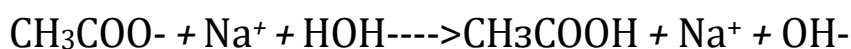
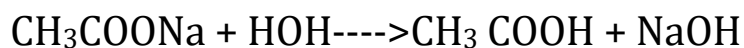
Теперь разберем гидролиз солей относящихся вышеназванным группам:

1. Гидролиз соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием называется гидролизом по катиону:



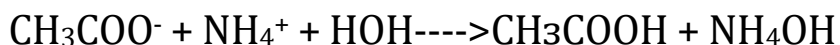
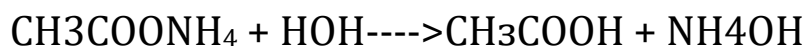
При этом образуются слабые электролиты гидроксид аммония и гидроксид магния. Из сокращенной ионной уравнении видно, что в растворе в избытке появляются ионы водорода, среда становится кислой.

2. Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием называется гидролизом по аниону.



В результате взаимодействия ацетат иона с водой образуется слабый электролит (уксусная кислота). В растворе идёт накопление гидроксид ионов, что способствует установлению щелочной среды.

3. Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием называется гидролизом и по катиону и по аниону



В результате гидролиза ацетата аммония слабые электролиты образовались и из катиона (NH_4^+) и из аниона (CH_3COO^-). Среда раствора будет нейтральной.

4. Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергаются, т.к. при взаимодействии с водой не образуют слабых электролитов.

Следует отметить, что практически нерастворимые в воде вещества не подвергаются гидролизу. Например, CaCO_3 не взаимодействует с водой, следовательно, не подвергается гидролизу.

Гидролиз солей зависит от температуры, концентрации раствора и среды раствора. Гидролиз солей зависит от температуры, концентрации и среды раствора. Процесс гидролиза ускоряется при повышении температуры, а при понижении замедляется. Например, при высокой температуре продукты питания быстро портятся. Этому способствуют именно

процесс гидролиза. Чтобы замедлить этот процесс продукты хранят в холодильниках.

Чем больше количество воды в растворах солей, тем быстрее соль подвергается гидролизу. Из этого вытекает, что путем разбавления раствора можно ускорить процесс гидролиза. Для того, чтобы замедлить его, нужно уменьшить концентрацию воды в растворе.

Если в результате гидролиза среда раствора становится щелочной, для того чтобы ускорить реакцию нужно добавить кислоту для связывания образованной щелочи. При этом щелочи становится меньше и скорость реакции увеличится. Например среда раствора CH_3COONa щелочная, для ускорения гидролиза в раствор нужно добавить 1 -2 капли уксусной кислоты или раствора CuCl_2 . Для замедления реакции добавляем NaOH или Na_2CO_3 .

<i>Факторы влияющие на гидролиз</i>	<i>Ускоряют гидролиз</i>	<i>Замедляют гидролиз</i>
Концентрация раствора	Разбавление раствора	Выпаривание раствора
Температура	Повышение температуры	Понижение температуры
Среда раствора	Добавление вещества противоположного	Добавление вещества одинаковой среды с раствором

Водородный показатель (pH)

Вода очень слабый электролит, который при незначительном количестве распадается на ионы водорода и гидроксида. Этот процесс выглядит следующим образом:

$\text{H}_2\text{O} = \text{H}^+ + \text{OH}^-$. Равное количество ионов водорода и гидроксида обеспечивает нейтральную среду раствора.

Если концентрация ионов водорода будет больше то раствор будет иметь кислую реакцию. Если будет больше OH^- ионов, то среда будет щелочной. В химии среда раствора выражается по следующей таблице. Эта таблица основана на концентрации ионов H^+ и выражается через pH



В медицине показатель pH имеет особое значение. pH показатель жидкостей в живом организме имеет следующие значения: pH крови равен 7,4 , pH желудочного сока 1,5-2, pH слюны 6,8-7,4. Отклонение pH от этих значений говорит о патологическом состоянии организма.

Реакция некоторых солей на индикаторы

Растворы	Воздействие солей на индикаторы		
	Лакмус	Фенолфталеин	Метил
Нитрат калия (pH=7)	Цвет не меняется	Цвет не меняется	Цвет не меняется
Нитрат алюминия (pH<7)	краснеет	Цвет не меняется	розовый
Карбонат натрия (pH>7)	синееет	Темно-красный	Желтый

Водородным показателем называется десятичный логарифм концентрации ионов водорода, взятый с обратным знаком:

$$pH = -\lg[H^+]$$

Исходя из значения pH, реакция среды может быть охарактеризована следующим образом: нейтральная среда: pH=7; кислая среда: pH < 7; щелочная среда: pH > 7.

Приведем значения pH некоторых наиболее известных растворов и укажем соответствующую им реакцию среды: желудочный сок - pH 1,7 (сильнокислая реакция), торфяная вода – pH 4 (слабокислая), дождевая вода – pH 6 (слабокислая, водопроводная вода – pH 7,5 (слабощелочная), кровь – pH 7,4 (слабощелочная), слюна – pH 6,9 (слабокислая), слезы – pH 7 (нейтральная).

Исключительно велика роль pH в самых различных явлениях и процессах – и в природе, и в технике. Многие производственные процессы в химической, пищевой, текстильной и других отраслях промышленности протекает лишь при определенной реакции среды.

Экспериментальная часть

Целью работы является проведение гидролиза некоторых солей, изучение влияния состава солей и внешних условий на полноту их гидролиза.

Опыт 1. Определение среды растворов различных солей

На полоску универсальной индикаторной бумаги нанести по одной капле растворов KCl, $Al_2(SO_4)_3$, $Pb(NO_3)_2$, Na_2CO_3 . В каком случае протекает гидролиз? Определить pH растворов, результаты опыта оформить в виде таблицы:

№	Формула соли	Цвет индикатора	pH	Среда	Уравнение гидролиза в молекулярном и ионном виде
1	KCl				
2	Al(SO ₄) ₃				
3	Pb(NO ₃) ₂				
4	Na ₂ CO ₃				

Опыт 2. Изучение влияния заряда катиона на полноту гидролиза по катиону

Один микрошпатель сульфата железа (II) растворить в 10–15 каплях воды. С помощью универсальной индикаторной бумаги сравнить pH растворов FeSO₄ и FeCl₃ (раствор этой соли имеется в штативе). Какая из двух солей гидролизуеться сильнее и почему? Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза этих солей по первой ступени.

Опыт 3. Сравнение гидролизуетьмости по аниону

С помощью универсальной индикаторной бумаги сравнить pH растворов Na₂SO₃ и Na₂CO₃. В отчёте написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза. По величине pH указать, в каком из двух растворов больше: а) степень гидролиза; б) концентрация OH⁻-ионов. Какой анион обладает большей поляризуемостью?

Опыт 4. Изучение влияния условий проведения гидролиза на полноту его протекания

1. *Влияние концентрации.* В пробирку поместить 2–3 капли концентрированного раствора хлорида железа (III). Установить с помощью индикаторной бумаги среду раствора (pH). Раствор в пробирке разбавить водой, увеличив объем в 3–4 раза и установить pH разбавленного раствора. Написать уравнения

гидролиза по первой и второй ступеням в молекулярном и ионном виде. Сделать вывод о влиянии концентрации соли на полноту её гидролиза.

2. Влияние температуры. В пробирку на $\frac{1}{3}$ её объёма налить раствор хлорида железа (III) и прокипятить его несколько минут на спиртовке. Что наблюдается? Почему раствор при кипячении становится мутным?

В отчёте описать опыт и записать уравнения гидролиза в молекулярном и ионном виде по всем ступеням, имея в виду, что вторая и третья ступени гидролиза возможны при нагревании.

По опыту 4 сделать общий вывод о влиянии концентрации раствора соли и температуры на полноту протекания гидролиза солей.

Опыт 5. Взаимное усиление гидролиза двух солей

К 5–6 каплям раствора сульфата алюминия прибавить такой же объем раствора карбоната натрия. Наблюдать образование осадка гидроксида алюминия и выделение пузырьков углекислого газа. Повторить опыт в другой пробирке с использованием сульфата алюминия и сульфида натрия. Определить по запаху, какой газ при этом выделяется.

В отчёте описать опыт. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде и объяснить, почему в реакциях образуются не карбонат алюминия (в первой пробирке) и не сульфид алюминия (во второй пробирке), а гидроксид алюминия (в обеих пробирках). Привести ещё два-три примера взаимного усиления гидролиза двух солей.

Опыт 6. Образование оксосоли при гидролизе

В пробирку внести 2–3 капли раствора хлорида сурьмы (III). Проверить с помощью индикаторной бумаги среду раствора (pH).

Содержимое пробирки разбавить водой. Что наблюдается? Написать уравнения гидролиза соли по первой и второй ступеням и уравнение образования оксосоли, которая выпадает в осадок.

Контролирующие задания

1. Что называется водородным показателем?
2. Как с помощью pH характеризуется реакция раствора:
а) кислая; б) нейтральная; в) щелочная?
3. К 2 л воды прибавлено 2 мл раствора азотной кислоты с массовой долей 72% и плотностью 1,43 г/мл. Вычислите pH раствора.
4. Можно ли утверждать, что раствор является нейтральным, если pH его, измеренный при 5° С, равен 7?
5. Найти концентрацию H^+ и OH^- ионов и указать реакцию среды раствора при pH=3 и pH=10.
6. Концентрация ионов водорода в растворе равна $2,5 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Определить pH раствора.
7. Какова концентрация ионов водорода в растворе, pH которого 2,4?
8. Вычислить pH 0,04% -ного раствора NaOH. Плотность раствора и $\alpha_{дис}$ NaOH считать равным единице.
9. Вычислить pH 0,1 н. раствора CH_3COOH . Степень диссоциации $\alpha_{дис}=1,3\%$
10. Составить гидролиз следующих солей: нитрат натрия, хлорид аммония, хлорид меди, карбонат алюминия.
11. Какие соли гидролизуются: хлористый натрий, сульфид алюминия, сульфат меди, карбонат аммония?
12. Что называется гидролизом?
13. Какие соли имеют щелочную среду: сульфид натрия, сульфит калия, хлорид магния, сульфат цинка?

ТЕСТЫ

1. Какие соли подвергаются гидролизу по катиону ?
А) карбонат кальция; хлорид магния
В) ацетат натрия ; хлорид алюминия
С) хлорид аммония ; нитрат цинка
D) нитрат бария ; сульфат калия
2. Какие соли подвергаются гидролизу по аниону?
1) ZnCl_2 ; 2) $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$; 3) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$;
4) KCN ; 5) K_2SO_3 ; 6) NH_4Cl ; 7) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
A) 2,4,5 B) 1,3,6,7 C) 2, 4,5,6 D) 1, 3, 7
3. Какие соли не подвергаются гидролизу?
1) MgCl_2 ; 2) NaNO_3 ; 3) K_2CO_3 ; 4) ZnCl_2 ;
5) NaCl ; 6) KCN ; 7) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; 8) Na_2SO_4
A) 2,5,8 B) 1,4,7 C) 2,6 D) 2, 3, 8
4. Какие соли подвергаются гидролизу и по катиону и по аниону?.
1) Li_2SO_4 ; 2) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$; 3) K_2SO_4 ;
4) Al_2S_3 ; 5) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; 6) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$
A) 2,6 B) 1,4 C) 1,3,5 D) 2,4,6
5. Какие соли подвергаются гидролизу и по катиону и по аниону?
1) сульфат натрия 2) ацетат аммония; 3) нитрат лития ;
4) карбонат аммония 5) хлорид калия.
A) 4, 5 B) 1, 3, 5 C) 1, 2, 5 D) 2, 4
6. Какие вещества при растворении в воде образуют щелочную среду?
1) натрий; 2) нитрат натрия; 3) пероксид калия;
4) хлорид лития ; 5) сульфат калия; 6) гидрокарбонат натрия.

A) 2, 4, 5 B) 1, 4, 5 C) 1, 3, 6 D) 2, 3, 6

7. Какие вещества при растворении в воде образуют нейтральную среду?

- 1) пероксид калия; 2) нитрат натрия;
3) хлорид кальция; 4) сульфат лития;
5) гидрокарбонат натрия; 6) гидрид натрия

A) 2, 3, 4 B) 1, 5, 6 C) 1, 3, 5 D) 2, 4, 6

8. Какие вещества при растворении в воде образуют кислую среду?

- 1) пероксид натрия; 2) нитрат алюминия ; 3) хлорид магния; 4) гидрид калия; 5) гидрокарбонат натрия; 6) сульфат цинка.

A) 2, 3 B) 2, 3, 6 C) 1, 4, 5 D) 1, 5

УЧИТЬ И ЗАПОМНИТЬ !!!



ЗАПОМНИТЬ !!!

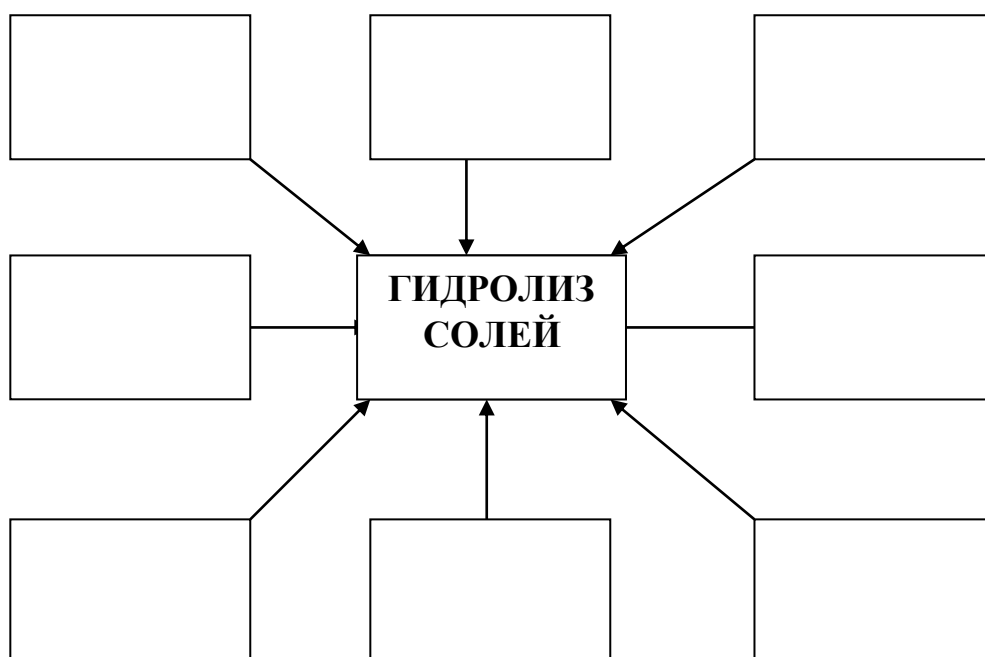
При растворении солей в воде, наряду с процессами электролитической диссоциации с образованием гидратированных ионов, протекают реакции взаимодействия ионов соли с водой их гидратных оболочек. Этот процесс называется *гидролизом солей*.

Цветочный рисунок "НИЛУФАР"

Рисунок «Нилуфар» - решение проблемы. Похоже на цветок нилуфара. Он основан на девяти больших квадратах или кругах.

Развивает и активизирует навыки системного мышления, анализа. Знакомится с правилами рисования. Нарисуют схему отдельными группами: в центре прямоугольника или круга, сначала напишут основную проблему (идею, задачу). Его решение записывается в восьми квадратах или кружках вокруг центрального квадрата. Идеи, записанные в восьми квадратах вокруг центрального квадрата, записываются в центре восьми квадратов или кругов вокруг центра, то есть они переносятся на лепестки цветка. Так что каждый из них, в свою очередь, выглядит как отдельная проблема. Затем они вынимают «веточки», чтобы посмотреть на маленькие проблемы, и с каждой из них - на маленькую проблему в деталях. Исходя из этого, можно детально наблюдать за развитием идей.





Гидролиз солей зависит от температуры, концентрации раствора и среды раствора. Гидролиз солей зависит то температуры, концентрации и среды раствора. Процесс гидролиза ускоряется при повышении температуры, а при понижении замедляется.

ПЯТИМИНУТНОЕ ЭССЕ

Пятиминутное эссе - это пятиминутный урок, в котором обобщаются и фиксируются знания, полученные по изучаемой теме.

Эссе - напишите и прокомментируйте от 10 до 25 слов на предложенную тему.

Эссе - это форма свободного письменного выражения личной точки зрения автора.

Пропорциональный тест
Настройте правильную консистенцию !

№	Вопрос	Ответ				
1	Что вы понимаете о процессе гидролиза?	А	Гидролиз идет по аниону			
2	Что такое гидролиз соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием?	В	Не подвергается гидролизу			
3	Что такое гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием?	С	И по аниону, и по катиону идёт			
4	Что такое гидролиз соли, образованной сильной кислотой и сильным основанием?	Д	Это взаимодействие ионов соли с водой.			
5	Что такое гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием?	Е	Гидролиз идет по катиону			
От- вет	1-d	2-e	3-a	4-b	5-c	

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №11

ТЕМА: ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы: Изучить различные типы окислительно-восстановительных реакций, рассмотреть какие факторы влияют на продукты окислительно-восстановительных процессов.

Рабочее задание: Прodelать опыты и изучить опыты различными

типами окислительно-восстановительных реакций. Ответить на контрольные вопросы. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет, решить задачу.

Нужные оборудование и реагенты: разные вещества соли, индикаторы, растворы, измерительный цилиндр, пипетка, пробирки, вода.

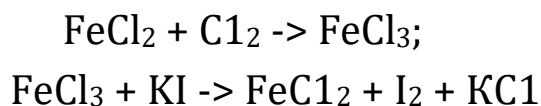
Ключевая слова: окислитель, восстановитель, степень окисления, окисления, восстановления, метод электронного баланса.

Общие сведения о новой теме.

Различают 3 типа окислительно-восстановительных реакций.

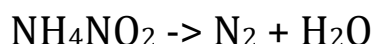
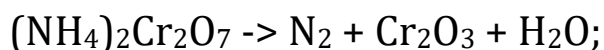
1. Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции.

В этих реакциях элемент-окислитель и элемент-восстановитель входят в состав молекул различных веществ. Примерами данного типа реакций являются



2. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции.

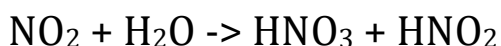
В этих реакциях элемент-окислитель и элемент-восстановитель входят в состав одного вещества. Например:



К этому типу ОВР относятся многие реакции термического разложения веществ.

3. Реакции самоокисления-самовосстановления, называемые также реакциями диспропорционирования.

Это ОВР, при протекании которых один и тот же элемент, находящийся в промежуточной степени окисления, и окисляется и восстанавливается. Часть атомов данного элемента отдает электроны другой части атомов этого же элемента. Например:



Степень окисления - это условный заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что молекула состоит из ионов и в целом электронейтральна. Наиболее электроотрицательные элементы в соединении имеют отрицательные степени окисления, а атомы элементов с меньшей электроотрицательностью - положительные. Степень окисления - формальное понятие; в ряде случаев степень окисления не совпадает с валентностью.

Расчет степени окисления: Для вычисления степени окисления элемента следует учитывать следующие положения:

1. Степени окисления атомов в простых веществах равны нулю (Na^0 ; H_2^0).
2. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, всегда равна нулю, а в сложном ионе эта сумма равна заряду иона.
3. Постоянную степень окисления имеют атомы: щелочных металлов (+1), щелочноземельных металлов (+2),

водорода (+1) (кроме гидридов NaH, CaH₂ и др., где степень окисления водорода -1), кислорода (-2) (кроме

F₂⁻¹O⁺² и пероксидов, содержащих группу -O-O-, в которой степень окисления кислорода -1).

4. Для элементов положительная степень окисления не может превышать величину, равную номеру группы периодической системы.

Примеры: V₂⁺⁵O₅⁻²; Na₂⁺¹B₄⁺³O₇⁻²; K⁺¹Cl⁺⁷O₄⁻²; N⁻³H₃⁺¹;

K₂⁺¹H⁺¹P⁺⁵O₄⁻²; Na₂⁺¹Cr₂⁺⁶O₇⁻²

Реакции без и с изменением степени окисления. Существует два типа химических реакций:

А) Реакции, в которых не изменяется степень окисления элементов:

Реакции присоединения SO₂ + Na₂O = Na₂SO₃

Реакции разложения Cu(OH)₂ = CuO + H₂O

Реакции обмена AgNO₃ + KCl = AgCl + KNO₃

NaOH + HNO₃ = NaNO₃ + H₂O

В) Реакции, в которых происходит изменение степеней окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих соединений:

2Mg⁰ + O₂⁰ = 2Mg⁺²O⁻²

2KCl⁺⁵O₃⁻² = 2KCl⁻¹ + 3O₂⁰

2KI⁻¹ + Cl₂⁰ = 2KCl⁻¹ + I₂⁰

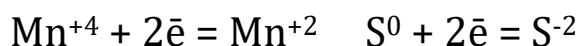


Такие реакции называются **окислительно – восстановительными**.

Окисление, восстановление. В окислительно-восстановительных реакциях электроны от одних атомов, молекул или ионов переходят к другим. Процесс отдачи электронов - *окисление*. При окислении степень окисления повышается:



Процесс присоединения электронов - *восстановление*: При восстановлении степень окисления понижается.



Атомы или ионы, которые в данной реакции присоединяют электроны являются *окислителями*, а которые отдают электроны - *восстановителями*.

Окислительно-восстановительные свойства вещества и степени окисления входящих в него атомов. Соединения, содержащие атомы элементов с максимальной степенью окисления, могут быть только окислителями за счет этих атомов, т.к. они уже отдали все свои валентные электроны и способны только принимать электроны. Максимальная степень окисления атома элемента равна номеру группы в периодической таблице, к которой относится данный элемент. Соединения, содержащие атомы элементов с минимальной степенью окисления могут служить только восстановителями, поскольку они способны лишь отдавать электроны, потому, что внешний энергетический

уровень у таких атомов завершен восемью электронами. Минимальная степень окисления у атомов металлов равна 0, для неметаллов - $(n-8)$ (где n - номер группы в периодической системе). Соединения, содержащие атомы элементов с промежуточной степенью окисления, могут быть и окислителями и восстановителями, в зависимости от партнера, с которым взаимодействуют и от условий реакции.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Влияние реакции среды на течение окислительно-восстановительных реакций.

Налейте в 3 пробирки по 3-4 капли водного раствора KMnO_4 . В первую добавьте 3-4 капли 2н раствора H_2SO_4 , во вторую – 3-4 капли воды, в третью – 3-4 капли 2н раствора KOH . Затем во все пробирки добавьте 3-4 капли Na_2SO_3 .

Объясните наблюдаемые явления, составьте уравнения реакций, рассчитайте эквивалентные массы окислителя в данных реакциях. Сделайте вывод о влиянии реакции среды на глубину восстановления окислителя.

Опыт 2. Окислительно-восстановительная двойственность нитритов.

В две пробирки поместите по 3-4 капли раствора NaNO_2 , прибавьте по 1-2 капли разбавленной H_2SO_4 . Затем в первую пробирку добавьте 6-7 капель раствора KMnO_4 , а во вторую – 1 каплю раствора крахмала и 2-3 капли раствора KI .

Объясните наблюдаемые явления, составьте уравнения реакций. Сделайте вывод о том, в каких случаях NaNO_2 является восстановителем, в каких – окислителем.

Опыт 3. Взаимодействие азотной кислоты с медью (в вытяжном шкафу!).

В пробирку поместите кусочек меди, добавьте концентрированной азотной кислоты. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции, укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 4. Реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления)

а) реакция диспропорционирования сульфита натрия.

В две цилиндрические пробирки поместите по 2-3 кристаллика сульфита натрия. Одну пробирку оставьте в качестве контрольной. Вторую закрепите в штативе и нагревайте в течении 5-6 мин. Дайте пробирке остыть. В обе пробирки внесите по 5-6 капель дистиллированной воды, размешайте стеклянными палочками до растворения солей, находящихся в пробирках. Добавьте в каждую пробирку по 2-3 капли раствора сульфата меди (II).

Отметьте окраску осадков в обеих пробирках. Напишите уравнения реакции разложения сульфита натрия, учитывая, что вторым продуктом прокаливания является сульфат натрия.

б) реакция диспропорционирования брома.

Внесите в пробирку 5-7 капель бромной воды и добавьте к ней несколько капель 2 н раствора щелочи до обесцвечивания раствора.

Напишите уравнения реакции взаимодействия брома со щелочью, учитывая, что при этом образуются соли бромоводородной и бромноватистой кислот.

Опыт 5. Внутримолекулярные окислительно- восстановительные реакции. Разложение нитрата меди

Поместите в пробирку несколько кристалликов нитрата меди $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Закрепите пробирку в штативе и осторожно нагрейте. Наблюдайте изменение цвета взятой соли и выделение газа. Напишите уравнение реакции разложения нитрата меди,

учитывая, что продуктами реакции являются оксид меди, оксид азота (II) и кислород.

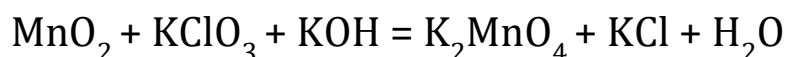
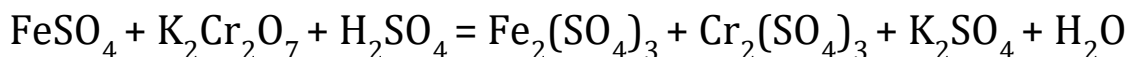
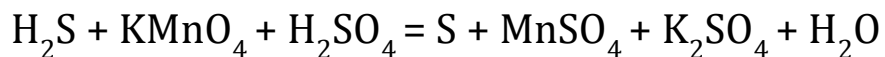
Опыт 6. Термическое разложение дихромата аммония

В фарфоровую чашку поместить горкой кристаллический дихромат аммония. Зажженной спичкой прикоснуться к его поверхности. Что наблюдается в ходе реакции? Описать ход реакции. Написать схему реакции, учитывая, что продуктами разложения является оксид хрома (III), свободный азот и вода. Уравнять реакцию методом электронного баланса. Каков тип этой реакции? Какое природное явление в уменьшенном масштабе она напоминает?

Контролирующие задания

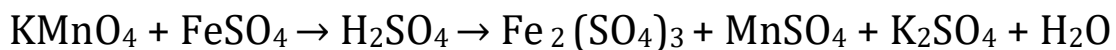
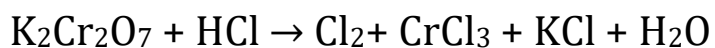
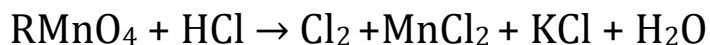
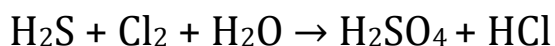
1. Среди веществ – хлорид железа (II), хлорид железа (III), металлическое железо сероводород, сульфит натрия, серная кислота – укажите восстановитель, окислитель и вещество с окислительно-восстановительной двойственностью.

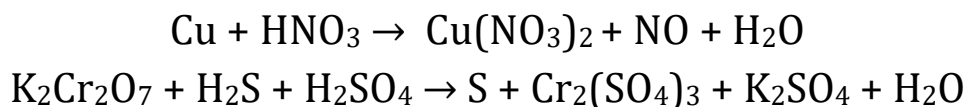
2. Определите стехиометрические коэффициенты в реакциях:



Укажите в них окислитель, восстановитель и среду.

3. Составить окислительно-восстановительные реакции и подобрать коэффициенты.





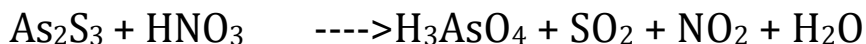
ТЕСТЫ

1. Найдите сумму коэффициентов в правой части уравнения.



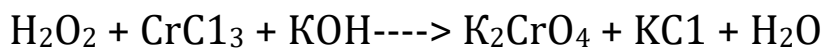
A) 22; B) 9; C) 21; D) 13.

2. Найдите сумму коэффициентов в левой части уравнения.



A) 23; B) 35; C) 49; D) 58.

3. Какова сумма всех коэффициентов в следующей реакции?



A) 13; B) 15; C) 18; D) 31; E) 16.

4. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ Найдите сумму коэффициентов в правой и в левой частях уравнения. A) 5; B) 10; C) 7; D) 6

- В простых веществах степень окисления атомов равна нулю (N_2 , O_2 , Cl_2 , O_3 , P, S, C, Na, Mg, Al, Fe...);
- степень окисления атомов металлов всегда положительна, так как все они отдают электрон;
- степень окисления неметаллов бывает как положительной, так и отрицательной, за исключением фтора, степень окисления которого равна —1.
- высшая степень окисления элементов основной подгруппы соответствует номеру группы, в которой они находятся:
 Na^+ , Mg^{+2} , Al^{+3} , Si^{+4} , P^{+5} , S^{+6} , Cl^{+7} .
- высшая степень окисления элементов побочной подгруппы также равна номеру группы.

ПЯТИМИНУТНОЕ ЭССЕ

Пятиминутное эссе - это пятиминутный урок, в котором обобщаются и фиксируются знания, полученные по изучаемой теме.

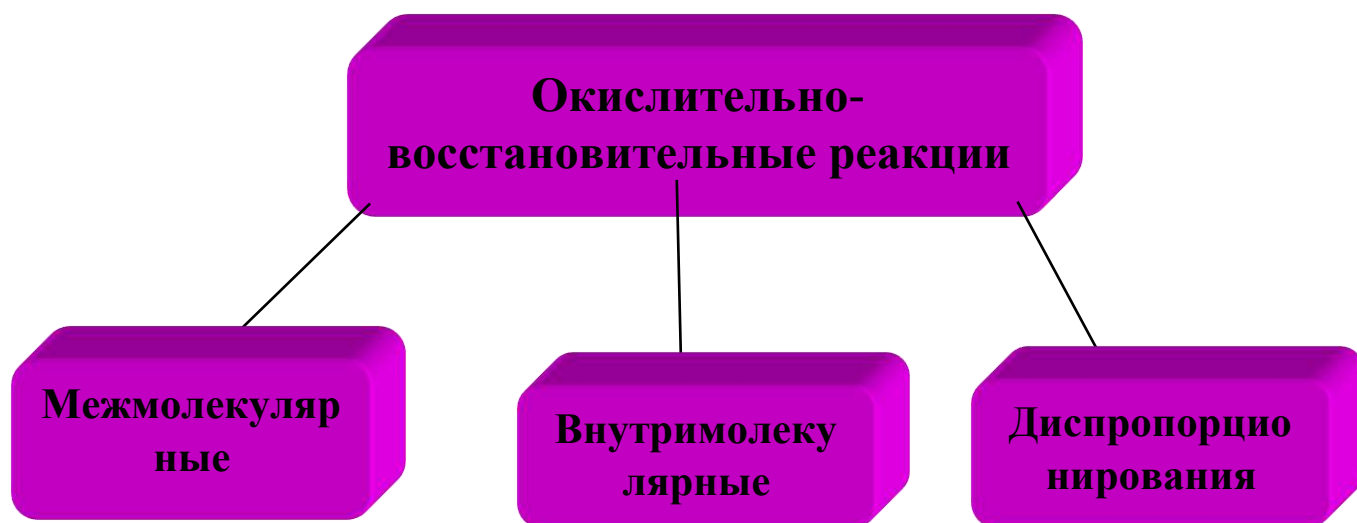
Эссе - напишите и прокомментируйте от 10 до 25 слов на предложенную тему.

Эссе - это форма свободного письменного выражения личной точки зрения автора.

Пропорциональный тест Настройте правильную консистенцию !

№	Вопрос	Ответ	
1	Что такое окислители?	А	Электроотрицательность фтора равна четырем.
2	Что такое восстановители?	В	Степень окисления снижается.
3	Какой элемент имеет наибольшую электроотрицательность?	С	Степень окисления повышается.
4	Как изменяется степень окисления при восстановлении.	Д	Вещества с самой низкой степенью окисления
5	Как изменяется степень окисления при окислении?	Е	Вещества с самой высшей степенью окисления
От- вет	1-e 2-d 3-a 4-b 5-c		

УЧИТЬ И ЗАПОМНИТЬ !!!



Цветочный рисунок "НИЛУФАР"

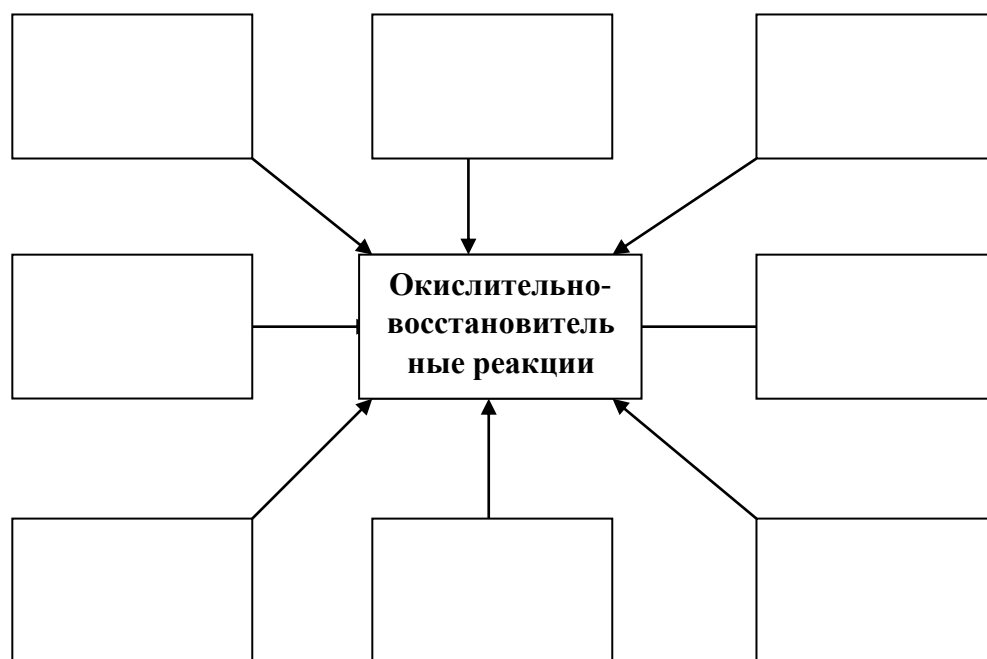
Рисунок «Нилуфар» - решение проблемы. Похоже на цветок нилуфара. Он основан на девяти больших квадратах или кругах.



Развивает и активирует навыки системного мышления, анализа. Знакомится с правилами рисования. Нарисуют схему отдельными группами: в центре прямоугольника или круга, сначала напишут основную проблему (идею, задачу). Его решение записывается в восьми квадратах или кружках вокруг центрального квадрата. Идеи, записанные в восьми квадратах вокруг центрального квадрата, записываются в центре восьми квадратов или кругов вокруг центра, то есть они переносятся на лепестки цветка.

Так что каждый из них, в свою очередь, выглядит как отдельная проблема. Затем они вынимают «веточки», чтобы посмотреть на маленькие проблемы, и с каждой из них - на маленькую проблему в деталях. Исходя из этого, можно детально наблюдать за развитием идей.

Заполните эту диаграмму на основе полученных знаний !!!



ПИСА тесты по пройденной теме

1. В этой картине вещество окислитель и восстановитель ?



- A) Слабый окислитель
- B) Сильный окислитель
- C) Восстановитель
- D) Не может быть и окислитель и восстановитель .

2. $Cu^0 - 2e = Cu^{+2}$ Как называется этот процесс?

- A) Процесс окисление
- B) Процесс восстановление
- C) Процесс кристаллизации

D) Процесс образования металла

3. $Al^0 - 3e = Al^{+3}$ Как называется этот процесс?

A) Процесс окисление

B) Процесс восстановления

C) Процесс кристаллизации

D) Процесс образования металла.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №12

ТЕМА: ЭЛЕКТРОЛИЗ

Цель работы: экспериментальное ознакомление с различными типами электролиза солей.

Рабочее задание: Провести опыты и изучить опыты с различными типами электролиза солей. Ответить на контрольные вопросы. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет, решить задачу.

Нужные оборудование и реагенты: электролизёр, разные вещества соли, графитный электрод, пипетка, пробирки, вода.

Ключевая слова: электролиз, соль, ингибитор, катод, анод, электрод, расплавленность, катион, анион, законы электролиза, вытеснительный ряд, защитный слой, гальванические элементы, металл, ржавость.

Общие сведения о новой теме.

Окислительно-восстановительный процесс, протекающий в растворах или расплавах с участием электрического тока называется *электролизом*.

Слово электролиз означает расщепление под воздействием электрического тока. В процессе электролиза химическая реакция протекает за счет электрической энергии.

Электролиз может протекать как в растворах, так и в расплавах. То есть превращая твердые вещества в жидкое состояние проводят электролиз. Такой процесс называется электролизом расплавов.

При электролизе расплавов электрический ток проводится через расплавы оксидов, щелочей и солей.

Обычно электролиты подвергаются электролизу в расплавленном состоянии. При расплавлении электролитов как

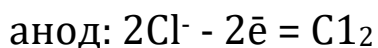
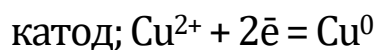
NaCl, нарушается их ионная кристаллическая решетка. Образованный расплав состоит из неупорядочно движущихся ионов.

Для проведения электролиза растворов необходимо их сначала приготовить и затем проводить процесс. При электролизе растворов ток проводится через растворы щелочей, кислот и солей.

В химии большое значение имеет электролиз водных растворов.

Электролиз водных растворов. При электролизе водных растворов могут участвовать и ионы водорода или гидроксида. Эти ионы образуются при диссоциации воды. Образованные ионы движутся к соответствующим электродам: катоду притягиваются катион (H^+), аноду анион (OH^-).

Электролиз раствора хлорида меди (II) может быть примером электролизу водных растворов. Ионы Cu^{2+} и Cl^- направляются к соответствующим электродам и протекают следующие процессы:



При электролизе растворов на катоде не всегда выделяется атом металла. Вместо атома металла на катоде может выделяться и H_2 в газообразном состоянии. Для того чтобы определить именно какой продукт выделится на катоде воспользуемся рядом активности металлов, предложенным русским ученым Н.Н.Бекетовым.

Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Pt, Au

Процесс на катоде не зависит от материала катода, а зависит от положения металла в электрохимическом ряду напряжений:

1. Если катион электролита находится в начале ряда напряжений (по Al

включительно), то на катоде идет процесс восстановления воды (выделяется $\text{H}_2\uparrow$):
$$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$$

Катионы металла не восстанавливаются, остаются в растворе.

2. Если катион электролита находится в ряду напряжений между алюминием и водородом, то на катоде восстанавливаются одновременно и ионы металла, и молекулы воды.

3. Если катион электролита находится в ряду напряжений после водорода, то на катоде идет только процесс восстановления ионов металла.

4. Если в растворе находится смесь катионов разных металлов, то первыми восстанавливаются катионы того металла, который имеет наибольшее алгебраическое значение электродного потенциала. Рассмотренные правила сведены в табл.

Процесс на аноде зависит от материала анода и от природы аниона:

1. Если анод растворимый (железо, медь, цинк, серебро и все металлы, которые окисляются в процессе электролиза), то независимо от природы аниона всегда идет окисление металла анода.

2. Если анод нерастворимый, т. е. инертный (уголь, графит, платина, золото), то:

а) при электролизе растворов солей бескислородных кислот (кроме фторидов) на аноде идет процесс окисления аниона;

б) при электролизе растворов солей оксокислот и фторидов на аноде идет процесс окисления воды (выделяется кислород); анион не окисляется, остается в растворе. При электролизе растворов щелочей идет окисление гидроксид-ионов. Анионы по их способности окисляться располагаются в следующем порядке: I^- ; Br^- ; S^{2-} ; Cl^- ; OH^- ; SO_4^{2-} ; NO_3^- ; F^- восстановительная активность уменьшается

Экспериментальная часть

Целью работы является экспериментальное ознакомление с различными типами электролиза солей.

Опыт 1. Электролиз хлорида никеля (II) с инертными электродами

Собрать электролизер, используя графитовые стержни в качестве электродов. Залить в электролизер раствор хлорида никеля (II), включить электроды в сеть постоянного электрического тока и вести электролиз 5–6 мин. Наблюдать выделение металла на одном электроде (как этот электрод называется?) и газа (какого?) – на другом электроде (как он называется?).

В отчете нарисовать схему электролизера, описать опыт и наблюдения. Записать уравнения катодного и анодного процессов и общее уравнение электролиза хлорида никеля (II).

Опыт 2. Электролиз хлорида натрия с инертными электродами

Очистить электроды после первого опыта наждачной бумагой и вновь собрать электролизер. Залить в него раствор хлорида натрия и вести электролиз 5–6 мин. Наблюдать выделение газов (каких?) на обоих электродах. После проведения электролиза установить с помощью индикатора среду раствора.

В отчете описать наблюдения и результаты электролиза. Записать уравнения катодного и анодного процессов, образования щелочи в растворе и общее уравнение электролиза раствора хлорида натрия.

Опыт 3. Электролиз сульфата натрия с инертными электродами

Собрать электролизер так, как это было сделано в первом опыте, и наполнить его раствором сульфата натрия. Вести электролиз 5–6 мин, наблюдать выделение газов (каких?) на

обоих электродах. В конце опыта отобрать пипеткой пробы раствора из катодной и анодной части электролизера и установить среду растворов.

В отчёте описать опыт и наблюдения, написать схемы процессов на электродах, «вторичных» процессов и общее уравнение реакции электролиза.

Опыт 4. Электролиз сульфата меди (II) с инертными электродами

Собрать электролизер так, как это было сделано в первом опыте, наполнить его раствором CuSO_4 и вести электролиз 5–6 мин. Наблюдать выделение металла (какого?) на катоде и газа (какого?) на аноде.

В отчёте описать опыт и наблюдения, привести схемы электродных процессов и уравнения реакций.

Опыт 5. Электролиз сульфата меди (II) с активным анодом

Ничего не меняя в электролизере после четвёртого опыта, повернуть вилку электропитания на 180° и включить ее в сеть постоянного тока. В этом случае электрод, бывший катодом в четвертом опыте (покрытый слоем меди), становится анодом. Провести электролиз 5–6 мин, описать наблюдения, записать уравнения анодного и катодного процессов. В отчете сделать общий вывод о закономерностях электролиза различных типов солей при использовании инертных электродов и активного анода.

Контролирующие задания

1. Приведите примеры металлов, которые можно получить электролизом растворов их солей.

2. Установите последовательность восстановления металлов из расплава смеси: AlCl_3 , CuCl_2 , FeCl_2 , CdCl_2 .

3. Рассчитайте минимальное напряжение разложения, которое необходимо приложить к электродам для начала электролиза расплава хлорида алюминия.

4. Газообразными продуктами электролиза каких солей являются только хлор и водород?

5. Электролиз раствора какой соли приводит к увеличению её кон-центрации в растворе: FeCl_3 , NaNO_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, NaCl ?

6. Вычислите объем газа, выделившегося на аноде при электролизе раствора нитрата натрия за 1 час, если сила тока равна 5А, а выход по току 90 %.

7. Напишите реакцию электролиза расплава и раствора KCl и уравняйте.

8. Напишите и уравняйте реакции электролиза растворов следующих веществ. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_3PO_4 , NiF_2 , KOH , HCl , $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$.

9. Напишите реакции электролиза расплавов следующих веществ. Li_2CO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, AlBr_3 , HI , BaO , CuSO_4 .

10. Смешивали растворы, полученных электролизом растворов BaI_2 и CuSO_4 . Напишите уравнения реакции.

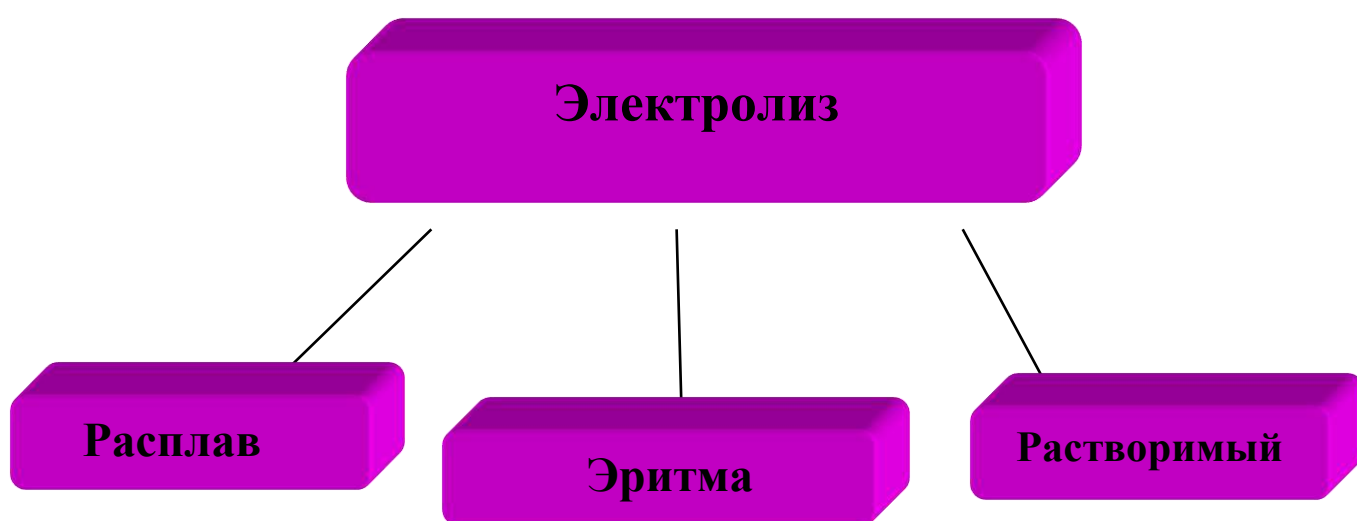
Электролизом называется совокупность окислительно-восстано-вительных процессов, происходящих при пропускании постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита. Пропускание тока через электролиты осуществляется с помощью электродов: катода, на котором происходит процесс восстановления, и анода, на котором осуществляется процесс окисления.

ПЯТИМИНУТНОЕ ЭССЕ

Пятиминутное эссе - это пятиминутный урок, в котором обобщаются и фиксируются знания, полученные по изучаемой теме.

Эссе - напишите и прокомментируйте от 10 до 25 слов на предложенную тему.

Эссе - это форма свободного письменного выражения личной точки зрения автора.



Объясните свой ответ примерами !!!



Таблица ЗХУ. Знаю / Хочу знать/ Узнал

В этом методе развивается эффективное мышление, структура, навыки. Они узнают правило как составлять таблицу. Сформируют таблицу в отдельных группах.

«Что вы знаете на эту тему» и «Что вы хотите узнать», отвечают на эти вопросы (для дальнейшего работу будет создана направляющие основы), дальнейшую работу предшествует предшествующую работу для работы). Заполняют разделы 1 и 2 таблицы. Слушают лекцию и читают самостоятельно.

№	Вопрос по теме	Знаю	Хочу узнать	Узнал
1.	Электролиз			
2	Катод			
3	Анод			
4	Что выделяется в катоде расплав электролизе?			
5	Что выделяется в катоде раствор электролизе?			
6	Какое значение активации?			
7	Какой солевой раствор не выделяет металл на катоде при электролизе?			
8	Электролиз раствора какой соли приводит к увеличению её концентрации в растворе: FeCl_3			

9	Что такое анод ?			
10	Что такое катион и анион ?			

ПИСА тесты по пройденной теме

1. Какой солевой раствор не выделяет металл на катоде при электролизе? А) CuSO_4 В) AgNO_3 С) NaCl D) CuCl_2

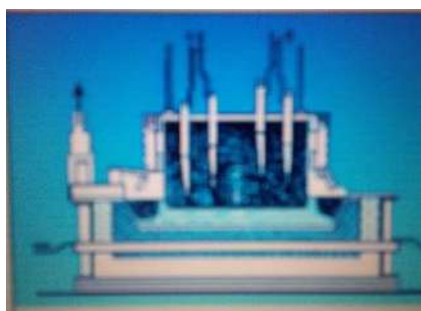


2. Найдите уравнение реакции для этого процесса образования ржавчины?



- A) $4\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{O} + 3\text{O}_2 \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$
- B) $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$
- C) $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$
- D) $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$

3. Какой металл получается в этом электролизере?



- A) Al B) Na C) Fe D) Cu

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №13

ТЕМА: КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Цель работы: исследование влияния природы металла, среды и внешних условий на процессы коррозии металлов и ознакомление со способами их защиты от коррозии.

Рабочее задание: Провести опыты и ознакомление со способами их защиты от коррозии. Ответить на контрольные вопросы. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет, решить задачу.

Нужные оборудование и реагенты: разные вещества соли, кислоты графитный электрод, медная проволока, пипетка, пробирки, дис.вода.

Ключевая слова: коррозия, химическая коррозия, электрохимическая коррозия, сплавы, ржавость, вытеснительный ряд, защитный слой.

Общие сведения о новой теме.

Почему металлические предметы ржавеют? Как можно предотвратить ржавление металлических предметов (различных деталей)? Под влиянием окружающей среды металлические предметы окисляются, образуя оксиды, гидроксиды, соли, и разрушаются. Встречаются следующие виды коррозии: химическая, биохимическая, или биокоррозия, электрохимическая. По протеканию коррозионного процесса различают атмосферную, жидкостную или электролитическую, почвенную или подпочвенную, электрокоррозию, трещинную и коррозию, возникающую в результате напряжения металла.

Коррозией называется разрушение металлов вследствие химического воздействия окружающей среды. При коррозии металлы окисляются и теряют присущие им свойства. Коррозия приводит к большим материальным потерям, происходящим в результате нарушения целостности трубопроводов, цистерн,

металлических частей машин, корпусов судов, морских сооружений и т.д. Безвозвратные потери металлов от коррозии составляют 8–10 % от ежегодного их выпуска.

По механизму протекания коррозия подразделяется на два типа:

1) химическую, которая наблюдается при взаимодействии металлов с сухими газами и жидкостями, не проводящими ток (неэлектролитами);

2) электрохимическую, которая наблюдается при взаимодействии металлов с растворами электролитов.

К электролитам относится вода обычная и морская, растворы солей, кислот и щелочей, влажные газы. Во влажных газах и в воздухе со-держатся пары воды, которые адсорбируются на поверхности металлов, образуя тонкую невидимую для глаз пленку жидкой воды, в которой растворяются кислород, углекислый газ, сернистые газы, оксиды азота и другие газы, присутствующие в атмосфере; при этом образуются кислоты. Таким образом, во влажном воздухе на металлы действуют растворы электролитов.

Защита от коррозии

Применяются различные способы защиты металлов от коррозии.

Легирование металлов. Легированием металлов называется процесс введения в их состав других металлов, то есть получение сталей и сплавов, обладающих высокой устойчивостью против коррозии. Наиболее распространено легирование хромом, никелем и титаном.

В химическом машиностроении широко применяется нержавеющая сталь X18H9T, в состав которой входит хром (18 %) а, никель (9 %), титан (около 1 %), железо (остальное). На поверхности этой стали образуется тонкая пленка сложного

оксида $\text{NiO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ со структурой шпинели, обладающая высокой устойчивостью к действию воды и кислот.

Металлические покрытия. Для покрытия малостойких против коррозии металлов применяют металлы, образующие на своей поверхности защитные пленки. К таким металлам относятся хром, никель, алюминий, цинк, кадмий, олово и др. Покрытия наносят распылением расплавленного металла, электролизом, химическим осаждением и другими методами.

Неметаллические покрытия. Они подразделяются на неорганические и органические. Самыми распространенными неорганическими покрытиями являются оксидные, фосфатные и нитридные пленки на поверхности металлов, а органические – лаки, краски, полимеры и резина.

Химическое пассивирование. Пассивированием металлов называется процесс образования на их поверхности устойчивых к коррозии оксидных плёнок. Такие защитные плёнки образуются, например, при обработке некоторых металлов (железа, алюминия, хрома, ванадия и др.) концентрированной азотной и концентрированной серной кислотами.

Электрохимическая защита. Она применяется в тех случаях, когда защищаемая конструкция находится в среде электролита: корпус морского судна, трубопровод на дне реки или под землей и т.д. Защищаемый металл присоединяется к отрицательному полюсу внешнего источника постоянного тока, и он становится катодом. В качестве анодов используются куски железного лома. В этом случае процесс окисления (коррозия) идет на аноде, т.е. на кусках железного лома.

Применение ингибиторов коррозии. Ингибиторами называются вещества, добавление которых в коррозионную среду в незначительных количествах заметно снижает скорость коррозии. Ингибиторами являются различные неорганические соединения (нитрит натрия, хромат и дихромат калия, фосфат и гидрофосфаты натрия) и многие органические вещества.

Защитное действие ингибиторов обусловлено тем, что их молекулы или ионы адсорбируются на поверхности металлов, замедляя или полностью прекращая процесс их анодного окисления.

Экспериментальная часть

Целью работы является исследование влияния природы металла, среды и внешних условий на процессы коррозии металлов и ознакомление со способами их защиты от коррозии.

Опыт 1. Химическая и электрохимическая коррозия цинка

В пробирку с 8–10 каплями раствора серной кислоты опустить гранулу цинка. Отметить образование пузырьков газа на поверхности гранулы. Написать уравнение реакции взаимодействия цинка с кислотой. В ту же пробирку опустить медную проволоку и коснуться ею гранулы цинка. Что изменилось? Какую функцию выполняет медная проволока?

Написать схему коррозионного медно-цинкового гальванического микроэлемента и схемы анодного и катодного процессов при его работе.

Опыт 2. Влияние концентрации окислителя на скорость коррозии

В пробирку с 5 каплями серной кислоты добавить 5 капель воды, т.е. разбавить раствор в два раза. Прodelать опыт, аналогичный опыту 1. Сделать вывод о влиянии концентрации H^+ -ионов на скорость коррозии.

Опыт 3. Влияние на коррозию природы защитного покрытия

Две пробирки наполнить на $1/2$ их объема дистиллированной водой. Добавить в каждую из них по 2–3 капли серной кислоты и по 2–3 капли раствора гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$.

Он является качественным реактивом на ионы Fe^{2+} , с которыми образует синее окрашивание (турнбулева синь). В одну пробирку опустить железную полосу, в которой зажата гранула цинка, а в другую – железную полосу, в которой зажата гранула олова. Первая пробирка имитирует коррозию оцинкованного железа, а вторая – лужёного, т.е. покрытого оловом.

Отметить, в какой пробирке появляется синее окрашивание.

В отчёте составить схемы коррозионных гальванических микро-элементов и написать уравнения анодных и катодных процессов. Объяснить, какое из покрытий является катодным, а какое – анодным. Какое из них и почему защищает железо от коррозии, а какое не защищает?

Опыт 4. Защита металла от коррозии с помощью протектора

В две пробирки с разбавленным раствором уксусной кислоты прибавить несколько капель раствора йодида калия. В одну из них опустить полосу свинца, а в другую – полосу свинца с зажатой в ней гранулой цинка. Отметить, в какой пробирке раньше появляется малорастворимое соединение PbI_2 , объяснить причину его появления в растворе.

Написать уравнение взаимодействия свинца с уксусной кислотой, нарисовать схему коррозионного гальванического микроэлемента. Написать схемы анодного и катодного процессов. Указать, какую роль выполняет прижатая к свинцу гранула цинка в процессе коррозии свинца.

Опыт 5. Сравнение коррозии железа и легированной стали

В две пробирки с серной кислотой опустить: в одну – полосу обычной стали, в другую – легированной (нержавеющей) стали X18H9T. Сравнить скорость коррозии. В отчёте объяснить устойчивость к коррозии легированной стали.

Опыт 6. Защита металла от коррозии химическим пассивированием .

Очистить наждачной бумагой две стальные проволоочки (разогнутые канцелярские скрепки). Одну из них опустить в пробирку с концентрированным раствором азотной кислоты. Записать наблюдения. Ополоснуть проволоку водой и вновь опустить в пробирку с азотной кислотой. Промыть пассивированную проволоку и опустить в пробирку с разбавленной серной кислотой. Для сравнения опустить вторую необработанную проволоку в тот же раствор серной кислоты. Сравнить скорость выделения водорода на проволочках.

Описать опыт. В выводе отметить роль оксидной пленки, образовавшейся на поверхности железа при его обработке азотной кислотой.

Опыт 7. Защита металла от коррозии пленкой оксида, полученной при термообработке

Очистить наждачной бумагой две стальные проволоочки. Одну из них нагреть в пламени спиртовки до появления цветов побежалости, то есть до появления оксидной пленки цвета «воронова крыла». Эта операция в технике получила название «воронение». Опустить обе проволоки в пробирки с раствором сульфата меди (II). Описать наблюдения и составить уравнения реакции железа с раствором CuSO_4 . По скорости появления меди на поверхности проволоки оценить защитные свойства оксидной пленки, полученной при воронении.

Опыт 8. Коррозия алюминия при удалении с него защитной оксидной пленки

Некоторые активные металлы, например Al, Cr, Mn, устойчивы к коррозии из-за образования на их поверхности защитных оксидных пленок. При нарушении прочности оксидной пленки такие металлы активно взаимодействуют с окислителями.

Наиболее показательным в этом отношении металлом является алюминий.

Разрушить оксидную пленку на поверхности алюминия можно, обработав её раствором какой-либо соли ртути. Ионы ртути из раствора частично восстанавливаются до металла. Образовавшаяся металлическая ртуть растворяет поверхностный слой алюминия, образуя амальгаму алюминия. Амальгама алюминия приобретает положительный электрический потенциал по отношению к чистому алюминию. Таким образом, образуется коррозионный гальванический микроэлемент, в котором анодом является алюминий, а катодом – амальгама алюминия. В результате происходит интенсивная коррозия алюминия, которую можно наблюдать как в воде, так и на воздухе. При действии воды наблюдается выделение водорода, а на воздухе образуется рыхлый слой оксида алюминия.

Ход опыта. Полоску алюминиевой фольги на несколько секунд поместить в раствор соли двухвалентной ртути, затем ополоснуть водой и осушить с помощью фильтровальной бумаги.

Наблюдать, как происходит коррозия алюминия на воздухе. Затем опустить полоску в воду и наблюдать за процессом коррозии алюминия в воде.

В отчете описать ход опыта и наблюдения. Написать уравнения реакций: 1) взаимодействия алюминия с солью ртути; 2) окисления алюминия на воздухе; 3) взаимодействия алюминия с водой.

Контролирующие задания

1. Что такое коррозия?
2. Какие существуют виды коррозии?
3. Как можно защитить металлы от коррозии?
4. Предложите свой проект защиты металлов от коррозии.
5. Железо под воздействием кислорода и воды образует

ржавчину:



Какой объем (л, н.у.) кислорода потребуется для ржавления 2,24 г железа?

6. Приведите примеры газовой, или химической коррозии металлов.
7. Какой металл разрушается при электрохимической коррозии в микрогальванопаре: Fe или Mg, Fe или Cd, Fe или Ni?
8. Какие процессы происходят при повреждении поверхностного слоя никелированного железа?
9. Какие металлы используются для протекторной защиты железных изделий от коррозии?
10. Какое железо называется лужёным, а какое оцинкованным?
11. Какие процессы протекают на катоде и аноде при коррозии оцинкованного железа в сернокислой среде?

ПЯТИМИНУТНОЕ ЭССЕ

Пятиминутное эссе - это пятиминутный урок, в котором обобщаются и фиксируются знания, полученные по изучаемой теме.

Эссе - напишите и прокомментируйте от 10 до 25 слов на предложенную тему.

Эссе - это форма свободного письменного выражения личной точки зрения автора.

Пропорциональный тест

Настройте правильную консистенцию !

№	Вопрос					Ответ	
1	Что такое коррозия?					А	Применяются различные способы защиты металлов от коррозии.
2	Какие существуют виды коррозии?					В	Она применяется в тех случаях, когда защища-емая конструкция нахо-дится в среде электролита
3	Как можно защитить металлы от коррозии?					С	Применяют металлы, об-разующие на своей по-верхности защитные пленки
4	Электрохимическая защита					Д	Назрушение металлов вс-ледствие химического воз-действия окружающей среды
5	Металлические покрытия					Е	Электрохимическая и химическая коррозия.
От- вет	1-d	2-e	3-a	4-b	5-с		

РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ТЕХНИКЕ БЕЗОПАСНОСТИ.

1. Соблюдайте осторожность при работе с термометром и с раствором щелочи.
2. В случае попадания щелочи на одежду следует смыть её водой, а затем нейтрализовать раствором уксусной кислоты с массовой долей 5%.
3. При попадании на лицо, глаза и на руки химических реактивов следует промыть пораженный участок большим количеством воды.
4. Не оставляйте на рабочих местах грязную посуду.

ЗАКЛЮЧИТЕЛЬНЫЕ ТЕСТЫ

1. Укажите вещество

- а) спичка
- б) глина
- в) скрепка
- г) ножницы

2. Физическое явление

- а) перегонка нефти
- б) синтез аммиака
- в) разложение перманганата калия
- г) горение угля

3. Химическое явление

- а) вытягивание проволоки
- б) возгонка иода
- в) растворение соли в воде
- г) электролиз раствора соли

4. Вещество немолекулярного строения

- а) железо
- б) водород
- в) вода
- г) азот

5. Вещество молекулярного строения

- а) сульфид железа
- б) красный фосфор
- в) кислород
- г) железа

6. Простое вещество

- а) вода
- б) сахар
- в) водород
- г) поваренная соль

7. Сложное вещество

- а) кислород
- б) мел
- в) графит
- г) сера

8. Сколько атомов кислорода имеют такую же массу, как и четыре атома углерода?

- а) 1 б) 2 в) 3 г) 4

9. Сколько атомов углерода имеют такую же массу, как и три атома серы?

- а) 8 б) 9 в) 6 г) 7

10. В соединении на один атом серы приходится три атома кислорода. Определите соотношение масс серы и кислорода в этом соединении.

- а) 1:1 б) 1:2 в) 1:3 г) 2:3

11. Четыре атома фосфора можно записать как

- а) P_4O_{10} б) $2P_2O_5$ в) $4P$ г) P_4

13. В записях $3S$ и $4O_2$ коэффициенты равны соответственно

- а) 3 и 4 б) 1 и 2 в) 3 и 2 г) 1 и 4

14. Элемент, атомы которого всегда двухвалентны

- а) H, Ca б) S, Be в) Ba, Ca г) Fe, Cu

15. Элемент, атомы которого всегда трехвалентны

- а) Al, B б) P, Al в) N, Cr г) Fe,

16. Формула соединения кальция с водородом

- а) CaH б) CaH₂ в) CaH₃ г) Ca₂H

17. Формула оксида хрома (II) .

- а) CrO б) Cr₂O₇ в) CrO₇ г) CrO₂

18. Формула оксида меди (I)

- а) Cu₂O б) CuO в) CuO₄ г) CuO₂

19. Формула соединения алюминия с хлором (I)

- а) AlCl б) AlCl₃ в) Al₃Cl₂ г) Al₂Cl₃

20. Формула соединения кальция с фосфором(III)

- а) K₃P б) Ca₂P₃ в) Ca₃P₂ г) CaP

21. Формула соединения алюминия с углеродом(IV)

- а) Al₄C₃ б) AlC в) Al₃C₄ г) AlC₂

22. Определите относительную молекулярную массу оксида марганца(IV) а) 71 б) 87 в) 119 г) 126

23. Определите массовую долю натрия в оксиде натрия

- а) 0,26 б) 0,74 в) 0,59 г) 0,42

24. Составьте химическое уравнение по схеме:

$\text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ В ответе укажите коэффициент перед карбоната натрия.

- а) 2 б) 3 в) 4 г) 1

25. Составьте химическое уравнение по схеме: $\text{Li} + \text{N}_2 = \text{Li}_3\text{N}$.

Определите сумму коэффициентов.

а) 5 б) 6 в) 8 г) 9

26. Сколько молекул содержится в 6 моль вещества?

а) $3,6 \cdot 10^{26}$ б) $3,6 \cdot 10^{25}$ в) $3,6 \cdot 10^{24}$ г) $3,6 \cdot 10^{23}$

27. $4,2 \cdot 10^{25}$ молекул составляют количество веществ

а) 70 моль б) 7 моль в) 14 моль г) 60 моль

28. Количество вещества 90 г воды равно

а) 6 моль б) 5 моль в) 4 моль г) 3 моль

29. Количество вещества 144 г магния равно.

а) 6 моль б) 5 моль в) 4 моль г) 3 моль

30. Масса 0,3 моль меди равна

а) 18,4 г б) 19,2 в) 20,4 г г) 21,6 г

31. Масса 0,7 моль железа равна

а) 36,2 г б) 37,8 г в) 39,2 г г) 41,4 г

32. Число атомов в 64 г серы равно

а) $1,2 \cdot 10^{24}$ б) $1,8 \cdot 10^{23}$ в) $1,6 \cdot 10^{23}$ г) $1,2 \cdot 10^{23}$

33. Число молекул в 72 г воды равно

а) $1,8 \cdot 10^{24}$ б) $2,0 \cdot 10^{24}$ в) $1,6 \cdot 10^{24}$ г) $2,4 \cdot 10^{24}$

34. Масса хлорида натрия, образующаяся из 9,2 г натрия по уравнению реакции $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$, равна.

а) 11,7 б) 16,1 в) 23,4 г) 25,8

35. Определите количество вещества кислорода в 80 г кислорода
а) 2,5 моль б) 5 моль в) 1,25 моль г) 10 моль
36. Определите массовую долю кислорода в перексиде водорода
а) 0,941 б) 0,471 в) 0,889 г) 0,111
37. Определите массу кислорода, который можно получить при каталитическом разложении 68 г пероксида водорода
а) 64 г б) 32 г в) 16 г г) 8 г
38. Определите массовую долю кислорода в оксиде алюминия
а) 0,41 б) 0,44 в) 0,47 г) 0,50
39. Напишите уравнение реакции взаимодействия алюминия с кислородом. Определите сумму коэффициентов.
а) 10 б) 9 в) 8 г) 7
40. Определите массу кислорода в 1100 г оксида углерода(IV).
а) 800 г б) 820 г в) 840 г г) 860 г
41. Поставьте коэффициенты в уравнении реакции горения этана:
 $C_2H_6 + O_2 = CO_2 + H_2O$. Определите сумму коэффициентов.
а) 19 б) 18 в) 17 г) 16
42. Массовая доля водорода в воде H_2O составляет
а) 0,11 б) 0,33 в) 0,67 г) 0,89
43. Определите массу водорода, необходимую для получения 10 моль хлороводорода
а) 5 г б) 10 г в) 20 г г) 40 г
44. Найти плотность 220 г раствора соли занимают объем 200 мл.
а) 0,98 г/мл б) 0,99 г/мл в) 1,0 г/мл г) 1,1 г/мл

45. Найти массу 120 мл раствора соли с плотностью 1,1 г/мл

- а) 64 г б) 132 г в) 102 г г) 142 г

46. Определите объем раствора соли с плотностью 1,2 г/мл, масса которого составляет 300 г.

- а) 118 мл б) 250 мл в) 185 мл г) 220 мл

47. Определите массу серной кислоты, которая образуется при взаимодействии с водой 200 г оксида серы(IV)

- а) 245 г б) 250 г в) 255 г г) 260 г

48. При взаимодействии оксида кальция с водой образовалось 37 г гидроксида кальция. Определите массу воды.

- а) 4,5 г б) 9,0 г в) 18 г г) 27 г

49. При взаимодействии оксида серы(VI) с водой образовалось 147 г серной кислоты. Определите массу оксида серы.

- а) 80 г б) 90 г в) 110 г г) 120 г

50. Назовите соль K_2HPO_4

- а) ортофосфат калия
б) дигидроортофосфат калия
в) гидроортофосфат калия
г) гидроортофосфат кальция

51. По уравнению реакции $2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$ определите количество вещества хлора, необходимое для получения 0,3 моль хлорида железа(III). а) 0,5 моль б) 0,45 моль в) 0,25 моль г) 2 моль

52. По уравнению реакции $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$ определите массу хлора, необходимую для реакции с 22,4 г железа;
а) 213 г б) 12,78 г в) 18,78 г г) 26,5г

53. $4,2 \cdot 10^{24}$ молекул составляют количество вещества
а) 70 моль б) 7 моль в) 14 моль г) 60 моль

54. Определите массовую долю кислорода в мраморе CaCO_3
а) 0,40 б) 0,52 в) 0,56 г) 0,48

55. Найти массу кислорода, необходимую для сгорания 1 моль фосфора. а) 32 б) 45 в) 50 г) 40

56. Найти массу кислорода, необходимую для окисления 0,2 моль глюкозы.
а) 3,84 б) 38,4 в) 19,2 г) 9,6

57. Сколько (г) кислорода необходимо для полного сгорания 80 г CH_4 а) 124 б) 240 в) 420 г) 480

58. Найти массу воды, образующуюся при горении 44,8 л метана. (н,у). а) 100,8 б) 36 в) 72 г) 55,4

59. Определите элемент, если соединение водорода с этим элементом, имеющим валентность три, содержит 8,82% водорода,
а) Al б) N в) B г) P

60. Определите элемент, если соединение водорода с этим элементом, имеющим валентность четыре, содержит 12,5% водорода.
а) Si б) C в) Cr г) Mn

61. Определите объем раствора соли с плотностью 1,2 г/мл, масса которого составляет 7,2 г.

а) 60 б) 0,6 в) 6 г) 0,06

62. Найти массу раствора объемом 400 мл и плотностью 1,2 г/мл.

а) 312 г б) 360 г в) 420 г г) 480 г

63. Определите массу оксида кальция, образующегося при термическом разложении 20 г карбоната кальция.

а) 22,4 б) 11,2 в) 11,5 г) 5,6

64. В ходе реакции цинка с разбавленной серной кислотой выделилось 11,2 л (н,у) водорода. Определите массу вступившего в реакцию цинка.

а) 31 б) 64 в) 6,4 г) 5,6

65. Какой объем при (н. у) занимает $6,02 \cdot 10^{24}$ молекул фтора F_2 .

а) 22,4 б) 11,2 в) 224 г) 44,8

66. Какой объем при нормальных условиях занимает 0,2 моль кислорода.

а) 22,4 б) 5,6 в) 2,24 г) 4,48

67. Определите относительную плотность серо-водорода по воздуху

а) 1,04 б) 1,17 в) 1,25 г) 1,32

68. Определите массу 112 л хлора при нормальных условиях

а) 345 г б) 355 г в) 365 г г) 375 г

69. 1 л газа при нормальных условиях имеет массу 0,759 г. Определите молярную массу этого газа.

а) 19 г/моль б) 18 г/моль в) 17 г/моль г) 16 г/моль

70. 1 г газа при нормальных условиях занимает объем 0,509 л. Найти молярную массу этого газа.

а) 50 г/моль б) 48 г/моль в) 46 г/моль г) 44 г/моль

71. Найти количество вещества газа, объем которого при нормальных условиях составляет 100 л

а) 4,46 моль б) 4,54 моль в) 4,62 моль г) 4,70 моль

72. Определите объем кислорода (н.у.), необходимый для полного сгорания 24 г угля С.

а) 11,3 л б) 22,4 л в) 33,6 л г) 44,8 л

73. При сгорании серы было получено 8,0 г оксида серы(IV). Найти объем (н.у.) кислорода.

а) 2,24 л б) 2,6 л в) 2,8 л г) 3,0 л

74. Относительная плотность хлора по воздуху равна

а) 2,25 б) 2,35 в) 2,45 г) 2,55

75. Определите объем хлора (н.у.), необходимый для получения 100 г хлороводорода

а) 29 л б) 31 л в) 33 л г) 35 л

76. Определите массу 14,7 л (н.у.) хлороводорода

а) 23 г б) 24 г в) 25 г г) 26 г

77. Определите объем (н.у.), который занимает хлороводород массой 26,1 г

а) 18 л б) 17 л в) 16 л г) 15 л

78. Определите объем (н.у.) углекислого газа CO_2 , который образуется при действии избытка раствора соляной кислоты на 25 г карбоната кальция. а) 6,72 л б) 5,6 л в) 7,84 л г) 4,48 л

79. Имеется 56 л хлора Cl_2 при н.у. Определите количество вещества хлора, его массу и число имеющихся молекул хлора.

- а) 1,5 моль, 122,5 г, $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул,
- б) 2,5 моль, 177,5 г, $15,05 \cdot 10^{23}$ молекул,
- в) 0,5 моль, 133,5 г, $6,02 \cdot 10^{24}$ молекул,
- г) 2 моль, 177,5 г, $15,05 \cdot 10^{24}$ молекул,

80. Имеется $2,4 \cdot 10^{23}$ молекул оксида углерода(IV) CO_2 . Найти количество вещества углекислого газа, его массу, а также объем (н.у.) углекислого газа.

- а) 1,4 моль, 1,754 г, 8,93 л,
- б) 0,4 моль, 17,75 г, 2,94 л,
- в) 0,7 моль, 16,5 г, 6,93 л
- г) 0,4 моль, 17,54 г, 8,93 л

81. Найти массу метана, содержащий $18,06 \cdot 10^{23}$ атомов водорода.

- а) 0,12 б) 1,2 в) 12 г) 120

82. Найти массу хлорид алюминия, содержащий $24,08 \cdot 10^{23}$ атомов хлора.

- а) 178 б) 13,35 в) 106,5 г) 17,8

83. Найти массу сульфата кальция, содержащий $12,04 \cdot 10^{24}$ атомов кислорода.

- а) 68 б) 27,2 в) 680 г) 272

84. Определите объем O_2 (н.у.), необходимый для полного сгорания 10 л (н.у.) метана CH_4 .

- а) 40 б) 20 в) 44,8 г) 2,24

85. Определите объем кислорода (н.у.), необходимый для сжигания 10 л водорода (н.у.) до воды.

- а) 5 б) 20 в) 12 г) 14

86. Какой объем при (н. у) занимает $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул фтора Cl_2 .
а) 22,4 б) 11,2 в) 224 г) 44,8
- 87 . По уравнению реакции $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$ определите объем хлора, необходимое для получения 0,5 моль хлорида железа(III).
а) 1,8 л б) 0,4л в) 16,8 л г) 12,4 л
88. Определите массу 112 л кислорода при нормальных условиях
а) 16 г б) 320 г в) 242 г г) 160 г
89. Определите массовую долю калия в оксиде калия
а) 0,88 б) 0,83 в) 0,55 г) 0,41
90. Определите объем раствора соли с плотностью 1,1 г/мл, масса которого составляет 8,3 г.
а) 7,1 б) 1,54 в) 7,55 г) 0,78

ГЛОССАРИЙ

(Интерпретация основных понятий в теоретических данных на узбекском, русском и английском языках.)

Термин	Узбекский комментарий	Английский комментарий
Atom atom	- moddaxususiyatini saqllovchi, lekin erkin xolda mavjud bo'lmaydigan zarracha.	A little element which saves the peculiarity of of element, but it can not be independent
Atom radiusi Radius of atom	- xar bir atom elektronlarining yadroga nisbatan joylashganligini belgilovchi kattalik.	Issue which placed in atom
Aktivlanish energiyasi Activation energy	- Reaksiyaga kirishuvchi moddalar molekulalarini aktiv molekulalarga aylantirish uchun berilishi lozim bo'lgan energiya aktivlanish energiyasi deyiladi.	The amount of energy needed before a given reaction can take place,
Gamogen eritma Homogeneous mixture	- bir hil fazadan iborat eritma.	One with uniform properties throughout, at any level much larger than the molecular
Geterogen eritma Heterogeneous mixture	- har hil fazadan iborat eritma.	One with boundaries between two or more phases
Diffuziya Diffusion	- konsentratsiyaning tenglashuvi bir modda zarrachalarining suyulish yoki gaz fazodaxajmi boyicha o'z-o'zidan tarqalishi	-the rate at which gases mix
Ingibitor Ingibitor	- reaksiya tezligini sekinlashtiruvchi modda	Element which slow down the speed of reaction
Ion Ion	- musbat yoki manfiy zaryadli zarracha	An electrically charged object that consists of an atom or group of atoms
Kation	- musbat zarracha (ion)	Ion (+ little element)

Cation		
Kimyoviy tenglama Chemical equation	- kimyoviy formula yordamida reaksiyani ifodalash	To define the reaction by the help of chemical formula
Konsentrasiya concentration	- eritmada erigan modda miqdori	The amount which dissolve in solution
Molekula Molecule	- moddaning erish xoldagi zarrachasi	A particle containing more than one atom bonded together
Mol Mol	- moddaning eng kichik zarrachasini miqdoriy o'lchovi	The amount measure of element
Faza Phase	- bir xil zarrachalar tizimsi	A state that matter can assume
Kislotali eritma Acidic solution	1.00x 10 ⁻⁷ dan yuqori bo'lgan suvli eritma	Aqueous solution in which [H ³ O ⁺] is greater than 1.00x 10 ⁻⁷
Kislotalar Acids	H ⁺ ishlab chiqaradigan substansiyalar	Substances that produce H ⁺
Asoslar Bases	OH ⁻ ni suvda ishlab chiqaradigan substansiyalar	Substances that produce OH ⁻ in water (Arrhenius definition).
Kuchli kislota Strong acid	Suvli eritmadagi asoslar, hamma ofit protonlarni H ³ O ⁺ ga beradigan modda	Species which, in aqueous solution, donates virtually all of its protons to form H ³ O ⁺ .
Kuchli asos Strong base	OH ⁻ ion o'z ichiga olgan modda, suvli eritmada protonni H ₂ O dan qabul qiladigan va OH ⁻ ga beradigan modda	Species which contains the OH ⁻ ion or which accepts a proton from H ₂ O in aqueous solution to give OH ⁻ in high yield.
Alyuminotermin ya Alyuminotermin ya	- metallarni alyuminiy bilan qaytarish jarayoni.	Receiving issue with metals and alumina
Izotoplar Isotopes	- atom og'irligi xar xil kimyoviy xossalari yaqin bo'lgan atomlar	Atoms which having different chemical peculiarities
Ion ion	- musbat yoki manfiy zaryadli zarracha	A little element which + or - charging
Gidridlar hydride	-metallarning vodorod bilan birikmasi	Combination metals with hydrogen

Kation Cation	- musbat zarracha (ion)	Ion (+ little element)
Kolomel calomel	- simobni xlorli birikmasi	Combination of chlorine
Katalizator catalyst	- reaksiya tezligini oshirgichlar	Issues which increase the speed of reaction
Neyzilber	- qotishmanomi	Name of alloy
Latun latun	- Cu va Zn metallarning qotishmasi	- Cu and Zn metal alloy
Metallarning kuchlanishlar qatori Lines of stringing metals	- Metallarningelektrodpotentsiallaribo'ichajoylashtirilganqator.	Place of metals about electrode potentials
Elektroliz electrolyze	- elektrokimyoviy jarayon energiyasining kimyoviy energiyasigaaylantirish jarayoni	Manner which turned electrochemical issue to chemical energy
Elektrolitlar electrolytes	- eritmalari elektr tokini o'tkazuvchi moddalar	Elements which pass electro current
Element element	- xossalarning muayyan yig'indisi bilan tavsiflanuvchi atomlar turi	Type of atoms which have sum of peculiarities
Мустахкамлик Toughness Прочность	Ташқи куч таъсирида бузилмаслик, бузмасдан кучни ушлаб туриш.	Evaporated and unburned fuel and other undesirable by-products of combustion that escape from a vehicle into the atmosphere, mainly carbon monoxide (CO), hydrocarbons (HC), nitrogen ox-ides (NOx), sulfur oxides (SOx) and particulates.
Пластиклик Plasticity Пластичность	Ўз ўлчам формаларини ташқи куч таъсирида ўзгартириши ва уни куч олиб ташлангандан кейин хом сақлаб туриш	Any chemical compound of nitrogen and oxy-gen. Nitrogen oxides result from high temperature and pressure in the com-bustion chambers of automobile engines and other power plants during the

		combustion process. When combined with hydrocarbons in the presence of sunlight, nitrogen oxides form smog. A basic air pollutant.
Ковушоқлик Malleability Вязкость	Металлни бузиш учун сарф қилинган иш	The action of the spark in starting the burning of the compressed air-fuel mixture in the combustion chamber.
Қаттиқлик Hardness Твердость	Ўзига бошқа жинсни ботирилиши қаршилиги	The amount of external energy that must be applied in order to ignite a combustible fuel mixture.
Химиявий турғунлик Chemikal stability Химическая стабильность	Металларнинг табиқ куч таъсирига қаршилиги	Chemical compounds added to natural gas in order to impart odor. Aromatics cannot be added to hydrogen for fuel cell use.
Зичлик Density Плотность	Солиштирма оғирлик, г/см ³	A process of adding a distinctive odor to natural gas so that its presence can be easily detected.
Аллотропия, полиформизм Allotropy, Polymorphysm Аллотропия, Полиморфизм	Хар хил шароитда (хароратда) кристаллик панжаранинг ёки унинг улчамларини ўзгариши	A liquid blend of hydrocarbons obtained from crude oil, currently used as fuel in most automobile engines.
Изотропия Anysotropy Анизотропия	Хоссаларнинг хар хил юналишда бир хиллиги	A gas: any substance in the gaseous state, as distinguished from the liquid or solid state.
Бонжерабазаси Coordination number БазаБонжера	Крисстал панжарадаги бита элементар катакчанинг ўзига тегишли атомлар сони	The simplest and lightest element in the universe, which exists as a gas except at low cryogenic temperatures. Hydrogen gas is color-less, odorless and highly flammable gas when mixed with oxygen over a wide range of

		concentrations.
Хажми, ёқларимарказ лашгангексог анал Base sentered, hexagonal Обемно центрирующа я кубическая, гексагональна я решетка	Крисстал панжара турлари	A vehicle that is powered by both an electric drive system and a second source of power, such as an internal combustion engine, referred to as the alternative power unit (APU).
Қуймакорлик хоссалари Casting properties Свойстволить я	Суюк холда оқувчанлиги ва киришувчанлиги	A machine that converts heat energy into mechanical energy.
Болғаланувча нлик Molleability Ковкость	Ташқи куч таъсирида бузилмасдан деформатсияланиш	The very rapid burning of vapor resulting in a self-sustaining shock wave, the pressure behind which is several atmospheres. Detonation waves travel at speeds exceeding the speed of sound in air. In an internal combustion engine, detonation is commonly referred to as spark knock or ping.
Пайвандланув чанлик Weldability Свариваемост ь	Пухта ва зич бирикма хосил қилиш	Diesel fuel is the most common fuel for heavy-duty engines and is therefore a standard of comparison for other fuels.
Металл Metal Металл	Харорат пасайган сари электр ўтказувчанлиги ортадиган элемент	The ability of a gas to diffuse in air.
Химиявий бирикма Chemikal	Компонентлар химиявий реаксия натижасида бирлашади ва формула	A substance that releases energy when reacted chemically with oxygen.

compound Химическое соединение	билан ифодаланади.	
Қаттиқэритма Solin somtion Твердыйраств ор	Асосий металл атоми кристалл панжарасига (еритувчи) иккинчи жинс (ерувчи) атоми кирган бирикма	The system (fuel cylinders and lines, gauge, fuel pump, carburetor, and intake manifold) that delivers the combustible mixture of vaporized fuel and air to the engine cylinders.
Аустенит Austenice Аустенит	Углероднинг Fe даги қаттиқ эритмаси	A device for introducing fuel into a piston engine (replacing the carburetor).
Феррит Ferrite Феррит	Углероднинг Fe ₀ даги қаттиқ эритмаси	A gauge that indicates the amount of fuel in the fuel tank or cylinder.
Сементит Cementite Цементит	Темир ва углерод химиявий бирикмаси	A system (replacing the conventional carburetor) that delivers fuel under pressure into the combustion chamber, pre-combustion chamber, turbulence chamber, or into the airflow just as it enters each individual cylinder.
Перлит (евтектоид) – Perlite entectouid Перлитэвтект оидный	Феррит ва сементит кристалларининг механикавий аралашмаси	A type of port injection fuel delivery system that meters the hydrogen fuel to each cylinder, using individual electronic fuel injectors for each cylinder and plumbed to a common fuel rail. The system uses variable injection timing and constant fuel rail pressure.
Ледебурит(ев тектика) – Eutectic ledeburity Ледебурит	Аустенит ва сементит кристалларининг механикавий аралашмаси	One or more containers, including their inter-connecting equipment designed for use in the mobile containment of fuel.
Пўлат Steel	Углероднинг темирдаги эритмаси, микдори 2,14 %	Burning, fire produced by the proper combination of fuel,

Сталь	кам	heat, and oxygen. In the engine, the rapid burning of the air-fuel mixture that occurs in the combustion chamber.
Чўян Cast Iron Чугун	Углероднинг темирдаги қаттиқ эритмаси, углерод миқдори 2,14 % дан кўп.	The space between the top of the piston and the cylinder head, in which the air-fuel mixture is burned.
Термик ишлаш Thermal treatment Термическая обработка	Металлни қиздириб, ушлаб туриб, совутиб, хоссаларини узгартириш-яхшилаш	Any substance that adds to the contamination or degrading of the environment. In a vehicle, any substance in the exhaust gas from the engine or evaporating from the fuel system.
Агрегат Party Агрегат	машинанинг тўла ўзаро алмашинадиган ва технологик жараёнда маълум вазифани бажарадиган йириклашган, унификациялашган элементи.	A system that operates on two fuels simultaneously, such as a fumigated diesel engine that runs on diesel and natural gas
Агрегатлаш Assembling Агрегатирование	алоҳида вазифаларни бажарадиган унификациялашган узелларни бир-бирига бириктириш усули.	A system that can operate on two fuels, one at a time and not simultaneously, such as gasoline and CNG.
Адгезия Adhesion Адгезия	юзалари тегиб турган турли жисмларнинг ўзаро бирикиб қолиши	The tube or nozzle through which fuel is introduced into the intake airstream or the combustion chamber.
Адиабата Adiabatic Адиабатия	исталган термодинамик диаграммада қайтар адиабат жараёнини ифодаловчи чизиқ.	The ratio of the useable work that results from a thermodynamic process (such as a chemical reaction) to the total amount of energy released during the process.
Адсорбция Adsorption Адсорбция	эритмадаги моддалар ёки газларнинг қаттиқ жисм ёки суюқлик сиртига ютилиши.	Ratio of the energy output of an engine to the energy in the fuel required to produce that output.

Азотлаш Nitriding Азотирования	буюм сиртини азотга тўйинтириш.	Any gas or substance that makes the environment less fit. Types of pollution include: air, ground water, ocean, noise, etc.
Айланма печ Rotary furnace Оборотная печь	бўйлама ўқи атрофида айланадиган печ.	A thermal dilution and/or NOx control system that recirculates a portion of the exhaust gases back into the intake manifold.
Акселерограф Accelerograph Акселография	қайд қилиш қурилмаси.	The device in an engine fuel system that mixes fuel with air and supplies the combustible mixture to the intake manifold for varied speed and load conditions of the engine.
Акселерометр Accelerometer Акселометр	машина юкланиш олишинини ўлчайдиган асбоб.	The actions that take place in the carburetor: converting liquid fuel to vapor and mixing it with air to form a combustible mixture.
Юмшатиш Softening Отжиг	Металлни ГСЕ критик чизигидан юқорида қиздириш ва печ билан бирга аста совутиш	A substance that can speed or slow a chemical reaction between substances, without itself being consumed by the reaction. Platinum is a typical catalyst.
Тоблаш Quenching Закалка	Қаттиқликни, мустахкамликни ошириш-металлни ГСК критик чизигидан юқорида қиздириб тез совутиш	A device in the exhaust system containing a catalyst so that reactions can occur that convert undesirable compounds in the exhaust gas into harmless gases.
Нормаллаш Normalizing Нормализация	ГСЕ чизигидан юГСЕ юқорида қиздириб тинч хавода совутиш	A chemical formula describes the chemical composition of a molecular compound or substance according to its constituent atoms. Hydrogen, methanol and ethanol are pure substances with a definite formula. Natural gas, commercial propane, gasoline

		and diesel fuel have variable compositions.
Бўшатиш Normalizing Отпуск	ПСК чизигидан (A_1) паст хароратда қиздириб, аста совутиш	The accidental explosion of an overly rich mixture in the exhaust manifold of a spark-ignition engine. Backfire conditions can also develop if the premature ignition occurs near the fuel intake valve and the resultant flame travels back into the induction system.
Юқориуглеро долипулат High carbon steel Высоко углеродистая сталь	Углерод миқдори $\alpha=0,45-0,75\%$	This system forms the fuel-air mixture during the intake stroke. The injection is at the inlet of the air intake manifold. A carburetor is a central delivery system.
Урта углеродли Medium carbon Средне углеродистая сталь	$\alpha \leq 0,25-0,45\%$	In an engine, the ratio between brake horsepower and indicated horsepower.
Кам углеродли Low carbon Мало углеродистая сталь	$\alpha \leq 0,09-0,25\%$	An alternative to gasoline or diesel fuel that is not produced in a conventional way from crude oil, for example CNG, LPG, LNG, ethanol, methanol and hydrogen.
Юқори легиранган Highly doped Высоко легированная	Пулат таркибида легирилов элементлар 10% дан куп	Combustion in which knock, pre-ignition, run-on or surface ignition occurs; combustion that does not proceed in the normal way (where the flame front is initiated by the spark and proceeds throughout the combustion chamber smoothly and without detonation).
Ўрта	легирилов элементлар 10%	The number used to indicate

легиранган Medium doped Средне легированная	гача	the octane rating of a gasoline. The octane number describes the anti-knock properties of a fuel when used in an internal combustion engine.
Кам легиранган Low doped Мало легированная	легирилов элементлар 2,5 – 5% орасида	A measure of the antiknock properties of a gasoline. The higher the octane rating, the more resistant the gasoline is to abnormal combustion.
Одийсифатли ипўлат Regular quality steel Средне качественная сталь	Пўлат таркибидаги зарарли элементлар миқдори этарли: S=0.06%, P=0,07%	Acids that can form in small amounts as the result of a reaction between hot exhaust gas and the catalyst in a catalytic converter.
Сифатли пўлат – Good quality steel Качественная сталь	P,S камроқ P=S= 0,035% дан куп эмас	The chemical decomposition brought about by heat.
Юқори сифатли High quality Высоко качественная сталь	Зарарли элементлардан P ва S ларнинг миқдори 0,025% куп	A type of liquid petroleum gas (LPG) that is liquid below -44°F (-42°C) at atmospheric pressure. Propane gas is heavier than air.
Ўта юқори сифатли Medium quality Высокопрочн ость	P, S ларнинг ҳар бирини миқдори 0,015% дан кам	Compressed hydrogen gas is hydrogen compressed to a high-pressure and stored at ambient temperature.
Нуксон Defect Дефект	Кристаллик панжаранинг бузилиши	Any material that is composed pre-dominantly of any of the following hydrocarbons or mixtures of hydrocarbons: propane, propylene. normal

		butane, isobutylene and butylene.
Бринеллусули Brinell method Способ Бринеля	Металл қаттиылигини щлчаш усули, Бринелл олиш номи	Mixtures of hydrocarbon gases and vapors, consisting principally of methane in gaseous form that has been compressed for use as a vehicular fuel.
Текстураланиш Texturizing Техтуризация	Пластик деформатсиялаш вактида металл кристалл панжара бузилиб, доналар муаян тартибда жойлашади	Reducing the volume of a gas by squeezing it into a smaller space. Increasing the pressure reduces the volume and increases the density and temperature of the gas.
Дислокатсия Dislocation Дислокация	Металлнинг атомлар силжиган (сирпанган) сохаси билан силжимаган сохаси орасидаги чегара	The volume of the cylinder when the piston is at BDC, divided by the volume of the cylinder when the piston is at TDC.
Пухталаниш (наклеп)- Mardening Наклеп	Силжишларнинг, дислокатсияларнинг, нуктавий нуксонларининг ортиши натижасида механик хоссаларнинг узгариши	An internal combustion engine in which air is admitted to the engine on the intake stroke and the rapid compression of the air raises the temperature to such a point that the fuel ignites. Typified by the diesel engine.
Бирламчи кристалланиш Primary cristallizotion Первичная крисстализац ия	Металларни куюк холатидан каттик холатга утиши	Compressed Natural Gas.
Иккиламчи кристалланиш Seeondary cristallizotion	Каттик холатидаги металлар кристалл панжараларини узгариши	A chemically perfect reaction of fuel and air in an engine (the only products of combustion are water and carbon dioxide).

Вторинная кристаллизация		
Ўтасовушдара жаси Lowest cooling degree Максимальная степень охлаждения	Назарий кристалланиш (суюкланиш) харорати билан амалий кристаллниш (суюкланиш) харорати орасидаги айирма-фарки	A type of internal combustion engine in which the piston is moved by changes in the pressure of a working gas that is alternately heated and cooled. It has two isothermal processes and two constant-volume processes.
Кристаллар (полиедрлар) Crystals Кристалл	Кристалларнинг тусик булмаган томонга усиши натижасида хосил булган	A motor fuel composed of natural gas that has been liquefied. Liquefied natural gas cooled to 111 K (–259 °F; –162 °C) and ambient pressure becomes a liquid.
Тезкесарпулат Fas cutting steel Быстрорежущая сталь	Таркибида купрок волфрам булган, легирланган пулат (П18, ПгК5)	An organic compound containing only carbon and hydrogen, usually derived from fossil fuels such as petroleum, natural gas, and coal: an agent in the formation of photochemical smog.
Кайтаишланувчи чугун Recycled cast iron Перерабатывающий чугун	Кайта ишланиб пулат олинади	A pollutant from engine exhaust that is a color-less, odorless, tasteless, poisonous gas that results from incomplete combustion of carbon with oxygen.
Куймачуян Cast iron Литьевой чугу н	Тўғридан-тўғри қолипга қуйилиб детал олинади	The minimum temperature required to initiate self-sustained combustion in a combustible fuel mixture in the absence of a source of ignition. (Also known as self-ignition temperature.)

Мартенсид, Трестит, Сорбит,Перлит Martensite, Trestity, sorbity, Perlite Мартенсит, Тростит, Сорбит, Перлит	Совутиш тизимига қараб пўлат структураларининг номлари	In the automobile, the system that furnishes high-voltage sparks to the engine cylinders to fire the compressed air-fuel mixture. Consists of the battery, ignition coil, ignition distributor, ignition switch, wiring, and spark plugs.
Критикнуқтал ар, чизиқлар Critical points lines Критическая точка	Пўлат, чўян структураларинг қайси харорат таъсирида ўзгаришини кўрсатади	The exact air-fuel ratio required to completely react a fuel into water and carbon dioxide.
Химик- термикишлаш Chemikal- thermal treatment Химико- термическая обработка	Пўлат сиртини юқори хароратда у ёки бу элемент тўйинтириш ва термик ишлаш	The proportions, by weight, of air and fuel supplied for combustion.
Дисотсиотсия Dissocition Диссокация	Муҳит молекулалари парчаланиб тўйинтирувчи актив атомлар ҳосил қилиш	Any contamination of the air that is harmful to humans, animals or plants.
Абсорбсия Absorption Абсорбсия	Металл юзасини актив атомларини ютиши (еритиши)	An indicator of the ignition quality of diesel fuel. A high- cetane fuel ignites more easily (at lower temperature) than a low-cetane fuel. Cetane numbers for diesel fuels range from 30 to 70 while 40 to 50 is typical.
Диффузия Diffusion Диффузия	Тўйинтирувчи элементларни детал сиртидан ичкарига кириши	A sophisticated system that forms the fuel-air mixture inside the combustion cylinder after the air intake valve has

		closed.
Сементитлаш Cementation Цементация	Пўлатдан ясалган детал юзаларини углерод билан диффузион тўйинтириш	Pollutants emitted into the atmosphere through any opening downstream of the exhaust ports of an engine.
Азотлаш Nitriding Азотирования	Пўлат сиртини азотга тўйинтириш	A device used to circulate gas: new gas enters the ejector where it mixes with and drives the recirculating flow by way of suction.

ПРИЛОЖЕНИЕ

1 – таблица

Величина давления водяного пара при разных температурах

Темпера тура °C	Давление kPa	Темпера тура °C	Давление kPa	Темпера тура °C	Давление kPa
14	1,598	19	2,189	24	2,902
15	1,705	20	2,339	25	2,170
16	1,817	21	2,486	26	2,362
17	1,935	22	2,643	27	2,561
18	1,061	23	2,841	28	2,779

Плотность и массовая доля растворов кислот и щелочей W (при 15 °C)

W (%)	Плотность раствора г / см ³ .						
	H ₂ SO ₄ .	HNO ₃ .	HCl.	CH ₃ COOH	KOH	NaOH	NH ₃ .
4	1,027	1,022	1,019	1,0052	1,033	1,046	0,983
8	1,055	1,044	1,039	1,0113	1,065	1,092	0,967
12	1,083	1,068	1,059	1,0171	1,100	1,137	0,953
16	1,112	1,093	1,079	1,0228	1,137	1,181	0,939
20	1,143	1,119	1,100	1,0284	1,176	1,176	0,926
24	1,174	1,145	1,121	1,0337	1,217	1,268	0,913
28	1,205	1,171	1,142	1,0388	1,263	1,310	0,903
32	1,238	1,198	1,163	1,0436	1,310	1,352	0,893
36	1,273	1,225	1,183	1,0481	1,358	1,395	0,884
40	1,307	1,251		1,0523	1,411	1,437	
44	1,342	1,277		1,0562	1,460	1,478	
48	1,380	1,303		1,0598	1,551	1,519	
52	1,419	1,328		1,0631	1,564	1,560	
56	1,460	1,351		1,0660	1,616	1,601	
60	1,503	1,373		1,0685		1,643	
64	1,547	1,394		1,0707			
68	1,594	1,412		1,0725			
72	1,640	1,429		1,0740			
76	1,687	1,445		1,0747			
80	1,732	1,460		1,0748			
84	1,776	1,474		1,0742			
88	1,808	1,486		1,0726			

Степень диссоциации электролитов (при 180С)

Название электролитов	Формула	Степень диссоциации,%	
		1 н.	0,1 н.
Кислоты			
Азотная кислота	HNO ₃	82	92
Хлорная кислота	HCl	78	92
Бромистая кислота	HBr	-	92
Йодная кислота	HI	-	92
Плавиковая кислота	HI	-	8,5
Серная кислота	H ₂ SO ₄	51	58
Сульфидная кислота	H ₂ S	-	0,07
Сульфитная кислота	H ₂ SO ₃	-	34
Угольная кислота	H ₂ CO ₃	-	0,17
Ортофосфатная кислота	H ₃ PO ₄	-	27
Борная кислота	H ₃ BO ₃	-	0,01
Уксусная кислота	CH ₃ COOH	0,4	1,3
Щавелевая кислота	H ₂ C ₂ O ₄	-	31
Основания			
Гидроксид калия	KOH	77	91
Едкий натр	NaOH	78	91
Гидроксид аммония	NH ₄ OH	0,4	1,3
Гидроксид бария	Ba(OH) ₂	-	80
Гидроксид кальция	Ca(OH) ₂	-	78
Соли			
Натрия хлорид	NaCl	67	84
Хлорид калия	KCl	75	86
Калий натрий	KNO ₃	64	83
Сульфат калия	K ₂ SO ₄	53	71
Мис сульфат	CuSO ₄	-	40
Ацетат натрия	CHCOONa	53	79
Сульфат натрия	Na ₂ SO ₄	45	69
Хлорид аммония	NH ₄ Cl	74	85
Калия ацетат	CH ₃ COOK	64	-

4 – таблица

Растворимость солей при разных температурах рассчитывается в граммах на 100 г водорастворимого вещества

t ⁰ ,C	NaCl	NaNO ₃	Na ₂ S O ₄ · 10H ₂ O	KNO ₃	K ₂ Ca ₂ O 7	(NH ₄) ₂ CO ₄	Ca(CH ₃ COOH) 2	CuSO ₄ ·5H ₂ O	CuSO ₄ (NH ₄) ₂ · SO ₄
0	35,5	72,7	4,5	13,1	4,68	70,1	37,4	14,3	15,5
10	35,7	79,9	9,6	21,2	7,75	72,7	36,0	17,2	15,1
20	35,9	87,6	19,2	31,6	12,48	75,4	34,7	20,5	19,4
25	36,0	91,6	27,9	37,9	15,0	76,9	34,2	22,3	22,3
30	36,1	96,1	40,8	46,0	18,2	78,1	33,8	24,4	24,4
40	36,4	104,9	48,4	63,9	25,9	81,2	33,2	28,7	30,5
50	36,8	114,1	46,6	85,5	-	84,3	-	33,7	37,6
60	37,2	124,7	45,3	110,1	45,56	87,0	32,7	39,5	46,3
70	37,5	-	44,1	137,5	-	90,6	-	-	56,8
80	38,1	149	43,3	168,8	73,01	94,1	33,5	55,5	69,7
90	38,7	-	42,7	204,9	-	97,8	31,1	76,7	86,0
100	39,4	176	42,3	243,6	100,0	102	29,7	77,0	107,1

5 – таблица.

Теплота образования некоторых веществ (при 250C).

Вещество	ОН ¹ ₂₉₈ кЖ/моль	S ⁰ ₂₉₈ Ж/моль · К	ΔG ⁰ ₂₉₈ кЖ/моль
H ₂ O (с)	-285,8 +68,4	70,1	- 237,3
H ₂ O (б)	-241,8 +57,8	188,7	- 228,6
NO	90,3 -21,6	210,6	86,6
CO ₂	-393,5 +97,7	213,7	- 394,4
CO	-110,5 +29,7	197,5	- 137,1
CH ₄	-74,9 +21,7	186,2	- 50,8
C ₂ H ₂	226,8 + 48,6	200,8	209,2
C ₆ H ₆	82,9 + 8,0	269,2	129,7
CaO	-635,5 +152,1	39,7	- 604,2
NO ₂	33,5 - 8,1	240,2	51,5
N ₂ O	82,0 - 17,7	219,9	104,1
H ₂ S	-21,0 + 5,0	205,7	- 33,8
HCl г	-92,3 + 21,9	186,8	- 95,2
NH ₃	-46,2 + 11,0	192,6	- 16,7
Fe ₂ O ₃	-822,2 +195,0	87,4	- 740,3

ИНФОРМАЦИЯ ОБ УЧЕНЫХ

А. А. Абдувохобов создал школу органического элемента органики.

Абдубакиров Н.К. - изучены химическая структура и фармакологические свойства природной глюкозы, выделены и применены препараты «Эрисимозид», «Строфантин ацетат», «Псоролен».

Абу Али ибн Сина классифицировал лекарственные природные химические соединения на классы в соответствии с их составом и свойствами.

Абу Райхан аль-Бируни выступил против ученого, который сказал, что атомы не делятся, сказав, что они могут расщепляться, но не бесконечно.

Адриенов и Воронков - основные участники разработки химии кремнийорганических брикетов.

Ахмад аль-Фергани является автором Китаб амаль ар-Рахмат. Он изобрел нилометр и приготовил для него неразрушаемую смесь.

Ахмедов обнаружил, что К-4 снижает эрозию почвы и улучшает водный режим.

Ахмедов К.С. - создал водорастворимый полимер.

Альфред Нобель - Нитроглицерин пропитывают небольшой кусок дерева, чтобы превратить его в динамит.

Андреев открыл в промышленности производство азотной кислоты путем окисления аммиака в присутствии платинового катализатора.

Ар Рази объясняет разделение атомов и тот факт, что атом состоит из частиц с маленькими частицами и что они всегда находятся в движении 865-925

Ар-Рази сказал, что самая маленькая единица материальных элементов - это атом, и что он может быть разбит на более мелкие частицы.

Арбузов.Е. - впервые синтезирован эфир алкилфосфиновой кислоты взаимодействием галогенида алкила с третичным алкилфосфатом.

Арбузов.Е р-си

Аррениус Сванте в своей теории электролитической диссоциации ответил, что водные растворы электролитов не проводят электричество.

Ар-Рази (Резес) первым классифицировал химические вещества и описал инструменты, которые использовались в его экспериментах.

Аскарлов - представил бренд «Аскаллий».

Аскарлов - автор книг "Химия синтетических полимеров" и "Вакуум физики полимеров".

Аскарлов и Киргизов изобрели ферростимуляторы, содержащие железо

Теория Байера состоит в том, что в симлоалканах количество атомов углерода в кольце увеличивается до 5, а затем уменьшается.

Бекетов научился выдавливать металл из брикетов.

Беккерель обнаружил, что соли урана излучают рентгеновские лучи.

Беккерель - 1996, открывший радиоактивность.

Белозерский и А.С.Киприоты - В 1957 году российские ученые упомянули о существовании i-РНК. Но только в 1960 году он был идентифицирован.

Белозерский первым обнаружил наличие ДНК в клетках растений в 1936 году.

Берселиус составил таблицу элементов на основе атомных масс -46 элементов в 1814 году.

Берселиус - это количество атомов в газе равного объема, полученное при одинаковых условиях. Берселиус ввел науку о маркировке латинских названий химических элементов заглавными буквами. 1813 г. Берселиус - ввел понятие изометрии в химию в 30-х годах XIX века. В 1823 году он открыл кремний.

Бертло получил масло в 1854 году от французского химика.

Бертолле - 1 раз принял ацетилен C_2H_2 . 1799 г.

Байльштейн показал, что атом водорода в бензольном кольце и атом водорода небензольного кольца заменяются атомом хлора под действием хлора на толуол в различных условиях.

Метод Beilstein.F быстро определяет присутствие галогенов в органических веществах.

Black.J - обнаружил Mg в 1755 году

Бомбергер - метод

Браун - создал диффузионное движение в 1827 году.

Бутлеров создал теорию строения органических соединений в 1861 г.

Бутлеров первым синтезировал сахара из муравьиного альдегида в 1861 году.

Чаргафф изучал взаимодействие нуклеотидов в ДНК по определенным законам.

Чарих Гудьяр - Широкое использование каучука в промышленности началось в 1849 году с открытия вулканизации, или каучука, американским купцом.

Дальтон сказал, что в конце 18 века элементы получали только определенное количество брикетов друг от друга, и назвал это количество агрегатами.

Дальтон разработал атомно-молекулярную теорию и представил науке понятие атомной массы в 1803-1804 годах.

Дальтон заложил основы атомистической теории.

Дальтон представил атом совершенно неподвижным, неподвижным.

Дальтон предположил, что определенное количество атомов одного элемента объединяется, чтобы образовать определенное количество атомов другого элемента.

Дальтон видел в молекуле механический кластер атомов.

Данилевский в 1888 г. предположил существование пептидной связи в молекуле белка.

Деберейнер создал три естественных семейства элементов, похожих на триады. 1817-1829 гг.

Деберейнер предложил теорию триад, основанную на атомных массах элементов. 1817-1829 гг.

Демокрит - Все в природе состоит из очень маленьких частиц - атомов.

сформирован. Mil.av. 460–370

Деви открыла Ca (1808 г.), Na (1807 г.) и K (1807 г.).

Дюма, Булей - предложили первую теорию разделения органических веществ на основе радикалов.

Duma.J - пробовал создать таблицу элементов.

Эмануэль p-си.

Некоторые гены были синтезированы ферментативно Энгельгартом.

Ersted.K - Обнаружен Алом в 1825 году.

Фарадей открыл законы электролиза.

В 1825 году английский химик и физик Фарадей описал соединения в молекуле, содержащей бензол или его гомологи, как ароматические углеводороды, первым из которых был бензол, который отделил его от грудного газа. В 1826 году Фарадей обнаружил, что молекула каучука представляет собой ненасыщенный углеводород, состоящий из атомов углерода и водорода.

Фарадей М. - В 1825 году он выделил бензол из едкого газа.

Ферсман А.Ю. - назвал фосфор стихией жизни и мысли.

Флипс - В 1831 году он разработал производство серной кислоты контактным методом.

Фокин А.А. - открыл гидрирование жиров путем гидролиза.

Метод фокинга - это гидрирование жиров для получения жиров.

Фовориский (1860-1945) изучал химию ацетиленовых алленовых и диеновых углеводородов.

Франкленд был английским ученым, который впервые открыл элементарные органические соединения в 1849 году.

Франкленд - представил науке понятие валентности. 1852 г.

Фредерик Жолио Кюри и Ирен Кюри - открыли искусственную радиоактивность.

Фридель - Крафт

В 1877 году как в лаборатории, так и в промышленности ароматические углеводороды подвергались воздействию хлористого алкила в присутствии $AlCl_3$ по методу Friedel.Sh-Kraft.D.

Габер - жил в 721-813 гг. Он записал способы получения серной, азотной кислот и цинковой воды. Навшадил выделил алкоголь и изучил его свойства. Он предложил способ изготовления белой краски. Он изучил метод очистки уксусной кислоты водным транспортом, показал приготовление различных% ее растворов. Семьдесят книг содержат много информации о металлах и минералах.

Теория гапона-пратона-нейтрона была открыта в 1932 году.

Гассенди - вещества состоят из атомов, которые объединяются в молекулу. Гассенди ввел в науку понятие атома.

Гесс описал концепцию термохимии в 1840 году.

В 1859 году он усовершенствовал метод нитрозы Гейлуссаком и Гловером.

Гейзенберг открыл теорию пратона-нейтрона в 1932 году.

Гиппократ - жил 460-377 гг. До н.э. Он предоставил ценную информацию о том, как животные получают лекарства из растений и природных минералов.

Гизе - получил хинин в 1815 г.

Гоффман смог получить первичные, вторичные, третичные амины и четвертичные аммониевые основания путем взаимодействия аммиака с галогеналкилами по следующей схеме. Поэтому эта реакция называется реакцией Хоффмана.

Грэм Т. - основоположник коллоидной химии.

Гриньяр В 1861 году французский химик первым открыл эту реакцию, $RX + Mg = R-Mg + X$, поэтому образовавшийся магниевый органический брикет был назван реактивом Гриньяра. Гриньяр р-си 1861. $RX + Mg \rightarrow R - MgX$

Гульдберг К. и Вааге П. открыли закон действия масс. 1868 г.

Иваненко, Е.Н. Гапон, В. Гейзенберг - открыли ядро протон-нейтрон в 1932 году.

В 1783 году был запущен воздушный шар, наполненный водородом Жака Шарля.

Джабир ибн Хайям (Габер) - жил 721-813 гг. Он записал способы получения серной, азотной кислот и цинковой воды. Навшадил выделил алкоголь и изучил его свойства. Он предложил способ изготовления белой краски. Он изучил метод очистки уксусной кислоты водным транспортом, показал приготовление различных% ее растворов. Семьдесят книг содержат много информации о металлах и минералах.

Joffrua.E - составил таблицу сходства веществ 1718 г.

Каблуков первым предложил сочетание «теории гидратов» Менделеева и «теорий ионизации» Аррениуса в форме «теории электролитической диссоциации».

Каниссаро р-си. $H-COH + KOH + H-COH \rightarrow CH_3OH + HCOOK$ 502

Кассель - В 1916 году он изобрел теорию Касселя.

Кавендиш обнаружил горючий воздух, или H_2 , в 1766 году.

Кекула - единственная уксусная кислота, используемая в 20 формулах.

Кекуле - немецкий химик, который описывает структуру бензола двумя способами. 1865 - Кекуле и А. Купер. 1858 - Атомы углерода соединяются, образуя длинную связь С-С. Кекуле и А. Кольбе В 1867 году было обнаружено, что органические соединения имеют постоянный углерод с 4 валентностями.

Кирхгоф С. - открыл кислотный и ферментативный гидролиз крахмала. 1814 г.

Клайзен.Л - открыл конденсацию сложных эфиров. Клечковский обнаружил, что электроны в ступенях заполняются по порядку в соответствии с созданным им законом.

Кольбе синтезировал уксусную кислоту в 1845 году немецким химиком.

Коновалов - открыл реакцию нитрования алканов. 1888 г.

Структура ДНК была определена с помощью Корана-синтеза.

Крик, английский ученый, обнаружил в 1961 году, что генетический код является триплетным по природе, состоящим из трех наборов нуклеотидов.

В 1881 году русский ученый Кучеров открыл, что образование уксусного альдегида связано с легким добавлением воды к ацетилену в присутствии смеси $\text{HgSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$.

Купер А. ввел валентность для определения химической силы атомов.

Курноков высказал предположение о существовании дальтоники и бертолитов.

Он изучал свойства сплавов по Курнокову.

Кюри Мария Складовская и Пьер Кюри определили элементы Ra и Po радиотермическим методом 1898 г.

Кюри Пьер открыла элементы Ra и Po радиотермическим методом 1898 г.

Лавуаз обнаружил, что при кипячении определенного количества воды во взвешенной колбе в течение 101 дня вес сосуда был уменьшен на определенную величину, которая была равна количеству остатка, оставшегося после испарения воды.

Лавуазье объяснил кислород как новое вещество.

Лавуазье - обнаружил, что водород попадает в воду и попадает в нее.

В 1787 году Лавуаз повторил опыты Ломоносова с азотом в 1774-1775 годах и обнаружил, что избыток газа от сгорания с элементами ртути составляет от 5 до 4 частей воздуха.

Лавуазье предложил латинское название кислорода.

Лавуазье разработал научную теорию горения и окисления.

Лебедев - получил синтетический каучук в промышленности.

В 1928 году Лебедев синтезировал 1,3-бутадиен из этилового спирта при высоких температурах в присутствии катализатора (MgO ; ZnO). Лебедев занялся синтетическим каучуком в академической сфере. Под руководством Лебедева в 1932 году в России была запущена первая в мире промышленность синтетического каучука.

ЛеБлан предложил «сульфатный метод» получения соды.

Лекок Де Буабадрон - Галлий был открыт в 1875 году.

Лешателе - В 1884 году он обнаружил сдвиг в равновесии.

Явление изомерии было открыто Либихом, Фоллером.

Ломоносов и Резерфорд - в 1756–1772 годах экспериментально доказали, что при нагревании металлов в закрытом сосуде часть воздуха выходит за пределы, не связываясь с металлом.

Ломоносов представлял материю движущейся, считая, что атом всегда в движении.

Ломоносов, Берселик Сельми, Мусин Пушкин, Фарадей, Бериггов,

Веймарн и другие ученые работали в области коллоидной химии.

Махсумов А.Г. - во второй половине XX века в зависимости от электронного и пространственного строения теории химического строения

был предложен вариант времени.

Macintosh (1823 г.) был первым английским инженером, который изобрел каучук.

обнаружено, что используется на практике и пропитан резиновым раствором

запустить производство водонепроницаемых изделий из ткани

положить.

Малик и Поллинг - от относительных значений электронной отрицательности для сравнения металлических и неметаллических свойств элементов

предложили использовать.

Кинетика реакции $R-OH-HOOC-R = R-O-CO-R + H_2O$ была подробно изучена Маншуткиным и его учениками. (1877-1891).

Марковников первым выделил пяти- и шестичленные циклоалканы из нефти.

Менделеев - 1871 г. опубликовал вторую версию таблицы Менделеева. Менделеев описал периодический закон в 1869 г.

Мейер предложил таблицу, основанную на увеличении атомной массы. 1864 г.

Мишер впервые открыл нуклеиновые кислоты в 1868 году. В 1869 году Мишер обнаружил, что лейкоциты содержат нуклеиновую кислоту.

Мозли определил, что заряд атомного ядра равен порядковому номеру элемента в периодической таблице.

Мозли.Д - установлено, что заряд атомного ядра равен порядковому номеру элемента в периодической таблице.

Набиев. - проведены исследования малотоксичных дефолиантов.

Нильссон идентифицировал скандий в 1879 году.

Ньюлендс предложил закон октав на основе эквивалентов в 1865 году.

Odling.U - пробовал создать таблицу элементов.

Омелянский сказал, что «азот биологически оригинальнее самых основных металлов».

Орехов - российский ученый и академик Главный лозунг химии алкалоидов в России.

Определена структура анабазина. 1929 г.

Полинг - 1932 представил науке понятие электромагнетизма.

Полинг объяснил американским химиком в 1931 году принцип гибридизации атомных орбиталей, предложенный ученым «Однородность значений испарения» (1901–1994).

Правило Попова состоит в том, что при окислении кетонов каронильная группа разрывается с обеих сторон.

Священник - предложил кровь постоянства в 1799 году. Признан публикой в 1809 году.

Пристли открыл кислород в 1744 году. В том же году Шеле также открыл его без его ведома.

Р. Бойл объяснил, что химический элемент - это простейшее химически неделимое вещество и что это сложное вещество.

Рашидова получила заменитель плазмы - ковилон.

Правило Райсева - в некоторых реакциях атом водорода отделяется от менее гидрогенизированного атома углерода.

Рентген - 1895 год, год открытия рентгеновских лучей.

Резерфорд предложил планетарную модель деления атомов в 1911 году. В 1919 году Резерфорд преобразовал азот в водород и кислород, бомбардируя атомы азота альфа-частицами.

Резерфорд - первая искусственная ядерная реакция в 1911 году.

Резерфорд - радиоактивные лучи на 3 части: а) альфа б) бета в) гамма-лучи разделены.

С.Ш. Рашидова открыла научную лазейку в области химии академических высокомолекулярных соединений.

Сеген - французский фармацевт принимал необработанный морфин. В 1804 г.

Семенов Н.Н. - определил реакции галогенирования алканов, т. Е. Радикальный механизм.

Сен-Клер Дьявол - В 1885 году он открыл алюминий.

Сертюрнер - немецкий фармацевт получил чистый морфин.

Сейзе первым открыл р-комплекс платины Pt (II) в 1827 г.

Шанкуртуа - создал цилиндрическую таблицу химических элементов 1862.

Шарипов. - разработала технологию отделения драгоценных металлов, таких как золото, платина, молибден, вольфрам, из отходов и внедрила ее в металлургическую промышленность.

Шеле - кипяченая дистиллированная снежная вода в колбе в течение 12 дней показала, что колба разорвалась. Доказанная растворимость

Шелие - в 1774 г. открыл хлор.

Штал.Г - создал теорию флогистона в XVII веке.

В 1924 году немецкий химик Штойдингер обнаружил, что натуральный каучук является продуктом полимеризации изопрена и имеет законченную структуру.

Шеле - Первое отделение молочной кислоты или оксипропионовой кислоты $\text{CH}_3\text{-CH (OH) -COOH}$ из йогурта в 1870 году.

Siegler's - новинка в химии алюминийорганических брикетов

Зиглер (1955) синтезировал триэтилалюминий путем реакции алюминия с алленами в присутствии водорода (3–20 МПа, при 60–1000 °C).

Соди́ков (1913-1987) - всемирно известный узбекский химик и организатор. С 1966 по 1983 год он был президентом Академии наук Узбекистана.

Сольвей предложил «аммиачный метод» получения соды.

Сукервани́к (1901-1968) был ученым, который провел последовательное и всестороннее исследование в области академического «алкилирования и подкисления ароматических соединений» и основал известную школу химиков-органиков в этой области.

Тилден получил каучукоподобное вещество путем полимеризации изопрена.

В 1899 году Тайл доказал это свойство сопряженных диеновых углеводородов в своей теории, согласно которой остаточная валентность, сохраняемая атомами углерода в молекуле, может таким образом объединяться.

Томсон - Открытие электрона в 1897 году.

Структура нуклеиновых кислот была определена Тоод.А.

Уилард П. - определил, что гамма-лучи - это электромагнитные лучи.1900

Уилкинс в 1951 году - рентгеноструктурный анализ структуры ДНК.

На основе работ Уотсона и Ф. Крика - Э. Чаргаффа и А. Тодда Л. Полинга они определили вторичную полную структуру ДНК и ее модель двойной спирали.

Вант-Гофф - первый лауреат Нобелевской премии по химии, который в 1874 году доказал, что эти вещества имеют асимметричный центр.

Вегнер получил двухатомный спирт путем реакции олефинов с пероксидом в присутствии катализатора (Cr_2O_3).

Винклер - открыл германий в 1886 году.

Воронков открыл отдельный большой класс академических кремнийорганических соединений - силатронов.

Воскресенский выделил теобромин в 1842 году. После того, как в 1886 году была открыта структура алкалоидного месторождения, химия алкалоидов получила широкое развитие.

В 1824 году немецкий химик Велер извлек щавелевую кислоту, содержащуюся в органах растений, из дикого, а в 1828 году - из органов человека и животных.

Фёллер - В 1824 году он извлек из дициана щавелевую кислоту, которая содержится в органах растений. В 1828 году он извлек мочевины из цианида аммония.

Вюрс - 1856 г., при гидролизе дихлорэтана получил этандиол.

Якоби Б. - изобрел гальванопластику. 1837 г.

Под академическим руководством Юнусова (1909–1995) проводились исследования нолина, эритрина, дитерпенхинолина, индола, хинозолидина, хинозолина, стероидов, пиролизидов, прайдинга, тропана и алкалоидов серы.

Зелинский (1861-1953) внес свой вклад в развитие органической химии химией насыщенных и ненасыщенных циклических соединений и методов их синтеза.

Зелинский - доказал получение бензола из циклогексана в масле.

Зелинский - изобрел противогаз.

Зелинский Д.Н. - циклогексан дегидрированный до бензола.

Зинин первым изобрел способ получения ароматических аминов восстановлением нитросоединений 1842 г. Русский ученый Зинин (1812-1880) получил анилин из бензола в промышленности.

ОСНОВНЫЕ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Теоритические основы неорганической химии. Н.А.Парпиев. Узбекистан. 2003
2. Глинка, Н.Л. Общая химия /Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2006. - 727 с.
3. Князев, Д.А., Неорганическая химия/Д.А.. Князев, С.Н. Смарыгин. – М.: Высшая школа, 1990. – 430 с.
4. Коровин, Н.В. Общая химия /Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2000. – 558 с.
5. Саргаев, П.М. Неорганическая химия/П.М. Саргаев. – М.: Колос, 2004. – 271 с.
6. Хомченко, Г.П.. Неорганическая химия/Г.П.. Хомченко. – М.: Высшая школа, 1987. – 464 с.
7. Ixtiyarova G.A. Kimyodan praktikum. Toshkent.: « Turon zamin ziyo», 2016.
8. Muhitdinov X.X. Kimyo. O'quv –uslubiy qo'llanma. Toshkent.: TDTU, 200
9. Вабич Л.В., Балсин С.А., Гликина Ф.В. Я. Практикум неорганическая химия.
- 10.Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии . Москва: Интеграл – пресс, 2001 – 2006,79-93 с.
- 11.Коровин Н. В. Общая химия. – М.: Высшая школа, 2004, 142-158 с.
- 12.Белозерова Т.И. Химия. Конспект лекций. в двух частях для инженерно- технических (нехимических) специальностей.- Северодвинск: Севмашвтуз., 2009г.,часть1.
- 13.Белозерова Т.И. Термохимические расчеты. Химическое равновесие. Правило Ле Шателье. Методические указания к практическим работам. Севмашвтуз, 2006, 14с.

ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия /Н.С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 2006. – 743 с.
2. Зеленин, К.Н. Химия общая и бионеорганическая/К.Н. Зеленин, В.В. Алексе-ев – Санкт-Петербург, Элби – СПб., 2003. – 712 с.
3. Ленский, А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию/А.С. Ленский. – М.: Высшая школа, 1989. – 256 с.
4. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов/Ю.А. Ер-шов и др./Под ред. Ю.А. Ершова – М.: Высшая школа, 2006. – 560 с.
5. Павлов, Н.Н. Общая и неорганическая химия/Н.Н. Павлов – М.: Дрофа, 2002. – 448 с.

ОГЛАВЛЕНИЕ

№	Тема и краткое содержание	Стр
1	Предисловие.....	3
2	Правила техники безопасности. Ознакомление с химическими посудами и приборами.....	6
3	Основные классы неорганических соединений.....	24
4	Определение эквивалент металлов.....	40
5	Теплота растворимости солей и опыты.....	47
6	Скорость химической реакции.....	58
7	Химическое равновесие и опыты.....	72
8	Приготовление растворов и определение концентрации растворов и опыты с ним.....	84
9	Ионно-обменные реакции.....	97
10	Электролитическая диссоциация (ионизация) в растворах. Слабые и сильные электролиты.....	104
11	Гидролиз солей. Водородный показатель.....	113
12	Окислительно-восстановительные реакции и опыты с ним.....	126
13	Электролиз и опыты с ним.....	138
14	Коррозии металлов.....	147
15	Заключительные тесты.....	156
16	Глоссарий.....	167
17	Приложение.....	180
18	Информация об ученых.....	186
19	Основные литературы.....	197

Г.Э.Эшдавлатова

ХИМИЯ

*Рекомендовано в качестве учебного пособия Координационным советом
Министерства Высшего и среднего специального образования
Республики Узбекистан*

Редактор: Б. Мусаев

Корректор: И. Тагаев

Тех. редактор: М. Тагаев

Верстка: С. Равшанова

Утверждение. 5165, 02.03.2021.

Сдано в набор 16.09.2021

Подписано в печать 11.10.2022.

Формат 60x84 1/16 Бумага офсетная.

Гарнитура Таймс. Уч.- издат. лист 12,50.

Усл. - печ. лист. 12,17. Тираж 35. Заказ № 53

«Intellect» издат. опубликовано в отделе печати.

Г. Карши, ул. Мустакиллик, 225.