

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Худин Александр Николаевич

Должность: Ректор

Дата подписания: 18.11.2024 12:00:04

Уникальный программный ключ:

08303ad8de1c60b987361de7085acb509ac3da143f415362ffa0ee37e73fa19

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Курский государственный университет»

Колледж коммерции, технологий и сервиса

Методические рекомендации
по выполнению лабораторных и практических работ

по учебной дисциплине **ОУП. 12 ХИМИЯ**

для студентов 1 курса
специальности 49.02.01 Физическая культура



Разработчик: Т.И. Панкова -
преподаватель колледжа коммерции,
технологий и сервиса ФГБОУ ВО
«Курский государственный университет»

Курск 2024

СОДЕРЖАНИЕ

	Стр.
ВВЕДЕНИЕ	3
I. Требования к выполнению лабораторных и практических работ.....	5
II. Химическая лабораторная посуда.....	9
III. Первая помощь при несчастных случаях.....	12
IV. Лабораторные работы	13
1. Типы и признаки химических реакций. Реакции ионного обмена...	13
2. Изучение свойств неорганических веществ.....	17
3. Идентификация неорганических веществ.....	22
4. Превращения органических веществ при нагревании.....	30
5. Химические свойства карбоновых кислот	33
6. Идентификация углеводов. Химические свойства глюкозы.....	36
7. Обнаружение и денатурация белков.....	39
8. Скорость химической реакции и факторы, влияющие на скорость реакции	42
9. Приготовление растворов.....	46
V. Практические работы	48
1. Определение положения элемента в Периодической системе. Составление схем строения атомов. Сравнение свойств простых веществ, оксидов и гидроксидов элементов III периода.....	48
2. Количественные отношения в химии. Решение задач.....	51
3. Расчеты простейшей формулы органической молекулы, исходя из элементного состава (в %)......	54
4. Химическое равновесие и его смещение под действием различных факторов.....	57
Список литературы и интернет -ресурсов	63

ВВЕДЕНИЕ

Цель учебной дисциплины «Химия» – формирование у студентов представления о химической составляющей естественно-научной картины мира как основы принятия решений в жизненных и производственных ситуациях, ответственного поведения в природной среде.

Задачи дисциплины:

1) сформировать понимание закономерностей протекания химических процессов и явлений в окружающей среде, целостной научной картины мира, взаимосвязи и взаимозависимости естественных наук;

2) развить умения составлять формулы неорганических и органических веществ, уравнения химических реакций, объяснять их смысл, интерпретировать результаты химических экспериментов,

3) сформировать навыки проведения простейших химических экспериментальных исследований с соблюдением правил безопасного обращения с веществами и лабораторным оборудованием;

4) развить умения использовать информацию химического характера из различных источников;

5) сформировать умения прогнозировать последствия своей деятельности и химических природных, бытовых и производственных процессов;

6) сформировать понимание значимости достижений химической науки и технологий для развития социальной и производственной сфер.

Освоение содержания учебной дисциплины «Химия», обеспечивает достижение студентами следующих результатов:

•личностных:

- чувство гордости и уважения к истории и достижениям отечественной химической науки; химически грамотное поведение в профессиональной деятельности и в быту при обращении с химическими веществами, материалами и процессами;
- готовность к продолжению образования и повышению квалификации в избранной профессиональной деятельности и объективное осознание роли химических компетенций в этом;
- умение использовать достижения современной химической науки и химических технологий для повышения собственного интеллектуального развития в выбранной профессиональной деятельности;

•метапредметных:

-использование различных видов познавательной деятельности и основных интеллектуальных операций (постановки задачи, формулирования гипотез, анализа и синтеза, сравнения, обобщения, систематизации, выявления причинно-следственных связей, поиска аналогов, формулирования выводов) для решения поставленной задачи, применение основных методов познания (наблюдения, научного эксперимента) для изучения различных сторон химических объектов и процессов, с которыми возникает необходимость сталкиваться в профессиональной сфере;

- использование различных источников для получения химической информации, умение оценить ее достоверность для достижения хороших результатов в профессиональной сфере;

• **предметных:**

- сформированность представлений о месте химии в современной научной картине мира; понимание роли химии в формировании кругозора и функциональной грамотности человека для решения практических задач;
- владение основополагающими химическими понятиями, теориями, законами и закономерностями; уверенное пользование химической терминологией и символикой;
- владение основными методами научного познания, используемыми в химии: наблюдением, описанием, измерением, экспериментом; умение обрабатывать, объяснять результаты проведенных опытов и делать выводы; готовность и способность применять методы познания при решении практических задач;
- сформированность умения давать количественные оценки и производить расчеты по химическим формулам и уравнениям;
- владение правилами техники безопасности при использовании химических веществ;
- сформированность собственной позиции по отношению к химической информации, получаемой из разных источников.

Методические рекомендации разработаны с целью оказания методической помощи обучающимся для самостоятельной подготовки и выполнению лабораторных и практических работ химии. В них содержится изложение основных моментов техники безопасности в лаборатории, теоретический материал и весь лабораторно-практический практикум.

Прежде чем приступить к лабораторной или практической работе, необходимо ознакомиться с лабораторным оборудованием, с методикой проведения основных лабораторных операций, с правилами техники безопасности при этом, а также теоретическим материалом по этой теме, который приводится к каждой лабораторной и практической работе.

I. ТРЕБОВАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ И ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ

Для проведения лабораторно-практических работ по химии необходимо оборудовать рабочее место: рабочий стол, лабораторно-учебное оборудование, инструменты и реактивы. Результаты выполнения лабораторных и практических работ заносятся студентами в тетрадь. Оформление отчетов по лабораторным и практическим работам нужно осуществлять в соответствии с требованиями к оформлению аналитического лабораторного журнала. Форма записи экспериментальных данных должна содержать ряд обязательных сведений и быть более-менее унифицированной.

1. В тетради необходимо обязательно указать дату выполнения, тему, цель работы, перечень необходимых материалов и оборудования.

2. Все записи нужно вносить в тетрадь сразу же, не надеясь на память. Не нужно вести черновиков. Рекомендуется ничего не исправлять и не стирать. В случае ошибки или неправильных расчетов справа можно написать: «Неправильный расчет», или «Повторный результат», с указанием причины исправления.

3. Результаты можно сводить в таблицы, в которых отражать все исходные, справочные данные и полученные измерения, применяемые формулы и расчеты. Уравнения химических реакций можно записывать отдельными строками. Графики нужно строить с точным обозначением величин на осях координат и их единиц измерения, при этом можно пользоваться клетками тетради или оформить диаграмму на компьютере в Excel и вклеить ее в тетрадь (эту часть отчета выполняется самостоятельно, как домашнее задание).

4. После оформления лабораторно-практической работы необходимо сформулировать ответы на контрольные вопросы и общий вывод по работе.

1. Правила выполнения лабораторных работ

1. Студент должен прийти на лабораторное, практическое занятие подготовленным по данной теме.

2. Каждый студент должен знать правила по технике безопасности при работе в химической лаборатории (и при работе с реактивами в данной работе).

3. После проведения работы студент представляет письменный отчет.

4. Отчет о проделанной работе следует выполнять в журнале лабораторных работ на листах формата А4 с одной стороны листа или в лабораторных тетрадях. Содержание отчета указано в описании лабораторной работы, результаты работы указываются в выводах.

6. Таблицы и рисунки следует выполнять карандашом, записи - синим цветом пасты или чернил. Рисунки выполняются в левой половине листа, наблюдения и выводы в правой части листа. Уравнения реакций записываются во всю строку (после наблюдений и выводов).

7. Зачет по данной лабораторной, практической работе студент получает при положительной оценке за отчет, общий зачет - при наличии зачетов по всем лабораторным работам, практическим работам.

2. Правила по технике безопасности при проведении лабораторно-практических работ

-Работая в химической лаборатории, необходимо соблюдать большую осторожность.

- Приступать к выполнению задания после указания преподавателя.

-Химические реакции выполнять с такими количествами и концентрациями веществ, в таких приборах и посуде, как указано в описаниях работ.

- Внимательно прочесть надпись на этикетке, прежде чем взять вещество для опыта, производить опыты в чистой посуде.

-Все опыты с выделением ядовитых, летучих и неприятно пахнущих веществ (выпаривание, кипячение растворов кислот, содержащих галогены, аммиак, сероводород) проводить только в вытяжном шкафу.

- Выполнять опыты с взрывчатыми, легковоспламеняющимися веществами или кислотами и щелочами с соблюдением мер предосторожности, работая стоя. Поджигать газы и пары после проверки их на чистоту, смесь горючего газа с воздухом взрывается.

- Нюхать выделяющиеся газы издали, помахивая рукой от сосуда к себе.

-Реактивы не пробовать на вкус, так как большинство из них ядовиты.

-Держать дальше от огня легко воспламеняющиеся вещества: эфир, бензин, спирт, бензол и др. Если эти вещества воспламеняются, накрыть пламя брезентом или засыпать песком.

Не зажигать спиртовку, наклоняя ее к другой горячей спиртовке. Гасить спиртовку, накрывая ее колпачком.

-В случае возникновения пожара в лаборатории вызвать пожарную охрану, а до прибытия гасить огонь песком, огнетушителем.

-В случае ожога лица, рук кислотой или щелочью необходимо оказать пострадавшему помощь.

3. Инструкция по охране труда для студентов при работе в кабинетах (лабораториях) химии

1. Соблюдение требований настоящей Инструкции обязательно для студентов, работающих в кабинете химии.

2. Допуск посторонних лиц в кабинет в момент проведения эксперимента разрешается только с ведома преподавателя химии.

3. Во время работы в кабинете студенты обязаны быть в халатах и пользоваться средствами индивидуальной защиты (по указанию преподавателя), поддерживать порядок на рабочем месте.

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

5. Подготовленный к работе прибор необходимо показать преподавателю или лаборанту.

6. Запрещается проводить самостоятельно любые опыты, не предусмотренные данной работой.

7. Запрещается прием пищи и напитков в кабинете химии.

8. Запрещается загромождать проходы сумками.

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

10. Запрещается выносить из кабинета и вносить в него любые вещества без разрешения преподавателя.

11. Обо всех разливах жидкостей, а также о рассыпанных твердых реактивах нужно сообщить преподавателю или лаборанту. Самостоятельно убирать любые вещества запрещается.

12. Запрещается выливать в канализацию растворы и органические жидкости, они должны сливаться в специальные сосуды на рабочих местах.

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

14. Запрещается оставлять без присмотра нагревательные приборы.

15. Уборка рабочих мест по окончании работы производится в соответствии с указаниями преподавателя.

16. По окончании практических и лабораторных работ студенты обязаны вымыть руки с мылом.

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

ЧТОБЫ ОПЫТ ПОЛУЧИЛСЯ...

...ознакомьтесь с каждым пунктом правил и старайтесь точно их выполнять.

1. В химический кабинет заходите только после того, как разрешит преподаватель. Не трогайте и не переставляйте на столе приготовленные реактивы и оборудование – это может затруднить вашу дальнейшую работу.

2. Прежде чем приступить к выполнению химических опытов, обязательно изучите описание лабораторной работы или практического занятия и внимательно выслушайте объяснения преподавателя. Проверьте, все ли необходимое для работы есть на вашем столе.

3. В ходе выполнения работы координируйте свои действия с действиями группы. Разговаривайте шепотом, чтобы не мешать работать другим. Если возникнут какие-либо затруднения, которые вы не можете разрешить самостоятельно, обратитесь за помощью к преподавателю.

4. Вещества берите только шпателем или ложечкой и в тех количествах, которые указаны в описании работы; если таких указаний нет, то объемы веществ не должны превышать 1 мл. (3-4 капли).

Чтобы не перепутать пробки, не открывайте одновременно несколько склянок.

5. Если вы случайно взяли вещества больше, чем нужно для данного опыта, лишнее вылейте в специальную склянку для слива веществ или, если вещество твердое, отсыпьте в коробку для мусора.

6. В химической лаборатории (кабинете) очень важно быть предельно аккуратным во всем – тут нет мелочей. Прежде чем начать работать руками, продумайте, как разместить оборудование на столе, чтобы было удобно, и работать, и наблюдать за ходом эксперимента.

Не забывайте, что за этим же столом с этими же реактивами и оборудованием будут работать студенты других групп, - не создавайте им дополнительных трудностей, оставив свое рабочее место в беспорядке.

Отчет должен содержать следующие сведения:

1. Название работы или занятия.
2. Цель работы или занятия.
3. Номер и название опыта.
4. Краткое описание хода работы или занятия с указанием условий проведения опыта.
5. Рисунки и схемы используемых приборов,
6. Наблюдения и уравнения реакций.
7. Расчеты, таблицы, графики.
8. Вывод.
9. Ответы на контрольные вопросы

Если в лабораторных работах занятиях необходимо проводить расчёты. Следует иметь в виду, что излишняя точность в расчетах, значительно превышающая экспериментальную погрешность, не повышает точность результата. Для числовых значений рассчитываемых величин достаточно 3-4 значащие цифры (число знаков, стоящих после предшествующих им нулей). Число значащих цифр не следует путать с числом знаков после запятой. Так в числах: 101,3; 21,73; 0,4385; 0,004500 имеется четыре значащих цифры. В расчетах принято указывать значащие цифры и в том случае, когда это нули, стоящие в конце числа. Поэтому правильной будет запись с точностью до четвертой значащей цифры - 0,2500, а не 0,25.

Результаты измерений неизбежно будут отклоняться от истинных значений соответствующих величин. Для определения ошибки необходимо получить 4-5 параллельных результатов измерений и найти среднее арифметическое значение, которое будет больше всего приближаться к истинному значению.

При обработке результатов следует определять абсолютную и относительную ошибку измерения данной величины. Абсолютная ошибка показывает, на сколько данная измеряемая величина больше или меньше истинной величины. Отношение абсолютной ошибки к истинной величине, умноженное на 100 %, дает относительную ошибку определения (в процентах) или погрешность.

$$\Delta = \pm (X_{\text{опыт.}} - X_{\text{теор.}}). \quad \Pi = \pm \frac{(X_{\text{опыт.}} - X_{\text{теор.}})}{X_{\text{теор.}}} \cdot 100 \quad (\%)$$

II. ХИМИЧЕСКАЯ ЛАБОРАТОРНАЯ ПОСУДА

В химической лаборатории очень часто приходится работать с посудой из стекла и фарфора. Лабораторную посуду можно подразделить на следующие виды:

1. Посуду общего назначения;
2. Посуду специального назначения;
3. Мерную посуду;
4. Фарфоровую посуду.

1. Посуда общего назначения

Пробирки (рис.1.) используют для проведения химических опытов с небольшим количеством веществ. Пробирки могут быть цилиндрические и конические. Хранят пробирки в штативах. Перемешивание веществ в них проводят встряхиванием пробирки, нанося небольшой удар пальцем по нижней части пробирки. Моют пробирки с помощью ерша.

Стаканы (рис.2.) могут быть разной вместимости (от 1 литра до 25 миллилитров), разной формы, разные по высоте и ширине, термостойкие и нетермостойкие.

Колбы (рис.2.) бывают разной вместимости (от 1-2 литров до 25 миллилитров) и разной формы: плоскодонные, круглодонные, конические, колбы Вюрца.

Воронки (рис.4.) бывают различной формы и размеров, и в зависимости от этого имеют разное назначение.

2. Посуда специального назначения

Эксикаторы (рис.5.) применяют для хранения веществ, легко поглощающих влагу, и для высушивания веществ. Для этого в нижнюю часть эксикатора помещают вещества, которые способны поглощать воду: CaCl_2 (безводный), H_2SO_4 (концентрированная), P_2O_5 .

Промывные склянки (рис.6.) используют для промывания, очистки и высушивания газов.

3. Мерная посуда

Мерная посуда (рис.7.) - мерной называют посуду, применяемую для измерения объема жидкости с разной точностью.

Для измерения объема с небольшой точностью применяют мерные цилиндры и мензурки. Для точного измерения объема жидкости используют пипетки, бюретки и мерные колбы.

Пипетки (рис.7.) используют для отмеривания и переноса, точно определенного объема жидкости. Обыкновенная пипетка представляет собой стеклянную трубку небольшого диаметра с расширением посередине или без него, если пипетка небольшой вместимости (от 0,1 до 2-5 мл). Нижний конец

пипетки оттянут в капилляр, а на верхнем конце имеется метка, до которой набирают жидкость. Для отмеривания необходимого объема жидкости нижний конец пипетки, соответствующей вместимости, опускают в жидкость до дна сосуда и с помощью груши (или рта, если раствор не опасен) набирают жидкость, следя за тем, чтобы кончик пипетки все время находился в жидкости. Жидкость набирают выше метки на 2-3 см, затем быстро закрывают верхнее отверстие указательным пальцем, придерживая пипетку большим и средним пальцами. Затем, слегка ослабив нажим указательного пальца, дают жидкости медленно вытекать из пипетки. Как только нижний мениск жидкости дойдет до метки, палец снова плотно прижимают к верхнему отверстию пипетки. Таким образом, с помощью пипетки отбирается необходимый объем жидкости. Затем пипетку вводят в колбу (или стакан), в которую нужно перенести жидкость, отнимают указательный палец от верхнего отверстия пипетки и дают жидкости стечь по стенке колбы. Оставшуюся при этом жидкость в пипетке не выдувают, так как объем пипетки рассчитан на свободное истечение жидкости.

Мерная посуда может быть разной вместимости. В зависимости от объема, который должен быть измерен, подбирается посуда соответствующей вместимости. Мерная посуда градуируется в миллилитрах (мл.) или литрах (л). 1 мл соответствует 1 см^3 , а 1 л - 1 дм^3 .

При измерении объема жидкости мерный сосуд необходимо держать в вертикальном положении, а отсчёты вести по нижней части вогнутой

Бюретки (рис.7.) применяют при титровании или для того, чтобы отмерить объем жидкости с точностью до 0,05 мл. Бюретка – стеклянная градуированная трубка, нижний конец которой оттянут и на него надета резиновая трубка со стеклянным шариком. Могут быть и бюретки с притертым стеклянным краном.

Перед началом работы бюретки закрепляют в штативе. Заполняют бюретку жидкостью сверху через воронку так, чтобы внутри находился раствор без пузырьков воздуха. Для удаления пузырьков воздуха резиновую трубку изгибают таким образом, чтобы кончик капилляра был направлен вверх, и вытесняют жидкостью весь воздух. Затем бюретку заполняют до нулевой отметки.

Мерные колбы (рис.7.) используют для приготовления растворов точной концентрации. Для этого в колбу вносят точную навеску сухого вещества или рассчитанный объем исходного раствора. Затем до половины объема колбы наливают дистиллированную воду. Раствор тщательно перемешивают и доливают дистиллированную воду до метки, (последние 1-2 мл лучше по каплям с помощью пипетки). Потом плотно закрывают колбу пробкой и тщательно перемешивают раствор, переворачивая колбу несколько раз.

а

а

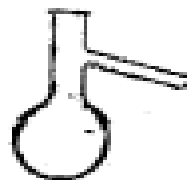
б

Рис. 1. Пробирки:
а – простая; б – градуированная

Рис. 2. Стаканы:
а – с носиком; б – без носика



г



д



Рис. 3. Колбы:
а, б – плоскодонные; в – круглодонная; г – колба Вюрца; д – коническая

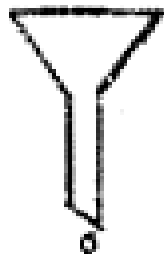
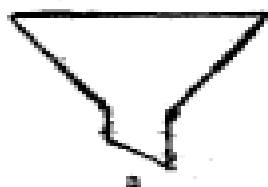


Рис. 4. Воронки:
а – коническая с короткой трубкой для порошков; б – коническая с длинной трубкой для жидкостей; в – капельная; г – делительная

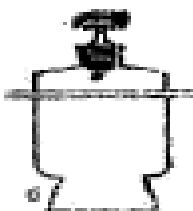
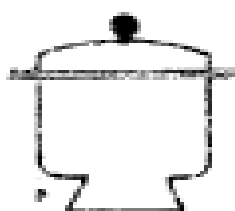


Рис. 5. Эксикаторы:
а – обычный; б – вакуумный

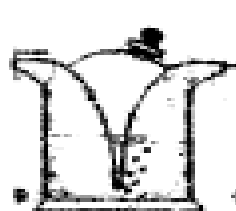


Рис. 6. Промывные склянки:
а – склянка Тищенко;
б – склянка Бульфа;
в – склянка Дрекслера

4. Фарфоровая посуда

К фарфоровой посуде относят тигли, чашки, ступки, кружки, стаканы и т. д. (рис. 9). Чашки и тигли используют для выпаривания жидкостей и прокаливания твердых веществ. Они выдерживают температуру выше 1000°C . Для измельчения твердых веществ используют ступки.



Рис. 7. Мерная посуда:
а – мерные цилиндры; б – мензурка; в – мерные колбы;
г, ж – бюретки с различными затворами; д – обыкновенная пипетка; е – градуированная пипетка

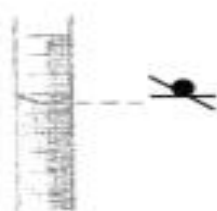


Рис. 8. Уровень жидкости
в мерной посуде



Рис. 9. Фарфоровая посуда

III. ПЕРВАЯ ПОМОЩЬ ПРИ НЕСЧАСТНЫХ СЛУЧАЯХ

В лаборатории бывают случаи, требующие неотложной медицинской помощи, - порезы рук стеклом, ожоги горячими предметами, кислотами, щелочами. В особо серьезных случаях необходимо обратиться к врачу.

Для оказания первой помощи в лаборатории имеется аптечка.

1. При ранении стеклом удалите осколки из раны, смажьте края раны раствором йода и перевяжите бинтом.

2. При ожоге рук или лица реактивом смойте реактив большим количеством воды, затем либо разбавленной уксусной кислотой (в случае ожога щелочью), либо раствором соли (в случае ожога кислотой), а затем опять водой.

3. При ожоге горячей жидкостью или горячим предметом обожженное место обработайте свежеприготовленным раствором перманганата калия, смажьте обожженное место мазью от ожога или вазелином. Можно присыпать ожог содой и забинтовать.

4. При химических ожогах глаз обильно промойте их водой, используя глазную ванночку, а затем обратитесь к врачу.

IV. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

Лабораторная работа № 1

Типы и признаки химических реакций. Реакции ионного обмена

Цель: сформировать умение предсказывать продукты химических реакций; экспериментальным путем отработать навыки проведения реакций ионного обмена, закрепить умения составлять уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Оборудование: штатив с пробирками, чашки Петри с мелом, таблица «Растворимость кислот, солей и оснований в воде».

Реактивы: мел, растворы соляной кислоты, гидроксида натрия (гидроксида калия), хлорида железа (III), роданида аммония, сульфата меди (II), карбоната натрия, хлорида бария, сульфата натрия, карбоната натрия, фенолфталеина.

Теоретическая часть

Физические явления – это явления, при которых изменяется только форма или агрегатное состояние веществ.

При физических явлениях не происходит образования новых веществ. Изменяется только *агрегатное состояние веществ и их форма*, а состав веществ остается прежним. Например, вода – это вещество, которое в природе образует не только реки, моря, но еще ледники и облака. Ледники тают, вода испаряется, т. е. происходит изменение ее агрегатного состояния, но состав молекул остается неизменным.

Сгибание проволоки, дробление соли, плавление металлов, образование мраморной крошки, перемалывание зерна в муку, превращение воды в пар при кипячении – это физические явления. Они осуществляются в результате деятельности человека.

Химические реакции – это явления, при которых происходит превращение одних веществ в другие.

Природа – это огромная лаборатория, в которой непрерывно происходит образование новых веществ. Горные породы и минералы под воздействием солнца, воды, углекислого газа и других веществ постепенно разрушаются и превращаются в новые вещества. В зеленых растениях из углекислого газа и воды образуются глюкоза и крахмал.

Человек превращает взятые из природы вещества (природный газ, нефть, руды) в бензин, резину, пластмассы, волокна, металлы. При всех этих явлениях происходит разрушение исходных веществ и образование новых веществ.

Например, в результате сгорания магния образуется новое вещество MgO . При сгорании метана получаются два вещества: углекислый газ CO_2 и вода H_2O . Из одного сложного вещества HgO в результате его разложения образуются два новых – ртуть Hg и кислород O_2 .

Изменения, происходящие с веществами, свидетельствуют о протекании химических реакций и являются **признаками химических реакций**.

Признаки химических реакций:

- *Выделение газа.*
- *Образование или исчезновение осадка.*
- *Изменение цвета.*
- *Появление запаха.*
- *Излучение света.*
- *Выделение или поглощение теплоты.*

Большинство веществ не могут взаимодействовать друг с другом самопроизвольно. Для протекания многих химических реакций необходимо создавать определенные **условия**.

Распад электролитов на ионы при растворении в воде или расплавлении называется электролитической диссоциацией.

Электролиты – вещества, проводящие электрический ток в растворенном или расплавленном состоянии. К электролитам относятся вещества с ионной связью: соли, основания и полярные молекулы кислот.

Вещества, которые в растворенном или расплавленном состоянии не проводят электрического тока, называются **неэлектролитами**.

Классификация электролитов

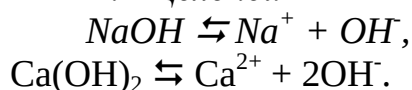
Степень электролитической диссоциации	Сила электролита		Примеры
$\alpha > 30\%$	Сильные	кислоты	$H_2SO_4, HNO_3, HCl, HBr, HI$
		основания	$Me(OH)_n$ Р., М. в воде
		соли	Р. в воде
$3\% < \alpha < 30\%$	средние	кислоты	HF, H_2SO_3, H_3PO_4
		основания	$Fe(OH)_3$
$\alpha < 30\%$	слабые	кислоты	$H_2CO_3, H_2SiO_3, H_2S, CH_3COOH$
		основания	$Me(OH)_n$ Н. в воде и NH_4OH
		соли	М. в воде

Электролитическая диссоциация:

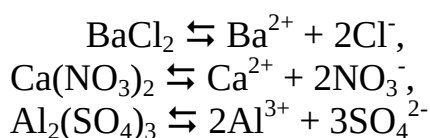
I. Кислот

- $HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$,
 $HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$,
- $H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_4^{2-}$.
- Ступенчатая диссоциация кислот:
 $H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$,
 $H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$,
 $HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}$.

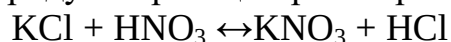
II. Щелочей



III. Солей

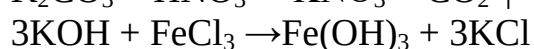
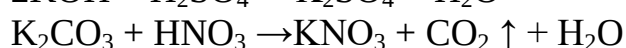
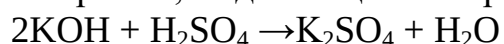


Обратимые реакции ионного обмена – реакции между ионами в водных растворах веществ, если все продукты реакции растворимы в воде.



Необратимые реакции ионного обмена – реакции между ионами в водных растворах веществ, если один из продуктов реакции уходит из сферы реакции в виде воды, газа, осадка.

Реакции обмена между растворами электролитов идут до конца, если образуется малодиссоциирующее вещество, или вещество, практически нерастворимое, выделяющееся из раствора в виде осадка или газа.



Алгоритм составления реакций ионного обмена (РИО) в молекулярном, полном и кратком ионном виде

1) Записываем уравнение РИО в молекулярном виде:	Взаимодействие серной кислоты и хлорида бария: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$
2) Используя ТР указываем растворимость веществ в воде: - Если продукт является М или Н – оно выпадает в осадок, справа от химической формулы ставим знак ↓; - Если продукт является газом, справа от химической формулы ставим знак ↑.	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$ Молекулярный вид
3) Записываем уравнение РИО в полном ионном виде.	$\underline{2\text{H}^+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + \underline{2\text{Cl}^-} = \text{BaSO}_4 \downarrow + \underline{2\text{H}^+} + \underline{2\text{Cl}^-}$ Полный ионный вид
4) Записываем уравнение реакции в кратком ионном виде. Сокращаем одинаковые ионы, вычёркивая их из уравнения реакции.	$\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4 \downarrow$ Краткий ионный вид Вывод – данная реакция необратима, т.е. идёт до конца, т.к. образовался осадок $\text{BaSO}_4 \downarrow$

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Убедительная просьба проводить опыты согласно инструкции (*сначала необходимо прочитать о выполнении опыта*) с соблюдением правил ТБ!

Ход работы

Опыт 1.

А) В пробирку налейте 1 мл раствора хлорида железа (III) и добавьте 1 мл раствора гидроксида натрия (гидроксида калия). Что наблюдаете? Отметьте признак химической реакции. Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции.

Б) В пробирку налейте 2 мл раствора сульфата меди (II) и прилейте раствор гидроксида натрия (гидроксида калия). Что наблюдаете? Отметьте признак химической реакции. Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции.

Опыт 2. Возьмите пробирку из опыта 1 (пункт А), прилейте в неё 1 мл соляной кислоты (*обратите внимание на цвет раствора*). Что наблюдаете? Отметьте признак химической реакции. Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции.

Опыт 3. В пустую пробирку поместите измельчённый мел. К содержимому пробирки прилейте 1 мл раствора соляной кислоты. Что наблюдаете? Отметьте признак химической реакции. Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции.

Опыт 4. В пробирку налейте 1 мл раствора хлорида железа (III) FeCl_3 , а затем несколько капель раствора роданида аммония KSCN . Что наблюдаете? Отметьте признак химической реакции. Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции.

Опыт 5. Образование малорастворимых веществ.

1. В пробирку налейте 2 мл раствора хлорида бария и добавьте столько же раствора сульфата натрия. Что наблюдаете? Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращённом ионном виде.

2. В пробирку налейте 2 мл раствора сульфата меди и прилейте раствор гидроксида натрия (или гидроксида калия). Что наблюдаете? Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращённом ионном виде.

Опыт 6. Реакции с образованием газа.

Налейте в пробирку 2 мл раствора карбоната натрия, добавьте 1 мл соляной кислоты. Что наблюдаете? Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращённом ионном виде.

Опыт 7. Реакции, идущие с образованием малодиссоциирующих веществ.

Налейте в пробирку 2 мл гидроксида натрия (или гидроксида калия), добавьте каплю фенолфталеина. Что наблюдаете? Затем добавьте по каплям соляную кислоту до полного обесцвечивания раствора. Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращённом ионном виде.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради. Сделайте выводы.

После выполнения опытов:

- приберите на столе,
- вымойте используемую вами посуду,
- унесите химический лоток в лаборантскую кабинета химии,
- протрите стол влажной тряпочкой.

Контрольные вопросы и задания:

1. Дайте определение, что такое химические реакции (явления).
2. Дайте определение, что такое физические явления.
3. Что такое признаки химических реакций?
4. Перечислите признаки химических реакций
5. Установите соответствие, используя перечисленные явления

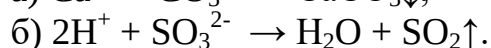
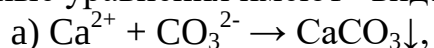
Физические явления: _____

Химические явления: _____

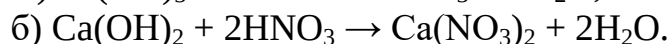
1. Выветривание горных пород;
2. Серебряная ложка на воздухе потемнела;
3. Испарение воды с поверхности реки;
4. Горение керосина в лампе;
5. Движение воздуха (ветер);
6. Скисание молока с образованием кефира;
7. Плавление куска железа;
8. Горение спички;
9. Дети на пляже построили из песка замок;
10. Кусочек цинка бросили в соляную кислоту, при этом интенсивно начал выделяться газ.

6. Как называются реакции между кислотой и основанием? Почему?

7. Составить молекулярные уравнения для реакций, если краткие ионные уравнения имеют вид:



8. Для уравнений реакций составьте ионные уравнения:



8. Как можно получить: а) гидроксид меди (II); б) хлорид серебра. Составьте уравнения химических реакций в молекулярной и ионной формах

Лабораторная работа № 2

Изучение свойств неорганических веществ

Цель: экспериментальным путем изучить способы получения и свойства оснований, кислот, солей; отработать навыки составления уравнений химических реакций в молекулярном и ионном виде.

Оборудование: штатив с пробирками, пробиркодержатель, прибор для нагревания, спички, шпатель.

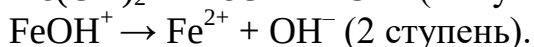
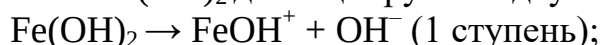
Реактивы: растворы соляной, серной кислот; гидроксида натрия, солей: сульфата меди (II), сульфата алюминия, хлорида цинка, хлорида бария, нитрата серебра, сульфата натрия, карбоната натрия, нитрата серебра, индикаторов метилоранжа, фенолфталеина; порошок оксида меди (II), гранулы цинка, универсальная индикаторная бумага, железные гвозди.

Теоретическая часть

Химические свойства оснований:

1. Диссоциация:

$\text{KOH} + n\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}^+ \times m\text{H}_2\text{O} + \text{OH}^- \times d\text{H}_2\text{O}$ или сокращенно: $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$. Многокислотные основания диссоциируют по нескольким ступеням (в основном диссоциация протекает по первой ступени). Например, двухкислотное основание $\text{Fe}(\text{OH})_2$ диссоциирует по двум ступеням:

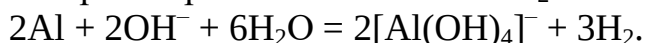
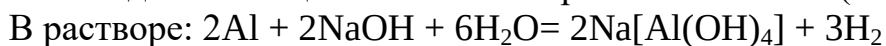


2. Взаимодействие с индикаторами (щелочи окрашивают фиолетовый лакмус в синий цвет, метилоранж – в желтый, а фенолфталеин – в малиновый):

индикатор + OH^- (щелочь) $\rightarrow$ окрашенное соединение.

3. Разложение с образованием оксида и воды. Гидроксиды щелочных металлов устойчивы к нагреванию (плавятся без разложения). Гидроксиды щелочно-земельных и тяжелых металлов обычно легко разлагаются. Исключение составляет $\text{Ba}(\text{OH})_2$, у которого $t_{\text{разл}}$ достаточно высока (примерно 1000 °C). $\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O}$.

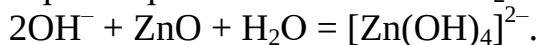
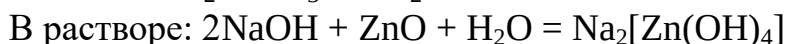
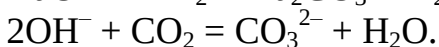
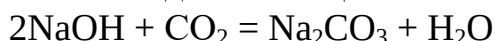
4. Взаимодействие щелочей с некоторыми металлами (например, Al и Zn):



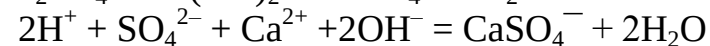
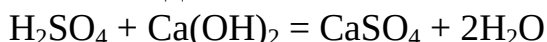
4. Взаимодействие щелочей с неметаллами:



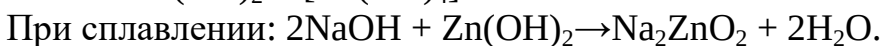
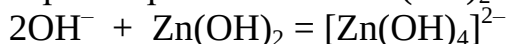
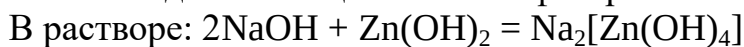
6. Взаимодействие щелочей с кислотными и амфотерными оксидами:



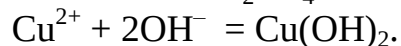
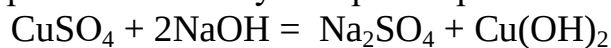
7. Взаимодействие оснований с кислотами:



8. Взаимодействие щелочей с амфотерными гидроксидами:



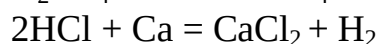
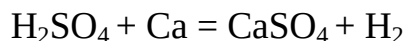
1. Взаимодействие щелочей с солями. В реакцию вступают соли, которым соответствует нерастворимое в воде основание:



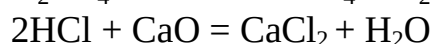
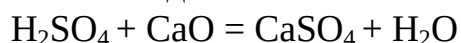
Химические свойства неорганических кислот

1. Изменяют окраску индикаторов: лакмус-красный, метилоранж-красный (только для растворимых кислот).

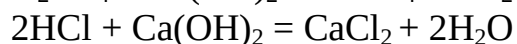
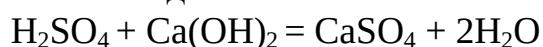
2. Взаимодействие с металлами, стоящими до водорода



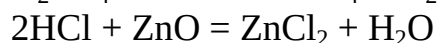
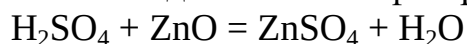
3. Взаимодействие с основными оксидами



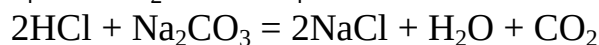
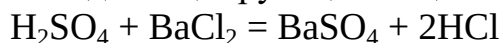
4. Взаимодействие с основаниями



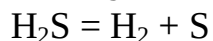
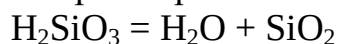
5. Взаимодействие с амфотерными оксидами



6. Взаимодействие с солями, если образуется малорастворимое, летучее или малодиссоциирующее вещество

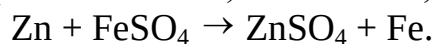


7. При нагревании слабые кислоты легко разлагаются

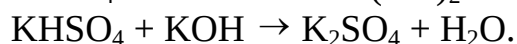
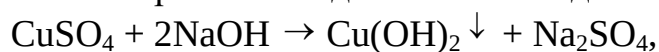


Химические свойства солей

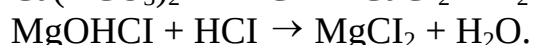
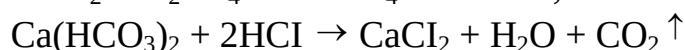
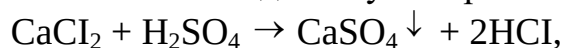
1. Растворы солей взаимодействуют с металлами, расположенными в ряду напряжений левее, чем металл, входящий в состав соли:



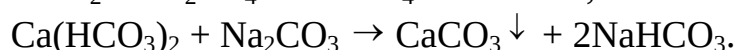
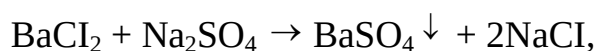
2. Растворимые в воде соли взаимодействуют с основаниями:



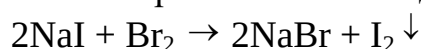
3. Соли взаимодействуют с растворами кислот:



4. Водные растворы солей взаимодействуют между собой с образованием новых солей:

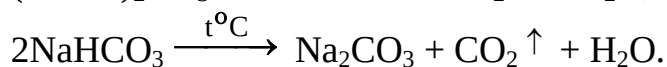
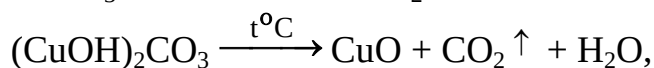
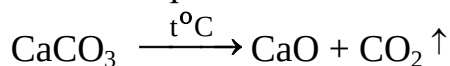


5. Растворы солей взаимодействуют с неметаллами:

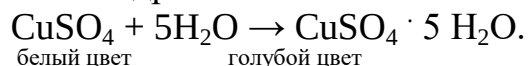


6. Многие соли при нагревании разлагаются, особенно

легко – карбонаты:



7. Некоторые соли взаимодействуют с водой с образованием кристаллогидратов:



Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Опыт 1. Свойства растворимых оснований

а) Изменение окраски индикаторов в растворах щелочей. В две пробирки прилейте немного раствора щелочи гидроксида натрия и добавьте в 1-ю пробирку индикатор лакмус синий, во 2-ю – фенолфталеин. Отметьте изменение окраски растворов во всех пробирках. Напишите уравнение диссоциации щелочи.

б) Взаимодействие щелочей с растворами солей. В пробирку прилейте немного раствора щелочи гидроксида натрия и добавьте соль меди. Отметьте образование осадка. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Сохраните полученный осадок гидроксида меди (II) для последующих опытов.

в) Взаимодействие растворимых оснований с кислотами. В пробирку прилейте немного раствора щелочи и добавьте индикатор фенолфталеин. Отметьте изменение окраски раствора. Затем добавьте в пробирку раствор серной кислоты до исчезновения окраски содержимого пробирки. Объясните происходящие изменения. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

Опыт 2. Свойства нерастворимых оснований

а) Взаимодействие нерастворимых оснований с кислотами.

Содержимое пробирки, полученное в опыте 1-б разделите на две части, перелив его в 2 пробирки. В 1 пробирку прилейте раствор серной кислоты, отметьте растворение осадка. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

б) разложение нерастворимых оснований при нагревании.

Содержимое 2 пробирки нагрейте в пламени спиртовки. Отметьте происходящие изменения. Напишите соответствующее уравнение реакции.

Опыт 3. Получение амфотерного гидроксида и изучение его свойств

В пробирку налить 1 мл раствора хлорида цинка, прибавить к нему несколько капель гидроксида натрия до образования белого осадка. Напишите уравнение реакции.

Полученный раствор вместе с осадком разлейте в две пробирки. В первую пробирку прилейте соляной кислоты, в другую - едкий натр. Что происходит с осадками в каждой пробирке? Почему растворяются осадки. Напишите уравнение реакции гидроксида цинка с соляной кислотой и гидроксида цинка с едким натром. Сделайте вывод о свойствах гидроксида цинка.

Опыт 4. Химические свойства кислот

А) Изменение окраски индикаторов в растворах кислот

В две пробирки прилейте немного раствора серной или соляной кислоты, добавьте в 1-ю пробирку индикатор метиловый оранжевый, во 2-ю – опустите универсальную лакмусовую бумагу. Отметьте изменение окраски индикаторов во всех пробирках. Напишите уравнение диссоциации кислоты.

Б) Взаимодействие кислот с металлами

В две пробирки положите по 1 грануле цинка. В первую налейте немного разбавленной соляной кислоты, во вторую – столько же разбавленной серной кислоты. Что наблюдаете? Объясните наблюдаемые процессы. Напишите уравнения реакции в молекулярном и ионном видах.

В) Взаимодействие кислот с оксидами металлов

В две пробирки прилейте немного раствора серной или соляной кислоты, шпателем присыпьте в пробирку порошок оксида меди (II). Содержимое пробирки нагрейте в пламени спиртовки. Отметьте появление голубой окраски раствора пробирке. Объясните наблюдаемые процессы. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

Г) Взаимодействие кислот с основаниями

В пробирку прилейте немного раствора щелочи и добавьте индикатор фенолфталеин. Отметьте изменение окраски раствора. Затем добавьте в пробирку раствор серной или соляной кислоты до исчезновения окраски содержимого пробирки. Объясните происходящие изменения. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

Д) Взаимодействие кислот с солями

В одну пробирку прилейте немного раствора серной кислоты и в нее добавьте небольшое количество раствора хлорида бария. В другую пробирку прилейте немного раствора соляной кислоты и добавьте раствор нитрата серебра. Что наблюдаете в двух пробирках? Отметьте цвет и консистенцию образуемых осадков. Напишите уравнения реакции в молекулярном и ионном видах.

Опыт 5. Химические свойства солей

А) Взаимодействие солей с металлами

Налейте в пробирку 1 мл раствора сульфата меди (II) и опустите туда железный гвоздь. Гвоздь покрывается желтовато-красноватым налетом, характерным для цвета металлической меди. Объясните это явление на основе химической активности металлов. Напишите уравнение реакции между сульфатом меди (II) и железом, из которого сделан гвоздь.

Б) Взаимодействие солей друг с другом

В 1-ю пробирку прилейте немного раствора сульфата натрия (или сульфата алюминия) и добавьте немного раствора хлорида бария.

Во 2-ю пробирку прилейте немного раствора хлорида бария и добавьте немного раствора карбоната натрия.

Отметьте происходящие изменения в обеих пробирках. Напишите уравнения реакции в молекулярном и ионном видах.

В) Взаимодействие солей с кислотами

В 1-ю пробирку прилейте немного раствора хлорида бария и добавьте немного раствора серной кислоты.

Во 2-ю пробирку прилейте немного раствора нитрата серебра и добавьте немного раствора соляной кислоты.

Отметьте происходящие изменения в обеих пробирках. Напишите уравнения реакции в молекулярном и ионном видах.

Г) Взаимодействие солей со щелочами

В пробирку прилейте немного раствора сульфата меди (II) и добавьте немного раствора щелочи. Отметьте образование осадка, его окраску. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради. Сделайте выводы.

Контрольные вопросы

1. Какие вещества называют кислотами?
2. Дайте определение, что такое соли?
3. С какими из перечисленных веществ взаимодействует соляная кислота: MgO ; AgNO_3 ; SO_3 ; CuSO_4 ; Ca(OH)_2 ; Cu ; Fe ; KOH ?
4. Приведите по две формулы кислот разной основности и назовите их.
5. Укажите валентность кислотных остатков, входящих в состав солей, формулы которых MgBr_2 ; $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; KMnO_4 ; Na_2CO_3 ; AlPO_4 ; CuSO_4 ; $\text{Fe(NO}_3)_3$; Al_2S_3 ; PbCl_4 ; KI .
6. Какие вещества называют основаниями?
7. Перечислите известные вам классификации оснований.
8. С какими из перечисленных веществ взаимодействует гидроксид калия: MgO ; AgNO_3 ; SO_3 ; CuSO_4 ; Ca(OH)_2 ; Cu ; Fe ; KOH ?
9. От чего зависит число гидроксильных групп в основаниях?
10. Как получить гидроксид кальция, исходя из кальция, кислорода и воды? Напишите уравнения реакций.

Лабораторная работа № 3 **Идентификация неорганических веществ**

Цель: закрепить знания об основных классах неорганических соединений, научиться распознавать кислоты, соли и щелочи.

Оборудование: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы соляной кислоты, гидроксида натрия, карбоната натрия, хлорида натрия, нитрата серебра, сульфата натрия, хлорида бария, лакмуса, фенолфталеина, сульфата натрия, карбоната натрия, силиката натрия, сульфата аммония, сульфата меди (II), хлорид железа (III).

Теоретическая часть

Качественные реакции – это химические превращения, сопровождающиеся характерными признаками, с помощью которых проводят распознавание веществ.

Явления при проведении качественных реакций называют аналитическим сигналом.

Анализируемые вещества могут находиться в различных агрегатных состояниях (твёрдом, жидком и газообразном). С точки зрения наблюдаемых эффектов все реакции обнаружения можно разделить на несколько групп:

- 1) образование характерных осадков,
- 2) растворение вещества,
- 3) появление (изменение) окраски,
- 4) выделение газов,
- 5) изменение запаха,
- 6) окрашивание пламени.

Различить вещества – это значит провести превращения, которые отличаются признаками протекания реакций или свойствами продуктов реакции. Для решения подобных заданий недостаточно знать только качественные реакции, необходимо учитывать химические и физические свойства веществ.

Качественные реакции на анионы

анион	реактив	Наблюдаемая реакция
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Выпадение белого осадка , нерастворимого в кислотах: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$
NO_3^-	1. добавить конц H_2SO_4 и Cu, нагреть. 2. смесь $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4$	Образование голубого раствора , содержащего ионы Cu^{2+} , выделение газа бурого цвета (NO_2) Возникновение окраски сульфата нитрозожелеза (II) $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{NO}]^{2+}$. Окраска от фиолетовой до коричневой (реакция «бурого кольца»)
PO_4^{3-}	Ионы Ag^+	Выпадение светло-желтого осадка в нейтральной среде: $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$
CrO_4^{2-}	Ионы Ba^{2+}	Выпадение желтого осадка , не растворимого в уксусной кислоте, но растворимого в HCl . $\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaCrO}_4 \downarrow$
S^{2-}	Ионы Pb^{2+}	Выпадение черного осадка . $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{PbS} \downarrow$
CO_3^{2-}	Ионы Ca^{2+}	Выпадение белого осадка , растворимого в кислотах. $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow$

CO ₂	Известковая вода Ca(OH) ₂	Выпадение белого осадка и его растворение при пропускании CO ₂ . $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaCO}_3 \downarrow + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2$
SO ₃ ²⁻	Ионы H ⁺	Появление характерного запаха SO ₂ . $2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \uparrow$
F ⁻	Ионы Ca ²⁺	Выпадение белого осадка $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow$
Cl ⁻	Ионы Ag ⁺	Выпадение белого осадка , не растворимого в HNO ₃ , но растворимого в конц NH ₃ ·H ₂ O $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$ $2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + \text{AgCl} \downarrow \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$
Br ⁻	Ионы Ag ⁺	Выпадение светло-желтого осадка , не растворимого в HNO ₃ . Осадок на свету темнеет. $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr} \downarrow$
I ⁻	Ионы Ag ⁺	Выпадение желтого осадка , не растворимого в HNO ₃ и конц NH ₃ . $\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI} \downarrow$ осадок темнеет на свету.
ОН ⁻ (щелочная среда)	Индикаторы: лакмус фенолфталеин	Синее окрашивание малиновое окрашивание

Качественные реакции на катионы

катион	реактив	Наблюдаемая реакция
Li ⁺	пламя	<u>Карминово-красное</u> окрашивание
Na ⁺	пламя	<u>Желтое</u> окрашивание
K ⁺	пламя	<u>Фиолетовое</u> окрашивание
Ca ²⁺	пламя	<u>Кирпично красное</u> окрашивание
Sr ²⁺	пламя	<u>Карминово-красное</u> окрашивание
Ba ²⁺	Пламя SO ₄ ²⁻	<u>Желто-зеленое</u> окрашивание. Выпадение <u>белого осадка</u> , не растворимого в кислотах. Ba ²⁺ +SO ₄ ²⁻ =BaSO ₄ ↓
Cu ²⁺	1.ОН ⁻ 2. S ²⁻	1.Выпадение <u>синего осадка</u> Cu ²⁺ +ОН ⁻ =Cu(ОН) ₂ ↓ 2.Выпадение <u>черного осадка</u> Cu ²⁺ +S ²⁻ = CuS↓
Pb ²⁺	S ²⁻	Выпадение <u>черного осадка</u> . Pb ²⁺ +S ²⁻ → PbS↓
Ag ⁺	Cl ⁻	Выпадение <u>белого осадка</u> , не растворимого в HNO ₃ , но растворимого в конц NH ₃ ·H ₂ O Ag ⁺ +Cl ⁻ →AgCl↓ 2(NH ₃ ·H ₂ O)+ AgCl↓ → [Ag(NH ₃) ₂] ⁺ +Cl ⁻ +2H ₂ O
Fe ²⁺	1.гексациано феррат (III) калия K ₃ [Fe(CN) ₆] красная кровяная соль. 2. ОН ⁻	1.Выпадение <u>темно-синего осадка</u> . Турнбулевая синь. 3Fe ²⁺ +2K ₃ [Fe(CN) ₆] ³⁻ = 6K ⁺ +Fe ₃ [Fe(CN) ₆] ₂ ↓ 2.выпадение белого хлопьевидного осадка, зеленеющего на воздухе. Fe ²⁺ +2ОН ⁻ →Fe(ОН) ₂ ↓
Fe ³⁺	1. гексациано феррат (II) калия K ₄ [Fe(CN) ₆]- желтая кровяная соль. 2.роданид –ион SCN ⁻ 3.ОН ⁻	1. Выпадение <u>темно-синего осадка</u> . Берлинская лазурь. 4Fe ³⁺ +3K ₄ [Fe(CN) ₆]= 12K ⁺ +Fe ₄ [Fe(CN) ₆] ₂ ↓ 2.появление <u>ярко-красного</u> окрашивания за счет образования комплексных ионов Fe(SCN) ²⁺ , Fe(SCN) ⁺ . 3.Выпадение <u>бурого осадка</u> Fe ³⁺ +3ОН ⁻ →Fe(ОН) ₃ ↓
Al ³⁺	Щелочь (амфотерные свойства гидроксида)	Выпадение <u>белого осадка</u> . Растворимого в кислотах и щелочах. Al ³⁺ +ОН ⁻ =Al(ОН) ₃ ↓
NH ₄ ⁺	ОН ⁻	Запах аммиака, изменение цвета индикаторной бумажки в парах (синий). NH ₄ ⁺ +ОН ⁻ =NH ₃ ↑+H ₂ O
H ⁺ (кислая среда)	Индикаторы лакмус метиловый оранжевый	Красное окрашивание красное окрашивание

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Убедительная просьба проводить опыты согласно инструкции (*сначала необходимо прочитать о выполнении опыта*) с соблюдением правил ТБ!

Ход работы

Опыт 1. Налейте в пробирку 1 мл раствора гидроксида натрия, добавьте несколько капель фенолфталеина. Что наблюдаете? Сделайте вывод о способе распознавания щелочей.

Опыт 2. Налейте в пробирку 1 мл раствора соляной кислоты, добавьте несколько капель лакмуса. Что наблюдаете? Сделайте вывод о способе распознавания кислот.

Опыт 3. Налейте в пробирку 1 мл раствора карбоната натрия и прилейте 1 мл соляной кислоты. Что наблюдаете? Сделайте вывод о способе распознавания карбонатов. Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионных видах.

Опыт 4. Налейте в пробирку 1 мл хлорида натрия и прилейте 1 мл раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? Сделайте вывод о способе распознавания хлоридов. Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионных видах.

Опыт 5. Налейте в пробирку 1 мл раствора сульфата натрия и прилейте 1 мл раствора хлорида бария. Что наблюдаете? Сделайте вывод о способе распознавания сульфатов. Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионных видах.

Опыт 6. В трех пробирках (№1, №2, №3) даны растворы веществ без надписей: сульфат аммония, сульфат меди (II), хлорид железа (III). На основе знаний о свойствах и составе этих веществ, определите, в какой пробирке находится каждое из выданных веществ. Уравнения реакций составьте в молекулярном и ионных видах.

Опыт 7. В четырех пробирках (№4, №5, №6,) даны растворы следующих веществ: сульфат натрия, карбонат натрия, силикат натрия. Опытным путем определите каждое из выданных вам веществ. Уравнения реакций составьте в молекулярном и ионных видах.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради. Сделайте выводы.

После выполнения опытов:

- приберите на столе,
- вымойте используемую вами посуду,
- унесите химический лоток в лаборантскую кабинета химии,
- протрите стол влажной тряпочкой.

Контрольные вопросы и задания

Тест 1

1. Качественные реакции на неорганические вещества и ионы

Верны ли следующие суждения о качественных реакциях на ионы?

А. Для обнаружения иодид-ионов используют ионы свинца.

Б. Реактивом на ноны аммония являются гидроксид-ионы.

1)верно только А

3) верны оба суждения

2)верно только Б

4) оба суждения неверны

2.Верны ли следующие суждения о качественных реакциях ионов?

А. Наличие в растворе катионов Ba^{2+} можно подтвердить, используя в качестве реактива раствор серной кислоты или растворы её солей.

Б. Ионы SO_4^{2-} в растворе можно обнаружить с помощью нитрата магния.

- | | |
|------------------|-------------------------|
| 1)верно только А | 3) верны оба суждения |
| 2)верно только Б | 4) оба суждения неверны |

3.Верны ли следующие суждения о качественных реакциях веществ?

А. В водном растворе хлорида натрия фенолфталеин приобретает малиновую окраску.

Б. Реактивом на соляную кислоту и её соли является нитрат серебра.

- | | |
|------------------|-------------------------|
| 1)верно только А | 3) верны оба суждения |
| 2)верно только Б | 4) оба суждения неверны |

4.Качественный состав хлорида бария можно установить, используя растворы, содержащие ионы

- | | | | |
|-------------------|--------------------|-------------------------|----------------------------|
| 1) OH^- и H^+ | 2) OH^- и Ag^+ | 3) SO_4^{2-} и Ag^+ | 4) SO_4^{2-} и Ca^{2+} |
|-------------------|--------------------|-------------------------|----------------------------|

5.Реактивом на карбонат-ионы может служить раствор, содержащий ионы

- | | | | |
|-------------|-----------|----------|----------|
| 1) NH_4^+ | 2) OH^- | 3) K^+ | 4) H^+ |
|-------------|-----------|----------|----------|

6.Качественный состав хлорида алюминия можно установить с помощью растворов, содержащих ионы

- | | |
|------------------------|---------------------|
| 1) Cl^- и Ag^+ | 2) OH^- и Ag^+ |
| 3) SO_4^{2-} и H^+ | 4) NO_3^- и K^+ |

7.Реактивом на катионы аммония является вещество, формула которого

- | | | | |
|-------------|----------|-------------|-----------|
| 1) $MgSO_4$ | 2) HCl | 3) $NaNO_3$ | 4) $NaOH$ |
|-------------|----------|-------------|-----------|

8.Наличие сульфат-ионов в растворе можно определить с помощью раствора

- | | | | |
|-----------------|-------------|-----------------|-----------------|
| 1) $Zn(NO_3)_2$ | 2) $NaNO_3$ | 3) $Cu(NO_3)_2$ | 4) $Ba(NO_3)_2$ |
|-----------------|-------------|-----------------|-----------------|

9.Фосфат-ионы в растворе можно обнаружить с помощью вещества, формула которого

- | | | | |
|-------------|----------|---------------|-------------|
| 1) $AgNO_3$ | 2) KCl | 3) Na_2SO_4 | 4) H_2O_2 |
|-------------|----------|---------------|-------------|

10.Отличить водные растворы хлорида аммония и хлорида натрия можно с помощью раствора

- | | | | |
|-------------|--------------|----------|------------|
| 1) $AgNO_3$ | 2) K_2SO_4 | 3) KOH | 4) HNO_3 |
|-------------|--------------|----------|------------|

11.В лаборатории обнаружение оксида углерода (IV) проводится с помощью раствора

- | | |
|--------------------|-----------------------|
| 1) карбоната калия | 2) гидроксида натрия |
| 3) фенолфталеина | 4) гидроксида кальция |

12. Карбонат-ионы можно обнаружить водным раствором

- | | |
|----------------------|---------------------|
| 1) хлороводорода | 2) углекислого газа |
| 3) гидроксида натрия | 4) сульфата аммония |

13. Качественным реагентом на сульфат-ионы является

- | | |
|--------------------|--------------------|
| 1) карбонат натрия | 2) хлорид бария |
| 3) нитрат серебра | 4) азотная кислота |

14. Для определения наличия фосфат-ионов необходимо использовать раствор, содержащий ионы

- | | | | |
|--------------------|------------------|------------------|------------------|
| 1) NH_4^+ | 2) Rb^+ | 3) Ag^+ | 4) Na^+ |
|--------------------|------------------|------------------|------------------|

15. Карбонат натрия можно отличить от силиката натрия с помощью

- | | |
|-----------------------|--------------------|
| 1) фенолфталеина | 2) хлорида бария |
| 3) гидроксида кальция | 4) соляной кислоты |

16. Кислород в сосуде можно обнаружить с помощью

- | | |
|---------------------------|--------------------------------|
| 1) раствора фенолфталеина | 2) тлеющей лучинки |
| 3) известковой воды | 4) раствора перманганата калия |

17. Присутствие в растворе ионов Ag^+ можно обнаружить с помощью

- | | |
|--------------------|----------------------------|
| 1) азотной кислоты | 2) хлороводородной кислоты |
| 3) нитрата бария | 4) нитрата магния |

18. Ионы водорода H^+ в растворе можно распознать с помощью каждого из двух реагентов:

- | | |
|------------------------------------|---------------------------------------|
| 1) Cl^- и лакмус | 2) SO_4^{2-} и NH_3 |
| 3) CO_3^{2-} и метилоранж | 4) S^{2-} и фенолфталеин |

19. С помощью разбавленной HCl можно обнаружить каждый из двух ионов:

- | | |
|--|--|
| 1) Pb^{2+} и Ag^+ | 2) Cu^{2+} и Ba^{2+} |
| 3) Fe^{3+} и Zn^{2+} | 4) Ba^{2+} и Mg^{2+} |

20. Для обнаружения ионов свинца можно использовать

- | | |
|------------------|-------------------|
| 1) хлорид натрия | 2) хлорид серебра |
| 3) нитрат калия | 4) ацетат кальция |

21. При взаимодействии ионов Fe^{3+} с гексацианоферратом (II) калия наблюдается образование

- | | |
|------------------------------|------------------------|
| 1) кроваво-красного раствора | 3) темно-синего осадка |
|------------------------------|------------------------|

2) белого осадка

4) бурого осадка

22. При пропускании бесцветного газа X, не имеющего запаха, через известковую воду образуется осадок белого цвета, который растворяется при пропускании избытка газа

X. Газ X — это

1) CO_2

2) NO_2

3) S

4) H_2S

23. При взаимодействии иона Fe^{3+} с роданидом калия наблюдается образование

1) темно-синего раствора

3) осадка бурого цвета

2) кроваво-красного раствора

4) осадка белого цвета

24. Качественной реакцией на соли бария является

1) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$

2) $2\text{HNO}_3 + \text{BaCO}_3 = \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

3) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \text{BaCO}_3 + 2\text{NaNO}_3$

4) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaS} = \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{S}$

25. Осадок желтого цвета образуется в результате взаимодействия растворов

1) AgNO_3 и K_3PO_4

2) CaCl_2 и H_2SO_4

3) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2S

4) ZnSO_4 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$

26. Реагентом на ионы Fe^{3+} является вещество, формула которого

1) NH_4Cl

2) K_2SO_4

3) KOH

4) NH_4NO_3

27. При добавлении к раствору вещества известковой воды появился резкий характерный запах, влажная универсальная бумажка, расположенная над пробиркой, окрасилась в синий цвет. В растворе находится соль.

1) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

2) K_2CO_3

3) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

4) KCl

28. Осадок голубого цвета образуется при добавлении раствора гидроксида натрия к раствору хлорида

1) железа (II)

2) марганца (II)

3) бария

4) меди (II)

29. При взаимодействии ионов Cu^{2+} с избытком раствора аммиака наблюдается образование

1) кроваво-красного раствора

3) ярко-синего раствора

2) белого осадка

4) красного осадка

30. Растворы сульфата и сульфида натрия можно различить с помощью раствора

1) нитрата калия

3) хлорида калия

2) хлорида меди (II)

4) гидроксида калия

Лабораторная работа № 4

Преобразования органических веществ при нагревании

Цель: практическим путем осуществить термические превращения органических веществ, получить этилен дегидратацией этилового спирта и изучить его свойства.

Оборудование: штатив с пробирками, прибор для получения газов, пробка с газоотводной трубкой, спиртовка, спички.

Реактивы: водный раствор перманганата калия (подкисленный серной кислотой), раствор брома в воде (бромная вода), реакционная смесь этилового спирта и серной концентрированной кислоты (1:3).

Теоретическая часть

Алкены – ациклические углеводороды, содержащие в молекуле, помимо одинарных связей, одну двойную связь между атомами углерода и соответствующие общей формуле C_nH_{2n} .

Свое второе название – «олефины» – алкены получили по аналогии с жирными непредельными кислотами (олеиновая, линолевая), остатки которых входят в состав жидких жиров - масел (от англ. oil – масло).

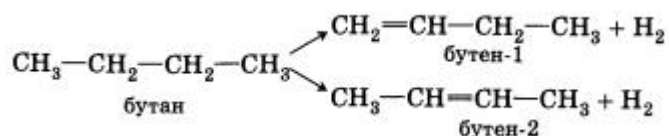
Гомологический ряд этена

Неразветвленные алкены составляют гомологический ряд этена (этилена). C_2H_4 - этен, C_3H_6 - пропен, C_4H_8 - бутен, C_5H_{10} - пентен, C_6H_{12} - гексен и т. д.

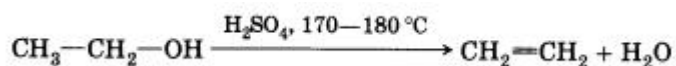
Получение

1. *Крекинг нефтепродуктов.* В процессе термического крекинга предельных углеводородов наряду с образованием алканов происходит образование алкенов.

2. *Дегидрирование предельных углеводородов.* При пропускании алканов над катализатором при высокой температуре (400–600 °С) происходит отщепление молекулы водорода и образование алкена:

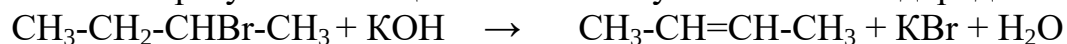


3. *Дегидратация спиртов (отщепление воды).* Воздействие водоотнимающих средств (H_2SO_4 , Al_2O_3) на одноатомные спирты при высокой температуре приводит к отщеплению молекулы воды и образованию двойной связи:



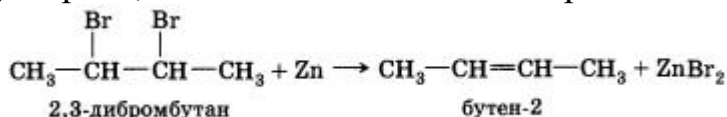
Эту реакцию называют внутримолекулярной дегидратацией.

4. *Дегидрогалогенирование (отщепление галогеноводорода).* При взаимодействии галогеналкана со щелочью в спиртовом растворе образуется двойная связь в результате отщепления молекулы галогеноводорода.



5. *Дегалогенирование.* При действии цинка на дибромпроизводное алкана происходит отщепление атомов галогенов, находящихся при соседних атомах

углерода, и образование двойной связи:



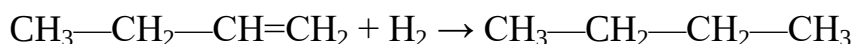
Физические свойства

Первые три представителя гомологического ряда алкенов – газы, вещества состава C_5H_{10} – $\text{C}_{16}\text{H}_{32}$ – жидкости, высшие алкены – твердые вещества. Температуры кипения и плавления закономерно повышаются при увеличении молекулярной массы соединений.

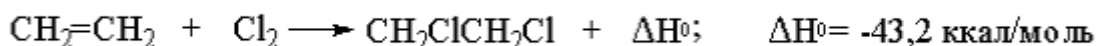
Химические свойства

Реакции присоединения. Большинство этих реакций протекает по механизму электрофильного присоединения.

1. *Гидрирование алкенов.* Алкены способны присоединять водород в присутствии катализаторов гидрирования – металлов – платины, палладия, никеля:

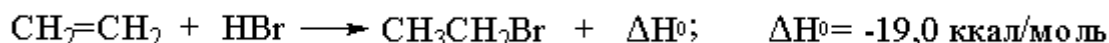


2. *Галогенирование (присоединение галогенов).* Взаимодействие алкена с бромной водой или раствором брома в органическом растворителе (CCl_4) приводит к быстрому обесцвечиванию этих растворов в результате присоединения молекулы галогена к алкену и образования дигалогеналканов.

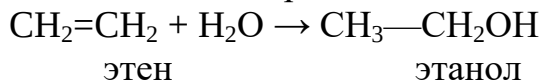


3. *Гидрогалогенирование (присоединение галогеноводорода).*

Эта реакция подчиняется правилу Марковникова: При присоединении галогеноводорода к алкену водород присоединяется к более гидрированному атому углерода, т. е. атому, при котором находится больше атомов водорода, а галоген – к менее гидрированному.



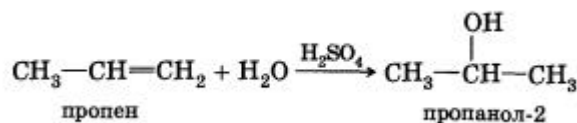
4. *Гидратация (присоединение воды).* Гидратация алкенов приводит к образованию спиртов. Например, присоединение воды к этену лежит в основе одного из промышленных способов получения этилового спирта:



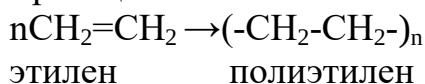
этен

этанол

Первичный спирт (с гидроксигруппой при первичном углероде) образуется только при гидратации этена. При гидратации пропена или других алкенов образуются вторичные спирты.

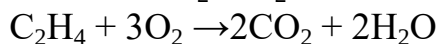


5. *Полимеризация.* Особым случаем присоединения является реакция полимеризации алкенов:



6. Реакции окисления

Как и любые органические соединения, алкены горят в кислороде с образованием CO_2 и H_2O .



В отличие от алканов, которые устойчивы к окислению в растворах, алкены легко окисляются под действием водных растворов перманганата калия. В нейтральных или слабощелочных растворах происходит окисление алкенов до диолов (двухатомных спиртов), причем гидроксильные группы присоединяются к тем атомам, между которыми до окисления существовала двойная связь.



Все эти полимерные соединения находят широкое применение в самых разных областях человеческой деятельности – промышленности, медицине, используются для изготовления оборудования биохимических лабораторий, некоторые являются полупродуктами для синтеза других высокомолекулярных соединений.

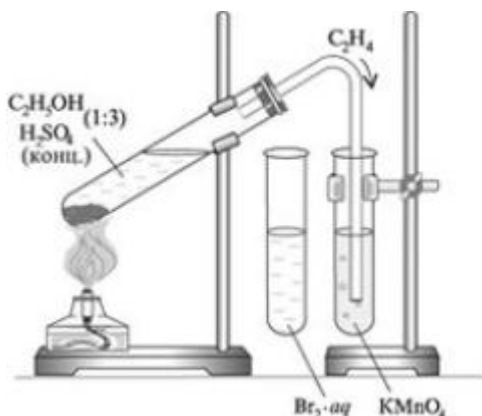
Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Опыт 1. Получение этилена

Приготовьте реакционную смесь для получения этилена. Для этого в одну пробирку налейте 2-3 мл этилового спирта и осторожно добавьте 6-9 мл концентрированной серной кислоты. Затем всыпьте немного предварительно прокаленного песка, чтобы избежать толчков жидкости при кипении. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, закрепите ее в штативе и осторожно нагрейте.



Осторожно, равномерно нагрейте смесь.

Внимание!!! Соблюдайте осторожность. Вы работаете с концентрированной серной кислотой.

Какой газ выделяется? Напишите уравнение реакции. Укажите тип реакции, назовите продукты реакции?

Опыт 2. Химические свойства этилена

1. Окисление этилена кислородом перманганата калия

В другую пробирку налейте 2-3 мл разбавленного раствора перманганата калия, подкисленного серной кислотой, и пропустите через него газ.

Что происходит с раствором перманганата калия? Напишите соответствующее уравнение реакции.

2. Взаимодействие этилена с бромной водой

В третью пробирку налейте 2-3 мл бромной воды. Опустите газоотводную трубку до дна пробирки с бромной водой и пропустите через нее выделяющийся газ. Что происходит с бромной водой? Напишите уравнение реакции. Укажите тип реакции, назовите продукты реакции?

3. Окисление этилена кислородом воздуха (горение)

Поверните газоотводную трубку отверстием вверх и подожгите выделяющийся газ. Почему этилен горит более светящимся пламенем, чем этан? Напишите уравнение реакции.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради. Сделайте выводы.

Контрольные вопросы

1. Какие виды изомерии характерны для алкенов? Напишите формулы возможных изомеров пентена-1.

2. Из каких соединений может быть получен: а) изобутен (2-метилпропен); б) бутен-2; в) бутен-1? Напишите уравнения соответствующих реакций.

3. Предложите способ получения 2-хлорпропана из 1-хлор-пропана. Напишите уравнения соответствующих реакций.

4. Предложите способ очистки этана от примесей этилена. Напишите уравнения соответствующих реакций.

5. Приведите примеры реакций, с помощью которых можно различить предельные и непредельные углеводороды.

Лабораторная работа № 5

Химические свойства карбоновых кислот

Цель: Экспериментальным путем изучить свойства карбоновых кислот, общие со свойствами минеральных кислот, формировать умения проводить наблюдения и делать выводы, записывать уравнения соответствующих реакций.

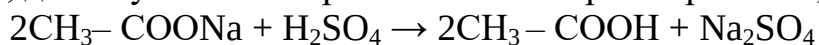
Оборудование: штатив с пробирками, прибор для нагревания, спички, держатель для пробирок.

Реактивы: растворы гидроксида натрия, карбоната натрия, уксусной кислоты, фенолфталеина, оксид меди (II), универсальная лакмусовая бумага, гранулы цинка, карбонат кальция (мел).

Теоретическая часть

Карбоновые кислоты - органические соединения, в молекулах которых содержатся одна или несколько карбоксильных групп, соединённых с углеводородным радикалом или атомом водорода.

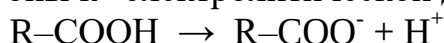
Получение: В лаборатории карбоновые кислоты можно получить из их солей, действуя на них серной кислотой при нагревании, например:



В промышленности получают окислением углеводородов, спиртов и альдегидов.

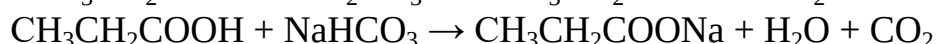
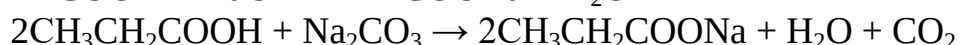
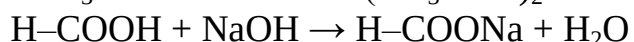
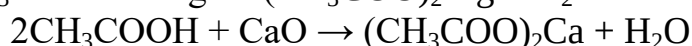
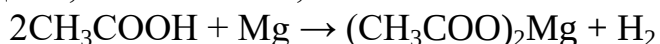
Химические свойства:

1. Из-за смещения электронной плотности от гидроксильной группы О–Н к сильно поляризованной карбонильной группе С=О молекулы карбоновых кислот способны к электролитической диссоциации:



Сила карбоновых кислот в водном растворе невелика.

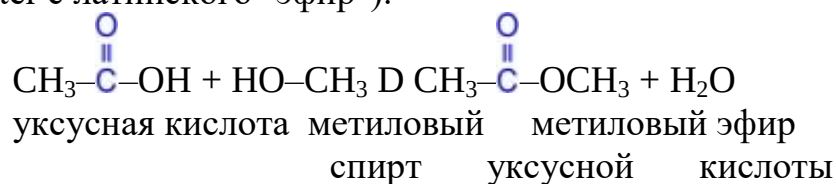
2. Карбоновые кислоты обладают свойствами, характерными для минеральных кислот. Они реагируют с активными металлами, основными оксидами, основаниями, солями слабых кислот.



Карбоновые кислоты слабее многих сильных минеральных кислот (HCl, H₂SO₄ и т.д.) и поэтому вытесняются ими из солей: CH₃COONa + H₂SO₄(конц.) → CH₃COOH + NaHSO₄

3. Образование функциональных производных:

а) при взаимодействии со спиртами (в присутствии концентрированной H₂SO₄) образуются сложные эфиры. Образование сложных эфиров при взаимодействии кислоты и спирта в присутствии минеральных кислот называется реакцией этерификации (ester с латинского "эфир").



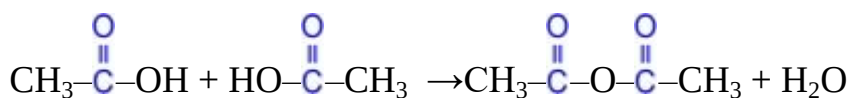
Общая формула сложных эфиров R-C(=O)-OR', где R и R' – углеводородные радикалы: в сложных эфирах муравьиной кислоты – формиатах –R=H.

Обратной реакцией является гидролиз (омыление) сложного эфира:

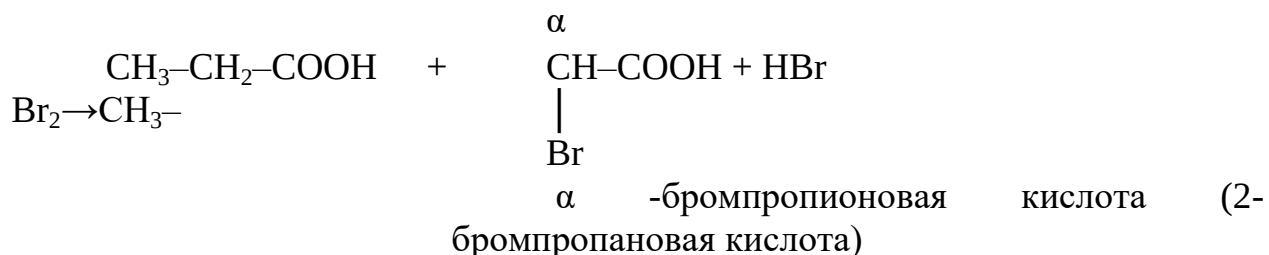


Как видно, процесс этерификации обратимый.

б) при воздействии водоотнимающих реагентов в результате межмолекулярной дегидратации образуются ангидриды



1. Галогенирование. При действии галогенов (в присутствии красного фосфора) образуются α-галогензамещённые кислоты:



Применение: в пищевой и химической промышленности (производство ацетилцеллюлозы, из которой получают ацетатное волокно, органическое стекло, киноплёнку; для синтеза красителей, медикаментов и сложных эфиров).

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Опыт 1. Испытание раствора уксусной кислоты лакмусом

Разбавьте полученную уксусную кислоту небольшим количеством воды и опустите в пробирку индикаторную бумажку. Отметьте изменение окраски индикатора в пробирке. Напишите уравнение диссоциации кислоты.

Опыт 2. Взаимодействие уксусной кислоты с металлами

В пробирку с раствором уксусной кислоты опустите гранулу цинка. Что наблюдаете? Какой газ выделяется? Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

Опыт 3. Взаимодействие уксусной кислоты с солями

В пробирку насыпьте немного мела (карбоната кальция) и прилейте раствор уксусной кислоты. Отметьте наблюдаемые явления. Какой газ выделяется? Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

Опыт 4. Взаимодействие уксусной кислоты с оксидами металлов

В пробирку налейте 1 мл уксусной кислоты и добавьте туда порошок оксида меди (II). Содержимое пробирки нагрейте. Какой получается цвет, почему? Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

Опыт 5. Взаимодействие уксусной кислоты со щелочами

В пробирку налейте 1 мл раствора щелочи и добавьте 2-3 капли индикатора фенолфталеина. Что наблюдаете? Затем в пробирку прилейте уксусной кислоты до полного исчезновения окраски. Что произошло? Почему? Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради. Сделайте выводы.

Контрольные вопросы

1. Какие органические соединения относятся к карбоновым кислотам?
2. Почему среди карбоновых кислот нет газообразных веществ?
3. Чем обусловлены кислотные свойства карбоновых кислот?
4. Почему изменяется цвет индикаторов в растворе уксусной кислоты?
5. С какими металлами реагирует уксусная кислота?

Лабораторная работа № 6

Идентификация углеводов. Химические свойства глюкозы.

Цель: практически осуществить реакции обнаружения углеводов в отдельных продуктах питания, познакомиться с важнейшими химическими свойствами углеводов на примере глюкозы. Продолжить формирование умений проводить наблюдения, делать выводы, записывать уравнения реакций.

Оборудование: штатив с пробирками, химические стаканы, воронки, стеклянная палочка, спиртовка, спички, пробиркодержатель, фильтровальная бумага.

Реактивы: растворы нитрата серебра, аммиака, уксусной кислоты, дистиллированная вода, 10 % раствор гидроксида натрия, 5% раствор сульфата меди (II), раствор глюкозы, молоко, крахмал (порошок).

Теоретическая часть

Углеводы - природные соединения. Являясь основным компонентом пищи, углеводы поставляют большую часть энергии, необходимой для жизнедеятельности. Некоторые углеводы входят в состав нуклеиновых кислот, осуществляющих биосинтез белка и передачу наследственных признаков.

Углеводы широко распространены в природе и играют большую роль в биологических процессах живых организмов и человека. К ним относятся, например, виноградный сахар или глюкоза, свекловичный (тростниковый) сахар или сахароза, крахмал и клетчатка. Название "углеводы" возникло в связи с тем, что химический состав большинства соединений этого класса выражался общей формулой $C_n(H_2O)_m$. Дальнейшее исследование углеводов показало, что такое название является неточным. Во-первых, найдены углеводы, состав которых не отвечает этой формуле. Во-вторых, известны соединения (формальдегид CH_2O , уксусная кислота $C_2H_4O_2$), состав которых хотя и соответствует общей формуле $C_n(H_2O)_m$, но по свойствам они отличаются от углеводов.

Углеводы в зависимости от их строения можно подразделить на моносахариды, дисахариды и полисахариды.

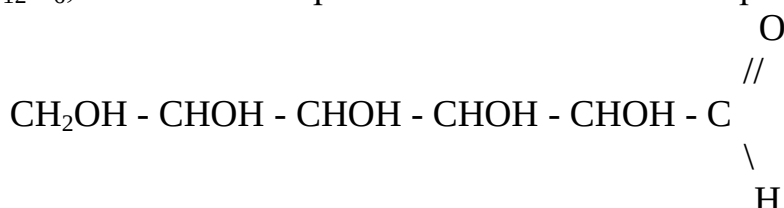
В молекулах моносахаридов может содержаться от четырех до десяти атомов углерода. Названия всех групп моносахаридов, а также названия отдельных представителей оканчиваются на - *оза*. Поэтому в зависимости от числа атомов

углерода в молекуле моносахариды подразделяют на **тетрозы**, **пентозы**, **гексозы** и т. д. Наибольшее значение имеют гексозы и пентозы.

Классификация углеводов

Простые (не подвергаются гидролизу)	Сложные (подвергаются гидролизу)	
Моносахариды	Олигосахариды (Дисахариды)	Полисахариды
Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ Фруктоза $C_6H_{12}O_6$ Рибоза $C_5H_{10}O_5$	Сахароза (дисахарид) $C_{12}H_{22}O_{11}$	Крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$ Целлюлоза $(C_6H_{10}O_5)_n$

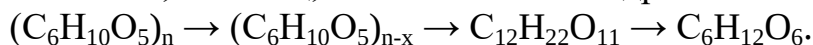
Глюкоза $C_6H_{12}O_6$, химическое строение глюкозы можно выразить формулой:



В водном растворе глюкозы находятся в динамическом равновесии три изомерные формы: α -форма, альдегидная и β -форма.

К дисахаридам относятся: сахароза (сахар), мальтоза, лактоза. Все они имеют молекулярную формулу $C_{12}H_{22}O_{11}$. Часто сведения о строении веществ можно получить путём расщепления - гидролиза молекул. Анализ продуктов гидролиза позволяет обнаружить фруктозу и глюкозу. (Молекулы сахарозы состоят из остатков α -глюкозы и β -фруктозы).

Крахмал - полисахарид. Это белый аморфный порошок, не растворимый в воде. В горячей воде крахмальные зёрна набухают и образуют коллоидный раствор, называемый крахмальным клейстером. Крахмал - природное высокомолекулярное соединение, формула $(C_6H_{10}O_5)_n$ (n - от нескольких сотен до нескольких тысяч). О строении крахмала можно судить по продуктам его гидролиза. Гидролиз обычно проходит постепенно: в начале образуются продукты с меньшей молекулярной массой, чем крахмал, - декстрины, затем дисахарид - мальтоза и, наконец, глюкоза. Схема гидролиза:



Установлено, что в результате гидролиза крахмала образуется α -глюкоза.

В коровьем молоке содержится около 4,5% лактозы. Она является изомером сахарозы, дает реакцию серебряного зеркала (также и медного). Молочный сахар менее растворим и сладок, чем свекловичный. При гидролизе молочный сахар дает две монозы – глюкозу и галактозу.

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Опыт 1. Качественная реакция на крахмал.

При помощи шпателя поместите в пробирку крахмал и прилейте 2 мл воды. Содержимое взболтать. Далее вылейте небольшими порциями содержимое пробирки (при помешивании) в стакан с 5-6 мл горячей воды. Полученный крахмальный клейстер – коллоидный раствор – использовать для проведения последующих опытов.

В пробирку, содержащую 2-3 мл крахмального клейстера прибавьте каплю спиртового раствора йода. Что наблюдаете? Отметьте изменение цвета. Нагрейте смесь в пробирке. Какие изменения наблюдаются? Данная реакция является качественной реакцией на крахмал.

Опыт 2. Обнаружение лактозы в молоке

1. Для обнаружения молочного сахара к 20 мл молока прилейте столько же воды и несколько капель уксусной кислоты для свертывания молока. Осажденный белок казеин отфильтруйте в химический стакан.

2. Для обнаружения альдегидной группы в лактозе к 1 мл фильтрата прилейте аммиачный раствор нитрата серебра (приготовили в опыте 2, п.2) и нагрейте. Это реакция серебряного зеркала. Что наблюдаете?

3. К 1 мл фильтрата прилейте 1 мл щелочи, затем добавьте 0,5 мл сульфата меди (II). Пробирку осторожно нагрейте. Что наблюдаете? Это реакция медного зеркала. Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. Свойства глюкозы как многоатомного спирта

В пробирку внесите 1 мл раствора глюкозы, 1 мл раствора соли меди (II) и при взбалтывании 5 мл раствора гидроксида натрия до образования ярко- синего раствора гликолята меди (II). О чем говорит образование такого раствора? Такой опыт проделывали с глицерином. Напишите уравнение реакции. Полученный раствор сохраните для следующего опыта.

Опыт 4. Химические свойства глюкозы. Свойства глюкозы как альдегида

1) *Восстановление гидроксида меди (II) глюкозой в присутствии щелочи.* Полученный в предыдущем опыте щелочной раствор гликолята меди (II) нагрейте над пламенем спиртовки до кипения (не кипятите, т.к. глюкоза восстанавливает гидроксид меди (II) и без кипячения). Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

2) *Восстановление аммиачного раствора оксида серебра глюкозой (реакция «серебряного зеркала»).* Приготовьте реактив, необходимый для опыта – аммиачный раствор оксида серебра: в пробирку внесите 1 мл раствора нитрата серебра (AgNO_3), добавьте 2 мл раствора гидроксида натрия (NaOH) и немного гидроксида аммония (NH_4OH) до растворения образующегося осадка гидроксида серебра.

Далее в пробирку, содержащую 1-2 мл раствора глюкозы в воде, прилейте 1-2 мл приготовленного аммиачного раствора оксида серебра и нагрейте пробирку,

держа ее над пламенем спиртовки, только до начала побурения раствора. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради. Сделайте выводы.

Контрольные вопросы

1. Какие вещества относятся к углеводам, и почему им было дано такое название?
2. Какие химические свойства для глюкозы и глицерина являются общими, и чем эти вещества отличаются друг от друга? Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. Составьте уравнения реакций при помощи, которых сахарозу можно превратить в этанол.

Лабораторная работа № 7 **Обнаружение и денатурация белков**

Цель: Практически осуществить реакции обнаружения белков в отдельных продуктах питания, экспериментальным путем подтвердить химические свойства белков. Продолжить формирование умений проводить наблюдения и делать выводы, записывать уравнения. Отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.

Оборудование: штатив с пробирками, прибор для нагревания веществ, спички, стеклянная палочка.

Реактивы: раствор яичного белка; молоко, творог; растворы ацетата свинца (нитрата свинца), сульфата меди (насыщенный и 1%-ный растворы), соляная кислота (конц.); уксусная кислота (конц.); азотная кислота (конц.), 20%-ный раствор гидроксида натрия; аммиак (конц.); этиловый спирт,

Теоретическая часть

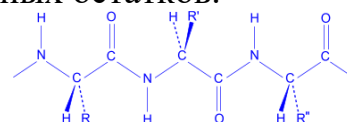
Пептиды и белки представляют собой высокомолекулярные органические соединения, построенные из остатков α -аминокислот, соединенных между собой пептидными связями.

Ни один из известных нам живых организмов не обходится без белков. Белки служат питательными веществами, они регулируют обмен веществ, исполняя роль ферментов – катализаторов обмена веществ, способствуют переносу кислорода по всему организму и его поглощению, играют важную роль в функционировании нервной системы, являются механической основой мышечного сокращения, участвуют в передаче генетической информации и т.д. Как видно, функции белков в природе универсальны. Белки входят в состав мозга, внутренних органов, костей, кожи, волосяного покрова и т.д. Основным источником α -аминокислот для живого организма служат пищевые белки, которые в результате ферментативного гидролиза в желудочно-кишечном тракте дают α -аминокислоты. Многие α -аминокислоты синтезируются в организме, а

некоторые необходимые для синтеза белков α -аминокислоты не синтезируются в организме и должны поступать извне. Такие аминокислоты называются незаменимыми. К ним относятся валин, лейцин, треонин, метионин, триптофан и др. При некоторых заболеваниях человека перечень незаменимых аминокислот расширяется.

Пептиды и белки различают в зависимости от величины молекулярной массы. Условно считают, что пептиды содержат в молекуле до 100 (соответствует молекулярной массе до 10000), а белки - свыше 100 аминокислотных остатков (молекулярная масса от 10000 до нескольких миллионов). При этом в пептидах различают олигопептиды, содержащие в цепи не более 10 аминокислотных остатков, и полипептиды, содержащие до 100 аминокислотных остатков.

Первичная структура белка - специфическая аминокислотная последовательность, т.е. порядок чередования α -аминокислотных остатков в полипептидной цепи.



Вторичная структура белка - конформация полипептидной цепи, т.е. способ скручивания цепи в пространстве за счет водородных связей между группами NH и CO. Одна из моделей вторичной структуры - спираль.

Третичная структура белка - трехмерная конфигурация закрученной спирали в пространстве, образованная за счет дисульфидных мостиков -S-S- между цистеиновыми остатками и ионных взаимодействий.

Четвертичная структура белка - структура, образующаяся за счет взаимодействия между разными полипептидными цепями. Четвертичная структура характерна лишь для некоторых белков, например, гемоглобина.

Химические свойства

1) **Денатурация.** Утрата белком природной (нативной) конформации, сопровождающаяся обычно потерей его биологической функции, называется денатурацией. С точки зрения структуры белка - это разрушение вторичной и третичной структур белка, обусловленное воздействием кислот, щелочей, нагревания, радиации и т.д. Первичная структура белка при денатурации сохраняется. Денатурация может быть обратимой (так называемая, ренатурация) и необратимой. Пример необратимой денатурации при тепловом воздействии - свертывание яичного альбумина при варке яиц.

2) **Гидролиз белков** - разрушение первичной структуры белка под действием кислот, щелочей или ферментов, приводящее к образованию α -аминокислот, из которых он был составлен.

3) **Качественные реакции на белки:**

а) **Биуретовая реакция** - фиолетовое окрашивание при действии солей меди (II) в щелочном растворе. Такую реакцию дают все соединения, содержащие пептидную связь.

б) **Ксантопротеиновая реакция** - появление желтого окрашивания при действии концентрированной азотной кислоты на белки, содержащие остатки ароматических аминокислот (фенилаланина, тирозина).

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

I. Денатурация белков

Опыт 1. Свертывание белков при нагревании

Небольшое количество раствора яичного белка нагрейте до кипения и наблюдайте помутнение жидкости. Чем это объясняется? Разбавьте раствор водой. Растворяется ли осадок; если нет, то почему?

Опыт 2. Осаждение белков солями тяжелых металлов

В две пробирки налейте по 1-2 мл раствора яичного белка и медленно, по каплям, при встряхивании приливайте в одну из них насыщенный раствор сульфата меди (II), а в другую 20%-ный раствор ацетата (нитрата) свинца. Что наблюдается? Разбавьте раствор большим количеством воды. Сделайте вывод о действии тяжелых металлов на белок.

Опыт 3. Осаждение белков минеральными и органическими кислотами.

В две пробирки налейте по 1 мл раствора яичного белка. Осторожно добавьте в пробирки с раствором белка концентрированной соляной кислоты так, чтобы кислота не смешивалась с белком. В месте соприкосновения двух жидкостей образуется белый хлопьевидный осадок. Повторите этот опыт с концентрированной уксусной кислотой. Сделайте вывод об отношении белка к концентрированным кислотам.

Опыт 4. Осаждение белков спиртом.

В две пробирки налейте по 1-2 мл раствора яичного белка, молока и долейте в них по 2-3 мл этилового спирта. Что наблюдается? Растворяется ли осадок в воде?

II. Обнаружение белков - цветные реакции на белки

Опыт 5. Ксантопротеиновая реакция.

В две пробирки налейте по 1 мл растворов яичного белка, молока, в третью пробирку положите немного творога. В каждую пробирку добавьте 5-6 капель концентрированной азотной кислоты до появления белого осадка или мути от свернувшегося белка. Пробирки с реакционными смесями нагрейте до окрашивания осадка в желтый цвет.

В процессе гидролиза идет растворение осадка. Охладите смеси и добавьте к ним осторожно, по каплям, избыток концентрированного раствора аммиака. Окраска переходит в оранжевую.

Опыт 6. Биуретовая реакция.

В две пробирки налейте по 1 мл растворов яичного белка, молока, в третью пробирку положите немного творога. В каждую пробирку налейте 20%- ного

гидроксида натрия или гидроксида калия. Затем прилейте немного разбавленного раствора медного купороса и содержимое тщательно перемешайте. Что наблюдается?

Опыт 7. Цистеиновая реакция.

В пробирку налейте 0,5 мл раствора ацетата свинца и 2 мл раствора гидроксида натрия до растворения образовавшегося осадка гидроксида свинца (II). В результате получается плюмбит натрия Na_2PbO_2 . В другую пробирку налейте 2 мл белка и прилейте из первой пробирки столько же плюмбита натрия. Смесь нагрейте до кипения. Отметьте происходящие изменения.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради. Сделайте выводы.

Контрольные вопросы

1. Что такое денатурация? Укажите условия денатурации белковых молекул.
2. Какие группы атомов и типы связей наиболее характерны для большинства белковых молекул?
3. Как можно доказать наличие белков в продуктах питания, в шерстяных и шелковых тканях?
4. Какие вещества образуются при гидролизе белков в организме?
5. Чем отличается гидролиз белков от гидролиза полисахаридов?

Лабораторная работа № 8

Скорость химической реакции и факторы, влияющие на скорость реакции

Цель: Экспериментальным путем изучить зависимость скорости химической реакции от различных факторов: концентрации, температуры, природы веществ, от площади соприкосновения реагирующих веществ, катализатора. Приобрести практические навыки работы с химическим оборудованием и реактивами

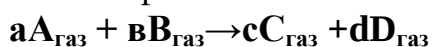
Оборудование: штатив с пробирками, пробиркодержатель, спиртовки, спички, лучина.

Реактивы: металлические цинк, алюминий, медь, концентрированная соляная кислота, растворы соляной, уксусной, серной кислот, пероксида водорода, кристаллические оксид марганца (IV), мел (кусочек и порошок).

Теоретическая часть

Скорость химической реакции (v)- определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени: $v = \frac{\Delta C}{\Delta t}$

Гомогенные системы - реакции, компоненты которых находятся в одинаковом физическом состоянии - в газообразном или растворенном:



По закону действующих масс:

Скорость прямой реакции равна: $v_{\text{пр.}} = K_{\text{пр.}} \cdot C_A^a \cdot C_B^b$

Скорость обратной реакции равна: $v_{\text{обр.}} = K_{\text{обр.}} \cdot C_C^c \cdot C_D^d$

K - константа скорости, величина постоянная;

C - молярные концентрации (давление) реагентов

Гетерогенные системы - реакции, компоненты которых находятся в разных физических состояниях - в газообразном, в растворенном, в твердом.

Скорость реакции изменяется только в зависимости от концентрации газов и растворенных веществ: $aA_{\text{тврд.}} + bB_{\text{газ}} \rightarrow cC_{\text{жидк.}}$

-Скорость прямой реакции равна: $v_{\text{пр.}} = K_{\text{пр.}} \cdot C_B^b$

-Скорость обратной реакции равна: $v_{\text{обр.}} = K_{\text{обр.}} \cdot C_C^c$

Факторы, влияющие на скорость реакции

1. Природа реагирующих веществ
2. Концентрация реагирующих веществ. Чем выше концентрация веществ, тем больше скорость, протекающей реакции.
3. Температура - зависимость скорости реакции от температуры выражается *правилом Вант-Гоффа*: при повышении температуры на 10 градусов скорость химической реакции увеличивается в 2-4 раза,

$$V_2 = V_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где V_2 и V_1 - скорости реакций при температурах t_2 и t_1 ; γ - температурный коэффициент скорости реакции.

4. Поверхность реагирующих веществ.
5. Ингибитор, катализатор. Изменение скорости реакции под действием катализаторов называют катализом.

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Опыт 1. Влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции.

1) В две пробирки положите по два кусочка цинка. В первую налейте 2 мл разбавленной соляной кислоты (1:2), во вторую - столько же разбавленной уксусной кислоты (1:2). Отметьте наблюдения. Напишите уравнение реакции.

2) В одну пробирку положите гранулу цинка, в другую – гранулу алюминия, в третью – кусочек меди. В три пробирки налейте по 2 мл разбавленной серной кислоты. В какой пробирке происходит более интенсивное выделение газа? Отметьте наблюдения. Напишите уравнение реакции взаимодействия металлов с кислотой. Составьте уравнение для скорости этой реакции.

Опыт 2. Влияние площади поверхности реагирующих веществ на скорость химической реакции.

В одну пробирку насыпьте немного порошка мела (карбонат кальция), а в другую – кусочек мела. В обе пробирки налейте по 2 мл разбавленной соляной кислоты (1:2). Отметьте наблюдения. Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. Влияние температуры на скорость химической реакции. В две пробирки положите по два кусочка цинка. В обе пробирки налейте по 2 мл разбавленной серной кислоты (1: 2). Одну пробирку слегка подогрейте, а вторую оставьте для сравнения. Отметьте наблюдения. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от температуры. Напишите уравнение реакции.

Опыт 4. Влияние концентрации веществ на скорость химической реакции.

Возьмите две чистые пробирки. В одну пробирку налейте концентрированной соляной кислоты, а в другую – разбавленный раствор соляной кислоты и добавьте в каждую пробирку по кусочку цинка. Отметьте наблюдения. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующего вещества. Напишите уравнение реакции.

Опыт 5. Влияние катализатора на скорость химической реакции.

В пробирку налейте 1-2 мл 10%-ного раствора перекиси водорода. Поднесите тлеющую лучину. Отметьте, что в обычных условиях заметного разложения перекиси водорода не наблюдается. Затем к раствору перекиси водорода добавьте несколько крупинок оксида марганца (IV). Что наблюдается? Поднести к отверстию пробирки тлеющую лучинку. Какой газ выделяется? Опишите наблюдаемые явления. Напишите уравнение реакции.

Укажите различие в скорости реакции разложения пероксида водорода при отсутствии оксида марганца и при ее добавлении. Какое значение оксида марганца в этой реакции?

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.

Сделайте вывод, какие факторы влияют на скорость химических реакций.

Контрольные вопросы

1. Что называется скоростью химической реакции?
2. Какие факторы влияют на скорость реакции?
3. Как зависит скорость химической реакции от концентрации?
4. Какова роль катализатора в химической реакции?
5. Как называется реакция, протекающая в присутствии катализатора?

Выполните тестовые задания

1. С наибольшей скоростью протекает химическая реакция:

- | | |
|---|--|
| 1) $\text{Al} + \text{H}^+ \rightarrow$ | 2) $\text{Al}^{3+} + \text{OH}^- \rightarrow$ |
| 3) $\text{Al} + \text{I}_2 \rightarrow$ | 4) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ |

2. Площадь поверхности соприкосновения реагирующих веществ **не влияет** на скорость химической реакции между:

- | | | | |
|-------------|--------------------------------------|------------------------------------|-------------|
| 1) Zn и HCl | 2) FeS ₂ и O ₂ | 3) N ₂ и H ₂ | 4) CuO и Al |
|-------------|--------------------------------------|------------------------------------|-------------|

3. В меньшей степени изменение давления скажется на скорости реакции:
- 1) $\text{Fe} + 2\text{HCl}_{(\text{г})} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
 - 2) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \rightarrow \text{FeO} + \text{H}_2$
 - 4) $\text{Fe} + 2\text{HCl}_{(\text{р-р})} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
4. Скорость химической реакции $2\text{NO}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$ **не зависит** от изменения
- 1) концентрации диоксида азота
 - 2) давления в системе
 - 3) концентрации кислорода
 - 4) температуры
5. Для увеличения скорости химической реакции $\text{Mg}_{(\text{тв})} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_{2(\text{г})}$ необходимо
- 1) добавить несколько кусочков магния
 - 2) увеличить концентрацию ионов водорода
 - 3) уменьшить температуру
 - 4) увеличить концентрацию ионов магния
6. Скорость химической реакции $\text{CuO} + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ **не зависит** от:
- 1) степени измельчения оксида меди(II)
 - 2) температуры
 - 3) концентрации ионов меди
 - 4) концентрации ионов водорода
7. С наименьшей скоростью протекает реакция между
- 1) Fe и O_2
 - 2) CaCO_3 и $\text{HCl}_{(\text{р-р})}$
 - 3) Na и O_2
 - 4) $\text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{р-р})}$ и $\text{BaCl}_{2(\text{р-р})}$
8. **Не зависит** от давления скорость взаимодействия веществ
- 1) $\text{H}_{2(\text{г})}$ и $\text{I}_{2(\text{г})}$
 - 2) NH_3 и $\text{HCl}_{(\text{г})}$
 - 3) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и H_2SO_4
 - 4) $\text{Na}_{(\text{ж})}$ и $\text{Cl}_{2(\text{г})}$
9. Скорость прямой реакции $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})} + Q$, протекающей в замкнутой системе, возрастает при:
- 1) уменьшении концентрации NO_2
 - 2) добавлении оксида азота (IV)
 - 3) увеличении температуры
 - 4) разбавлении газовой смеси азотом
10. Повышение давления **не повлияет** на скорость реакции
- 1) $\text{FeO}_{(\text{кр})}$ и $\text{H}_{2(\text{г})}$
 - 2) $2\text{SO}_{2(\text{г})}$ и $\text{O}_{2(\text{г})}$
 - 3) $\text{H}_{2(\text{г})}$ и $\text{I}_{2(\text{г})}$
 - 4) $\text{CaCO}_{3(\text{кр})}$ и $\text{Cl}_{2(\text{ж})}$
11. Скорость обратной реакции $\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{кр})} = \text{NH}_{3(\text{г})} + \text{HCl}_{(\text{г})} - Q$, протекающей в замкнутом сосуде, возрастает при
- 1) добавлении кристаллов соли
 - 2) понижении температуры
 - 3) повышении концентрации HCl
 - 4) удалении аммиака
12. Скорость реакции **не зависит** от давления для веществ:
- 1) $\text{H}_{2(\text{г})}$ и $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{кр})}$
 - 2) $\text{CO}_{(\text{г})}$ и $\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
 - 3) CaO и $\text{HNO}_{3(\text{разб})}$
 - 4) $\text{N}_{2(\text{г})}$ и $\text{O}_{2(\text{г})}$
13. Скорость прямой реакции $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_{2(\text{р-р})} = \text{CaCO}_{3(\text{кр})} + \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} - Q$, протекающей в замкнутой системе, возрастает при
- 1) уменьшении концентрации CO_2
 - 2) увеличении концентрации CO_2
 - 3) уменьшении температуры
 - 4) увеличении температуры

14. Скорость реакции **не зависит** от давления для веществ:

- 1) $C_{(кр)}$ и $O_{2(г)}$ 2) $CaO_{(кр)}$ и $C_{(кр)}$ 3) $NH_{3(г)}$ и $HCl_{(г)}$ 4) $S_{(кр)}$ и $H_{2(г)}$

15. Скорость прямой реакции $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} = 2NH_{3(г)} + Q$ возрастает при

- 1) увеличении температуры 2) увеличении концентрации аммиака
3) уменьшении температуры 4) уменьшении концентрации

Лабораторная работа № 9

Приготовление растворов

Цель: научиться рассчитывать процентную и молярную концентрации, а также готовить растворы на основании данных расчетов. Приобрести практические навыки работы с химическим оборудованием и реактивами;

Оборудование: техномеханические весы, разновесы, мерные цилиндры, стеклянные палочки, химические стаканы; кристаллы поваренной соли, вода.

Реактивы: кристаллы поваренной соли, вода.

Теоретическая часть

Раствор - это однородная система, состоящая из растворителя, растворенных веществ и продуктов их взаимодействия. Растворителем чаще всего является то вещество, которое в чистом виде имеет тоже агрегатное состояние, что и раствор, либо присутствует в избытке.

По агрегатному состоянию различают растворы: жидкие, твердые, газообразные.

По соотношению растворителя и растворенного вещества: разбавленные, концентрированные, насыщенные, ненасыщенные, перенасыщенные. Состав раствора обычно передается содержанием в нем растворимого вещества в виде массовой доли, процентной концентраций и молярности.

Массовая доля (безразмерная величина) – это отношение массы растворенного вещества к массе всего раствора:

$$W\% = \frac{m_{в-ва}}{m_{р-ра}}$$

Процентная концентрация (%) – это величина, показывающая сколько грамм растворенного вещества содержится в 100 гр. раствора:

$$W\% = \frac{m_{в-ва}}{m_{р-ра}} * 100\%$$

Молярная концентрация, или молярность (моль/литр)- это величина показывающая сколько молей растворимого вещества содержатся в 1 литре раствора:

$$C_m = \frac{v_{в-ва}}{V_{р-ра}} * 1000 \text{ или } C_m = \frac{v_{в-ва}}{V_{р-ра}}$$

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Задание 1. Приготовьте 100 г 5% раствора поваренной соли. Рассчитайте молярную концентрацию приготовленного раствора.

1. Вычислите, сколько соли и воды потребуется для приготовления указанного раствора с заданной массовой долей вещества. Для расчетов используйте формулы:

$$C = \nu : V; \nu = C * V; m = \nu * M; m = C * V * M$$

2. Отвесьте на весах соль (вспомните из курса физики правила взвешивания) и поместите ее в химический стакан.

3. Отмерьте требуемый объем дистиллированной воды (вспомните правила измерения объема жидкостей) и вылейте ее в колбу с солью. Содержимое колбы перемешайте до полного растворения соли.

4. Рассчитайте молярную концентрацию приготовленного раствора.

Задание 2. Приготовьте 0,5 л раствора хлорида натрия с молярной концентрацией 0,2 М. Рассчитайте процентную концентрацию приготовленного раствора.

1. Рассчитайте массу хлорида натрия.

2. Взвесьте на весах рассчитанную навеску. Перенести навеску соли в мерную колбу.

3. Прилейте в колбу немного воды и перемешайте стеклянной палочкой до полного растворения соли. Налейте в мерную колбу воды до метки. Чтобы не перелить воду, последние капли добавлять с помощью пипетки.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради. Сделайте выводы.

Контрольные вопросы и задачи

1. Дайте определение раствора? Какие виды растворов вам известны?
2. Перечислите известные вам способы выражения концентрации раствора.
3. Рассчитайте массу осадка, образовавшегося при взаимодействии 170 г 10%-го раствора нитрата серебра со 120 г соляной кислоты (массовая доля HCl равна 20 %).
4. Рассчитайте массу сульфата меди (II), содержащегося в 500 мл 0,2 М раствора CuSO₄.
5. Какой объем 0,1 М раствора серной кислоты потребуется для нейтрализации 4 г гидроксида натрия.

V. ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ

Практическая работа № 1

Определение положения элемента в Периодической системе. Составление схем строения атомов. Сравнение свойств простых веществ, оксидов и гидроксидов элементов III периода

Цель: формирование умений работать с таблицей «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», изучив структуру периодической таблицы; определять строение электронных оболочек атомов элементов малых периодов и больших периодов (переходных элементов) по положению химического элемента в Периодической системе; изучить свойства простых веществ, оксидов и гидроксидов элементов III периода, установить закономерности в изменении их свойств.

Оборудование: Таблицы «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», «Растворимость кислот, оснований и солей в воде», «Относительная электроотрицательность элементов».

Теоретическая часть

Периодическая система – это графическое изображение закона периодичности.

Сведения, которые можно получить о каждом элементе из периодической таблицы элементов: порядковый (атомный номер), символ элемента, название элемента, относительная атомная масса, распределение электронов по слоям.

Порядковый номер = Численный заряд ядра = Число протонов = Число электронов

Основными структурными единицами системы элементов являются период и группа.

Период – это горизонтальный ряд элементов, в котором имеет место закономерное изменение свойств элементов от типично металлических к типично неметаллическим и далее к благородным газам.

Номер периода = Число заполненных электронных слоёв = Номер внешнего электронного слоя

В таблице семь периодов. В 1-м периоде всего два элемента. Во 2-м и 3-м периодах содержится по восемь элементов. Это малые периоды. Затем идут большие периоды: в 4-м и 5-м периодах – восемнадцать элементов, в 6-м – тридцать два элемента, а в 7-м (последнем) пока известно двадцать восемь химических элементов.

В системе 10 рядов. Малые периоды состоят из одного ряда. Большие периоды – из двух рядов: верхний ряд – чётный, нижний – нечётный.

Группы периодической системы (вертикальные столбцы) содержат элементы, свойства которых подобны. Каждая группа состоит из двух подгрупп: главной и побочной.

Подгруппы, в которые входят элементы малых и больших периодов, называются главными.

Подгруппы, в которые входят элементы только больших периодов, называются побочными.

Элементы, имеющие одинаковое число внешних электронов, стоят в одной и той же группе.

Номер группы = Число внешних электронов

Правила написания электронной формулы

1. Число электронных слоёв в атоме определяется номером периода, в котором находится элемент.

2. Число электронов на внешнем уровне для элементов главных подгрупп равно номеру группы.

3. У атомов элементов побочных подгрупп сначала заполняется предвнешний уровень, а затем снова внешний.

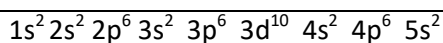
Практическая часть

I. Задание: В карточке указаны химические элементы, определите их положение в Периодической системе и составьте схемы строения их атомов по предложенному образцу.

1. С помощью простого карандаша, линейки и ручки, покажите какую информацию можно получить о данном химическом элементе из таблицы «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».

2. Охарактеризуйте положение химического элемента в Периодической системе Д.И. Менделеева (определите: период, ряд, группу и подгруппу в которых находится данный химический элемент).

	Период 5 Ряд 5 Группа I Подгруппа а
1. $_{37}\text{Rb}$))))) 2e 8e 18e 8e 1e 5п. ↑↓ 4п. ↑↓ ↑↓ ↑↑ ↑↓ 3п. ↑↓ ↑↓ ↑↑ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ 2п. ↑↓ ↑↓ ↑↑ ↑↓ 1п. ↑↓	



3. Определите количество частиц в атоме (протоны, электроны, нейтроны, заряд ядра).

4. Покажите распределение электронов по энергетическим уровням,

5. Составьте электронные и графические формулы химических элементов.

Например: Рубидий.

II. Заполните таблицу «Изменение свойств простых веществ, оксидов и гидроксидов элементов III периода»

№ п/п	Характеристика	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ne
1	Электронная формула атома элемента								
2	Характер простого вещества								
3	Формула высшего оксида								
4	Характер высшего оксида								
5	Формула гидроксида								
6	Характер гидроксида								
7	Формула летучего водородного соединения								

1. В соответствующей строке таблицы заполните пункт №2 «Электронная формула атома элемента». Отметьте, какие изменения в строении атомов элементов происходят. Отметьте изменения, происходящие в строении атомов элементов III периода:

- 1) строение электронной оболочки атомов элементов III периода;
- 2) заряд ядра атомов элементов III периода;
- 3) Радиус атомов элементов III периода;

2. В соответствующей строке таблицы заполните пункт №3 «Характер простого вещества». Отметьте, какие свойства проявляет простое вещество, образованное атомами элементов III периода (металл, неметалл, амфотерное простое вещество). Сделайте вывод об изменении свойств простых веществ в периоде.

3. Составьте и запишите в таблицу формулы высших оксидов, образованных атомами элементов III периода (пункт № 3), отметьте их характер (пункт № 4) (основный, амфотерный, кислотный оксиды). Сделайте вывод об изменении свойств высших оксидов в периоде.

4. Составьте и запишите в таблицу формулы гидроксидов, образованных соответствующими оксидами (пункт № 5), отметьте их характер (пункт № 6) (основный, амфотерный, кислотный гидроксиды). Сделайте вывод об изменении свойств гидроксидов в периоде.

Контрольные вопросы

1. Вспомните формулировку периодического закона, данную Д.И. Менделеевым. Сравните ее с современной формулировкой. Объясните, почему потребовалось такое изменение формулировки.

2. Почему число элементов в первых трех периодах соответствует ряду чисел 2-8-8? Объясните эту закономерность с учетом размещения электронов по энергетическим уровням.

3. Почему в атомах элементов 4-го периода вначале заполняется 4s-подуровень и только потом 3d-подуровень?

4. По каким признакам выделяют d- и f-элементы?

5. на основании теории строения атомов поясните, почему в коротком варианте периодической таблицы группы элементов разделены на главные (А-группы) и побочные (Б-группы).

6. Сформулируйте Периодический закон.

7. Почему число элементов в периодах соответствует ряду чисел 2-8-18-32?

8. На основе теории строения атомов поясните, почему группы элементов разделены на главные и побочные.

9. По каким признакам различают s-, p-, d-, f-элементы?

10. Почему численное значение валентности не всегда совпадает с числом электронов на наружных энергетических уровнях?

Практическая работа № 2

Количественные отношения в химии. Решение задач

Цель: закрепить знания по основным понятиям химии, развивать умения и навыки в решении расчетных задач.

Оборудование: Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.

I. Теоретическая часть

Никто из вас для подкормки комнатного растения не будет измерять массу удобрения тоннами. И, наоборот, при внесении удобрений на поля их массу не измеряют в граммах или миллиграммах. Следовательно, нужно пользоваться соответствующими единицами для измерения массы. Если выразить массу самого лёгкого атома водорода в кг, то получим $m(\text{H}) = 0,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,001\,663\text{кг}$. Производить расчёты с такими цифрами неудобно. Для измерения атомных (и молекулярных масс) используют атомную единицу массы.

Атомная единица массы – это $1/12$ массы атома углерода, масса которого равна 12 а.е.м.

Относительная атомная масса элемента показывает, во сколько раз масса атома химического элемента больше $1/12$ массы атома углерода. Обозначается: A_r (A – атомная масса, r – относительная, от англ. Relative – относительный, сравнительный).

Например, $A_r(\text{O}) = 16$. Это означает, что относительная атомная масса кислорода в 16 раз больше $1/12$ массы атома углерода.

Относительная молекулярная масса (M_r) – это число, которое показывает, во сколько раз масса молекулы этого вещества больше атомной единицы массы. Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс, из которых состоит молекула вещества, с учётом числа атомов каждого элемента.

Алгоритм решения: $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$.

Массовая доля элемента в данном веществе (w , %) – отношение относительной атомной массы данного элемента, умноженной на число его атомов в молекуле к относительной молекулярной массе вещества.

$w(\text{элемента}) = (n \cdot A_r(\text{элемента}) \cdot 100\%) / M_r(\text{вещества})$, где

w – массовая доля элемента в веществе,

n – индекс в химической формуле,

A_r – относительная атомная масса,

M_r – относительная молекулярная масса вещества.

Пример 1. Определите массовые доли химических элементов в оксиде алюминия Al_2O_3 и выразите их в процентах.

Дано: Al_2O_3	Решение: 1) Вычисляем относительную молекулярную массу оксида алюминия: $M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 27 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 102$
Найти: $w(\text{Al})$ -? $w(\text{O})$ -?	2) Вычисляем массовые доли элементов по формуле: $w(\text{элемента}) = (n \cdot A_r(\text{элемента}) \cdot 100\%) / M_r(\text{вещества})$ $w(\text{Al}) = 2 \cdot 27 / 102 = 0,53 \cdot 100\% = 53\%$ $w(\text{O}) = 3 \cdot 16 / 102 = 0,47 \cdot 100\% = 47\%$ Ответ: 53%, 47%

Количество вещества — физическая величина, характеризующая количество однотипных структурных единиц, содержащихся в веществе. Под структурными единицами понимаются любые частицы, из которых состоит вещество (атомы, молекулы, ионы, электроны или любые другие частицы). Единица измерения количества вещества в СИ — моль.

Количество вещества (ν) связано с числом структурных единиц (N) в образце вещества, его массой (m) и объемом (V) — для газообразных веществ при н. у. — следующими уравнениями:

$$\nu = \frac{m}{M}$$

$$\nu = \frac{V}{V_m}$$

$$\nu = \frac{N}{N_A}$$

в которых

m = масса вещества, г;

M = молярная масса, г/моль, численно равна относительной молекулярной массе вещества;

V = объем вещества, л;

V_m = объем молярный, V_m $V_m = 22,4$ л/моль (мл/ммоль, м³/кмоль) при н.у.,
 N = число структурных единиц (атомов, молекул, ионов)
 $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ (постоянная Авогадро),

Пример 2. Сколько молей оксида меди соответствуют 160 г

Дано: $m(\text{CuO}) = 160$ г	Решение:
Найти: $n(\text{CuO})$ -?	1) Молекулярную массу (M_r) находим по ПСХЭ Д.И.Менделеева 2) Записываем формулу для расчета количества вещества $\nu = \frac{m}{M}$ 3) Переводим молекулярную массу в молярную (молярная масса –это масса 1 моля) $M = M_r \times 1$ г/моль, $M(\text{CuO}) = 80 \times 1$ г/моль = 80 г/моль Подставляем известные значения в формулу для расчета количества вещества $n = \frac{m}{M}$; $n(\text{CuO}) = \frac{160 \text{ г}}{80 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 2$ моль Ответ: 2 моль

II. Практическая часть. Выполнение работы.

Задания для самостоятельной работы

ВАРИАНТ 1

1. Вычислите относительную молекулярную массу: оксида серы (VI) - SO_3 , фосфорной кислоты – H_3PO_4 , гидроксида бария – $\text{Ba}(\text{OH})_2$, карбоната калия – K_2CO_3 .
2. Определите массовые доли химических элементов азота и водорода в веществе: NH_3 .
3. Какое количество вещества содержится в оксиде серы (VI) SO_2 массой 12 г?
 Ответ: 0,15 моль
4. Определите массу 3,5 моль оксида цинка.
5. Рассчитайте, какой объем (н.у.) займут 0,6 моль азота N_2 .
6. При взаимодействии 37 г гидроксида кальция с сульфатом аммония было получено 15 г аммиака. Вычислите массовую долю выхода аммиака.

ВАРИАНТ 2

1. Вычислите относительную молекулярную массу: оксида железа (III) – Fe_2O_3 , сероводородной кислоты – H_2S , гидроксида алюминия – $\text{Al}(\text{OH})_3$, нитрата бария – $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.
2. Определите массовые доли химических элементов – магния и хлора в веществе: MgCl_2 .
3. Какое количество вещества соответствует 306 г оксида алюминия Al_2O_3 ?
4. Рассчитайте массу 4 моль азотной кислоты HNO_3 .
5. Рассчитайте, какой объем (н.у.) займут 38 г фтора F_2 .

6. Вычислите массу фосфора, необходимую для получения 200 г фосфорной кислоты, если массовая доля выхода кислоты составляет 90 %

ВАРИАНТ 3

1. Вычислите относительную молекулярную массу оксида азота (V) – N_2O_5 , кремниевой кислоты – H_2SiO_3 , гидроксида железа (II) – $Fe(OH)_2$, сульфата лития – Li_2SO_4 .

2. Определите массовые доли химических элементов калия и кислорода в веществе: K_2O .

3. Какое количество вещества содержится в оксиде серы (VI) SO_3 массой 12 г?
Ответ: 0,15 моль

4. Определите массу карбоната натрия Na_2CO_3 количеством вещества 0,25 моль. Ответ: 26,5 г

5. Рассчитайте, какой объем (н.у.) займут 4,5 моль кислорода O_2 .

6. Какой объем оксида азота (I) (н.у.) можно получить при разложении 40 г нитрата аммония, если объемная доля его выхода составляет 96 %.

ВАРИАНТ 4.

1. Вычислите относительную молекулярную массу следующих веществ: оксида меди (I) – Cu_2O , азотной кислоты – HNO_3 , гидроксида цинка – $Zn(OH)_2$, фосфата натрия – Na_3PO_4

2. Определите массовые доли химических элементов кальция и брома в веществе: $CaBr_2$.

3. Какое количество вещества соответствует 352 г сульфида железа FeS ?

4. Рассчитайте массу 0,5 моль оксида натрия Na_2O .

5. Рассчитайте, какой объем (н.у.) займут 10 г водорода H_2 .

6. Какой объем аммиака (н.у.) можно получить, нагревая смесь 33 г сульфата аммония с избытком гидроксида кальция, если объемная доля выхода составляет 85 %.

Сделайте и запишите вывод по работе.

Контрольные вопросы

1. Что такое относительная атомная масса?

2. Пользуясь периодической системой, выпишите атомные массы следующих элементов: натрия, серы, азота, фосфора, кальция, цинка, лития.
Пример: относительная атомная масса кислорода $A_r(O) = 16$.

3. Чему равна относительная молекулярная масса?

4. Что такое массовая доля? Запишите формулу для нахождения химического элемента в веществе.

Практическая работа № 3

Расчеты простейшей формулы органической молекулы, исходя из элементного состава (в %)

Цель: отработать навыки нахождения молекулярной формулы органического вещества, исходя из элементного состава, сформировать умения определять состав органических веществ исходя из знания массовых долей элементов.

Оборудование: Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.

I. Теоретическая часть

Расчеты простейшей формулы органической молекулы, исходя из элементного состава (в %) Простейшая формула показывает, каким наименьшим числом атомов различных элементов может быть выражен количественный состав молекулы. Для определения простейшей формулы нужны данные о количественном отношении элементов, составляющих молекулу (в % или единицах массы) и относительные атомные массы элементов.

$$C_xH_yO_z; \quad x:y:z = \frac{w(C)}{Ar(C)} : \frac{w(H)}{Ar(H)} : \frac{w(O)}{Ar(O)}$$

Пример 1. Вывести простейшую формулу соединения, имеющего следующий состав: Na – 42,1%, P – 18,9%, O – 39%.

Дано: $w(\text{Na}) - 42,1\%$ $w(\text{P}) - 18,9\%$ $w(\text{O}) - 39\%$ Найти: $\text{Na}_x\text{P}_y\text{O}_z - ?$	Решение: $\text{Na}_x\text{P}_y\text{O}_z$ $x:y:z = \frac{42,1}{23} : \frac{18,9}{31} : \frac{39}{16}$ $x:y:z = 1,83:0,61:2,44$ Получение величины 1,83:0,61:2,44 называют атомными факторами. Они выражают отношения между молярными массами элементов в соединении, а следовательно, и отношения между атомами. Но атомы могут входить в состав молекулы только целыми числами. Поэтому необходимо все атомные факторы поделить на наименьший из них. $x:y:z = \frac{1,83}{0,61} : \frac{0,61}{0,61} : \frac{2,44}{0,61}$ $x:y:z = 3:1:4$ Простейшая формула Na_3PO_4 Ответ: искомая формула Na_3PO_4.
--	--

Для правильного вывода формулы, отражающей истинные качества атомов в молекуле, надо знать еще и молекулярную массу соединения. Молекулярную массу соединения можно рассчитать исходя из относительной плотности по водороду и по воздуху.

$$D_{H_2} = \frac{\mu(\text{иском. вещества})}{\mu(H_2)} ;$$

$$\mu(\text{иск. в.}) = D_{H_2} \cdot 2 ;$$

$$\mu(H_2) = 1 \cdot 2 = 2 \text{ г/моль};$$

$$D_{\text{возд}} = \frac{\mu(\text{иском. вещества})}{\mu(\text{возд})} ;$$

$$M(\text{иском. в-ва}) = D_{\text{возд}} \times 29;$$

$$M(\text{возд}) = 29 \text{ г/моль};$$

Молекулярную массу можно рассчитывать через плотность (ρ), если дана масса 1 литра газа.

$$\mu = \frac{m(\text{вещества})}{V} \cdot V_{\mu};$$

где масса (m) выражена в граммах,

объем (V) выражен в литрах, V_{μ} равен 22,4 л/моль.

Пример 2. Выведите молекулярную формулу углеводорода по данным состава: С – 85,7%, Н – 14,3%; плотность по водороду 21.

Дано: $w(C) - 85,7\%$ $w(H) - 14,3\%$ $D_{H_2}(C_xH_y) = 21$ Найти: $C_xH_y - ?$	Решение: C_xH_y $x : y = \frac{w(C)}{Ar(C)} : \frac{w(H)}{Ar(H)}$ $x : y = \frac{85,7}{12} : \frac{14,3}{1}$ $x : y = 7,14 : 14,3$ Находим молекулярные массы простейшей формулы и молекулярной (истинной) формулы. $\mu(CH_2) = 12 + 1 \cdot 2 = 14$ $\mu(C_xH_y) = D_{H_2} \cdot 2$ $\mu(C_xH_y) = 21 \cdot 2 = 42$ Рассчитаем, во сколько раз масса молекулярной формулы больше массы простейшей формулы: $\frac{\mu(C_xH_y)}{\mu(CH_2)} = \frac{42}{14} = 3$ Следовательно, для вывода истинной формулы необходимо число атомов углерода и водорода в простейшей формуле увеличить в 3 раза, C_3H_6. Ответ: искомая молекулярная формула C_3H_6.
--	---

II. Практическая часть. Выполнение работы.

Задания для самостоятельной работы

1. Вывести молекулярную формулу органического соединения с составом 80 % углерода и 20 % водорода, если плотность соединения по водороду равна 15 (C_2H_4).
 2. Найти молекулярную формулу кислоты, содержащей 54,4 % углерода; 36,4 % кислорода и 9,1 % водорода. Плотность паров кислоты по водороду равна 44.
 3. Найдите молекулярную формулу углеводорода, массовая доля углерода в котором составляет 83,3%. Относительная плотность паров этого вещества по водороду равна 36.
 4. Найдите молекулярную формулу органического вещества, если известно, что массовая доля углерода в нем составляет 51,89%, водорода 9,73 % и хлора 38,38 %. Относительная плотность паров этого вещества по воздуху равна 3,19.
 5. Найдите молекулярную формулу углеводорода, массовая доля водорода в котором составляет 15,79%. Относительная плотность паров этого вещества по воздуху равна 3,93.
 6. Найти молекулярную формулу вещества, содержащего 81,8% углерода и 18,2% водорода. Относительная плотность вещества по азоту равна 1,57.
 7. Найти молекулярную формулу предельного углеводорода, массовая доля углерода в котором 83,3%.
- Сделайте и запишите вывод по работе.

Ответьте на контрольные вопросы

1. Что такое относительная плотность газа?
2. Что показывает простейшая формула вещества?
3. Что показывает истинная формула вещества?
4. Проговорите алгоритм решения задач на нахождение формулы вещества.

Практическая работа № 4 Химическое равновесие и его смещение под действием различных факторов

Цель: закрепить теоретические знания о химическом равновесии, константе равновесия, закрепить понятия «обратимость» и «необратимость» химических реакций; обобщить и углубить знания учащихся о химическом равновесии, уметь применять принцип Ле Шателье для смещения химического равновесия.

Оборудование: Периодическая таблица химических элементов Д.И. Менделеева, Таблица «Растворимость кислот, оснований и солей в воде».

Теоретическая часть

Строго говоря, необратимых реакций практически нет. Любой процесс, рассматриваемый как необратимый, все же обратимый или может быть превращен в обратимый.

Например, реакция разложения карбоната кальция: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$ необратимая, если протекает в открытой системе, т.е. когда улетучивается углекислый газ. А если осуществить эту реакцию в замкнутой системе, то разложение CaCO_3 будет идти до тех пор, пока давление газа не достигнет определенного значения, препятствующего разложению, а углекислый газ и оксид кальция будут участвовать в обратной реакции. Большинство химических реакций обратимы.

Поэтому важно знать условия их протекания. Рассмотрим механизм протекания обратимой реакции на примере реакции: $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C} + \text{D}$ Составим график, показывающий зависимость скорости прямой и обратной реакции от времени. $v_{\text{пр.р.}} = v_{\text{обр.р.}}$

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

Состояние химического равновесия обратимых процессов количественно характеризуется константой равновесия. Для обратимой реакции: $a\text{A} + b\text{B} \leftrightarrow c\text{C} + d\text{D}$ согласно закону действующих масс, скорости прямой и обратной реакций можно записать:

$$v_{\text{пр.р.}} = k_1[\text{A}]^a [\text{B}]^b$$

$$v_{\text{обр.р.}} = k_2[\text{C}]^c [\text{D}]^d$$

$[\text{A}], [\text{B}], [\text{C}], [\text{D}]$ – равновесные концентрации веществ.

a, b, c, d – показатели степени, равны коэффициентам в реакции.

В момент достижения состояния химического равновесия скорость прямой и обратной реакций равны.

$$v_{\text{пр.р.}} = v_{\text{обр.р.}}$$

$$k_1[\text{A}]^a [\text{B}]^b = k_2[\text{C}]^c [\text{D}]^d = K_p;$$

$$K_p = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b};$$

K_p – константа химического равновесия, количественно описывает состояние химического равновесия и представляет собой математическое выражение закона действующих масс для равновесных систем.

При постоянной температуре константа равновесия – величина постоянная для данной обратимой реакции и показывает соотношение между концентрациями продуктов реакции и исходных веществ, которое устанавливается при химическом равновесии. Константы равновесия рассчитывают из опытных данных, определяя равновесные концентрации исходных веществ и продуктов реакции при определенной температуре.

Константа химического равновесия имеет большое теоретическое и практическое значение, так как позволяет определить полноту протекания процесса.

При $K_p = 1$ – система находится в состоянии химического равновесия.

При $K_p > 1$ – химическое равновесие смещено в сторону прямой реакции.

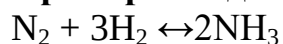
При $K_p < 1$ – химическое равновесие смещено в сторону обратной реакции.

Величина K зависит от природы реагирующих веществ, температуры и давления, но не зависит от концентрации и участия катализатора. Катализатор

лишь ускоряет время наступления равновесия. По величине k можно судить о полноте протекания реакции: при $K > 1$ $v_1 > v_2$, при $K < 1$ $v_1 < v_2$.

Правило Ле Шателье. Если изменить хотя бы одно из условий, при которых система находится в состоянии химического равновесия (концентрацию веществ, давление, температуру), то равновесие смещается в направлении, способствующем ослаблению этого воздействия.

Пример 1. Задание: Запишите выражение константы равновесия для реакции:



Решение: $V_{\text{пр.р.}} = k_1[\text{N}_2][\text{H}_2]^3$; $V_{\text{обр.р.}} = k_2[\text{NH}_3]^2$

$V_{\text{пр.р.}} = V_{\text{обр.р.}}$; $k_1[\text{N}_2][\text{H}_2]^3 = k_2[\text{NH}_3]^2$

$$K_p = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

Пример 2. Задание: Запишите выражение константы равновесия для реакции:
 $\text{CO}_2 + \text{C} \leftrightarrow 2\text{CO}$

Решение: $V_{\text{пр.р.}} = k_1[\text{CO}_2]$ $V_{\text{обр.р.}} = k_2[\text{CO}]^2$ $V_{\text{пр.р.}} = V_{\text{обр.р.}}$ $k_1[\text{CO}_2] = k_2[\text{CO}]^2$; $K_p = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$

Пример 3. Задание. Определите, как смещается химическое равновесие в системе: $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} - Q$ При повышении температуры, давления, концентрации продукта реакции.

Решение: реакция $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} - Q$ эндотермическая, идет без изменения объема, поэтому: $t >$ (в сторону прямой реакции) $P >$ влияет на химическое равновесие $[\text{NO}] >$ (в сторону обратной реакции)

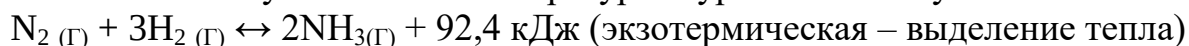
Пример 4. Задание. Как нужно изменить температуру, давление, концентрацию одного из реагирующих веществ, чтобы сместить химическое равновесие в реакции $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{г}) + Q$ в сторону продуктов реакции.

Решение: реакция $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{г}) + Q$ экзотермическая, идет с уменьшением объема, поэтому, чтобы сместить химическое равновесие в сторону продуктов реакции, надо: температуру – уменьшать, давление – увеличивать, концентрацию исходного вещества – увеличивать.

Практическая часть. Задачи для самостоятельного решения

Решение задач.

1. Как повлияет увеличение температуры в уравнении получения аммиака?



2. Как повлияет увеличение температуры на смещение равновесия в системе? $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г}) - 180,8 \text{ кДж}$ (эндотермическая - поглощение тепла)

3. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$. Как изменится скорость прямой реакции - образования аммиака, если увеличить концентрацию водорода в три раза?

4. В системе $\text{A} + \text{B} = \text{C}$, $\Delta H^0 < 0$, где А, В и С – газы, установилось равновесие. Какое влияние на равновесное количество вещества С в единице объема системы

окажут: а) увеличение давления; б) увеличение количества вещества А в системе; в) повышение температуры?

5. При определенных условиях реакции хлороводорода с кислородом является обратимой: $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{Cl}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$, $\Delta H^0 = -116,4$ кДж. Какое влияние на равновесное состояние системы окажут: а) увеличение давления; б) повышение температуры; в) введение катализатора?

6. Как повлияет увеличение давления на химическое равновесие в обратимой системе: $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} = 2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$.

7. Реакция протекает по уравнению $2\text{SO}_{2(\text{г})} = 2\text{SO}_{3(\text{ж})}$, $\Delta H^0 = -284,2$ кДж. Изменением каких параметров можно добиться смещения равновесия в сторону образования оксида серы (VI)?

8. Как повлияет увеличение давления на равновесие в системах: а) $\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} = \text{SO}_2\text{Cl}_{2(\text{г})}$; б) $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Br}_{2(\text{г})} = 2\text{HBr}_{(\text{г})}$.

9. Как повлияет уменьшение температуры на равновесие в следующих системах: а) $\text{A} + \text{B} = 2\text{C}$, $\Delta H^0 = 50$ кДж; б) $2\text{D} + \text{E} = 2\text{F}$, $\Delta H^0 = -80$ кДж.

10. Как надо изменить температуру и давление (увеличить или уменьшить), чтобы равновесие в реакции разложения карбоната кальция $\text{CaCO}_{3(\text{к})} = \text{CaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$, $\Delta H^0 = 178$ кДж сместить в сторону продуктов разложения?

11. Как повлияет уменьшение давления на равновесие в реакциях:

а) $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$; б) $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$; в) $3\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{г})} = 2\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$.

Выполните тестовые задания:

1. На состояние химического равновесия, как правило, не влияет:

- а) изменение давления, б) изменение температуры,
в) использование избытка реагентов г) применение катализатора.

2. Увеличение температуры приводит к смещению химического равновесия в сторону:

- а) прямой реакции, б) обратной реакции,
в) эндотермической реакции, г) экзотермической реакции

3. При нагревании равновесие некоторой реакции смещается вправо. Реакция протекает с:

- а) выделением теплоты, б) поглощением теплоты,
в) участием катализатора, г) увеличением числа частиц.

4. При увеличении давления равновесие некоторой реакции смещается вправо. Реакция протекает с:

- а) поглощением теплоты,
б) уменьшением числа молекул в газовой фазе,

- в) увеличением числа молекул в газовой фазе,
г) участием твердого катализатора.

5. Приведет к смещению равновесия в реакции $2\text{HCl}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{H}_{2(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} - Q$

- а) перемешивание смеси б) повышение давления,
в) применение катализатора, г) понижение температуры.

6. Химическое равновесие в системе $2\text{HBr}_{(г)} \leftrightarrow \text{H}_{2(г)} + \text{Br}_{2(г)} - Q$ сместится в сторону продуктов реакции при:

- а) повышении давления
б) повышении температуры
в) понижении давления
г) использовании катализатора

7. Равновесие $\text{CO}_{(\text{г})} + 2\text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{г})} + Q$ смещается в сторону исходных веществ при:

- а) охлаждении, б) увеличении концентрации водорода,
в) добавлении метанола, г) увеличении давления

8.Какое действие не повлияет на равновесия $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{HI}_{(\text{г})} + \text{Q}$:

- а) повышение давления,
в) нагревание,

9.Максимальный выход продукта реакции $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{SO}_{3(\text{г})} + Q$ будет при одновременном:

- а) увеличении давления и понижении температуры,
б) уменьшении давления и повышении температуры,
в) увеличении давления и повышении температуры,
г) уменьшении давления и понижении температуры.

10. При одновременном повышении температуры и понижении давления химическое равновесие сместится вправо в системе:

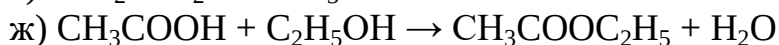
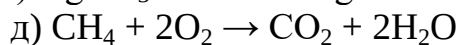
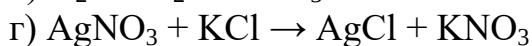
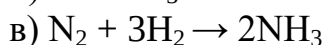
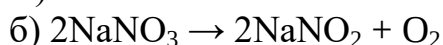
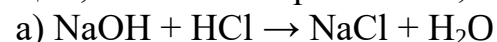
- $$\begin{array}{l} \text{a) } \text{H}_{2(\text{r})} + \text{S}_{(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} + \text{Q} \\ \text{б) } 2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{SO}_{3(\text{r})} + \text{Q} \\ \text{B) } 2\text{NH}_{3(\text{r})} \leftrightarrow \text{N}_{2(\text{r})} + 3\text{H}_{2(\text{r})} - \text{Q} \\ \text{r) } 2\text{HCl}_{(\text{r})} \leftrightarrow \text{H}_{2(\text{r})} + \text{Cl}_{2(\text{r})} - \text{Q} \end{array}$$

Контрольные вопросы

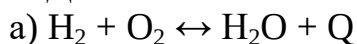
1. Дайте понятие химического равновесия.
2. Назовите условия смещения равновесия химической реакции.
3. Сформулируете закон смещения равновесия химической реакции (принцип Ле-Шателье).
4. По каким признакам определяют необратимые и обратимые реакции?
5. Приведите примеры необратимых и обратимых реакций.
6. Сформулируйте определение обратимых реакций.

7. Как в уравнениях реакций обозначается обратимость процесса?
8. Сформулируйте определение необратимых реакций.
9. Каковы условия протекания реакций?
10. Какое влияние оказывает на химическое равновесие изменение температуры?
11. Какое влияние оказывает на химическое равновесие изменение давления?
12. В каких случаях давление не влияет на химическое равновесие?
13. Как влияет на химическое равновесие изменение концентрации реагирующих веществ?
14. Какое влияние оказывает на химическое равновесие катализаторы?

Домашнее задание. 1. Определите, какие из предложенных химических реакций, являются обратимыми, а какие необратимыми



2. Даны схемы химических реакций:



Список литературы и интернет ресурсов

Основная литература

1. Химия. 10 класс: Учебник для общеобразоват. Организаций: базовый уровень / Г.Е. Рудзитис, Ф.Г. Фельдман. – 9-е изд., стер. – М.: Просвещение. – 2022. – 224с.
2. Химия. 11 класс: Учебник для общеобразоват. Организаций: базовый уровень / Г.Е. Рудзитис, Ф.Г. Фельдман. – 9-е изд., стер. – М.: Просвещение. – 2022. – 223с.
3. Анфиногенова, И. В. Химия: учебник и практикум для среднего профессионального образования / И. В. Анфиногенова, А. В. Бабков, В. А. Попков. – 2-е изд., испр. и доп. – М.: Изд-во Юрайт, 2022. – 291 с.
4. Химия: учебник для среднего профессионального образования / Ю. А. Лебедев, Г. Н. Фадеев, А. М. Голубев, В. Н. Шаповал; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Изд-во Юрайт, 2022. – 431 с.

Дополнительная литература

1. Рудзитис, Г.Е. Химия: базовый уровень: учебник для образовательных организаций, реализующих образовательные программы среднего профессионального образования/ Г.Е. Рудзитис, Ф.Г. Фельдман. – 2-е изд., стер. – М.: Просвещение, 2025. – 336 с.
2. Химия. 10 класс. Углублённый уровень: учебник/ В.В. Еремин, Н.Е. Кузьменко, В.И. Теренин, А.А. Дроздов, В.В. Лунин; под ред. В.В. Лунина. – М.: Просвещение, 2022. – 446 с.
3. Химия. 11 класс. Углублённый уровень: учебник/ В.В. Еремин, Н.Е. Кузьменко, А.А. Дроздов, В.В. Лунин; под ред. В.В. Лунина. – М.: Просвещение, 2022. – 478, [2] с.: ил.
4. Гусева, Е. В. Химия для СПО: учебно-методическое пособие / Е. В. Гусева, М. Р. Зиганшина, Д. И. Куликова. – Казань: КНИТУ, 2019. – 168 с. – ISBN 978-5-7882-2792-4. – Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная

система. – URL: <https://e.lanbook.com/book/196096> (дата обращения: 14.10.2022). – Режим доступа: для авториз. пользователей.

5. Черникова, Н. Ю. Химия в доступном изложении: учебное пособие для спо / Н. Ю. Черникова. – 2-е изд., стер. – Санкт-Петербург: Лань, 2022. – 316 с. – ISBN 978-5-8114-9500-9. – Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. – URL: <https://e.lanbook.com/book/195532> (дата обращения: 14.10.2022). – Режим доступа: для авториз. пользователей.

6. Шевницына, Л. В. Химия: учебное пособие / Л. В. Шевницына, А. И. Апарнев. – Новосибирск: НГТУ, 2017. – 92 с. – ISBN 978-5-7782-3345-4. – Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. – URL: <https://e.lanbook.com/book/118505> (дата обращения: 14.10.2022). – Режим доступа: для авториз. пользователей.

7. Блинов, Л. Н. Химия: учебник для СПО / Л. Н. Блинов, И. Л. Перфилова, Т. В. Соколова. – 2-е изд., стер. – Санкт-Петербург: Лань, 2021. – 260 с. – ISBN 978-5-8114-7904-7. – Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. – URL: <https://e.lanbook.com/book/167183> (дата обращения: 14.10.2022). – Режим доступа: для авториз. пользователей.

8. Капустина, А. А., Хальченко И. Г., Либанов В. В. Общая и неорганическая химия. Практикум / А. А. Капустина, И. Г. Хальченко, В.В. Либанов – Санкт-Петербург: Лань, 2020. – 152 с.

9. Габриелян, О.С. Химия: учеб. для студ. проф. учеб. заведений / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов. – М., 2022.- 256 с.

Интернет-ресурсы

1. hvsh.ru – Журнал «Химия в школе».

2. <https://postnauka.ru/themes/chemistry> – лекции по химии на сайте Постнаука. <http://gotourl.ru/4780> (<http://elementy.ru/>)
Научно-популярный проект «Элементы большой науки» (физика, химия, математика, астрономия, науки о жизни, науки о Земле). Новости науки, книги, научно-популярные статьи, лекции, энциклопедии.

3. <http://gotourl.ru/4783> (<http://potential.org.ru/>)
Сайт научно-популярного журнала «Потенциал». Журнал издаётся с 2005 г., с 2011 г. – раздел «Химия».

4. <http://gotourl.ru/4785> (<http://www.hij.ru/>) Сайт научно-популярного журнала «Химия и жизнь». Журнал издаётся с 1965 г.

5. <http://gotourl.ru/4786> (<http://www.chemnet.ru/rus/elibrary/>)
Открытая электронная библиотека химического портала «Chemnet», содержит учебные и информационные материалы для школьников и учителей. В ней можно найти учебники по общей и неорганической химии, органической химии, мультимедиа материалы, а также задачи химических олимпиад с решениями, задачи вступительных экзаменов для абитуриентов.

6. <http://gotourl.ru/4787> (<http://www.chem.msu.ru/rus/olimp/>)
Информационные материалы об олимпиадах: Московской городской, Всероссийской, Менделеевской, Международной. Приведены задачи

теоретических и экспериментальных туров, подробные решения, списки и фотографии победителей.

7. <http://gotourl.ru/7179> (<http://chem.dist.mosolymp.ru/>)

Система дистанционного обучения, направленная в первую очередь на подготовку к олимпиадам всех уровней – от школьных до Международной. Сайт содержит огромное количество задач, сгруппированных как по темам, так и по олимпиадам. По всем основным разделам химии приведён теоретический материал и разобраны решения типовых задач.

8. <http://gotourl.ru/4789> (<http://www.nanometer.ru/>)

Портал по нанотехнологиям. Основная цель – развитие образования в области нанотехнологий и подготовка к интернет-олимпиаде по нанотехнологиям.

9. <http://gotourl.ru/4790> (<http://webelements.com/>)

Надёжная справочная информация о химических элементах и их свойствах (на английском языке).

10. <http://gotourl.ru/4792> (<http://periodictable.ru/>)

Русскоязычный сайт о свойствах химических элементов.

11. <http://gotourl.ru/7180> (<https://www.lektorium.tv>)

Некоммерческий сайт онлайн-образования, содержит много интересных образовательных курсов и видеолекций для школьников, студентов и учителей. Есть несколько курсов по химии.

12. <http://gotourl.ru/4800> (<https://www.cas.org/>)

Сайт Chemical Abstract Service – самый авторитетный в мире химии информационный интернет-ресурс (сайт платный).

13. <http://www.organic-chemistry.org/> Портал по органической химии на английском языке.

14. <http://www.xumuk.ru> Сайт о химии: классические учебники, справочники, энциклопедии, поиск органических и неорганических реакций, составление уравнений реакций.

15. <http://orgchemlab.com/> Сайт, посвящённый практической работе в лаборатории