

Филиал Государственного бюджетного профессионального образовательного
учреждения Иркутской области «Иркутский колледж автомобильного
транспорта и дорожного строительства» в поселке Улькан

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ
ЛАБОРАТОРНЫХ И ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ ПО ДИСЦИПЛИНЕ**

ОУД.06 Химия

по программе подготовки квалифицированных рабочих и служащих
15.01.31 Мастер контрольно-измерительных приборов и автоматики

2020 г.

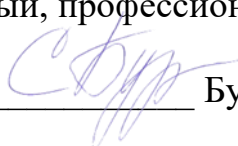
Методические указания для выполнения лабораторных и практических работ по дисциплине разработаны на основе ФГОС СПО по профессии 15.01.31 Мастер контрольно-измерительных приборов и автоматики и рабочей программы дисциплины ОУД.06 «Химия».

Организация-разработчик: Филиал Государственного бюджетного профессионального образовательного учреждения Иркутской области «Иркутский колледж автомобильного транспорта и дорожного строительства» в поселке Улькан

Разработчик:

Шопенко Анастасия Александровна, преподаватель

Рассмотрены и одобрены на заседании методической комиссии
«Общеобразовательный, профессиональный цикл»

Руководитель МК  Бурлакова С.С.

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Методические указания по выполнению лабораторных и практических работ составлены в соответствии с рабочей программой дисциплины «Химия» для оказания помощи обучающимся в организации и успешном выполнении лабораторных и практических работ по дисциплине «Химия» по профессии 15.01.31 Мастер контрольно-измерительных приборов и автоматики.

При изучении учебной дисциплины «Химия» на проведение лабораторных и практических занятий отводится 49 часов.

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 повышения 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 (постановка задачи, формулирование гипотез, анализ и синтез, сравнение, обобщение, систематизация, выявление причинно-следственных связей, поиск аналогов, формулирование выводов) для решения поставленной задачи, применение основных методов познания (наблюдение, научный эксперимент) 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 её 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: наблюдение, описание, измерение, эксперимент; умение обрабатывать, объяснять результаты проведённых опытов и делать выводы;

готовность и способность применять методы познания при решении практических задач;

- сформированность умения давать количественные оценки и проводить расчёты 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.

Критерии оценивания выполнения лабораторных и практических работ

Оценка	Критерии оценки ответа студента
«Отлично»	Показал полное знание технологии выполнения задания. Продемонстрировал умения применять теоретические знания, правила выполнения задания. Уверенно выполнил действия согласно условию задания.
«Хорошо»	Задание в целом выполнил, но допустил неточности. Показал знание алгоритма выполнения задания, но недостаточно уверенно применил их на практике. Выполнил норматив на положительную оценку.
«Удовлетворительно»	Показал знание общих положений, задание выполнил с ошибками. Задание выполнил на положительную оценку, но превысил время, отведенное на выполнение задания.
«Неудовлетворительно»	Не выполнил задание. Не продемонстрировал умения самостоятельного выполнения задания. Не знает алгоритм выполнения задания. Не выполнил норматив на положительную оценку.

Перечень практических работ

№ п/п	Название практической работы	Количество часов
№ 1	Решение задач «Закон сохранения массы веществ».	1
№ 2	Решение задач «Закон постоянства состава веществ молекулярной структуры».	1
№ 3	Решение задач «Закон Авогадро и следствия из него».	1
№ 4	Решение расчётных задач на нахождение относительной молекулярной массы, определение массовой доли химических элементов в сложном веществе.	1
№ 5	Составление схем электронных конфигураций атомов малых периодов.	1
№ 6	Составление схем электронных конфигураций атомов больших периодов.	1
№ 7	Составление схем электронных конфигураций атомов больших периодов.	1
№ 8	Решение расчётных задач на нахождение объёмной и массовой долей смеси.	1
№ 9	Рассмотрение коллоидных систем.	1
№ 10	Решение задач на нахождение массовой доли растворённого вещества.	1
№ 11	Приготовление раствора заданной концентрации.	1
№ 12	Решение задач по химическим формулам и уравнениям реакций.	1
№ 13	Решение задач по термохимическим уравнениям.	1
№ 14	Решение задач по термохимическим уравнениям.	1
№ 15	Решение задач. Зависимость скорости химических реакций от различных факторов.	1
№ 16	Решение задач. Химическое равновесие.	1
№ 17	Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса.	1
№ 18	Получение, собирание и распознавание газов.	1
№ 19	Решение экспериментальных задач.	1
№ 20	Ознакомление с номенклатурой органических соединений.	1
№ 21	Изучение основных направлений промышленной переработки природного газа.	1
№ 22	Решение задач на вывод формулы вещества.	1
№ 23	Решение экспериментальных задач.	1
№ 24	Распознавание пластмасс и волокон.	1
№ 25	Решение экспериментальных задач на идентификацию органических соединений.	1
№ 26	Рассмотрение генетической связи между классами органических и неорганических соединений.	1
№ 27	Получение пластмасс и волокон.	1
Итого:		27

Перечень лабораторных работ

№ п/п	Название практической работы	Количество часов
№ 1	Моделирование построения Периодической таблицы химических элементов.	1
№ 2	Ознакомление со свойствами дисперсных систем.	1
№ 3	Получение эмульсии моторного масла.	1
№ 4	Взаимодействие кислот с металлами, оксидами металлов, основаниями и солями.	1
№ 5	Получение и свойства амфотерного гидроксида.	1
№ 6	Взаимодействие солей с металлами, кислотами, основаниями и друг с другом.	1
№ 7	Определение pH раствора солей.	1
№ 8	Изучение скорости химических реакций. Химическое равновесие.	1
№ 9	Определение закалки и отпуска стали.	1
№ 10	Ознакомление со структурами серого и белого чугуна.	1
№ 11	Распознавание руд железа.	1
№ 12	Изготовление моделей молекул органических веществ.	1
№ 13	Ознакомление с коллекцией каучуков и образцами изделий из резины.	1
№ 14	Ознакомление с коллекцией образцов нефти и продуктов ее переработки.	1
№ 15	Качественные реакции на многоатомные спирты.	1
№ 16	Качественные реакции на фенол.	1
№ 17	Изучение химических свойств альдегидов.	1
№ 18	Свойства уксусной кислоты, общее со свойствами минеральных кислот.	1
№ 19	Взаимодействие глюкозы и сахарозы с гидроксидом меди (II).	1
№ 20	Растворение белков в воде, Обнаружение белков в молоке и мясном бульоне.	1
№ 21	Денатурация раствора белка куриного яйца спиртом, растворами солей тяжелых металлов и при нагревании.	1
№ 22	Денатурация раствора белка куриного яйца спиртом, растворами солей тяжелых металлов и при нагревании.	1
Итого:		22

Практическая работа №1

Решение задач «Закон сохранения массы веществ»

Цель работы: формирование умений применять основные законы для вычисления по химическим уравнениям, используя алгоритм решения задач на нахождение относительной молекулярной массы, определение массовой доли.

Теоретическое обоснование

1. Закон сохранения массы веществ: *«Масса всех веществ, вступивших в реакцию, равна массе всех продуктов реакции».*

2. Молярная масса веществ M выражается в г/моль. Она численно равна относительной молекулярной массе этого вещества M_r , для молекул $M=M_r$, для атомов $M = A$.

3. Количество вещества $n = \frac{m}{M}$; (1)

где n – количество вещества, моль;

m – масса вещества, г;

M – молярная масса, г/моль;

или $n = \frac{V}{V_m}$; (2)

где V – объем вещества, л

V_m – молярный объем, моль/л

4. Масса исходного вещества $m = n * M$; (3)

Объем исходного вещества $V = n * V_m$; (4)

5. Молярный объем любого газа при нормальных условиях равен 22,4 л/моль.

Алгоритм решения задач

1. Прочитайте текст задачи.

2. Запишите условие и требование задачи.

3. Составьте уравнение реакций.

4. Подчеркните формулы веществ, о которых идет речь в условии.

5. Надпишите над подчеркнутыми формулами исходные данные.

6. Рассчитайте молярные массы веществ, о которых идет речь в условии.

7. Рассчитайте количество данного по условию задачи вещества.

8. Определите соотношение веществ в данной реакции (по коэффициентам).

9. Составьте пропорцию, рассчитайте количество определяемого вещества.

10. Используя формулу (3) вычислите массу исходного вещества. Используя формулу (4), вычислите объем исходного вещества.

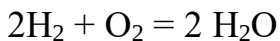
11. Запишите ответ

Примеры решения задач

Задача 1

Какая масса воды образуется при взаимодействии 8 г водорода с кислородом?

Составляем уравнение реакции.



2 моль 2 моль

$M=2\text{г/моль}$ $M=18\text{г/моль}$

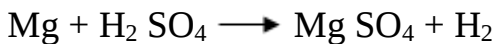
$m = 4\text{г}$ ----- $m = 36\text{ г}$ - из уравнения реакций

8г ----- x - из расчета

$$x = \frac{8 \cdot 36}{4} = 72\text{г}$$

Задача 2

Какая масса магния вступает в реакцию с серной кислотой, если в результате реакции выделяется 5,6 л водорода при нормальных условиях.



1 моль

1 моль

$M = 24\text{г/моль}$

$V_m = 22,4\text{л/моль}$

$m = 24\text{г}$

$V = 22,4\text{ л}$

x

5,6л

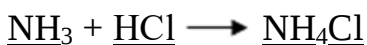
$$x = \frac{24 \cdot 5,6}{22,4} = 6\text{г}$$

Ответ: 5,6л H_2 выделяется, если в реакцию вступает 6 г магния.

Задача 3

Смешали 7,3г HCl с 4,0г NH_3 . Сколько NH_4Cl образуется.

Составляем уравнение реакции.



1 моль 1 моль 1 моль

1. Определяем какое вещество находится в избытке, какое в недостатке.

Для этого рассчитываем данное число молей HCl и NH_3

$$n(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)} = \frac{4,0 \text{ г}}{17 \text{ г/моль}} = 0,24 \text{ моль}$$

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{4,0 \text{ г}}{17 \text{ г/моль}} = \frac{7,3 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 0,20 \text{ моль}$$

Уравнение показывает, что 1 моль HCl взаимодействует с 1 моль NH₃, значит 0,2 моль HCl взаимодействует с 0,2 моль NH₃, таким образом 0,04 моль NH₃ останутся непрореагировавшими, NH₃ дан в избытке. Расчёт следует вести по веществу данному в недостатке, т.е по HCl.

1 моль HCl дает 1 моль NH₄Cl

$$M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 14 + 4 + 35,5 = 53,5 \text{ г/моль}$$

Рассчитываем, сколько граммов NH₄Cl образуется в результате реакции.

$$m(\text{NH}_4\text{Cl}) = n \cdot M = 0,2 \text{ моль} \cdot 53,5 \text{ г/моль} = 10,7 \text{ г}$$

Ответ: 10,7г образуется NH₄Cl.

Вопросы для самоконтроля

1. Как формулируется закон сохранения массы?
2. Что такое химическое уравнение?
3. Как называются числа перед формулами в химических уравнениях?
4. Какие вы знаете формулы количества вещества?
5. Что такое молярная масса вещества и как она определяется?

Варианты заданий к практической работе

Вариант 1

1. В реакцию с азотной кислотой HNO₃ вступило 80 г гидроксида натрия NaOH. Рассчитайте массу образовавшейся соли.
2. Рассчитайте какая масса кислорода образуется при разложении 108 г воды.
3. Составьте уравнение реакции горения магния и вычислите массу оксида магния, которая получается при сгорании 24 г металла.
4. Рассчитайте объем водорода (н.у.) образующийся при разложении 54 г воды.
5. Составьте уравнение реакции горения фосфора (при этом получается P₂O₅) и вычислите, хватит ли 10 г кислорода на сжигание 6,2 г фосфора.

Вариант 2

1. В реакцию с соляной кислотой HCl вступило 72 г гидроксида натрия NaOH. Рассчитайте массу образовавшейся соли.

2. Рассчитайте какая масса водорода образуется при разложении 200 г воды.

3. Составьте уравнение реакции горения натрия и вычислите массу оксида магния, которая получается при сгорании 46 г металла.

4. Рассчитайте объем кислорода (н.у.) образующийся при разложении 72 г воды.

5. Составьте уравнение реакции горения серы (при этом получается SO_3) и сколько нужно взять кислорода для сжигания 18 г серы.

Вариант 3

1. В реакцию с серной кислотой H_2SO_4 вступило 40 г гидроксида натрия NaOH . Рассчитайте массу образовавшейся соли.

2. Рассчитайте какая масса водорода и кислорода образуется при разложении 320 г воды.

3. Рассчитайте массу оксида меди CuO , образующегося при разложении 49 г гидроксида меди $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

4. Какой объем водорода (н.у.) потребуется для полного восстановления меди из оксида меди массой 8 г.

5. Составьте уравнение реакции горения серы (при этом получается SO_2) и сколько нужно взять кислорода для сжигания 36 г серы.

Практическая работа №2

Решение задач «Закон постоянства состава веществ молекулярной структуры»

Цель работы: формирование умений применять закон постоянства состава веществ молекулярной структуры, используя алгоритм решения задач.

Теоретическое обоснование

Закон постоянства состава: *«Всякое чистое вещество независимо от способа его получения всегда имеет постоянный качественный и количественный состав».*

В связи с наличием соединений переменного состава в современную формулировку закона постоянства состава следует внести уточнение.

Состав соединений молекулярной структуры, т.е. состоящих из молекул, - является постоянным независимо от способа получения. Состав же соединений с немолекулярной структурой (с атомной, ионной и металлической решеткой) не является постоянным и зависит от условий получения.

Примеры решения задач

Задача 1

В каких массовых отношениях соединяются химические элементы в серной кислоте, химическая формула которой H_2SO_4 ?

Решение:

Используя ПСХЭ найдём относительные атомные массы химических элементов:

$$A_r(\text{H})=1, A_r(\text{S})=32, A_r(\text{O})=16.$$

Определим массовые отношения этих элементов в формуле H_2SO_4

$$m(\text{H}) : m(\text{S}) : m(\text{O}) = 2A_r(\text{H}) : A_r(\text{S}) : 4A_r(\text{O}) = 2 : 32 : 64 = 1 : 16 : 32$$

Таким образом, чтобы получить 49 г серной кислоты ($1+16+32=49$), необходимо взять 1 г - H, 16 г - S и 32 г - O.

Задача 2

Водород соединяется с серой в массовых отношениях 1:16. Используя данные об относительных атомных массах этих элементов, выведите химическую формулу сероводорода.

Решение:

Используя ПСХЭ найдём относительные атомные массы химических элементов:

$$A_r(\text{H})=1, A_r(\text{S})=32.$$

Обозначим количество атомов водорода в формуле - x, а серы - y: $\text{H}_x \text{S}_y$

$$m(\text{H}) : m(\text{S}) = xA_r(\text{H}) : yA_r(\text{S}) = x1 : y32 = (2*1) : (1*32) = 2 : 32 = 1 : 16$$

Следовательно, формула сероводорода: H_2S .

Задача 3

Выведите формулу сульфата меди, если массовые отношения в нём меди, серы и кислорода соответственно равны 2:1:2?

Решение:

Используя ПСХЭ найдём относительные атомные массы химических элементов:

$$A_r(\text{Cu})=64, A_r(\text{S})=32, A_r(\text{O})=16.$$

Обозначим количество атомов меди в формуле - x, серы - y, а кислорода - z: $\text{Cu}_x\text{S}_y\text{O}_z$

$$m(\text{Cu}) : m(\text{S}) : m(\text{O}) = xA_r(\text{Cu}) : yA_r(\text{S}) : zA_r(\text{O}) = x64 : y32 : z16 = (1*64) : (1*32) : (4*16) = 64:32:64 = 2:1:2$$

Следовательно, формула сульфата меди: Cu_2SO_2

Варианты заданий к практической работе

Вариант 1

№1. Применяя сведения об относительных атомных массах химических элементов, вычислите массовые отношения элементов в угольной кислоте, химическая формула которой H_2CO_3 .

№2. Определите массу кислорода, реагирующего без остатка с 3 г водорода, если водород и кислород в данном случае соединяются соответственно в соотношении 1:8?

Вариант 2

№1. Углерод и кислород в углекислом газе соединяются в массовых отношениях 3:8. Выведите химическую формулу углекислого газа.

№2. Определите массу водорода, реагирующего без остатка с 48 г кислорода, если водород и кислород в данном случае соединяются в соотношении 1:8?

Практическая работа №3

Решение задач «Закон Авогадро и следствия из него»

Цель работы: формирование умений применять закон Авогадро и следствия из него, используя алгоритм решения задач.

Теоретическое обоснование

1. Закон Авогадро: *«В равных объёмах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул».*

2. Следствие из закона Авогадро: *«Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем».*

При нормальных условиях (н.у.), т.е. при температуре 273 К (0 градусов Цельсия) и давлении 101,3 кПа (1 атм.), 1 моль любого газа занимает объем, равный 22,4 л. Этот объем называют *молярным объемом*.

То есть объем 1 моль газообразного вещества называют молярным объемом.

Он обозначается V_m и измеряется в л/моль. Он был экспериментально измерен и равен **22,4 л/моль**.

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$

Молярный объем можно рассчитать по формуле:

$$V_m = V/n$$

Откуда:

$$n = V/V_m; V = n \cdot V_m$$

3. Взаимосвязь молярной массы, молярного объёма, числа Авогадро и количества вещества:

$$\nu = V/V_m = N/N_a = m/M$$

$$M = \rho * V_m$$

Примеры решения задач

Задача 1

Какой объем занимает 0,2 моль N₂ при н.у.?

Дано: н.у.

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$

$$\nu(\text{N}_2) = 0,2 \text{ моль}$$

Найти:

V -?

Решение:

$$\nu(\text{N}_2) = V(\text{N}_2)/V_m, \text{ следовательно}$$

$$V(\text{N}_2) = \nu(\text{N}_2) \cdot V_m = 0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,48 \text{ л}$$

$$\text{Ответ: } V(\text{N}_2) = 4,48 \text{ л}$$

Задача 2

Какое количество вещества содержит водород объемом 33,6 л при н.у.?

Дано: н.у.

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$

$$V(\text{H}_2) = 33,6 \text{ л}$$

Найти:

ν -?

Решение:

$$\nu(\text{H}_2) = V(\text{H}_2)/V_m = 33,6 \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} = 1,5 \text{ моль}$$

$$\text{Ответ: } \nu(\text{H}_2) = 1,5 \text{ моль}$$

Задача 3

Какой объем займут 56 г. газа CO при н.у.?

Дано: н.у.

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$

$$m(\text{CO}) = 56 \text{ г}$$

Найти:

V -?

Решение:

$$\nu(\text{CO}) = V(\text{CO}) / V_m, \text{ следовательно}$$

$$V(\text{CO}) = \nu(\text{CO}) \cdot V_m$$

Неизвестное количество вещества найдём по формуле:

$$\nu = m/M$$

$$M(\text{CO}) = A_r(\text{C}) + A_r(\text{O}) = 12 + 16 = 28 \text{ г/моль}$$

$$\nu(\text{CO}) = m/M = 56 \text{ г} / 28 \text{ г/моль} = 2 \text{ моль}$$

$$V(\text{CO}) = \nu(\text{CO}) \cdot V_m = 2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 44,8 \text{ л}$$

Ответ: $V(\text{CO}) = 44,8 \text{ л}$

Варианты заданий к практической работе

Вариант 1

1. Какой объем занимают 5 моль O_2 при н.у.?
2. Какое количество вещества содержит кислород объемом 0,224 л при н.у.?
3. Какой объем займут 8 г. газа O_2 при н.у.?

Вариант 2

1. Какой объем занимают 2,5 моль H_2 при н.у.?
2. Какое количество вещества содержит углекислый газ объемом 4,48 л при н.у.?
3. Какой объем займут 64 г. газа SO_2 при н.у.?

Практическая работа №4

Решение расчётных задач на нахождение относительной молекулярной массы, определение массовой доли химических элементов в сложном веществе

Цель работы: формирование умений решать расчётные задачи на нахождение относительной молекулярной массы, определение массовой доли химических элементов в сложном веществе.

Теоретическое обоснование

1. *Относительная молекулярная масса* равна сумме всех относительных атомных масс элементов с учетом индекса элемента. Относительная молекулярная масса соединения величина безразмерная. Она показывает во сколько раз относительная молекулярная масса соединения больше $1/12$ массы изотопа углерода-12.

2. Для вычисления относительной молекулярной массы необходимо суммировать относительные атомные массы элементов, образующих соединение.

$$M_r = n_1 \cdot A_{r1} + n_2 \cdot A_{r2} + n_3 \cdot A_{r3}$$

Зная относительные атомные массы элементов и число атомов, входящих в состав химического соединения, можно определить *массовые соотношения этих элементов*.

3. *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.

$$w(\text{элемента}) = \frac{n \cdot Ar(\text{элемента})}{Mr(\text{вещества})} \cdot 100 \%,$$

где

w – массовая доля элемента в веществе,

Ar – относительная атомная масса,

n – индекс в химической формуле,

Mr – относительная молекулярная масса вещества.

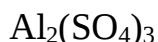
Массовые доли выражают в процентах или в долях: $w(\text{элемента}) = 20\%$ или 0,2.

Примеры решения задач

Задача 1

Вычислите относительную молекулярную массу сульфата алюминия, химическая формула которого $Al_2(SO_4)_3$.

Дано:



Mr ($Al_2(SO_4)_3$) -?

Решение:

1. Из Периодической таблицы имени Д.И. Менделеева выписываем значения относительных масс атомов элементов, входящих в состав сульфата алюминия:

$$Ar(Al) = 27$$

$$Ar(S) = 32$$

$$Ar(O) = 16$$

2. Записываем формулу расчета Mr ($Al_2(SO_4)_3$) в общем виде:

$$Mr(Al_2(SO_4)_3) = n_1 \cdot Ar(Al) + n_2 \cdot Ar(S) + n_3 \cdot Ar(O)$$

n₁ – число атомов (моль атомов алюминия)

n₂ – число атомов (моль атомов серы)

n₃ – число атомов кислорода (моль атомов кислорода)

2. Подставляем значения относительных атомных масс элементов с учетом моль атомов в формулу расчета и вычисляем.

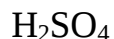
$$Mr(Al_2(SO_4)_3) = 27 \cdot 2 + (32 + 16 \cdot 4) \cdot 3 = 342$$

$$\text{Ответ: } Mr(Al_2(SO_4)_3) = 342$$

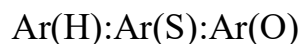
Задача 2

Вычислите массовые отношения элементов в серной кислоте.

Дано:

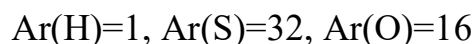


Найти:



Решение:

1. Из Периодической таблицы имени Д.И. Менделеева выписываем значения относительных масс атомов элементов, входящих в состав серной кислоты:



2. Вычисляем массовые отношения элементов в молекуле серной кислоте:

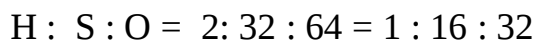
В молекуле серной кислоте:

1*2 часть приходится на атомы Н (так как два атома)

32 части - на атомы S (так как один атом)

16 *4 =64 части – на атомы О (так как четыре атома)

2. Определим, как они относятся к друг другу в массовом соотношении:



$$1+16+32=49$$

Это означает, что 49 мас.частей серной кислоты приходится:

1 мас.ч. Н, 16 мас. ч. S, 32 мас. ч. О

Ответ: $\text{Ar}(\text{H}):\text{Ar}(\text{S}):\text{Ar}(\text{O}) = 1:16:32$

Задача 3

Вычислите массовые доли элементов в фосфорной кислоте, имеющей простейшую химическую формулу H_3PO_4 , с точностью до сотых.

Дано:

Фосфорная кислота H_3PO_4

Найти:

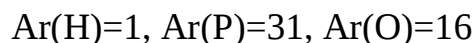
$w\%(\text{H})$

$w\%(\text{P})$

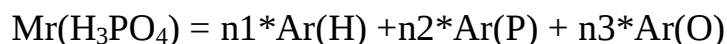
$w\%(\text{O})$

Решение:

1. Из Периодической таблицы имени Д.И. Менделеева выписываем значения относительных масс атомов элементов, входящих в состав ортофосфорной кислоты



2. Записываем формулу расчета в общем виде $\text{Mr}(\text{H}_3\text{PO}_4)$:



3. Подставляем значения относительных атомных масс элементов с учетом моль атомов в формулу расчета и вычисляем:

$$Mr(H_3PO_4) = 3 \cdot Ar(H) + Ar(P) + 4 \cdot Ar(O) = 3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98$$

3. Вычисляем массовые доли элементов по формуле:

$$w(\text{элемента}) = (n \cdot Ar(\text{элемента}) \cdot 100\%) / Mr(\text{вещества})$$

для водорода:

$$w(H) = n(H) \cdot Ar(H) \cdot 100\% / Mr(H_3PO_4) = 3 \cdot 1 \cdot 100\% / 98 = 3,06\%$$

для фосфора:

$$w(P) = n(P) \cdot Ar(P) \cdot 100\% / Mr(H_3PO_4) = 1 \cdot 31 \cdot 100\% / 98 = 31,63\%$$

для кислорода:

$$w(O) = n(O) \cdot Ar(O) \cdot 100\% / Mr(H_3PO_4) = 4 \cdot 16 \cdot 100\% / 98 = 65,31\%$$

Проверка: Сумма значений массовых долей всех элементов должна составить 100% $w(H) + w(P) + w(O) = 100\%$

$$\text{Подставляем значения: } 3,06\% + 31,63\% + 65,31\% = 100\%$$

Таким образом, массовые доли элементов в фосфорной кислоте вычислены правильно.

Ответ:

$$w(H) = 3,06\%$$

$$w(P) = 31,63\%$$

$$w(O) = 65,31\%$$

Варианты заданий к практической работе

Вариант 1

1. Вычислить относительную молекулярную массу оксида железа (III) Fe_2O_3 , гидроксида кальция $Ca(OH)_2$.

2. Вычислите массовые отношения элементов в перманганате калия $KMnO_4$.

3. Вычислить массовую долю азота в нитрате кальция $(Ca(NO_3)_2)$.

Вариант 2

1. Вычислить относительную молекулярную массу нитрата меди (II) $Cu(NO_3)_2$, глицерина $C_3H_8O_3$.

2. Вычислите массовые отношения элементов в карбонате магния $MgCO_3$.

3. Вычислите содержание кислорода в перманганате калия ($KMnO_4$).

Практическая работа №5

Составление схем электронных конфигураций атомов малых периодов

Цель работы: закрепление навыков по составлению схем электронных конфигураций атомов малых периодов.

Теоретическое обоснование

Электронная конфигурация атома - это формула, показывающая расположение электронов в атоме по уровням и подуровням.

Атом состоит из ядра и вращающихся вокруг него электронов, ядро состоит из протонов и нейтронов. В нейтральном состоянии у каждого атома количество электронов равно количеству протонов в его ядре. Количество протонов обозначили порядковым номером элемента, например, сера, имеет 16 протонов - 16й элемент периодической системы.

Электроны атома находятся в непрерывном движении вокруг ядра. Энергия электронов отличается друг от друга, в соответствии с этим электроны занимают различные энергетические уровни.

Энергетические уровни подразделяются на несколько подуровней:

1. Первый уровень

Состоит из s-подуровня: одной "1s" ячейки, в которой помещаются 2 электрона (заполненный электронами - 1s²)

2. Второй уровень

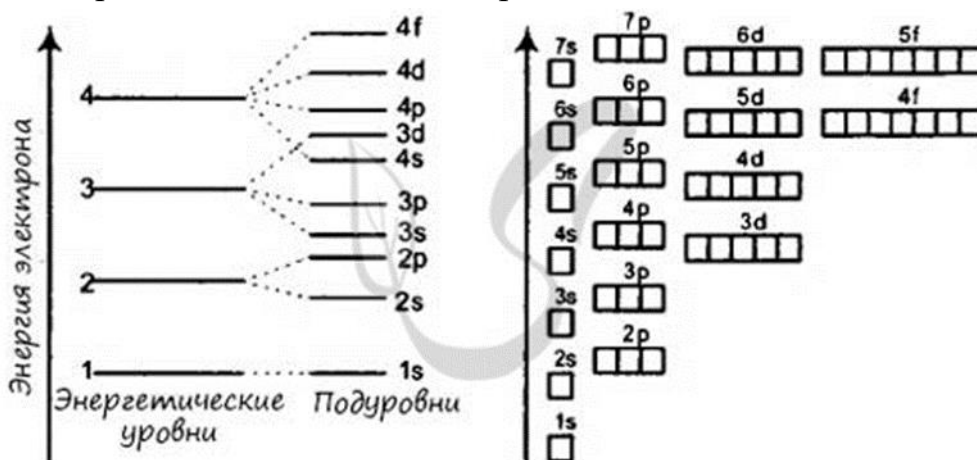
Состоит из s-подуровня: одной "s" ячейки (2s²) и p-подуровня: трех "p" ячеек (2p⁶), на которых помещается 6 электронов

3. Третий уровень

Состоит из s-подуровня: одной "s" ячейки (3s²), p-подуровня: трех "p" ячеек (3p⁶) и d-подуровня: пяти "d" ячеек (3d¹⁰), в которых помещается 10 электронов

4. Четвертый уровень

Состоит из s-подуровня: одной "s" ячейки (4s²), p-подуровня: трех "p" ячеек (4p⁶), d-подуровня: пяти "d" ячеек (4d¹⁰) и f-подуровня: семи "f" ячеек (4f¹⁴), на которых помещается 14 электронов



Правила заполнения электронных орбиталей и примеры

1. Сперва следует заполнить орбитали с наименьшей энергией, и только после переходить к энергетически более высоким.

2. На орбитали (в одной "ячейке") не может располагаться более двух электронов.

3. Орбитали заполняются электронами так: сначала в каждую ячейку помещают по одному электрону, после чего орбитали дополняются еще одним электроном с противоположным направлением.

4. Порядок заполнения орбиталей: $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s$.

5. Только заполнив $4s$ подуровень двумя электронами, можно переходить к $3d$ подуровню.

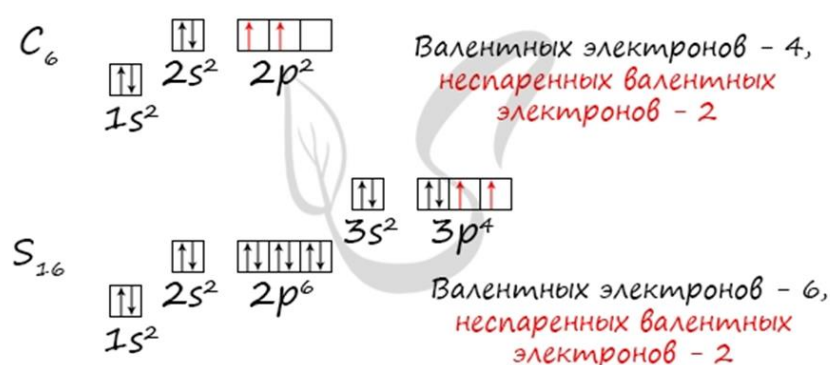
Пример составления электронной конфигурации атома

Составим электронную конфигурацию атомов углерода и серы.

Для начала определим их порядковый номер, который подскажет нам число их электронов. У углерода - 6, у серы - 16.

Теперь мы располагаем указанное количество электронов на энергетических уровнях, руководствуясь правилами заполнения.

Электронные конфигурации C и S



На $2p$ -подуровне углерода мы расположили 2 электрона в разные ячейки, следуя одному из правил.

А на $3p$ -подуровне у серы электронов оказалось много, поэтому сначала мы расположили 3 электрона по отдельным ячейкам, а оставшимся одним электроном дополнили первую ячейку.

Таким образом, электронные конфигурации наших элементов:

- Углерод - $1s^2 2s^2 2p^2$
- Сера - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Варианты заданий к практической работе

Вариант 1

Составить электронную конфигурацию атомов азота, кремния, магния.

Вариант 2

Составить электронную конфигурацию атомов бора, фтора, фосфора.

Практическая работа №6-7

Составление схем электронных конфигураций атомов больших периодов.

Цель работы: закрепление навыков по составлению схем электронных конфигураций атомов больших периодов.

Теоретическое обоснование

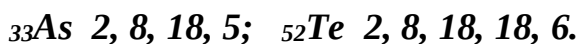
У элементов больших периодов (4-го и 5-го), в соответствии с *правилом Клечковского*, первые два электрона внешнего электронного слоя занимают соответственно 4s- ($n = 4, l = 0$) и 5s-состояния ($n = 5, l = 0$):



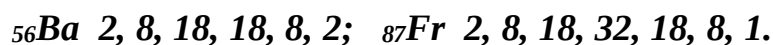
Начиная с третьего элемента каждого большого периода, последующие десять электронов поступают на предыдущие 3d- и 4d-подуровни соответственно (у элементов побочных подгрупп):



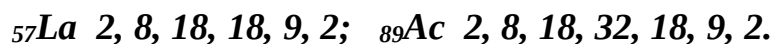
Как правило, когда будет заполнен предыдущий d-подуровень, тогда начнет заполняться внешний (соответственно 4p- и 5p) p-подуровень:



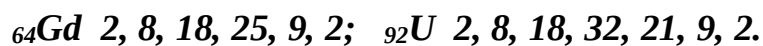
У элементов больших периодов — 6-го и незавершенного 7-го — энергетические уровни и подуровни заполняются электронами, как правило, так: первые два электрона поступают на внешний s-подуровень, например:



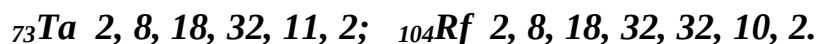
следующий один электрон (у La и Ac) — на предыдущий d-подуровень:



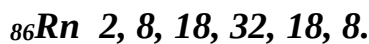
Затем последующие 14 электронов поступают на третий снаружи энергетический уровень на 4f- и 5f-подуровни соответственно у лантаноидов и актиноидов:



Затем снова начнет застраиваться второй снаружи энергетический уровень (d-подуровень) у элементов побочных подгрупп:



Только после полного заполнения десятью электронами d-подуровня будет снова заполняться внешний p-подуровень:



Порядок заполнения подуровней в соответствии с *правилами Клечковского* можно записать в виде последовательности:

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p$.

Однако для некоторых элементов эта последовательность нарушается, т.е. из правил Клечковского имеются исключения. У атомов **Cr, Cu, Nb, Mo, Ru, Rh, Pd, Ag, Pt, Au** имеет место “провал” электрона с s-подуровня внешнего слоя на d-подуровень предыдущего слоя, что приводит к энергетически более устойчивому состоянию атома, в большинстве соответствующему полностью (Cu, Pd, Ag, Pt, Au) или наполовину (Cr, Mo) заполненному d-подуровню.

Например, электронная формула атома меди имеет вид:

$Cu\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^1$,

т.е. один из двух 4s-электронов “проваливается” на 3d-подуровень. Особо следует отметить палладий, у которого “проваливаются” два электрона: **$Pd\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^0$.**

Второй тип исключений из правила Клечковского состоит в том, что перед заполнением 4f-подуровня один электрон располагается на 5d-подуровне:

$La\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 4f^0\ 5s^2\ 5p^6\ 5d^1\ 6s^2$.

У следующего элемента (церий) 5d-подуровень освобождается, и оба электрона располагаются на 4f-подуровне:

$Ce\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 4f^2\ 5s^2\ 5p^6\ 5d^0\ 6s^2$.

Аналогично, в 7-м периоде у актиния последний из электронов располагается на 6d-подуровне (а не на 5f, как должно быть по правилам Клечковского).

Используя теоретическое обоснование к этой работе и теоретическое обоснование из практической работы №5, выполнить практические задания.

Варианты заданий к практической работе

Вариант 1

1. Составить электронную конфигурацию атомов стронция, хрома, бария.
2. Определить число протонов, нейтронов и электронов в атоме сурьмы.
3. Составить электронные и электронно-графические формулы элемента с порядковым номером 39.

Вариант 2

1. Составить электронную конфигурацию атомов рубидия, циркония, кальция.

2. Определить число протонов, нейтронов и электронов в атоме мышьяка.

3. Составить электронные и электронно-графические формулы элемента с порядковым номером 56.

Практическая работа №8

Решение расчётных задач на нахождение объёмной и массовой долей смеси.

Цель работы: научиться решать расчётные задачи на определение объёмной и массовой доли компонентов смеси.

Теоретическое обоснование

Растворы – это однородные системы, состоящие из двух или более самостоятельных веществ и продуктов их взаимодействия.

Вещество, взятое в избытке и служащее средой, в которой идет растворение, называют *растворителем*. Вещество, которое растворяется, называют *растворенным* веществом. Растворы бывают с различным содержанием растворенного вещества. Поэтому для каждого раствора указать его концентрацию. *Концентрацией* раствора называют массовое содержание растворенного вещества в определенном массовом количестве или определенном объеме раствора. Концентрация раствора может быть выражена массовой долей растворенного вещества.

Массовая доля растворенного вещества (w) - это отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора.

$$m_{\text{раствора}} = m_{\text{растворённого вещества}} + m_{\text{растворителя}}$$

Массовую долю растворённого вещества (процентная концентрация) обычно выражают в долях единицы или в процентах. Например, массовая доля растворённого вещества – CaCl_2 в воде равна 0,06 или 6%. Это означает, что в растворе хлорида кальция массой 100 г содержится хлорид кальция массой 6 г и вода массой 94 г.

Алгоритмы решения задач:

Пример 1. Вычисление массовой доли растворенного вещества

Определите массовую долю нитрата калия в растворе, полученном растворением 50 г нитрата калия в 200 г воды.

Дано: $m(\text{KNO}_3) = 50 \text{ г},$ $m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ г}.$	Решение $\omega(\text{в-ва}) = m(\text{в-ва}) / m(\text{р-ра}) * 100 (\%).$ $m(\text{р-ра}) = m(\text{в-ва}) + m(\text{H}_2\text{O}) =$ $= 50 (\text{г}) + 200 (\text{г}) = 250 \text{ г}.$ $\omega(\text{KNO}_3) = 50 (\text{г}) / 250 (\text{г}) * 100 (\%) = 20 \%. $ Ответ. $\omega(\text{KNO}_3) = 20 \%. $
$\omega(\text{KNO}_3) - ?$	

Пример 2. Вычисление массы растворенного вещества

Вычислите массу гидроксида калия в растворе объемом 600 мл и плотностью 1,082 г/мл, если массовая доля гидроксида калия составляет 10 %.

Дано: $V(\text{р-ра}) = 600 \text{ мл}$, $\rho = 1,082 \text{ г/мл}$, $\omega(\text{KOH}) = 10 \%$, или 0,1. $m(\text{KOH}) - ?$	Решение $m(\text{в-ва}) = \omega(\text{в-ва}) * m(\text{р-ра})$. $m(\text{р-ра}) = \rho * V(\text{р-ра}) = 1,082 \text{ (г/мл)} * 600 \text{ (мл)} = 649,2 \text{ г}$. $m(\text{KOH}) = 649,2 \text{ (г)} * 0,1 = 64,92 \text{ г}$. Ответ. $m(\text{KOH}) = 64,92 \text{ г}$.
--	---

Пример 3. Смешивание растворов с разными концентрациями одного вещества Смешали 300 г раствора с массовой долей хлорида натрия 20 % и 500 г раствора того же вещества с массовой долей 40 %. Вычислите массовую долю хлорида натрия в полученном растворе.

Дано: $m_1 = 300 \text{ г}$, $\omega_1 = 20 \%$, или 0,2, $m_2 = 500 \text{ г}$, $\omega_2 = 40 \%$, или 0,4. $\omega_3 - ?$	Решение $m_1 * \omega_1 + m_2 * \omega_2 = m_3 * \omega_3$, где m_1, m_2, m_3 – массы растворов. $300 \text{ (г)} * 0,2 + 500 \text{ (г)} * 0,4 = 800 \text{ (г)} * \omega_3$, $60 \text{ (г)} + 200 \text{ (г)} = 800 \text{ (г)} * \omega_3$, $260 \text{ (г)} = 800 \text{ (г)} * \omega_3$, $\omega_3 = 260 \text{ (г)} / 800 \text{ (г)} = 0,325$, или 32,5 %. Ответ. $\omega_3 (\text{NaCl}) = 32,5 \%$.
---	---

Пример 4. Разбавление водой

$\omega_2 = 0$, т.к. в воде не содержится вещество, находящееся в первом растворе.

Какую массу воды надо добавить к раствору гидроксида натрия массой 150 г с массовой долей 10 %, чтобы получить раствор с массовой долей 2 %?

Дано: $m_1 = 150 \text{ г}$, $\omega_1 = 10 \%$, или 0,1, $\omega_2 = 0$, $\omega_3 = 2 \%$, или 0,02. $m_2 - ?$	Решение $m_1 * \omega_1 + m_2 * \omega_2 = m_3 * \omega_3$. $150 \text{ (г)} * 0,1 + m_2 * 0 = (150 \text{ (г)} + m_2) * 0,02$, $15 \text{ (г)} + 0 = 3 \text{ (г)} + 0,02m_2$, $0,02m_2 = 12 \text{ г}$, $m_2 = 12 \text{ (г)} / 0,02 = 600 \text{ г}$. Ответ. $m(\text{H}_2\text{O}) = 600 \text{ г}$.
---	--

Варианты заданий к практической работе

1. Какая масса карбоната натрия (в граммах) потребуется для приготовления 0,5 л 13%-го раствора плотностью 1,13 г/мл?

а) 73,45; б) 50; в) 72; г) 75.

2. Смешали 120 г раствора серной кислоты с массовой долей 20 % и 40 г 50%-го раствора того же вещества. Определите массовую долю кислоты (в %) в полученном растворе.

а) 25; б) 27,5; в) 27; г) 29,5.

3. Какая масса азотной кислоты (в граммах) содержится в 1 л ее 20%-го раствора с плотностью 1,05 г/мл?

а) 105; б) 63; в) 210; г) 176.

4. Какая масса соли (в граммах) вводится в организм человека при вливании 353 г 0,85%-го физиологического раствора?

а) 3; б) 6; в) 4; г) 2 г

5. К 180 г 8%-го раствора хлорида натрия добавили 20 г NaCl. Найдите массовую долю (в %) хлорида натрия в образовавшемся растворе.

а) 17,2; б) 17,4; в) 18; г) 12,7.

6. Смешали 200 г 5%-го и 400 г 12,5%-го растворов серной кислоты. Найдите массу кислоты в полученном растворе (в граммах).

а) 60; б) 98; в) 49; г) 58.

Практическая работа №9

Рассмотрение коллоидных систем.

Цель работы: изучить способы приготовления эмульсий и суспензий; научиться отличать коллоидный раствор от истинного.

Теоретическое обоснование

Дисперсные системы – это системы, в которых мелкие частицы вещества, или дисперсная фаза, распределены в однородной среде (жидкость, газ, кристалл), или дисперсионной фазе.

Дисперсные системы можно разделить на *высокодисперсные*, или *собственно коллоидные*, и *низкодисперсные (грубодисперсные)*. Размер частиц низкодисперсных систем составляет 10–3 мм и больше. Размер частиц высокодисперсных систем лежит в интервале 10–6–10–4 мм (от 1 до 100 нм), что, как минимум, на порядок больше размера частиц в истинных растворах (10–7 мм).

Коллоидные частицы настолько малы (содержат 10³–10⁹ атомов), что не задерживаются обычными фильтрами, не видны в обычный микроскоп, не оседают под действием силы тяжести. Их устойчивость со временем снижается, т.е. они подвержены «старению». Дисперсные системы термодинамически неустойчивы и стремятся к состоянию с наименьшей энергией, когда поверхностная энергия частиц становится минимальной.

Классификация дисперсных систем:

Дисперсная фаза	Дисперсионная среда	Название системы	Примеры
Газ	Газ	Дисперсная система не образуется	-
	Жидкость	Пена	Пена газированной воды, пузырьки газа в жидкости, мыльная пена
	Твердое тело	Твердая пена	Пенопласт, микропористая резина, пемза, хлеб, сыр
Жидкость	Газ	Аэрозоль	Туман, облака, струя из аэрозольного баллона
	Жидкость	Эмульсия	Молоко, сливочное масло, майонез, крем, мазь
	Твердое тело	Твердая эмульсия	Жемчуг, опал
Твердое тело	Газ	Аэрозоль, порошок	Пыль, дым, мука, цемент
	Жидкость	Суспензия, золь	Глина, паста, ил, жидкие смазочные масла с добавкой графита
	Твердое тело	Твердый золь	Сплавы, цветные стекла, минералы

Оборудование: ступка с пестиком, ложка-шпатель, стакан, стеклянная палочка, фонарик, пробирка, вода, карбонат кальция, масло, ПАВ, мука, молоко, зубная паста, раствор крахмала, раствор сахара.

Опыт № 1. Приготовление суспензии карбоната кальция в воде.

Суспензии имеют ряд общих свойств с порошками, они подобны по дисперсности. Если порошок поместить в жидкость и перемешать, то получится суспензия, а при высушивании суспензия снова превращается в порошок. Поэтому способы получения суспензий и порошков одинаковы, лишь при получении суспензий появляется дополнительная технологическая стадия – смешивание порошка с дисперсионной средой.

Концентрированные суспензии (пасты) могут быть получены как в результате оседания более разбавленных суспензий, так и непосредственно растиранием порошков или массивных твердых тел с жидкостями.

В ступке из кусочка мела приготовить порошок. В стакан насыпать ложку порошка мела и постепенно при помешивании стеклянной палочкой добавить воды. Запишите наблюдения. На что похожа полученная смесь?

Контрольные вопросы:

1. Что такое дисперсные системы; дисперсионная среда; дисперсная фаза?
2. Как классифицируют дисперсные системы по агрегатному состоянию дисперсионной среды и дисперсной фазы?
3. Почему чистый воздух, природный газ и истинные растворы не относят к дисперсным системам?
4. Каково значение дисперсных систем в повседневной жизни?

Практическая работа №10

Решение задач на нахождение массовой доли растворённого вещества.

Цель: закрепить навыки решения задач, на нахождение массовой доли растворенного вещества.

Теоретическое обоснование

Растворы – это однородные системы, состоящие из двух или более самостоятельных веществ и продуктов их взаимодействия.

Вещество, взятое в избытке и служащее средой, в которой идет растворение, называют растворителем. Вещество, которое растворяется, называют растворенным веществом. Растворы бывают с различным содержанием растворенного вещества. Поэтому для каждого раствора указать его концентрацию. Концентрацией раствора называют массовое содержание растворенного вещества в определенном массовом количестве или определенном объеме раствора. Концентрация раствора может быть выражена массовой долей растворенного вещества.

Массовая доля растворенного вещества (w) - это отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора.

$$m_{\text{раствора}} = m_{\text{растворённого вещества}} + m_{\text{растворителя}}$$

Массовую долю растворённого вещества (процентная концентрация) обычно выражают в долях единицы или в процентах. Например, массовая доля растворённого вещества – CaCl_2 в воде равна 0,06 или 6%. Это означает, что в растворе хлорида кальция массой 100 г содержится хлорид кальция массой 6 г и вода массой 94 г.

Пример решения задач:

Сахар массой 12,5 г растворили в 112,5 г воды. Определите массовую долю сахара в полученном растворе.

Дано: $m_{\text{сахара}} = 12,5 \text{ г}$ $m(\text{H}_2\text{O}) = 112,5 \text{ г}$	Решение: 1. Запишем формулу для расчёта массовой доли:
Найти: $w\% = ?$	$w\%_{(\text{раствор. вещества})} = \frac{m_{(\text{раствор. вещества})}}{m_{(\text{раствора})}} \cdot 100\%$ 2. Вычислим массу раствора: $m_{\text{раствора}} = m_{\text{растворённого вещества}} + m(\text{H}_2\text{O})$ $m_{\text{раствора}} = 12,5 \text{ г} + 112,5 \text{ г} = 125 \text{ г}$ 3. Вычислим массовую долю сахара: $w\% = (12,5 \text{ г} \cdot 100\%) / 125 \text{ г} = 10 \text{ \%}$ или 0,1 Ответ: $w\% = 10 \text{ \%}$

Варианты заданий к практической работе

1. В каких единицах выражается массовая доля?
2. Какое значение имеют растворы?
3. Где мы можем воспользоваться умением готовить растворы с определённой массовой долей растворённого вещества?
4. Вычислите, какую массу сульфата цинка необходимо взять для получения 10 г раствора глазных капель, применяемых для лечения конъюнктивита, если известно, что массовая доля соли в растворе составляет 0,25%?
5. Вычислите массовую долю растворенного вещества, если в 88г воды растворили 12г соли.

Практическая работа №11

Приготовление раствора заданной концентрации

Цель: научиться готовить растворы с заданной концентрацией.

Оборудование: весы лабораторные, химические стаканы, стеклянные палочки, керамические ложечки, мерные цилиндры, мензурки, дистиллированная вода, хлорид натрия, соляная кислота 20%.

Теоретическое обоснование

Концентрация — величина, характеризующая количественный состав раствора.

Молярной концентрацией раствора называют отношение количества растворенного вещества к объему раствора.

Молярная концентрация показывает число молей растворённого вещества в одном литре раствора.

$$C = \nu / V$$

Алгоритм приготовления определённого объёма раствора с заданной молярной концентрацией.

1. Рассчитать массу вещества.
2. Для расчетов использовать формулы:
$$C = \nu / V; \nu = C V; m = \nu M; m = C V M.$$
3. Взвесить на весах рассчитанную навеску.
4. Перенести навеску вещества в мерную колбу.
5. Прилить в колбу немного воды и перемешать стеклянной палочкой до полного растворения вещества.
6. Налить в мерную колбу воды до метки.
7. Чтобы не перелить воду, последние капли добавлять с помощью пипетки.

Практические задания

Задание 1. Приготовить 1 л раствора хлорида натрия с молярной концентрацией 0,155 М.

Задание 2. Приготовить 0,5 л раствора соляной кислоты с молярной концентрацией 0,10 М из раствора с массовой долей соляной кислоты 20% ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$). Помните: $m = \rho V$.

Оформление отчета

Номер и содержание задачи	Что делали	Расчеты	Выводы

Контрольные вопросы:

1. Укажите растворитель и растворимое вещество в следующих растворах:

- а) соль (NaCl) и вода;
- б) кислота (жидкость, H_2SO_4) и вода;
- в) газ (HCl) и вода;
- г) спирт (жидкость, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) и щелочь (твердая, KOH).

2. Пользуясь таблицей растворимости, определите примерную растворимость при 20 °С в воде веществ: H_2S , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, PbCl_2 , PbS , Na_2CO_3 .

3. В мерной колбе растворили 20 г NaOH в 150 мл воды и довели объем до 200 мл. Какова молярная концентрация раствора?

Практическая работа №12

Решение задач по химическим формулам и уравнениям реакций.

Цель: закрепить знания, умения и навыки по решению задач по химическим уравнениям.

Алгоритм решения задач

- 1. Записать условие задачи
- 2. Составить уравнение реакции и расставить коэффициенты
- 3. Вычислить молярные массы веществ, о которых, идёт речь в задаче
- 4. Найти количество вещества, масса которого дана в условии задачи.

Если в реакцию вступили вещества, содержащие примеси, то сначала определяем содержание чистого вещества; если в условии задачи идет речь о растворе, то сначала вычисляем массу растворенного вещества.

5. Над формулами веществ запишем количества веществ из условия задачи, а под формулами – стехиометрические коэффициенты, отображаемые уравнением реакции

- 6. Вычислить количества вещества, массу которого необходимо найти

7. Найти массу веществ, которую требуется вычислить

8. Записать ответ

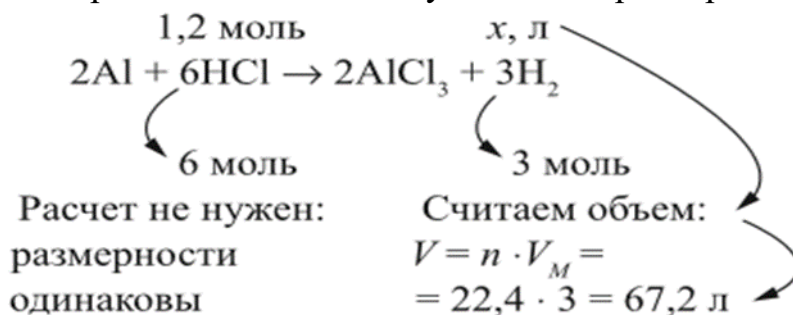
Пример решения задач:

Задача. В раствор, содержащий 1,2 моль HCl опустили избыток алюминия. Какой объём водорода выделится при этом?

Решение.

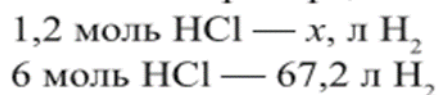
Составим уравнение реакции и запишем, что дано в ней, над формулами соединений. При этом обязательно указывайте размерность.

Дано:



n — количество вещества, моль.

Составим пропорцию:



$$x = \frac{1,2 \cdot 67,2}{6} = 13,44 \text{ л.}$$

Ответ. Выделится 13,44 л водорода.

Варианты заданий к практической работе

1. Вычислите количество вещества оксида алюминия, образовавшегося в результате взаимодействия алюминия количеством вещества 0,27 моль с достаточным количеством кислорода ($4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$).

2. Вычислите количество вещества оксида натрия, образовавшегося в результате взаимодействия натрия количеством вещества 2,3 моль с достаточным количеством кислорода ($4\text{Na} + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O}$).

3. Вычислите массу серы, необходимую для получения оксида серы (IV) количеством вещества 4 моль ($\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$).

4. Вычислите массу лития, необходимого для получения хлорида лития количеством вещества 0,6 моль ($2\text{Li} + \text{Cl}_2 = 2\text{LiCl}$).

5. Вычислите количество вещества сульфида натрия, если в реакцию с натрием вступает сера массой 12,8 г ($2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$).

6. Вычислите количество вещества образующейся меди, если в реакцию с водородом вступает оксид меди (II) массой 64 г ($\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$).

Практическая работа №13-14

Решение задач по термохимическим уравнениям

Цель: закрепить знания, умения и навыки по решению задач по термохимическим уравнениям.

Теоретическое обоснование

Исходные вещества и продукты реакции обладают разным запасом энергии. Если энергия продуктов меньше энергии исходных веществ, то теплота выделяется в окружающую среду, в противоположном случае теплота поглощается.

С выделением теплоты происходят, например, реакции горения. Поглощением теплоты сопровождаются многие реакции разложения, например: разложение карбоната кальция, малахита, воды. Однако реакции разложения дихромата аммония или перманганата калия протекают с выделением теплоты.

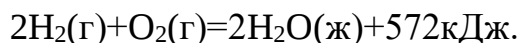
Тепловой эффект, или просто теплота реакции - это количество теплоты, выделившееся или поглощенное при протекании химической реакции.

Тепловой эффект обозначают символом Q ; его измеряют в кДж или ккал ($1 \text{ ккал} = 4.184 \text{ кДж}$, $1 \text{ кДж} = 1000 \text{ Дж}$).

Термохимическое уравнение - уравнение реакции, в котором приводится тепловой эффект реакции.

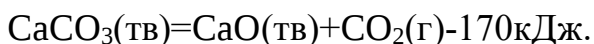
Экзотермические реакции - реакции, протекающие с выделением теплоты ($Q > 0$).

Примером экзотермической реакции является реакция образования воды из водорода и кислорода:



Эндотермические реакции - реакции, в результате которых происходит поглощение теплоты ($Q < 0$).

Примером эндотермической реакции является реакция разложения карбоната кальция:



В термохимических уравнениях обязательно указывают агрегатные состояния веществ (жидкое, твёрдое или газообразное). Это связано с тем, что разные агрегатные состояния одного и того же вещества обладают разной энергией.

Следует учесть, что тепловой эффект химической реакции соответствует тем количествам веществ (в молях), которые указаны в термохимическом уравнении. При этом тепловой эффект реакции прямо

пропорционален количеству вещества. Например, термохимическое уравнение



означает, что 484 кДж выделяются при сгорании двух молей газообразного водорода в одном моле газообразного кислорода. Если же в реакцию сгорания вступит в 10 раз меньше водорода, чем в данном термохимическом уравнении, т. е. 0,2 моль, то тепловой эффект будет также в 10 раз меньше, т. е. $484/10 = 48,4 \text{ кДж}$.

Пример решения задач:

Задача 1. Определите количество теплоты, которое выделится при образовании 120 г MgO в результате реакции горения магния, с помощью термохимического уравнения.



Дано:

$$m(\text{MgO}) = 120 \text{ г}$$

Найти:

Q_1 -?

Решение:

1) Определяем количества оксида магния, используя формулу для нахождения количества вещества через массу.

$$n = m / M$$

$$n(\text{MgO}) = 120 \text{ г} / 40 \text{ г/моль} = 3 \text{ моль}$$

2) Составляем пропорцию с учетом коэффициентов в уравнении реакции

По уравнению 2 моля MgO - 1204 кДж

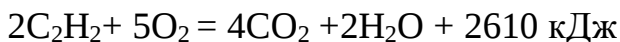
По условию 3 моля MgO - Q_1

Отсюда

$$Q_1 = \frac{3 \text{ моль} \cdot 1204 \text{ кДж}}{2 \text{ моль}} = 1803 \text{ кДж}$$

Ответ: При образовании 120 г оксида магния выделится 1803 кДж энергии.

Задача 2. В результате реакции, термохимическое уравнение которой



выделилось 652,5 кДж теплоты. Определите массу сгоревшего ацетилена.

Дано:

$$Q_1 = 652,5 \text{ кДж}$$

Найти:

$m(\text{C}_2\text{H}_2)$ -?

Решение:

1) Установим пропорциональные отношения между количеством вещества ацетилена и количеством теплоты.

По уравнению 2 моль C_2H_2 ----- 2610 кДж

По условию x моль ----- 652,5 кДж

Решаем пропорцию

$$x = \frac{2 \text{ моль} * 652,5 \text{ кДж}}{2610 \text{ кДж}} = 0,5 \text{ моль}$$

2) Определяем массу ацетилен по формуле $m = n * M$

$$M = 0,5 \text{ моль} * 26 \text{ г/моль} = 13 \text{ г.}$$

Ответ: масса сгоревшего ацетилен 13 г.

Задача 3. В результате горения 48 г метана выделилось 2406 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.

Дано:

$$m(\text{CH}_4) = 48 \text{ г}$$

$$Q_1 = 2406 \text{ кДж}$$

Найти:

Q -?

Решение:

1. Запишем уравнение реакции горения метана в общем виде



2. Определим количество 48 г метана

$$n = m / M$$

$$n(\text{CH}_4) = 48 \text{ г} / 16 \text{ г/моль} = 3 \text{ моль}$$

3. Составляем пропорцию с учетом коэффициентов в уравнении реакции

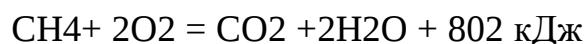
По условию 3 моля CH_4 - 2406 кДж

По уравнению 1 моль CH_4 - Q

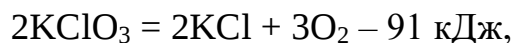
Решаем пропорцию

$$x = \frac{1 \text{ моль} * 2406 \text{ кДж}}{3 \text{ моля}} = 802 \text{ кДж}$$

Ответ: термохимическое уравнение реакции горения метана:



Задача 4. Какой объем кислорода (при н.у.) выделится в результате реакции, термохимическое уравнение которой



если на разложение бертолетовой соли было затрачено 182 кДж теплоты.

Дано:

$$Q_1 = 91 \text{ кДж}$$

Найти:

V (O_2)-?

Решение:

1) Установим пропорциональные отношения между количеством вещества кислорода и количеством теплоты.

По уравнению 3 моль O_2 ----- 91 кДж

По условию x моль ----- 182 кДж

Решаем пропорцию

$$x = \frac{3 \text{ моль} \cdot 182 \text{ кДж}}{91 \text{ кДж}} = 6 \text{ моль}$$

2) Вычислим объем кислорода, согласно закону Авогадро

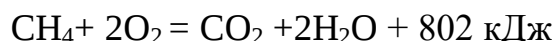
$$(V_m = 22,4 \text{ л/моль}) \quad V = n \cdot V_m$$

$$V(O_2) = 6 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 134,4 \text{ л}$$

Ответ: объем выделившегося кислорода равен 134,4 л.

Варианты заданий к практической работе

1. Согласно термохимическому уравнению реакции:

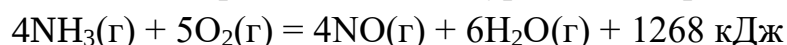


определите количество теплоты, выделившейся при сжигании 24 г метана.

2. Тепловой эффект реакции горения серы равен 297 кДж. Какая масса серы сгорела, если выделилось 742,5 кДж теплоты?

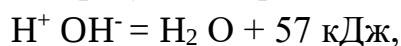
3. По термохимическому уравнению $H_2 + Cl_2 = 2HCl + 184,36 \text{ кДж}$ рассчитайте, какой объем затрачен на образование хлороводорода (при н.у.), если при этом выделилось 921,8 кДж теплоты?

4. В соответствии с термохимическим уравнением реакции:



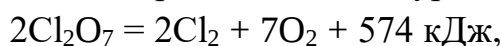
для получения 634 кДж теплоты потребуется аммиак количеством вещества _____ моль.

5. В результате реакции, термохимическое уравнение которой:



выделилось 171 кДж теплоты. Вычислите массу гидроксида натрия, который был нейтрализован соляной кислотой.

6. В результате реакции, термохимическое уравнение которой:



выделилось 5,74 кДж теплоты. Вычислите объем (н. у.) получившегося при этом кислорода.

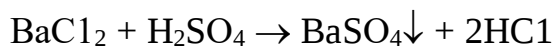
Практическая работа №15

Решение задач. Зависимость скорости химических реакций от различных факторов.

Цель: закрепить знания по теме: «Скорость химических реакций»

Теоретическое обоснование

Известно, что одни химические реакции протекают за доли секунды, другие – за минуты, часы, сутки. Например, при сливании растворов хлорида бария и серной кислоты мгновенно образуется белый осадок сульфата бария:



Наоборот, реакция ржавления железа (коррозия) идет так медленно,

что проследить за ее результатами можно лишь по истечении длительного времени. Чтобы характеризовать быстроту течения химической реакции, пользуются понятием *скорость химической реакции*, которую обозначают буквой v .

Скорость химической реакции (v) определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени:

$$v = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}, \quad (1)$$

где C_1 и C_2 – молярные концентрации реагирующих (или образующихся) веществ в момент времени t_1 и t_2 соответственно.

Количество вещества в единице объема называют *молярной концентрацией*; она измеряется в молях на литр (моль/л). Так как время измеряется в секундах (минутах, часах), то можно вывести и единицы измерения скорости химической реакции: 1 моль/ (л·с); 1 кмоль/(м³·мин) и т.д.

Факторы, определяющие скорость химической реакции:

1. Природа реагирующих веществ.
2. Концентрация реагирующих веществ. Увеличение концентрации веществ обуславливает рост скорости реакции.
3. Температура. Известно, что при нагревании скорость химической реакции увеличивается. В конце XIX в. голландский химик Я. Вант-Гофф сформулировал правило:

При увеличении температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции увеличивается в 2 – 4 раза:

$$v_2 = v_1 \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \quad (2)$$

где v_2 – скорость реакции при конечной температуре t_2 ;

v_1 – скорость реакции при начальной температуре t_1 .

Величину γ называют *температурным коэффициентом реакции*. Его физический смысл заключается в том, что он показывает, во сколько раз возрастает скорость реакции при увеличении температуры на каждые 10 градусов. Именно значение температурного коэффициента для большинства реакций составляет от 2 до 4.

4. Поверхность соприкосновения реагирующих веществ. Скорость гетерогенных реакций, т. е. реакций, протекающих на границе раздела фаз, зависит при прочих равных условиях от свойств поверхности веществ. Например, растертый в порошок мел быстрее растворяется в соляной кислоте, чем равный по массе кусочек мела.

5. Использование катализаторов.

Пример решения задач:

Задача № 1. В некоторый момент времени концентрация хлора в сосуде, в котором протекает реакция $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$, была равна 0,06 моль/л. Через 5 сек концентрация хлора составила 0,02 моль/л. Чему равна средняя скорость данной реакции в указанный промежуток времени?

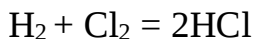
Дано:

$$C_1(\text{Cl}_2) = 0,06 \text{ моль/л}$$

$$C_2(\text{Cl}_2) = 0,02 \text{ моль/л}$$

$$t = 5 \text{ сек}$$

Решение:



$$V = -\frac{C_2 - C_1}{\Delta t} = \frac{0,02 - 0,06}{5} = 0,008 \frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}}$$

Ответ: $V = 0,008 \text{ моль/л.с.}$

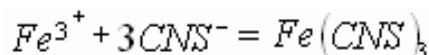
$$V = ?$$

Задача № 2. Как изменится скорость протекающей в водном растворе реакции $\text{FeCl}_3 + 3\text{KCN} = \text{Fe}(\text{CNS})_3 + 3\text{KCl}$ при разбавлении реагирующей смеси водой в два раза?

Дано:

$$C(\text{ионов}) < 2 \text{ раза}$$

Решение:



$$V = k \cdot [\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{CNS}^-]^3$$

$$\text{пусть до разбавления } [\text{Fe}^{3+}] = x, [\text{CNS}^-] = y,$$

$$\text{тогда } V = k \cdot x \cdot y^3.$$

В результате разбавления концентрация ионов

$$\text{уменьшается: } [\text{Fe}^{3+}] = \frac{x}{2}; \quad [\text{CNS}^-] = \frac{y}{2}$$

$$\frac{V_2}{V_1} = k \cdot \frac{x}{2} \cdot \left(\frac{y}{2}\right)^3 = \frac{k \cdot x \cdot y^3}{2 \cdot 2^3} = 16$$

$$\frac{V_2}{V_1} = 16$$

Ответ: $\frac{V_2}{V_1}$

$$\frac{V_2}{V_1} = ?$$

Задача № 3. Как изменится скорость реакции при повышении температуры от 55° до 100°C , если температурный коэффициент скорости этой реакции равен 2,5?

Дано:

Решение:

$$\gamma = 2,5$$

$$t_1 = 55^\circ$$

$$t_2 = 100^\circ$$

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = 2,5^{\frac{100 - 55}{10}} = 2,5^{4,5} = \left(\frac{5}{2}\right)^9 = \sqrt{\frac{5^9}{2^9}} = 43,7$$

Ответ: скорость реакции увеличивается в 43,7 раза.

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = ?$$

Задача № 4. При повышении температуры на 30°C скорость некоторой реакции увеличивается в 64 раза. Чему равен температурный коэффициент скорости этой реакции?

Дано:

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = 64$$

$$t_2 = 30^\circ$$

Решение:

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{30 - 0}{10}} = \gamma^3; 64 = \gamma^3; \gamma = \sqrt[3]{64}; \gamma = 4$$

Ответ: температурный коэффициент скорости реакции равен 4.

$$\gamma = ?$$

Задачи для самостоятельного решения

1. Скорость некоторой реакции при 20°C составляет $0,016$ моль/л·с, а при температуре 50°C – $0,128$ моль/л·с. Определите температурный коэффициент данной реакции.

2. При температуре 35°C реакция заканчивается за 1ч 20 мин. Какое время потребуется для завершения реакции при 65°C , если ее температурный коэффициент равен 2?

3. Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов надо уменьшить температуру, чтобы скорость реакции уменьшилась в 16 раз?

4. Как изменится скорость гомогенной химической реакции $2\text{A} + \text{B} = \text{C}$, если:

– концентрацию вещества А увеличили в 2 раза, концентрация вещества В осталась прежней.

– концентрацию вещества В увеличили в 2 раза, концентрация вещества А осталась прежней.

– концентрацию вещества А увеличили в 3 раза, концентрацию вещества В уменьшили в 6 раз.

– концентрацию вещества А увеличили в 2 раза, концентрацию вещества В уменьшили в 4 раза.

5. Начальная скорость реакции при 40°C составляет $0,54$ моль/л·мин. Вычислите скорость этой реакции при температуре 10°C , если ее температурный коэффициент равен 3.

6. Некоторая масса алюминия растворяется в избытке раствора щелочи при 40°C за 36 минут, а при 30°C – за 1ч 48 мин. Сколько времени потребуется для растворения той же массы алюминия при 60°C при прочих равных условиях?

7. При 10°C реакция протекает за 8 мин., а при 60°C – за 15 сек. Определите температурный коэффициент данной реакции.

8. При температуре 27°C гидролиз сахарозы прошел за 27 минут. За какое время то же количество сахарозы подвергнется гидролизу при температуре 47°C, если температурный коэффициент равен 3?

9. В реакции гидрирования ацетилена до этана концентрацию водорода увеличили в 3 раза, а концентрацию ацетилена уменьшили в 6 раз. Как изменится скорость этой реакции?

10. Как изменится скорость реакции $C_{(тв)} + 2H_{2(г)} = CH_{4(г)}$, если увеличить давление системы в 3 раза?

Практическая работа №16

Решение задач. Химическое равновесие.

Цель: закрепить знания, умения и навыки по решению задач на химическое равновесие.

Теоретическое обоснование

Понятие химического равновесия

Равновесным считается состояние системы, которое остается неизменным, причем это состояние не обусловлено действием каких-либо внешних сил. Состояние системы реагирующих веществ, при котором скорость прямой реакции становится равной скорости обратной реакции, называется химическим равновесием. Такое равновесие называется еще подвижным или динамическим равновесием.

Признаки химического равновесия

1. Состояние системы остается неизменным во времени при сохранении внешних условий.

2. Равновесие является динамическим, то есть обусловлено протеканием прямой и обратной реакции с одинаковыми скоростями.

3. Любое внешнее воздействие вызывает изменение в равновесии системы; если внешнее воздействие снимается, то система снова возвращается в исходное состояние.

4. К состоянию равновесия можно подойти с двух сторон – как со стороны исходных веществ, так и со стороны продуктов реакции.

5. В состоянии равновесия энергия Гиббса достигает своего минимального значения.

Принцип Ле Шателье

Влияние изменения внешних условий на положение равновесия определяется *принципом Ле Шателье* (принципом подвижного равновесия):

Если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, производить какое-либо внешнее воздействие, то в системе усилится то из направлений процесса, которое ослабляет эффект этого воздействия, и положение равновесия сместится в том же направлении.

Принцип Ле Шателье применим не только к химическим процессам, но и к физическим, таким как кипение, кристаллизация, растворение и т. д.

Рассмотрим влияние различных факторов на химическое равновесие на примере реакции окисления NO:



Влияние температуры на химическое равновесие

При *повышении температуры* равновесие сдвигается в сторону *эндотермической реакции*, при *понижении температуры* – в сторону *экзотермической реакции*.

Степень смещения равновесия определяется абсолютной величиной теплового эффекта: чем больше по абсолютной величине энтальпия реакции ΔH , тем значительнее влияние температуры на состояние равновесия.

В рассматриваемой реакции синтеза оксида азота (IV) повышение температуры сместит равновесие *в сторону исходных веществ*.

Влияние давления на химическое равновесие

Сжатие смещает равновесие в направлении процесса, который сопровождается *уменьшением объема газообразных веществ*, а *понижение давления* сдвигает равновесие *в противоположную сторону*.

В рассматриваемом примере в левой части уравнения находится три объема, а в правой – два. Так как увеличение давления благоприятствует процессу, протекающему с уменьшением объема, то при повышении давления равновесие сместится вправо, т.е. в сторону продукта реакции – NO₂. Уменьшение давления сместит равновесие в обратную сторону. Следует обратить внимание на то, что, если в уравнении обратимой реакции число молекул газообразных веществ в правой и левой частях равны, то изменение давления не оказывает влияния на положение равновесия.

Влияние концентрации на химическое равновесие

Для рассматриваемой реакции введение в равновесную систему дополнительных количеств NO или O₂ вызывает смещение равновесия в том направлении, при котором концентрация этих веществ уменьшается,

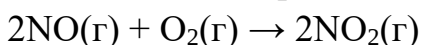
следовательно, происходит сдвиг равновесия в сторону образования NO₂. Увеличение концентрации NO₂ смещает равновесие в сторону исходных веществ.

Катализатор одинаково ускоряет как прямую, так и обратную реакции и поэтому *не влияет на смещение химического равновесия*.

При введении в равновесную систему (при $P = \text{const}$) инертного газа концентрации реагентов (парциальные давления) уменьшаются. Поскольку рассматриваемый процесс окисления NO идет с уменьшением объема, то при добавлении инертного газа равновесие сместится в сторону исходных веществ.

Константа химического равновесия

Для химической реакции:



константа химической реакции K_c есть отношение:

$$K_c = [\text{NO}_2]^2 / ([\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]) \quad (1)$$

В этом уравнении в квадратных скобках – концентрации реагирующих веществ, которые устанавливаются при химическом равновесии, т.е. равновесные концентрации веществ.

Константа химического равновесия связана с изменением энергии Гиббса уравнением:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K \quad (2)$$

Пример решения задач:

Задача № 1. Вычислить константу равновесия реакции $\text{A} + 2\text{B} \rightleftharpoons \text{C}$, если равновесные концентрации $[\text{A}] = 0,3$ моль/л, $[\text{B}] = 1,1$ моль/л, $[\text{C}] = 2,1$ моль/л.

Решение: Выражение константы равновесия для данной реакции имеет вид:

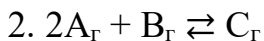
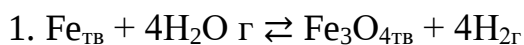
$$K = [\text{C}] / [\text{A}] \cdot [\text{B}]^2$$

Подставим указанные в условии задачи равновесные концентрации:

$$K = 2,1 / 0,3 \cdot 1,1^2 = 5,79$$

Ответ: 5,79

Задача № 2. Написать выражение константы равновесия для следующих обратимых процессов:



Решение:

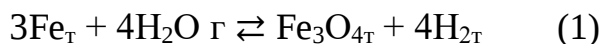
$$1. K=[H_2]^4/[H_2O]^4 \quad 2. K=[C]/[A]^2*[B] \quad 3. K=[CO]^2/[CO_2] \quad 4. K=1/[CO_2]$$

Задача № 3. В каком направлении сместится равновесие в системе $C_2H_2 + 2H_2 \rightleftharpoons C_2H_6$ при уменьшении давления?

Решение: Согласно принципа Ле Шателье, при уменьшении давления равновесие в системе смещается в сторону больших объемов; слева 3 моль газообразных веществ, а справа - 1 моль. Следовательно, равновесие смещается влево.

Ответ: влево

Задача № 4. В каком направлении сместится равновесие в системах:



Решение:

В системе (1) слева 4 моль газа и справа 4 моль газа; в системе (2) слева 2 моль газа и справа 4 моль газа. Объемы газообразных веществ в обеих системах не меняются. Давление в данных случаях не оказывает влияния на состояние равновесия.

Ответ: равновесие не смещается

Задача № 5. Каким изменением температуры можно вызвать смещение равновесия в системе



Решение: Данная реакция экзотермическая, протекает с выделением тепла. Повышение температуры вызовет усиление обратной реакции, т.е. NO будет разлагаться, что согласуется с принципом Ле Шателье.

Ответ: повышение температуры.

Задачи для самостоятельного решения

Задача № 1. Реакция протекает по уравнению $N_2(г) + 3H_2(г) \leftrightarrow 2NH_3(г)$, где $\Delta H < 0$. Что необходимо сделать для увеличения выхода аммиака?

Задача № 2. Реакция протекает по уравнению $SO_2(г) + Cl_2 \rightleftharpoons SOCl_2(г)$, $\Delta H < 0$. Что необходимо сделать для смещения равновесия в системе в сторону продуктов реакции?

Задача № 3. Реакция протекает по уравнению $H_2(г) + S(тв) \leftrightarrow H_2S(г)$, $\Delta H = - 21 \text{ кДж}$. Что необходимо сделать для смещения равновесия в системе в сторону образования сероводорода?

Задача № 4. Реакция протекает по уравнению $MgO(тв) + CO_2(г) \leftrightarrow MgCO_3(тв)$, $\Delta H < 0 \text{ кДж}$.

Что необходимо сделать для смещения равновесия в системе в сторону образования продуктов реакции?

Задача № 5. Реакция протекает по уравнению $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г})$, $\Delta H = 180 \text{ кДж}$. Что необходимо сделать для увеличения выхода продукта реакции?

Задача № 6. Реакция протекает по уравнению $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{тв}) \leftrightarrow 2\text{PbO}(\text{тв}) + 4\text{NO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$, $\Delta H > 0$. Что необходимо сделать для увеличения выхода продуктов реакции?

Практическая работа №17

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Метод электронного баланса.

Цель: закрепить знания об окислительно – восстановительных реакциях; выработать умения по составлению уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Теоретическое обоснование

Окислительно – восстановительные реакции – это такие реакции, в которых одновременно протекают процессы окисления и восстановления и, как правило, изменяются степени окисления элементов.

Степень окисления – это условный заряд атома химического элемента в соединении, вычисленный на основе предположения, что все соединения состоят только из ионов. Степень окисления может быть положительной, отрицательной или равняться нулю.

Одни элементы имеют постоянные степени окисления, другие — переменные.

Например, к элементам с постоянной положительной степенью окисления относят щелочные металлы: Li^{+1} , Na^{+1} , K^{+1} , Rb^{+1} , Cs^{+1} , Fr^{+1} , следующие элементы II группы периодической системы: Be^{+2} , Mg^{+2} , Ca^{+2} , Sr^{+2} , Ba^{+2} , Ra^{+2} , Zn^{+2} , а также элемент III А группы - Al^{+3} и некоторые другие. Металлы в соединениях всегда имеют положительную степень окисления.

Из неметаллов постоянную отрицательную степень окисления (-1) имеет F.

В простых веществах, образованных атомами металлов или неметаллов, степени окисления элементов равны нулю, например: Na^0 , Al^0 , Fe^0 , H_2^0 , O_2^0 , F_2^0 , Cl_2^0 , Br_2^0 .

Для водорода характерны степени окисления: +1 (H_2O), -1 (NaH).

Для кислорода характерны степени окисления: -2 (H_2O), -1 (H_2O_2), +2 (OF_2).

Следует помнить, что в целом молекула электронейтральна, поэтому в любой молекуле алгебраическая сумма степеней окисления равна нулю, а в сложном ионе – заряду иона.

Например, рассчитаем степень окисления хрома в дихромате калия $K_2Cr_2O_7$.

1. Степень окисления калия +1, кислорода -2.
2. Подсчитаем число отрицательных зарядов: $7 \cdot (-2) = -14$
3. Число положительных зарядов должно быть + 14. На калий приходится два положительных заряда, следовательно, на хром – 12.
4. Так как в формуле два атома хрома, 12 делим на два: $12 : 2 = 6$.
5. + 6 – это степень окисления хрома.

Проверка: алгебраическая сумма положительных и отрицательных степеней окисления элементов равна нулю, молекула электронейтральна.

При составлении уравнений окислительно – восстановительных реакций используется метод электронного баланса. Метод основан на сравнении степеней окисления атомов в исходных веществах и продуктах реакции. Основное требование при составлении уравнений этим методом: число отданных электронов должно быть равно числу принятых электронов.

1. Окислительно - восстановительные реакции – это такие реакции, при которых происходит переход электронов от одних атомов, молекул или ионов к другим.

2. Окисление – это процесс отдачи электронов, степень окисления при этом повышается.

3. Восстановление – это процесс присоединения электронов, степень окисления при этом понижается.

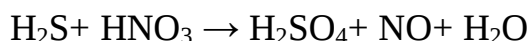
4. Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, окисляются; являются восстановителями. Атомы, ионы или молекулы, принимающие электроны, восстанавливаются; являются окислителями.

5. Окисление всегда сопровождается восстановлением, восстановление связано с окислением.

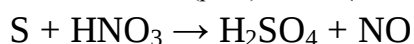
6. Окислительно – восстановительные реакции – единство двух противоположных процессов: окисления и восстановления.

Задания для самостоятельной работы

1. Дано уравнение уравнийте его методом электронного баланса. Определите окислитель и восстановитель



2. Расставьте коэффициенты в следующих схемах реакций методом электронного баланса:



Практическая работа №18

Получение, собирание и распознавание газов.

Цель: получить газообразные вещества, распознать их.

Оборудование: лабораторный штатив с лапкой, пробка с газоотводной трубкой, пробирки, спиртовка, реактивы: мел (CaCO_3), раствор HCl , известковая вода (Ca(OH)_2), этиловый спирт ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), H_2SO_4 конц, речной песок, бромная вода.

Ход работы:

1. В пробирку поместите несколько кусочков мела, прилейте к ним разбавленную соляную кислоту, чтобы кусочки были погружены в нее. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Пропустите выделяющийся газ в пробирку с известковой водой. Обратите внимание на изменения, происходящие с известковой водой.

2. В пробирку поместите 1-2 гранулы цинка, прилейте 1-2 мл раствора соляной кислоты. Накройте пробирку пробиркой большего диаметра, выдержите время. Через 1-2 минуты поднимите большую пробирку вверх и, не переворачивая ее, поднесите горящую спичку к отверстию пробирки.

3. В пробирку налейте 1 мл этилового спирта, осторожно добавьте 3 мл концентрированной серной кислоты, засыпьте предварительно прокаленным речным песком, чтобы избежать толчков жидкости при кипении. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, закрепите ее в штативе, осторожно нагрейте. Пропустите полученный газ через бромную воду. Следите при этом, чтобы нагревание смеси не прекращалось. Пронаблюдайте за изменением окраски бромной воды.

Контрольные вопросы:

1. Что можно сказать о чистоте собранного водорода? Почему водород собирали в перевернутую пробирку?

2. Запишите уравнение реакции, протекающей между карбонатом кальция и соляной кислотой.

3. Почему мутнеет известковая вода? Запишите уравнение соответствующей реакции.

4. Запишите уравнения реакций:

а) дегидратации этилового спирта;

б) бромирования этилена.

Практическая работа №19

Решение экспериментальных задач.

Цель: продемонстрировать знания характерных свойств некоторых веществ и подтверждение их химических свойств экспериментально.

Оборудование: хлорид аммония, сульфат калия, хлорид меди (II), карбонат натрия, малахит, сульфат аммония, гидроксид меди (II), гидроксид цинка, перманганат калия, гидроксид натрия, гидроксид бария, соляная кислота, сульфат цинка спиртовка, спички, держатель, пробирки.

Характерные химические реакции на ионы

Ион	Характерные реакции
Ag^+	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$ Выпадает осадок белого цвета. $2\text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 = \text{Ag}_2\text{CrO}_4\downarrow + 2\text{NaNO}_3$ Выпадает осадок желтого цвета.
Pb^{2+}	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} = \text{PbI}_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$ Выпадает осадок желтого цвета.
Ba^{2+}	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 = \text{BaCrO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$ Выпадает осадок белого цвета, нерастворимый в уксусной кислоте.
Ca^{2+}	$\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \xrightarrow{\text{т.о.}} \text{CaC}_2\text{O}_4\downarrow + 2\text{HCl}$ Выпадает осадок белого цвета.
Al^{3+}	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH}(\text{недостаток}) = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$ Выпадает осадок белого цвета. $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH}(\text{избыток}) = \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ Осадок растворяется в избытке раствора щелочи. $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + \text{NH}_4\text{Cl}(\text{нас. р-р}) = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + \text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{NaOH}$ Вновь выпадает осадок белого цвета.
Zn^{2+}	$\text{ZnSO}_4 + 2\text{NaOH}(\text{недостаток}) = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ Выпадает осадок белого цвета. $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH}(\text{избыток}) = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ Осадок растворяется в избытке раствора щелочи. $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 4\text{NH}_4\text{Cl}(\text{нас. р-р}) = [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2 + 2\text{NaCl} + 4\text{H}_2\text{O}$ Не наблюдается выпадение осадка – этой реакцией катион Zn^{2+} отличается от катиона Al^{3+} .
Cr^{3+}	$\text{CrCl}_3 + 3\text{NaOH}(\text{недостаток}) = \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$ Выпадает осадок зеленого цвета. $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH}(\text{избыток}) = \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ Осадок растворяется в избытке раствора щелочи.
Fe^{2+}	$\text{FeSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ Выпадает осадок белого цвета. $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ Осадок буреет на воздухе. $\text{FeSO}_4 + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$ Выпадает осадок синего цвета.

Fe^{3+}	$\text{FeCl}_3 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow + 3\text{KCl}$ Выпадает осадок синего цвета. $\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_4\text{CNS} = \text{Fe}(\text{CNS})_3 + 3\text{NH}_4\text{Cl}$ Роданид железа(III) – темно-красного цвета.
Cu^{2+}	$\text{CuSO}_4 + 4\text{NH}_4\text{OH} = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4] \text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ Образуется комплексная соль фиолетового цвета.
NH_4^+	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{NH}_3 \uparrow + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ Ощущается неприятный запах.
CO_3^{2-}	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CO}_2 \uparrow + 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
SiO_3^{2-}	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{NH}_4\text{OH} = \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow + \text{NH}_4\text{Cl}$ Выпадает в осадок гель кремниевой кислоты
Cl^-	$\text{KCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} \downarrow + \text{KNO}_3$ Выпадает осадок белого цвета. $\text{AgCl} + 2\text{NH}_4\text{OH} = [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$ Осадок растворяется в избытке раствора аммиака.
I^-	$2\text{KI} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{PbI}_2 \downarrow + 2\text{KNO}_3$ Выпадает осадок желтого цвета.
SO_4^{2-}	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$ Выпадает осадок белого цвета.
S^{2-}	$\text{Na}_2\text{S} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_2\text{S} \downarrow + 2\text{NaNO}_3$ Выпадает осадок черного цвета.

Задания для самостоятельной работы

Задание 1. Определите, в какой из склянок без этикеток находится каждое из перечисленных твердых веществ.

Вариант 1 – хлорид аммония, сульфат калия, хлорид меди (II)

Вариант 2 – карбонат натрия, малахит, сульфат аммония

Задание 2. Получите нерастворимое основание реакцией обмена.

Вариант 1 – гидроксид меди (II)

Вариант 2 – гидроксид цинка

Задание 3.

Вариант 1. Дано твердое кристаллическое вещество А, черного цвета; при добавлении к нему воды образуется малиновый раствор. При нагревании вещество А разлагается; при этом образуется бесцветный газ Б, поддерживающий жизненные процессы. При взаимодействии вещества А с соляной кислотой образуется ядовитый газ В – желтовато-зеленого цвета с резким запахом. Назовите веществ А.Б.В. Составьте схемы уравнений реакций, о которых говорилось в задании. Получите кристаллик вещества А и приготовьте его раствор.

Вариант 2. Дана соль А – твердое белое кристаллическое вещество, растворимое в воде. При нагревании вещества А со щелочью образуется бесцветный газ Б – легче воздуха, имеет характерный резкий запах. При

взаимодействии вещества А с соляной кислотой образуется бесцветный газ В – тяжелее воздуха, не имеет запаха, не поддерживает горения. Назовите вещества А,Б,В. Получите немного вещества А и разотрите его в ступке.

Оформление отчета

Что делали?	Наблюдения, химические уравнения (молекулярные и ионные)	Вывод

Контрольные вопросы:

1. Предложите лабораторный способ получения гидроксида хрома (III) и подтверждения его амфотерных свойств.
2. Запишите уравнения химических реакций, которые соответствуют схеме:
 $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$

Практическая работа №21

Изучение основных направлений промышленной переработки природного газа.

Цель: изучить состав, свойства и применение природного газа.

Теоретические основы

Природный газ – это смесь углеводородов, большую часть которых составляет метан. Остальными компонентами являются: бутан, пропан, этан, водород, сероводород, гелий, азот, диоксид углерода, примеси. Природный газ не имеет цвета и запаха, его наличие в воздухе невозможно определить без помощи специальных приборов.

Способы переработки природного газа:

1. Физическая переработка.

Этот способ основан на физико-энергетических показателях. Добытый ископаемый материал подвергается глубокому сжатию и разделяется на фракции путем воздействия высоких температур.

2. Химико – каталитическая переработка.

При этом способе происходят процессы, связанные с переходом метана в синтезированный газ, с последующей переработкой.

3. Термохимический способ.

Использование в качестве инструмента воздействия на ископаемое сырье высоких и низких температур называют термохимическим способом переработки природного газа. При температурном воздействии на данное сырье образуются такие химические соединения, как этилен, пропилен и пр.

Задание №1. Прочитайте §§ 3 – 8 учебника (Габриелян О. С. Химия. 10 класс. Базовый уровень: учебник/ О. С. Габриелян. – М.: Дрофа, 2013. – 191с.)

Задание №2. Заполните таблицу 1 «Характеристика природных источников углеводородов»:

Источники углеводородов	Физические свойства	Химический состав	Применение
Природный газ			

Задание №3. Заполните таблицу 2 «Характеристика химических реакций при переработке природного газа»:

Название реакции	Схема реакции	Условия протекания	Применение
Полное разложение метана			
Неполное разложение метана			
Дегидрирование этана			

Контрольные вопросы

1. Что такое природные газы, и на какие группы они делятся в зависимости от условий образования и состава?
2. В чем разница между сухими и жирными природными газами?
3. В чем состоит сущность низкотемпературной ректификации?

Практическая работа №23

Решение экспериментальных задач.

Цель: научить решать качественные химические задачи, применяя знания органической химии.

Оборудование: вещества для распознавания: глицерин, ацетальдегид, глюкоза, машинное масло, растительное масло, крахмал, сахароза, мыло, крахмал.

Теоретические сведения

Качественные реакции на органические вещества

Алкены, диены, алкины	Реакция с бромной водой – обесцвечивание
Многоатомные спирты	Реакция со свежеосажденным гидроксидом меди (II) – появление ярко-синего раствора комплекса

Фенолы	1) Реакция с бромной водой – выпадение осадка 2,4,6-трибромфенола. 2) Реакция с раствором хлорида железа (III) – красно-фиолетовое окрашивание.
Альдегиды	1) Реакция со свежесосажденным гидроксидом меди при нагревании – выделение красного осадка оксида меди (I). 2) Реакция с аммиачным раствором оксида серебра при нагревании – выпадение осадка металлического серебра.
Карбоновые кислоты	Реакция с гидрокарбонатом натрия (содой) – выделение углекислого газа.
Анилин	Реакция с бромной водой – выпадение осадка 2,4,6-триброманилина.
Аминокислоты	1) Реакция с гидрокарбонатом натрия (содой) – выделение углекислого газа. 2) С азотной кислотой – желтое окрашивание – у аминокислот, содержащих бензольное кольцо.
Белки	1) С азотной кислотой – желтое окрашивание – у аминокислот, содержащих бензольное кольцо. 2) Реакция со свежесосажденным гидроксидом меди – фиолетовый раствор.
Глюкоза	1) Реакция со свежесосажденным гидроксидом меди при нагревании – выделение красного осадка оксида меди (I). 2) Реакция с аммиачным раствором оксида серебра при нагревании – выпадение осадка металлического серебра.
Крахмал	Реакция с йодом – синее окрашивание.

Практические задания

Задание 1. При помощи одних и тех же реактивов определить в пробирках № 1–3 водные растворы глицерина, уксусного альдегида и глюкозы. Оформить порядок решения и обосновать выводы.

Задание 2. Определить с помощью характерных реакций в пробирках № 4, 5 машинное и растительное масло.

Задание 3. Доказать опытным путем, что картофель и белый хлеб содержат крахмал, а яблоко – глюкозу. Записать порядок действий. Представить оптимальный вариант решения и схемы реакций.

Задание 4. Определить с помощью характерных реакций следующие вещества: в пробирках № 6–8 – порошки крахмала, сахарозы и глюкозы; в пробирках № 9–11 – разбавленные водные растворы глицерина, мыла

(стеарата натрия), крахмала. При выполнении заданий выбрать наиболее рациональный способ решения. Составить и записать порядок действий.

Задание 5. Исходя из этанола получить:

вариант 1 – простой эфир и сложный эфир

вариант 2 – альдегид и кислоту

Написать уравнения соответствующих реакций (с указанием условий и признаков).

Задание 6. Доказать опытным путем, что обычный сахар содержит углерод. Записать соответствующее уравнение реакции, пояснить наблюдаемые явления.

Оформление отчета

Порядок работы	Наблюдения	Выводы

Контрольные вопросы:

1. Какая разница между карбоновой и карболовой кислотами?

2. Составьте схемы, подтверждающие генетические связи между двумя классами органических соединений:

вариант 1- альдегиды и одноосновные карбоновые кислоты;

вариант 2- углеводороды и модноатомные спирты.

Практическая работа №24

Распознавание пластмасс и волокон.

Цель: распознать выданные образцы пластмасс и волокон.

Оборудование: спиртовка, пробирки, асбестированная сетка, образцы пластмасс, образцы волокон, NaOH (10%-ный раствор), HNO₃(g=1,4); H₂SO₄ (g=1,84); справочные таблицы.

Ход работы:

1. Выданы образцы пластмасс:

а) полиэтилен б) поливинилхлорид

Определите по характерным свойствам, в каком из пакетов находится каждая из пластмасс.

2. Последовательность определения пластмасс:

а) рассмотрите внешний вид пластмассы;

б) исследуйте отношение к нагреванию;

3. Выданы образцы волокон:

а) хлопок б) шерсть

Определите по характерным свойствам, в каком из пакетов находится каждое из волокон.

4. Последовательность определения волокон

- а) сожгите, сделайте вывод о характере горения;
- б) проверьте действие на волокна растворителей.

Сравнивая характер горения пластмасс и волокон, обратите внимание на следующие признаки:

- плавится или не плавится при нагревании
- загорается легко или с трудом
- горит быстро или медленно
- горит с копотью или без нее
- горит ли вне пламени
- имеют ли запах продукты горения
- есть ли остаток после горения

Составьте отчет о проделанной работе.

Практическая работа №25

Решение экспериментальных задач на идентификацию органических соединений.

Цель: с помощью характерных реакций распознать предложенные органические соединения.

Оборудование: набор химических веществ, реактивы, химическая посуда.

Опыт №1. Определите, в какой из пробирок находятся водные растворы:

- | | |
|---------------------|--------------|
| 1. Этанола | 3. Глюкозы |
| 2. Уксусной кислоты | 4. Глицерина |

Опыт №2. Определите, в какой из пробирок находятся водные растворы:

- | | |
|--------------|------------------|
| 1. Фенола | 3. Формальдегида |
| 2. Глицерина | 4. Глюкозы |

Опыт №3. Определите, в какой из пробирок находятся:

- | | |
|-----------------------|--|
| 1. Глицерин | 3. Машинное масло, полученное из нефти |
| 2. Растительное масло | 4. Сахарный сироп |

Опыт №4. Определите, с помощью одного и того же реактива, в какой из пробирок находятся водные растворы:

- | | |
|-----------------------|---------------------|
| 1. Фенолята натрия | 3. Ацетата натрия |
| 2. Этилацетата натрия | 4. Карбоната натрия |

Опыт №5. Определите, с помощью одного и того же реактива, в какой из пробирок находятся водные растворы:

1. Мыла

2. Белка

Опыт №6. Используя одну и ту же реакцию, но разные условия её протекания, распознайте растворы веществ:

1. Глицерина

2. Формалина

3. Белка

Лабораторная работа №1

Моделирование построения Периодической таблицы химических элементов

Цель: рассмотреть структуру периодической таблицы: периоды (малые и большие), группы (главная и побочная); уметь определять строение электронных оболочек атомов элементов малых периодов и особенности строения электронных оболочек атомов элементов больших периодов (переходных элементов) по положению хим. элемента в ПС.

Краткие теоретические сведения

Периодический закон открыт Д. И. Менделеевым в марте 1869 года при сопоставлении свойств всех известных в то время элементов и величин их атомных масс. Термин «периодический закон» Менделеев впервые употребил в ноябре 1870, а в октябре 1871 дал окончательную формулировку Периодического закона: **«свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов, а потому и свойства образуемых ими простых и сложных тел, стоят в периодической зависимости от их атомного веса»**. Графическим (табличным) выражением периодического закона является разработанная Менделеевым периодическая система элементов.

Несмотря на всю огромную значимость такого открытия, периодический закон и система Менделеева представляли лишь гениальное эмпирическое обобщение фактов, а их физический смысл долгое время оставался непонятным. Причина этого заключалась в том, что в XIX в. совершенно отсутствовали какие-либо представления о сложности строения атома.

Данные о строении ядра и о распределении электронов в атомах позволяют рассмотреть периодический закон и периодическую систему элементов с фундаментальных физических позиций. На базе современных представлений периодический закон формулируется так:

Свойства простых веществ, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра атома (порядкового номера).

Закономерности ПСХЭ Д. И. Менделеева



Оборудование: пластилин, спички

Задание № 1

Дать характеристику химических элементов с № 1 по № 20 (по выбору преподавателя) по плану и при помощи пластилина и спичек на картоне сделать аппликацию «Строение атома элемента».

План характеристики химического элемента по периодической системе Д.И. Менделеева.

1. Положение элемента в периодической системе:

1. порядковый номер
2. период, ряд
3. группа, подгруппа
4. относительная атомная масса

2. Строение атома элемента:

1. заряд ядра атома
2. формула состава атома (количество p ; n ; e)

3. количество энергетических уровней и размещение на них электронов
4. формула электронной конфигурации
(1S2S2P3S3P4S4P5S4D5P6S5D4F6P7S6D5F7P)
5. квантовые ячейки (графическая формула)
6. число электронов на последнем слое => металл или неметалл

3. Формулы соединений:

1. оксида
2. гидроксида (кислоты или основания)
3. летучего водородного соединения (для неметаллов)

4. Химический характер, его доказательство:

а) кислотный: *кислотный оксид + щелочь = соль + вода; кислота + основание = соль + вода*

б) основной: *основной оксид + кислота = соль + вода; основание + кислота = соль + вода*

в) амфотерный (а + б)

5. Сравнение с соседями:

- а) по периоду б) по группе
(металл с неметаллами сравнивать нельзя)

Задание № 2

Определите химический элемент по его электронной формуле.

Вариант	1.	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$
	2.	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
	3.	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
	4.	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$
	5.	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$
	6.	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

Вывод. Почему формулировка Периодического закона была изменена? Поменялся ли физический смысл ПЗ?

Лабораторная работа №2

Изучение дисперсных систем

Цель: изучить способы приготовления эмульсий и суспензий; научиться отличать коллоидный раствор от истинного; отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности.

Краткие теоретические сведения

Дисперсные системы – это системы, в которых мелкие частицы вещества, или дисперсная фаза, распределены в однородной среде (жидкость, газ, кристалл), или дисперсионной фазе.

Дисперсные системы можно разделить на высокодисперсные, или собственно коллоидные, и низкодисперсные (грубодисперсные). Размер частиц низкодисперсных систем составляет 10^{-3} мм и больше. Размер частиц высокодисперсных систем лежит в интервале 10^{-6} – 10^{-4} мм (от 1 до 100 нм), что, как минимум, на порядок больше размера частиц в истинных растворах (10^{-7} мм).

Коллоидные частицы настолько малы (содержат 103–109 атомов), что не задерживаются обычными фильтрами, не видны в обычный микроскоп, не оседают под действием силы тяжести. Их устойчивость со временем снижается, т.е. они подвержены «старению». Дисперсные системы термодинамически неустойчивы и стремятся к состоянию с наименьшей энергией, когда поверхностная энергия частиц становится минимальной.

Классификация дисперсных систем

Дисперсная фаза	Дисперсионная среда	Название системы	Примеры
Газ	Газ	Дисперсная система не образуется	-
	Жидкость	Пена	Пена газированной воды, пузырьки газа в жидкости, мыльная пена
	Твердое тело	Твердая пена	Пенопласт, микропористая резина, пемза, хлеб, сыр
Жидкость	Газ	Аэрозоль	Туман, облака, струя из аэрозольного баллона
	Жидкость	Эмульсия	Молоко, сливочное масло, майонез, крем, мазь
	Твердое тело	Твердая эмульсия	Жемчуг, опал
Твердое тело	Газ	Аэрозоль, порошок	Пыль, дым, мука, цемент
	Жидкость	Суспензия, золь	Глина, паста, ил, жидкие смазочные масла с добавкой графита
	Твердое тело	Твердый золь	Сплавы, цветные стекла, минералы

Оборудование: ступка с пестиком, ложка-шпатель, стакан, стеклянная палочка, фонарик, пробирка, вода, карбонат кальция, масло, ПАВ, мука, молоко, зубная паста, раствор крахмала, раствор сахара.

Опыт № 1. Приготовление суспензии карбоната кальция в воде

Суспензии имеют ряд общих свойств с порошками, они подобны по дисперсности. Если порошок поместить в жидкость и перемешать, то получится суспензия, а при высушивании суспензия снова превращается в порошок. Поэтому способы получения суспензий и порошков одинаковы,

лишь при получении суспензий появляется дополнительная технологическая стадия – смешивание порошка с дисперсионной средой.

Концентрированные суспензии (пасты) могут быть получены как в результате оседания более разбавленных суспензий, так и непосредственно растиранием порошков или массивных твердых тел с жидкостями.

В ступке из кусочка мела приготовить порошок. В стакан насыпать ложку порошка мела и постепенно при помешивании стеклянной палочкой добавить воды. Запишите наблюдения. На что похожа полученная смесь?

Контрольные вопросы:

1. Что такое дисперсные системы; дисперсионная среда; дисперсная фаза?
2. Как классифицируют дисперсные системы по агрегатному состоянию дисперсионной среды и дисперсной фазы?
3. Почему чистый воздух, природный газ и истинные растворы не относят к дисперсным системам?
4. Каково значение дисперсных систем в повседневной жизни?

Лабораторная работа №3

Изучение химических свойств кислот в свете теории электролитической диссоциации

Цель: изучить кислоты: их способы получения и свойства; научиться составлять УХР и делать выводы.

Оборудование: растворы: серной кислот; раствор гидроксида натрия; растворы индикаторов: метилоранжа; растворы солей: нитрат бария, оксид кальция; кювета для капельного анализа, пипетка, стеклянная палочка, универсальная индикаторная бумага, синий лакмус

Краткие теоретические сведения.

Различают кислоты бескислородные (HCl, HI, H₂S, HCN) и кислородсодержащие (HNO₃, H₂SO₄, H₂SO₃, H₃PO₄).

В растворах кислот лакмус становится красным, метиловый оранжевый – розовым, фенолфталеин остается бесцветным.

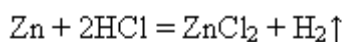
Кислоты получают растворением кислотных оксидов в воде:



1. Электролитическая диссоциация кислот:

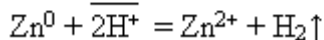
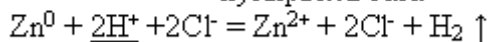
- 1) $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
- 2) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$
 $\text{HSO}_4^- \rightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

2. Взаимодействие с активными металлами:

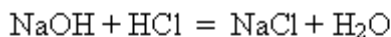


выделение

пузырьков газа

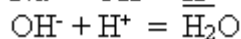
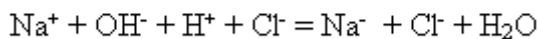


3. Взаимодействие с основаниями:

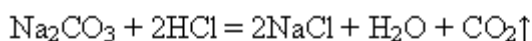


+фенолфталеин обесцвечивание

малиновый

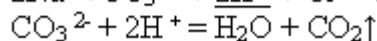
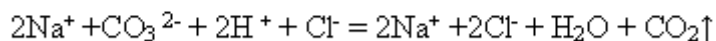


4. Взаимодействие с солями:

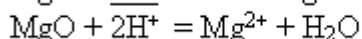
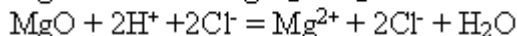
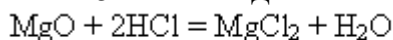


выделение

пузырьков газа



5. Взаимодействие с оксидами металлов:



Опыт: Изучения свойств кислот.

В семь кювет внести по 4 капли серной кислоты. Затем добавьте в кювету:

№ 1. индикатор метиловый оранжевый

№ 2. индикатор лакмус синий

№ 3. индикатор универсальный

№ 4. стружку магния

№ 5. оксид кальция

№ 6. индикатор метиловый оранжевый, а далее гидроксид натрия

№ 7. соль бария

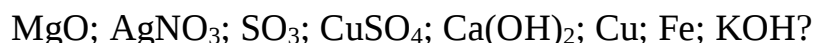
Запишите наблюдаемые явления и составьте УХР.

Вывод.

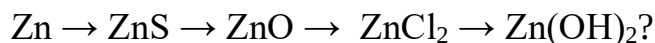
С какими классами веществ взаимодействуют кислоты?

Контрольные вопросы:

1. С какими из перечисленных веществ взаимодействует соляная кислота:



2. При помощи, каких реакций можно осуществить следующие превращения:



Лабораторная работа №4

Изучение химических свойств оснований в свете теории электролитической диссоциации

Цель: изучить основания: их способы получения и свойства; научиться составлять УХР и делать выводы.

Оборудование: растворы: соляной, серной кислот; раствор гидроксида натрия; растворы индикаторов: фенолфталеина, метилоранжа; *растворы солей:* сульфат меди (II); держатель, прибор для нагревания, спички, фарфоровая чашка, кювета для капельного анализа, пипетка, стеклянная палочка, универсальная индикаторная бумага, синий лакмус.

Краткие теоретические сведения.

Продукты взаимодействия оксидов с водой называют гидроксидами или основаниями. Их состав выражают общей формулой $\text{Э}(\text{ОН})_n$, где Э – атом элемента, n – индекс соответствующий степени окисления Э.

Кислотность основания определяется числом ионов ОН^- .

Многокислотные основания диссоциируют ступенчато: $\text{Ca}(\text{ОН})_2 \rightleftharpoons (\text{CaОН})^+ + \text{ОН}^-$, $(\text{CaОН})^+ \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{ОН}^-$

Водные растворы хорошо растворимых оснований называют щелочами. Щелочи получают растворением оксидов в воде: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$

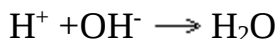
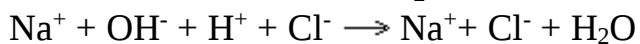
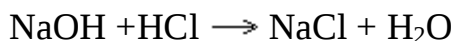
Индикаторы в щелочных растворах меняют окраску: так фиолетовый лакмус приобретает синий цвет, бесцветный фенолфталеин становится малиновым, метиловый оранжевый – желтым.

1. Электролитическая диссоциация оснований:

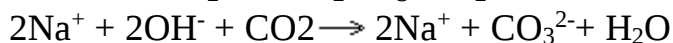
Основания при диссоциации в растворе в качестве анионов образуют только гидроксид-ионы:



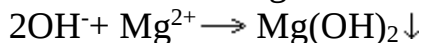
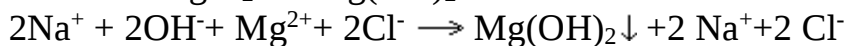
2. Взаимодействие с кислотами



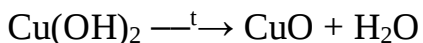
3. Взаимодействие с кислотными оксидами



4. Взаимодействие с солями



5. Нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются:



Опыт: Изучения свойств оснований.

В пять кювет внести по 2 капли щёлочи.

Затем добавьте в кювету:

№ 1. индикатор метиловый оранжевый

№ 2. индикатор лакмус синий

№ 3. индикатор универсальный

№ 4. индикатор фенолфталеин

№ 5. индикатор метиловый оранжевый, а далее кислоту.

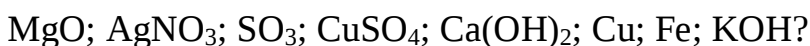
В фарфоровую чашку внести по 2 капли щёлочи и по каплям добавить соль меди. Запишите наблюдаемые явления и составьте УХР.

Вывод.

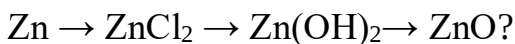
С какими классами веществ взаимодействуют щелочи?

Контрольные вопросы:

1. С какими из перечисленных веществ взаимодействует гидроксид калия:



2. При помощи, каких реакций можно осуществить следующие превращения:



Лабораторная работа №5

Изучение химических свойств солей в свете теории электролитической диссоциации

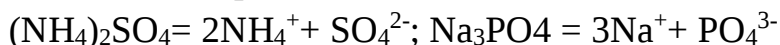
Цель: изучить соли: их способы получения и свойства; научиться составлять УХР и делать выводы.

Оборудование: растворы солей: карбонат калия, карбонат натрия, нитрат калия, сульфат алюминия, сульфат железа (III), сульфат меди (II), хлорид железа (III), хлорид натрия, хлорид цинка, гидроксид натрия, железо (гвоздь); штатив с пробирками, предметные стёкла, пипетка, стеклянная палочка.

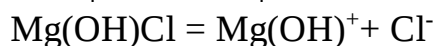
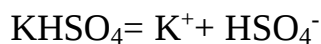
Краткие теоретические сведения.

Различают средние, кислые и основные соли. Существуют также двойные соли, образованные разными металлами и одним кислотным остатком $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$.

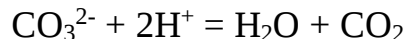
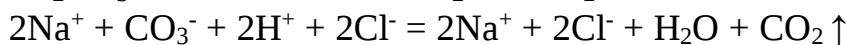
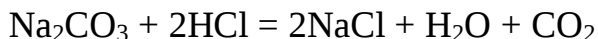
1. Электролитическая диссоциация солей:



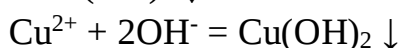
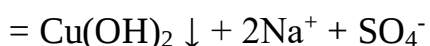
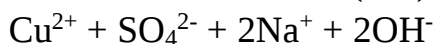
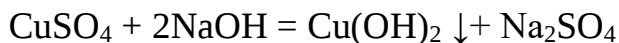
Кислые же и основные соли диссоциируют ступенчато.



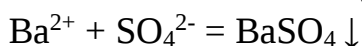
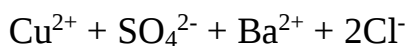
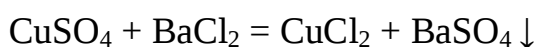
2. Взаимодействие с кислотами



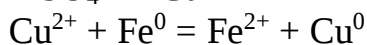
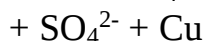
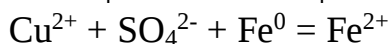
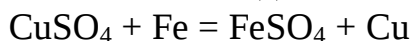
3. Взаимодействие со щелочами.



4. Взаимодействие солей с солями.



5. Взаимодействие с металлами



Опыт: Изучения свойств солей.

На предметное стекло нанести отдельно по одной капле хлорида бария и сульфата меди (II) Затем добавьте в каплю:

№ 1. карбонат натрия

№ 2. гидроксид натрия

В пробирку поместить гвоздь и добавить 3 капли сульфата меди (II).

Запишите наблюдаемые явления и составьте УХР.

Вывод

С какими классами веществ взаимодействуют соли?

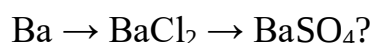
Контрольные вопросы:

1. С какими из перечисленных веществ взаимодействует хлорид бария:

MgO; AgNO₃; SO₃; CuSO₄; Ca(OH)₂; Cu; Fe; KOH?

2. При помощи, каких реакций можно осуществить следующие

превращения:



Лабораторная работа №6

Изучение скорости химической реакции. Химическое равновесие

Цель: провести реакции, которые протекают с различной скоростью;

исследовать факторы, влияющие на скорость химических реакций;
отработать навыки составления уравнений реакций.

Оборудование: пробирки, реактивы и материалы.

Краткие теоретические сведения

Скорость химической реакции - изменением концентрации реагирующих или образующихся веществ в единицу времени.

$$v = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

C – молярная концентрация, t – время

Опыт № 1. Налейте в две пробирки соляную и уксусную кислоты.

Одновременно в каждую пробирку добавьте кусочек цинка.

В какой пробирке реакция протекает быстрее? Почему?

Составьте УХР.

Опыт № 2. В 2 пробирки налейте уксусной кислоты и добавьте одновременно несколько гранулу цинка.

Одну пробирку нагрейте.

В какой из пробирок реакция идет быстрее? Как влияет температура на скорость реакции?

Составьте УХР.

Опыт № 3. В 1 пробирку налейте раствор HCl.

Во 2 пробирку концентрированной HCl.

Одновременно в каждую пробирку добавьте гранулу цинка.

В какой пробирке реакция идет быстрее?

Как влияет концентрация реагирующих веществ на скорость реакции?
Почему?

Составьте УХР.

Опыт № 4. В 2 пробирки налить раствор медного купороса.

Одновременно в каждую пробирку добавьте гранулу алюминия.

В первую пробирку добавить несколько кристаллов хлорида натрия.

Что наблюдаете?

Составьте УХР.

Опыт № 5. Налейте в 2 пробирки уксусной кислоты.

Одновременно в каждую пробирку добавьте в 1 пробирку кусочек мела, а

во 2 пробирку порошок мела.

Как зависит скорость реакции от площади соприкосновения веществ?

Составьте УХР.

Вывод: Скорость реакции находится в прямой зависимости от концентрации. Существует резкая зависимость от температуры. Правило Вант-Гоффа: «При увеличении температуры на 10^0 скорость химической реакции возрастает в 2 - 4 раза». Принцип Ле-Шателье: «Равновесие смещается в сторону реакции, ослабляющей оказываемое на систему внешнее воздействие».

Контрольные вопросы:

1. Что такое скорость химической реакции?
2. Какие факторы влияют на скорость химической реакции?
3. От чего зависит скорость химической реакции между металлом и серой?
4. Как называется реакция в присутствии катализатора?

Лабораторная работа №7

Определение закалки и отпуска стали

Цель: закрепить и углубить знания о закалке и отпуске стали.

Теоретические основы:

Сталь — сплав на основе железа, содержащий менее 2% углерода.

По химическому составу стали разделяют на два основных вида: углеродистая и легированная.

Углеродистая сталь представляет собой сплав железа главным образом с углеродом, но, в отличие от чугуна, содержание в ней углерода, а также Mn, Si, P и S гораздо меньше.

В зависимости от количества углерода стали подразделяют на мягкие (содержание углерода не превышает 0,3%), средней твердости (углерода несколько больше, чем в мягких) и твердые (углерода может быть до 2%). Из мягкой и средней твердости стали делают детали машин, трубы, болты, гвозди, скрепки, а из твердой — различные инструменты.

Легированная сталь — это тоже сплав железа с углеродом, только в него введены еще специальные, легирующие добавки: хром, никель, вольфрам, молибден, ванадий и др.

Легирующие добавки придают сплаву особые качества. Так, хромоникелевые стали очень пластичные, прочные, жаростойкие, кислотоупорные, устойчивые против коррозии. Они применяются в строительстве (например, облицовка колонн станции «Маяковская» московского метро выполнена из хромоникелевой стали), а также для изготовления нержавеющей предметов домашнего обихода (ножей, вилок, ложек), всевозможных медицинских инструментов.

Хромомолибденовые и хромованадиевые стали очень твердые, прочные и жаростойкие. Они используются для изготовления трубопроводов, компрессоров, двигателей и многих других деталей машин современной техники.

Хромовольфрамовые стали сохраняют большую твердость при очень высоких температурах. Они служат конструкционным материалом для быстрорежущих инструментов.

Ход работы:

Опыт №1. Проведение закалки и отпуска стали.

Оборудование: тигельные щипцы, горелка, швейная игла или лезвие безопасной бритвы.

Швейную иглу или лезвие безопасной бритвы возьмите тигельными щипцами, раскалите на пламени горелки и постепенно охладите. Игла или лезвие теряют свою упругость, их можно легко согнуть. Произошел отпуск стали.

Если иголку или половинку лезвия снова накалил до красна и немедленно охладил в холодной воде, то они перестанут гнуться, а при попытке согнуть их — ломаются. Произошла закалка стали.

Контрольные вопросы:

1. Дайте определение стали.
2. Чем отличается отпущенная сталь от закалённой?

Лабораторная работа №8

Ознакомление со структурами серого и белого чугуна

Цель: познакомиться со структурами серого и белого чугуна.

Теоретические основы:

Чугун — сплав на основе железа, содержащий от 2 до 4,5% углерода, а также марганец, кремний, фосфор и серу. Чугун значительно тверже железа, обычно он очень хрупкий, не куется, а при ударе разбивается. Этот сплав применяется для изготовления различных массивных деталей методом литья, так называемый литейный чугун и для переработки в сталь — пердеальный чугун.

В зависимости от состояния углерода в сплаве различают серый и белый чугун.

Белые чугуны образуются при быстром охлаждении. В своей структуре они содержат большое количество цементита, обладающего высокой твердостью, прочностью, хрупкостью и имеющего белый цвет, чем и обусловлен цвет и название белых чугунов. Из-за большого количества цементита в своей структуре белые чугуны обладают высокой твердостью,

износостойкостью, хрупкостью и поддаются обработке резанием только сверхтвердыми сплавами.

Серые чугуны образуются только при малых скоростях охлаждения в узком интервале температур, когда мала степень переохлаждения жидкой фазы. В этих условиях весь углерод или его большая часть графитизируется в виде пластинчатого графита, а содержание углерода в виде цементита составляет не более 0,8 %. Графитизация чугуна и ее полнота зависит от скорости охлаждения, химического состава и наличия центров графитизации.

Сравнительная характеристика серого и белого чугуна

Вид	Состав	Свойства	Применение
Серый чугун	Содержит 1,7—4,3% С, 1,25—4,0% Si и до 1,5% Мп. Из-за большого содержания кремния снижается растворимость углерода, поэтому углерод находится в свободном состоянии в виде графита.	Сравнительно мягкий и поддающийся механической обработке материал. Свободный углерод придает чугуну вязкость.	Производство литых деталей (шестерни, колеса, трубы и т. д.)
Белый чугун	Содержит 1,7—4,3% С, более 4% Мп, но очень мало кремния. Углерод в основном содержится в виде цементита — карбида железа Fe_3C .	Твердый и хрупкий материал. Эти свойства придает цементит, который обладает большой твердостью.	Переработка в сталь.

Ход работы:

Опыт №2. Ознакомление со структурами серого и белого чугуна.

Оборудование: образцы серого и белого чугуна.

Внимательно рассмотрите внешний вид и сколы образцов серого и белого чугуна. Эти образцы имеют зернистую поверхность и многочисленные плоские грани на сколе. В сером чугуне углерод присутствует преимущественно в виде графита. Через лупу можно заметить темные прожилки. Графит придает чугуну характерный цвет и хрупкость.

В белом чугуне углерод присутствует преимущественно в виде соединения с железом — цементита Fe_3C . Цементит придает белому чугуну твердость и хрупкость.

Контрольные вопросы:

1. Дайте определение чугуна.
2. Где применяют серый, а где белый чугун?

Лабораторная работа №9

Распознавание руд железа

Цель: распознать железные руды.

Теоретические основы:

Значительная химическая активность металлов приводит к тому, что в земной коре они встречаются главным образом в виде соединений: оксидов, сульфидов, сульфатов, хлоридов, карбонатов и т. д. В свободном виде встречаются металлы, расположенные в ряду напряжений правее водорода (Ag, Hg, Pt, Au, Cu), хотя гораздо чаще медь и ртуть в природе можно встретить в виде соединений.

Металлы встречаются в природе как в свободном состоянии (самородные металлы), так и, главным образом, в виде химических соединений.

В виде самородных металлов находятся наименее активные металлы. Типичными их представителями являются золото и платина. Серебро, медь, ртуть, олово могут находиться в природе, как в самородном состоянии, так и в виде соединений, все остальные металлы (стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов до олова) — только в виде соединений с другими элементами.

Минералы и горные породы, содержащие металлы и их соединения, из которых выделение чистых металлов технически возможно и экономически целесообразно, называют **рудами**.

Минералы и горные породы, содержащие металлы или их соединения и пригодные для промышленного получения металлов, называются **рудами**.

Важнейшими рудами металлов являются их оксиды и соли (сульфиды, карбонаты и др.). Если руды содержат соединения двух или нескольких металлов, то они называются полиметаллическими рудами (например, медноцинковые, свинцово-серебряные и др.).

Получение металлов из руд — задача металлургии.

Ход работы:

Опыт №3. Распознавание железных руд.

Оборудование: образцы железных руд — гематита, лимонита и магнетита.

Возьмите образцы трех типов железных руд — гематита, лимонита и магнетита. Проведите ими по стенке фарфоровой ступки или обратной стороне белой кафельной плитки.

По цвету остающейся полосы можно идентифицировать руду. Гематит оставляет на фарфоре полосу бурого цвета, лимонит — желтого, магнетит — черного.

Наблюдаем за тем, что происходит, результаты оформляем в таблицу.

Наименование руды железа	Цвет полосы на фарфоре
гематит	
лимонит	

Выполняем задание: Железо сгорает в кислороде, образуя железную окалину, имеющую состав Fe_3O_4 . Запишите процесс сгорания железа в виде химического уравнения реакции.

Содержание отчета:

Сделайте общий вывод в соответствии с целями, поставленными перед вами в этой работе.

Лабораторная работа №10

Изготовление моделей молекул органических веществ

Цель: научиться составлять модели молекул органических веществ различной сложности.

Краткие теоретические сведения

1. Простейшим представителем насыщенных углеводородов является метан.
2. sp^3 -гибридизация характерна для атомов углерода в алканах – в частности, в метане.
3. Атом углерода в молекуле метана расположен в центре тетраэдра, атомы водорода – в его вершинах.
4. Валентные углы между направлениями связей равны между собой и составляют угол $109^\circ 28'$.
5. В этане есть углерод - углеродные связи.
 $L(\text{C}-\text{C}) = 0,154 \text{ нм}$.

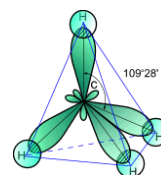
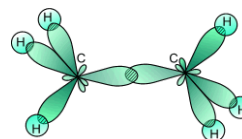


рис. 10

Оборудование: пластилин, спички.



Задание № 1. Составление сокращённых структурных формул углеводородов.

1. Формула молекулы метана.
2. Формула молекулы этана.
3. Формула молекулы пропана.
4. Формулы молекул бутана и изобутана.
5. Формулы молекулы пентана и всех его изомеров.

Задание № 2. Изготовление моделей молекул углеводородов.

1. Модель молекулы метана. Соберите модель молекулы метана, используя для этого спички и пластилин. Для этого из пластилина (в наборе 16 шариков) выберите четыре шарика, а из пластилина (в наборе 7 шариков) – один шарик. В качестве стержней можно использовать спички. Учтите, что в молекуле метана угол между химическими связями $\text{C}-\text{H}$ составляет $109^\circ 28'$, т. е. молекула имеет тетраэдрическое строение (см. рис. 10).

2. Модель молекулы этана. Соберите модель молекулы этана, используя для этого спички и пластилин. Учтите, что в молекуле этана угол между химическими связями C–H составляет $109^{\circ}28'$, а углерод - углеродные связи $L(C-C) = 0,154$ нм.

3. Модель молекулы пропана. Соберите модель молекулы пропана, используя для этого спички и пластилин.

4. Модели молекул бутана и изобутана. Соберите модель молекулы *n*-бутана, используя пластилин. Подумайте и переделайте модель *n*-бутана в модель молекулы изобутана. Учтите, что в бутане атомы углерода расположены по отношению друг к другу под углом 109° , т. е. углеродная цепь должна иметь зигзагообразное строение. В молекуле изобутана все связи центрального атома углерода направлены к вершинам правильного тетраэдра. Сравните строение этих углеводородов.

5. Модели молекул пентана и всех его изомеров. Соберите модель молекулы *n*-пентана и всех его изомеров последовательно, используя пластилин.

Контрольные вопросы:

1. Какие вещества называют органическими?
2. В чем отличие органических веществ от неорганических веществ?
3. Сколько моделей: а) гомологов, б) изомеров было собрано во время лабораторной работы?
4. Что общего и в чём различия в строении а) гомологов, б) изомеров?

Лабораторная работа №11

Ознакомление с коллекцией каучуков и образцами изделий из резины

Цель: ознакомиться с образцами каучуков и резин, изделиями из них и их свойствами.

Оборудование: коллекция: «Каучуки и образцы изделий из резины», водяная баня, тигельные щипцы, полоски каучука и резины одинакового размера. Учебное пособие Габриелян О.С. «Химия».

Теоретические основы

Каучуки – эластичные материалы, из которых путем специальной обработки получают резину. Сырой каучук липок, непрочен, а при небольшом понижении температуры становится хрупким. Чтобы придать изготовленным из каучука изделиям необходимую прочность и эластичность, каучук подвергают вулканизации – вводят в него серу и нагревают. Вулканизированный каучук называется резиной.

Натуральный каучук (НК) представляет высокомолекулярное соединение - полимер формула которого $(-CH_2 - C = CH - CH_2 -)_n / CH_3$

Синтетические каучуки (СК) производят разного вида.

СКБ – продукт совместной полимеризации бутадиена с другими непредельными углеводородами.

Формула СК (- CH₂ – CH = CH – CH₂ -)_n

Выполнение работы

Задание №1. Ознакомление с коллекцией «Каучуки и образцы изделий из резины». Сравните эластичность каучука и резины. Поочередно растяните полоски каучука и резины одинакового размера и измерьте их длину. Какой образец полностью возвращается в исходное состояние? У какого материала эластичность выше? В кипящую воду поместите на 5 мин полоски каучука и резины. Возьмите тигельными щипцами полоски и быстро их растяните. Какой из образцов является термопластичным? Рассмотрите коллекцию. Запишите образцы каучуков и их отличие по составу. Запишите образцы изделий из резины и их применение.

Данные наблюдений занесите в таблицу.

Образцы	Физические свойства	Применение
1. Каучук 1.1. 2. Резина 2.1.		

Контрольные вопросы

1. К каким органическим соединениям относятся каучуки?
2. Какие бывают синтетические каучуки?
3. На какие группы делятся каучуки по их назначению?

Сформулируйте вывод по работе.

Лабораторная работа №12

Ознакомление с коллекцией образцов нефти и продуктов ее переработки

Цель: ознакомиться с образцами нефти и продуктами их переработки.

Оборудование: коллекции: «Нефть и продукты ее переработки».

Учебное пособие Габриелян О.С. «Химия».

Теоретические основы

Природными источниками различных углеводородов являются нефть, уголь, природный газ. Все перечисленное является источником получения энергии, а так же важнейшим химическим сырьем.

Нефть – это жидкий, горючий маслообразный минерал, имеющий окраску от светло-желтой до темно-коричневой, легче воды и практически в ней нерастворима. Нефть состоит из алканов, циклоалканов и ароматических углеводородов.

Выполнение работы

Задание №1. Ознакомление с коллекцией «Нефть и продукты ее переработки».

Рассмотрите коллекцию. Запишите образцы нефти и их отличие по составу. Запишите продукты переработки нефти и их применение.

Данные наблюдений занесите в таблицу.

Образцы	Физические свойства	Применение
1. Нефть 1.1 бензин 1.2 лигроин 1.3 керосин 1.4 газойль 1.5 мазут		

Контрольные вопросы

1. Какие углеводороды входят в состав нефти?
2. Какие существуют методы переработки нефти?
3. Перечислите фракции перегонки нефти?

Сформулируйте вывод по работе.

Лабораторная работа №13

Изучение спиртов

Цель: изучить свойства спиртов на примере этанола.

Оборудование: пробирки, этанол, пипетки, вода, подсолнечное масло, фильтровальная бумага, спиртовка, медная проволока.

Ход работы:

1. Рассмотрите выданный вам в пробирке образец этилового спирта. Понюхайте его. Что ощущаете? В другую пробирку прилейте несколько капель выданного вам спирта с помощью пипетки, добавьте 2 мл дистиллированной воды и содержимое взболтайте. Что можно сказать о растворимости этилового спирта в воде?

2. В одну пробирку налейте 1-2 мл дистиллированной воды, а во вторую-2 мл этилового спирта и добавьте в каждую по 2-3 капли подсолнечного масла. Перемешайте содержимое обеих пробирок. Что можно сказать о свойствах этилового спирта как растворителя?

3. На фильтровальную бумагу капните одну каплю воды и чуть поодаль одну каплю этилового спирта. Какая капля быстрее испарится? Сделайте вывод о свойствах спирта на основе этого опыта.

4. Накалите на пламени спиртовки свернутую в спираль медную проволоку до появления черного налета оксида меди (II) и внесите ее в

этиловый спирт. Что наблюдаете? Понюхайте содержимое пробирки. Запишите уравнение проведенной реакции.

Контрольные вопросы:

1. Запишите уравнения реакций горения этилового спирта.
2. Объясните наблюдения и сделайте выводы, предварительно рассчитав массовую долю углерода в исследуемых спиртах.
3. Какую роль играют межмолекулярные водородные связи при растворении спиртов в воде?

Лабораторная работа №14

Изучение фенолов

Цель: изучить физические и химические свойства фенолов.

Оборудование: набор пробирок, пробка с газоотводной трубкой, стакан, пипетка, водяная баня, спиртовка, предметное стекло, фарфоровая чашка, реактивы.

Ход работы:

Опыт 1. Растворимость фенола в воде.

В пробирку помещают несколько кристаллов фенола и 2 мл воды.

Пробирку закрывают пробкой и энергично встряхивают.

Осторожно нагревают содержимое пробирки, а затем охлаждают.

Вопросы и задания

1. Сделайте вывод о зависимости растворимости фенола в воде от температуры.

Опыт 2. Бромирование фенола.

В сухую пробирку помещают несколько кристаллов фенола и приливают

0,5 мл раствора брома в четыреххлористом углероде. К отверстию пробирки подносят влажную лакмусовую бумагу.

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдаемые явления при взаимодействии фенола с раствором Br_2 в CCl_4 . Составьте уравнение реакции. Можно ли считать эту реакцию качественной на фенолы?

Опыт 3. Реакции фенолов с хлоридом железа (III).

В пробирку с 0,5 мл раствора фенола добавляют 2–3 капли раствора хлорида железа (III).

Вопросы и задания

1. Объясните изменения окраски при добавлении раствора хлорида желе-
за (III).

2. Напишите уравнение реакции.
3. Какие реакции можно считать качественными на фенолы?

Лабораторная работа №15

Изучение химических свойств альдегидов

Цель: получить этаналь и изучить свойства альдегидов.

Оборудование: этиловый спирт, медная проволока, раствор нитрата серебра, раствор аммиака, сульфат меди, гидроксид натрия, химическая посуда.

Ход работы:

Опыт №1. Получение этанала окислением этанола.

В пробирку налейте не более 0,5-1мл этанола и погрузите в него раскаленную спираль медной проволоки. Какой ощущается запах?

Опыт №2. Окисление этанала гидроксидом меди(II).

В пробирку налейте 1мл раствора этанала и добавьте 1мл раствора, содержащего 2% сульфата меди(II) и 10% гидроксида натрия. Полученную смесь нагрейте.

Опыт №3. Окисление этанала оксидом серебра(I).

В чистую пробирку налейте 2мл свежеприготовленного раствора, содержащего 2% нитрата серебра(I) и к нему добавляйте по каплям разбавленный раствор аммиака до растворения получившегося осадка.

К полученному раствору добавьте несколько капель раствора этанала. Пробирку с раствором нагрейте.

Контрольные вопросы:

1. Какие вещества образуются при действии этанола на медную проволоку? Напишите уравнение реакции.
2. Что образуется при окислении альдегидов? Как можно отличить альдегиды от других органических веществ? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Лабораторная работа №16

Изучение карбоновых кислот

Цель: изучить химические свойства карбоновых кислот на примере уксусной кислоты.

Оборудование: пробирки, уксусная кислота, индикаторная бумажка, цинк, спиртовка, шпатель, оксид меди (II), гидроксидом железа (III), кусочек мела.

Ход работы:

Опыт №1. В первую пробирку налейте 2 мл раствора уксусной кислоты; добавьте к нему несколько капель индикатора. Объясните свои наблюдения. Запишите уравнение диссоциации уксусной кислоты.

Опыт №2. Во вторую пробирку с гранулой цинка прилейте раствор уксусной кислоты, слегка подогрейте. Запишите уравнение реакции, назовите полученные вещества.

Опыт №3. В третью пробирку с 2 мл раствора уксусной кислоты добавьте несколько крупинок оксида меди (II). Слегка подогрейте содержимое пробирки. Что наблюдаете? Запишите уравнение проделанной реакции, назовите полученные вещества.

Опыт №4. В четвёртой пробирке проведите реакцию взаимодействия раствора уксусной кислоты с гидроксидом железа (III). Запишите уравнение реакции, назовите полученные вещества.

Опыт №5. В пятую пробирку с раствором уксусной кислоты добавьте небольшой кусочек мела (карбоната кальция). Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции, назовите полученные вещества.

Контрольные вопросы:

1. Назовите три основных способа получения уксусной кислоты.
2. Покажите все возможные способы получения уксусной кислоты.

Лабораторная работа №17

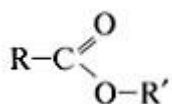
Изучение сложных эфиров

Цель: изучить сложные эфиры.

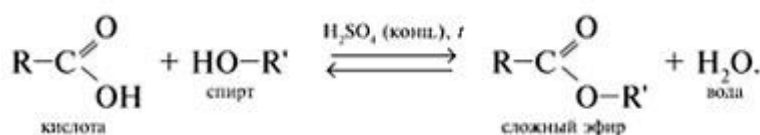
Оборудование: прибор для получения уксусноэтилового эфира, химреактивы: этиловый спирт 35,5 г; уксусная кислота ледяная 42г; серная кислота 5 мл.

Теоретические сведения

Сложные эфиры – производные карбоновых кислот, в карбоксиле которых атом водорода замещен на углеводородный радикал. Общая формула сложного эфира:



Одним из методов получения сложных эфиров является взаимодействие кислоты и спирта – *реакция этерификации*:



Реакция этерификации обратима, т. к. сложные эфиры гидролизуются с образованием исходных соединений.

Опыт №1. Получение диэтилового эфира В сухую пробирку вносят по 0,5 мл этанола и концентрированной серной кислоты. Смесь осторожно подогревают до образования бурого раствора и к еще горячей смеси очень осторожно приливают еще 0,5 мл этилового спирта.

Вопросы и задания

1. Напишите уравнение реакции и укажите тип реакции.
2. По какому признаку можно определить диэтиловый эфир?
3. Почему реакцию проводят при незначительном нагревании?
4. Какие побочные продукты могут образоваться в данной реакции?

Опыт №2. Образование сложного эфира В пробирку наливают по 0,5 мл изоамилового спирта и концентрированной уксусной кислоты, затем добавляют 2 капли концентрированной серной кислоты. Смесь осторожно подогревают и выливают в стакан с водой.

Вопросы и задания

1. Напишите уравнение реакции, назовите продукты. Укажите тип реакции. По какому признаку можно определить образующийся сложный эфир?
2. Отметьте растворимость сложного эфира в воде.

Лабораторная работа №18

Изучение жиров

Цель: опытным путём изучить состав и свойства жиров, соблюдая правила ТБ при работе с веществами.

Оборудование: спиртовка, спички, пробирки, стеклянная палочка, пипетка, растительный жир, вода, спирт этиловый, бензин, раствор перманганата калия, химреактивы.

Ход работы:

1. Составить формулу жира.

Вариант 1. Глицерин и масляная кислота.

Вариант 2. Глицерин и стеариновая кислота.

Вариант 3. Глицерин и пальмитиновая кислота.

Вариант 4. Глицерин и маргариновая кислота.

2. Отношение жира к нагреванию.
3. Отношение жира к растворителям (вода, ацетон, бензин).
4. Отношение жира к раствору щелочи.
5. Правильно оформить работу в тетрадь для практических работ.
6. Заполнить таблицу.

№	Что делаю?	Что наблюдаю?	Уравнение реакции
1			
2			
3			
4			

1. Сделать вывод.
2. Ответить на вопросы для контроля.
3. **Контрольные вопросы:**
 1. Что называется жирами?
 2. Какие кислоты входят в состав жиров?
 3. Что такое гидролиз жира?
 4. Что такое гидрирование жира?
 5. Что такое реакция омыления?
 6. Каковы функции жиров в организме?

Лабораторная работа №19

Изучение химических свойств глюкозы. Применение глюкозы

Цель: изучить химические свойства углеводов на примере глюкозы.

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, аммиачный раствор оксида серебра, 10% раствор глюкозы, 10% раствор гидроксида натрия, 5% раствор сульфата меди.

Ход работы:

Опыт №1. Взаимодействие глюкозы с гидроксидом меди (II) в обычных условиях и при нагревании.

Поместить в пробирку 6 — 8 капель раствора глюкозы, 5 — 8 капель раствора щелочи и 2 капли раствора сульфата меди (II). Встряхнуть содержимое пробирки до растворения образовавшегося осадка. Нагреть жидкость в пробирке до кипения. Что вы наблюдаете?

Опыт 2. Окисление глюкозы оксидами серебра.

Внести в пробирку 5 — 6 капель аммиачного раствора оксида серебра и

2 — 3 капли раствора глюкозы. Взболтать и слегка подогреть содержимое пробирки до начала почернения смеси. Записать наблюдения.

Контрольные вопросы:

1. Написать структурную формулу глюкозы.
2. Написать уравнения реакций взаимодействия сульфата меди с гидроксидом натрия;
3. Написать уравнения реакций взаимодействия глюкозы с гидроксидом меди (II);
4. Написать уравнения реакций взаимодействия глюкозы с оксидом

серебра.

5. Почему реакция взаимодействия глюкозы с оксидом серебра называется реакцией «серебряного зеркала»?

6. Какая реакция свидетельствует о том, что глюкоза является многоатомным спиртом?

Лабораторная работа №20

Изучение углеводов

Цель: опытным путем сравнить свойства моно, ди и полисахаридов.

Оборудование: Штатив с пробирками, горелка, стеклянная палочка. Растворы веществ глюкозы, сахарозы, гидроксида натрия, сульфата меди (II), этилового спирта, серной кислоты. Раствор иода, крахмал, металлический магний, индикатор синий лакмус, вода.

Теоретические основы

Одним из наиболее распространенных моносахаридов является *глюкоза*, которая имеет молекулярную формулу $C_6H_{12}O_6$. В молекуле глюкозы объединяются свойства альдегида и многоатомного спирта, поэтому глюкозу называют альдегидоспиртом.

При нагревании глюкозы с аммиачным раствором оксида серебра получается характерная реакция на альдегиды – «серебряное зеркало».

Под действием биологических катализаторов – ферментов – глюкоза способна превращаться в спирт – это так называемое спиртовое брожение.



Крахмал представляет собой белый амфотерный порошок, нерастворимый в холодной воде. В горячей воде крахмал сначала набухает, а затем дает вязкий раствор, который называется клейстером.

Крахмал является смесью полисахаридов, поэтому не дает реакций, свойственных моносахаридам. При действии минеральных кислот крахмал гидролизует до глюкозы.



Характерной реакцией на крахмал является реакция его с раствором иода - раствор окрашивается в интенсивный синий цвет.

Выполнение работы

Опыт №1. Взаимодействие глюкозы и сахарозы с гидроксидом меди (II).

В одну пробирку прилейте раствор глюкозы а, в другую пробирку раствор сахарозы и в каждую пробирку добавьте заранее приготовленный гидроксид меди (II). Запишите наблюдения и химическую реакцию взаимодействия глюкозы с $Cu(OH)_2$.

Опыт №2. Прodelайте реакцию «серебряного зеркала» с раствором сахарозы. Восстановила ли сахароза аммиачный раствор оксида серебра?

Опишите опыт, Сделайте вывод по эксперименту.

Опыт №3. Качественная реакция на крахмал.

В пробирку поместите небольшое количество порошка крахмала и прилейте 4мл воды все перемешайте стеклянной палочкой и нагрейте до кипения. Полученный крахмальный клейстер остудите, и добавьте 1 каплю раствора иода. Запишите наблюдения.

Контрольные вопросы

1. Почему глюкоза проявляет свойства альдегидов и спиртов?
2. Почему сахароза не дает реакцию «серебряного зеркала»?
3. Почему сахароза с аммиачным раствором оксида серебра не дает положительный результат.
4. Как можно обнаружить крахмал в продуктах питания?
5. Запишите реакцию спиртового брожения глюкозы.
6. Осуществите превращение: $\text{CO}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CO}_2$

Сформулируйте вывод по работе.

Лабораторная работа №22

Денатурация раствора белка куриного яйца спиртом, растворами солей тяжелых металлов и при нагревании.

Цель: изучить химические свойства белков.

Оборудование: раствор белка, растворы сульфата меди (II) и щёлочи, азотная кислота, водный раствор аммиака «нашатырный спирт», шесть; штатив с пробирками, прибор для нагревания, держатель, тигельные щипцы, спички.

Краткие теоретические сведения

1) Денатурация. Утрата белком природной 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 и необратимой.

2) Гидролиз белков – разрушение первичной структуры белка под действием кислот, щелочей или ферментов, приводящее к образованию аминокислот.

3) Качественные реакции на белки:

а) Биуретовая реакция – фиолетовое окрашивание при действии солей меди (II) в щелочном растворе.

б) Ксантопротеиновая реакция – появление желтого окрашивания при действии концентрированной азотной кислоты на белки.

Опыт № 1. Свойства белков

1. В пробирку налейте 2 мл раствора белка и добавьте 2 мл раствора щелочи, а затем несколько капель раствора медного купороса (сульфата меди (II)). Что наблюдаете?

2. В пробирку с 2 мл раствора белка добавьте несколько капель азотной кислоты. Что наблюдаете? Нагрейте содержимое пробирки. Что наблюдаете? Охладите смесь и добавьте к ней по каплям 2–3 мл нашатырного спирта.

Что наблюдаете?

3. Подожгите несколько шерстяных нитей. Охарактеризуйте запах горящей шерсти.

4. К 3–4 мл раствора белка в воде добавьте несколько капель раствора медного купороса (сульфата меди (II)). Что наблюдаете?

Контрольные вопросы:

1. Что такое денатурация?
2. Указать условия денатурации белковых молекул.
3. Указать, какие качественные реакции характерны для белков?