

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Нестерова Людмила Викторовна

Должность: Директор филиала Инди (филиал) ФГБОУ ВО «Югорский государственный университет»

Дата подписания: 13.05.2024

Уникальный программный ключ: 381fbe5f0c4ccc6e500e8bc981c25bb218288e83

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Индустриальный институт (филиал)

Федерального государственного бюджетного образовательного учреждения


высшего образования «Югорский государственный университет»


(Инди (филиал) ФГБОУ ВО «ЮГУ»)

**Методические указания
по выполнению лабораторных и практических работ**

ООД.07 Химия

21.02.01 Разработка и эксплуатация нефтяных и газовых месторождений

РАССМОТРЕНО
Предметной цикловой
Комиссией МиЕНД
Протокол №5 от 18.01.2024г.
Председатель ПЦК
 Е.С.Игнатенко

УТВЕРЖДЕНО
Заседанием методсовета
Протокол № 4 от 08.02.2024г.
Старший методист
 Г.Р.Давлетбаева

Разработчик: С.М.Манакова- преподаватель ИнДИ (филиал) ФГБОУ ВО «ЮГУ»

Содержание

Пояснительная записка	4
Критерии оценки работ	5
Перечень лабораторных и практических работ	5
Лабораторная работа № 1 Составление электронно-графических формул элементов	6
Практическое занятие №1. Решение заданий на характеристику химических элементов .	9
Практическое занятие 2. Основные количественные законы в химии и расчеты по уравнениям химических реакций.....	11
Практическое занятие 3. Составление и уравнивание окислительно- восстановительных реакций методом электронного баланса.	14
Лабораторная работа №2.Гидролиз солей.	15
Практическое занятие 4. Решение задач на расчет массовой доли соединения в смеси.....	17
Лабораторная работа №3. Решение цепочек превращений на генетическую связь между классами органических соединений	21
Практическое занятие 5. Расчеты теплового эффекта реакции	21
Лабораторная работа №4 .Решение практика- ориентированных заданий на применение принципа Ле- Шателье.....	26
Практическое занятие №6. Решение задач на определение концентраций растворов.....	29
Лабораторная работа 5. Приготовление и изучение свойств дисперсных систем разных видов	30
Практическое занятие №7. Кейсы на анализ информации о производственной деятельности человека, связанной с переработкой и получением веществ, а также с экологической безопасностью.....	34
Практическое занятие №8. Защита кейса.....	36
Информационное обеспечение обучения.....	38
Приложение (справочные таблицы)	39

Пояснительная записка

Методические указания по выполнению лабораторных и практических работ по учебной дисциплине «Химия» (далее Методические указания) составлены в соответствии с рабочей программой учебной дисциплины «Химия».

Целью методических указаний является:

- организация самостоятельной работы обучающихся на лабораторных и практических занятиях;
- закрепление и углубление теоретических знаний;
- приобретение навыков работы с литературными источниками.

В методических указаниях представлен перечень лабораторных и практических работ с указанием номера темы, по которой данная работа выполняется и количество часов, отведенных на выполнение каждой работы.

Даны рекомендации по оформлению работ, указан порядок выполнения и список литературы, необходимой при подготовке и выполнении лабораторной или практической работы обучающимися.

Лабораторные и практические работы проводятся в соответствии с календарно - тематическим планированием по данной дисциплине и выполняются во время практических занятий.

Лабораторные и практические работы могут проводиться в интерактивной форме.

Невыполненные лабораторные и практические работы, по причине пропусков занятий, выполняются обучающимися самостоятельно и сдаются на проверку преподавателю в установленные сроки.

Результаты выполнения лабораторных и практических заданий выставляются преподавателем в журнал учебных занятий.

В дальнейшем, при изменении Федеральных государственных образовательных стандартов, в методические указания могут вноситься изменения.

Рекомендации к оформлению отчета по выполнению лабораторных и практических работ

Оформление отчетов по выполнению лабораторных и практических работ осуществляется в тетради по химии для проверочных работ.

От предыдущей работы отступают 3-4 клетки и записывают дату проведения. В центре следующей строки записывают номер лабораторной работы. Далее, каждый раз с новой строки записывают тему и цель работы.

Рисунки должны иметь размер не меньше, чем 6×6 см. и обозначения составных частей.

Рисунки должны располагаться на левой стороне тетрадного листа, подписи к рисункам — под рисунком.

Таблицы заполняются четко и аккуратно. Таблица должна занимать всю ширину тетрадной страницы.

Схемы должны быть крупными и четкими, выполненными простым карандашом (допускается использование цветных карандашей), содержать только главные, наиболее характерные особенности, детали.

Ответы на вопросы должны быть аргументированы и изложены своими словами.

В конце каждой работы записывается вывод по итогам выполненной работы (вывод формулируется исходя из цели работы).

Текст задач записывать в полном объёме.

Наименование каждого действия обязательно.

Расчётные формулы записать с пояснением каждого символа.

Критерии оценки работ

Наличие описания цели, задач выполняемой работы, хода работы и запись краткой формулировки вывода по выполненной работе (удовлетворительно);

Наличие описания цели, задач выполняемой работы, хода работы и развернутая и достаточно полная формулировка вывода по выполненной работе (хорошо);

Наличие описания цели, задач выполняемой работы, хода работы, развернутая и достаточно полная формулировка вывода по данной работе и выполнение дополнительного задания (отлично).

Перечень лабораторных и практических работ

№ п/з, л/р	Наименование разделов, тем, лабораторных и практических работ
Раздел 1. Основы строения вещества	
Тема 1.1. Строение атомов химических элементов и природа химической связи	
л/р№1	Составление электронно-графических формул элементов
Тема 1.2. Периодический закон и таблица Д.И. Менделеева	
п/з №1	Решение заданий на характеризацию химических элементов
Раздел 2. Химические реакции	
Тема 2.1. Типы химических реакций	
п/з №2	Основные количественные законы в химии и расчеты по уравнениям химических реакций.
п/з №3	Составление и уравнивание окислительно- восстановительных реакций методом электронного баланса.
Тема 2.2. Электролитическая диссоциация и ионный обмен	
л/р№2	Гидролиз солей.
Раздел 3. Строение и свойства неорганических веществ	
Тема 3.1. Классификация, номенклатура и строение неорганических веществ	
п/з №4	Решение задач на расчет массовой доли соединения в смеси
Раздел 4. Строение и свойства органических веществ	
л/р№3	Решение цепочек превращений на генетическую связь между классами органических соединений
Раздел 5. Кинетические и термодинамические закономерности протекания химических реакций	
Тема 5.1. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	
п/з №5	Расчеты теплового эффекта реакции
л/р№4	Решение практика- ориентированных заданий на применение принципа Ле-Шателье
Раздел 6. Растворы	
Тема 6.1. Понятие о растворах	
п/з №6	Решение задач на определение концентраций растворов
Тема 6.2. Исследование свойств растворов	
л/р№5	Приготовление и изучение свойств дисперсных систем разных видов
Раздел 7. Химия в быту и производственной деятельности человека	
Тема 7.1. Химия в быту и производственной деятельности человека	

п/з №7	Кейсы на анализ информации о производственной деятельности человека, связанной с переработкой и получением веществ, а также с экологической безопасностью.
п/з №8	Защита кейса

Раздел 1. Основы строения вещества

Тема 1.1. Строение атомов химических элементов и природа химической связи

Лабораторная работа № 1 Составление электронно-графических формул элементов

Цель: научиться составлять электронные и электронно-графические схемы строения атомов химических элементов по предложенному образцу.

Обеспеченность занятия

Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».

Теоретический материал

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

Порядковый номер = Численный заряд ядра = Число протонов = Число электронов
Основными структурными единицами системы элементов являются период и группа.

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

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

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

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

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

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

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

Элементы, имеющие одинаковое число внешних электронов, стоят в одной и той же группе. Номер группы = Число внешних электронов

Правила написания электронной формулы

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

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

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

Вопросы для закрепления теоретического материала

- Сформулируйте закон периодичности.
- Почему число элементов в периодах соответствует ряду чисел 2-8-18-32
- Как изменяются металлические свойства элементов главных подгрупп
- Как изменяются неметаллические свойства элементов главных подгрупп
- Сравните неметаллические свойства элементов в ряду Ge – As – Se

Задание

К Вашему порядковому номеру в учебном журнале прибавить 20. Полученный результат соответствует порядковому номеру химического элемента в периодической системе Д.И. Менделеева. Для выбранного атома составьте схему строения по предложенному образцу.

Инструкция по выполнению

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

Определите: период, ряд, группу и подгруппу для данного химического элемента.

Составьте электронно – графическую схему строения атома данного химического элемента.

Составьте электронную схему строения атома данного химического элемента.

Образец отчёта

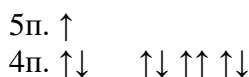
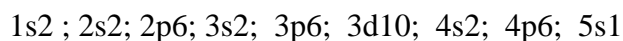
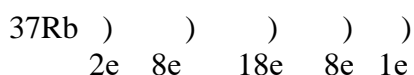
Лабораторная работа №1 Структура таблицы химических элементов.

Цель: научиться составлять электронные и электронно-графические схемы строения атомов химических элементов по предложенному образцу.

Рубидий.



Период 5
Ряд 6
Группа I
Подгруппа а



3п. ↑↓ ↑↓↑↑↑↓ ↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓
2п. ↑↓ ↑↓↑↑↑↓
1п. ↑↓

Вывод в соответствии с целью работы.

Литература О – 1 , с 34 – 38

Тема 1.2. Периодический закон и таблица Д.И. Менделеева

Практическое занятие №1. Решение заданий на характеризацию химических элементов

Цель: Характеризовать химические элементы малых периодов по положению в периодической системе химических элементов и строению их атомов. Характеризовать свойства высших оксидов элементов № 1—20, а также свойства соответствующих им кислот и оснований.

Элементы в периодической системе расположены строго последовательно в порядке возрастания заряда ядер их атомов. Величина положительного заряда атомного ядра, а следовательно, и число электронов, движущихся вокруг ядра, возрастает от элемента к элементу на единицу.

Эти количественные изменения обуславливают качественные изменения, повторение свойств в новом периоде происходит на более высокой основе. Свойства химических элементов находятся в периодической зависимости от заряда их атомных ядер.

Пример 1. Что общего и в чем различия в свойствах соединений иода и марганца? Расположенный в одной группе с иодом марганец на последнем энергетическом уровне имеет два электрона, что указывает на то, что это - металл (все элементы побочных подгрупп являются металлами).

В низшей валентности (два) он образует с кислородом соединения MnO - основной оксид и $Mn(OH)_2$ - основание. Водородное соединение для металлов не характерно. Семивалентный марганец, подобно хлору, образует кислотный оксид Mn_2O_7 и кислоту $HMnO_4$. Кислородные соединения марганца с валентностью IV будут обладать амфотерными свойствами.

Пример 2. Дайте общую характеристику элемента с порядковым номером 33. Укажите его основные химические свойства.

Элемент мышьяк (порядковый номер 33) находится в четвертом периоде, в главной подгруппе V группы, его относительная атомная масса - 75. Ядро атома состоит из 33 протонов и 42 нейтронов. Электроны (их 33) расположены вокруг ядра на четырех энергетических уровнях.

Мышьяк - элемент, его электронная формула: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4d^{10} 4s^2 4p^3$. Наличие пяти электронов на внешнем квантовом слое (энергетическом уровне) атома мышьяка указывает на то, что мышьяк - неметалл. Однако он обладает слабо выраженными металлическими свойствами, поскольку в группе сверху вниз происходит ослабление неметаллических свойств.

Высшая степень окисления мышьяка +5. Формула высшего оксида - As_2O_5 , а газообразного соединения с водородом - AsH_3 .

Вопросы и задания:

1. Как изменяются свойства элементов с увеличением порядкового номера? Назовите элемент по следующим данным: а) элемент четвертого периода, высший оксид X_2O_7 , с водородом образует газообразное соединение HX ; б) элемент пятого периода, высший оксид XO_2 , с водородом газообразных соединений не дает.
2. Один из элементов III группы образует оксид, содержащий 25,5% кислорода. Назовите этот элемент. Ответ: галлий.
3. Кем и когда были открыты электроны, протоны, нейтроны, какова их масса и заряд?

4. Какова сущность ядерных теорий строения атома и их недостатки. Сущность квантово-механической теории строения атома.

5. В каких группах и подгруппах периодической системы находятся s - и p-элементы?

6. Какое состояние атома называется нормальным и какое возбужденным?

Как теория строения атома объясняет усиление неметаллических свойств элементов в пределах периода с увеличением атомного номера?

7. Образует ли элемент газообразное соединение с водородом, если он имеет формулу высшего оксида X_2O_7 , а внешний квантовый слой содержит 4p⁵-электроны? Напишите электронную формулу этого элемента.

8. Дайте характеристику химического элемента №19 по плану:

а) Положение в периодической системе Менделеева;

б) строение атома;

в) состав и характер свойств высшего оксида и гидроксида.

9. Распределение электронов по электронным слоям в атоме калия 2, 8, 8, 1. В периодической системе этот элемент расположен:

а) в 3-м периоде, I группе, главной подгруппе;

б) в 3-м периоде, II группе, главной подгруппе;

в) в 4-м периоде, I группе, главной подгруппе;

г) в 4-м периоде, II группе, главной подгруппе.

10. Как изменяются свойства химических элементов в следующем ряду: Na, Mg, Al, Si?

11. Металлические свойства в ряду химических элементов Na → Mg → Al → Si слева направо:

а) не изменяются;

б) усиливаются;

в) ослабевают;

г) изменяются периодически.

12. Объясните, почему оксиды элементов 3-го периода имеют разный химический характер: MgO — основной оксид, Al₂O₃ — амфотерный оксид, SiO₂ — кислотный оксид, P₂O₅ — кислотный оксид, SO₂ — кислотный оксид.

13. Среди оксидов химических элементов 3-го периода амфотерным оксидом является:

а) Al₂O₃; б) MgO; в) SiO₂; г) P₂O₅.

14. Пользуясь периодической системой : а) укажите для атомов элементов число протонов и нейтронов в ядре; б) определите положение элемента в периодической системе (период, группа, подгруппа); в) приведите электронные и электронографические формулы атомов элементов; г) определите, в чем сходство и различие указанных элементов.

Элементы Элементы

вариант	вариант
1	K, Si 9 Be, O
2	Ca, Zn 10 Mg, Zn
3	Sc, Ga 11 Al, Sc
4	Ti, Ge 12 Si, Ti
5	P, V 13 V, As
6	Cr, Se 14 Cr, S
7	Mn, Br 15 Cl, Mn
8	B, Sc

15. По разности относительной электроотрицательности атомов элементов, образующих соединения: а) определите характер связи в молекулах (ионная, ковалентная полярная, ковалентная неполярная); б) расположите приведенные молекулы в порядке усиления степени ионности связи.

1. BeCl₂, BeS, Be₃P₂, Be₂C

2. H₂O, H₂S, H₂Se, H₂Te
3. CaO, CaH₂, CaS, CaC₂
4. PCl₃, PH₃, Ca₃P₂, PF₃
5. NaCl, NaH, Na₂S, Na₂O
6. CH₄, CCl₄, CBr₄, CI₄
7. Al₂O₃, AlN, Al₄C₃, AlC₁₃
8. NH₃, Mg₃N₂, NCl₃, Ca₃N₂
9. Li₂O, LiH, LiCl, Li₃P
10. K₂S, K₃As, KH, K₂O₂
11. SnO₂, SnF₄, SnS, Sn₃P₂
12. CaF₂, BeF₂, MgF₂, AlF₃
13. SnCl₂, CaC₁₂, KC₁, MgCl₂
14. LiC₁, CCl₄, SnCl₄, AlC₁₃
15. NH₃, PH₃, AsH₃, SbH₃

Раздел 2. Химические реакции

Тема 2.1. Типы химических реакций

Практическое занятие 2. Основные количественные законы в химии и расчеты по уравнениям химических реакций.

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 $n =$ (1)

где n – количество вещества, моль ;

m – масса вещества, г ;

M – молярная масса, г/моль;

или $n =$ (2)

где v – объем вещества, л

v_m – молярный объем, моль/л

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

V_m ; (4) 5. Объем исходного вещества $V = n$

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).

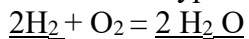
9. Составьте пропорцию, рассчитайте количество определяемого вещества.
 10. Используя формулу (3) вычислите массу исходного вещества. Используя формулу (4), вычислите объем исходного вещества.
 11. Запишите ответ

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

$x = 72\text{г}$

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

$x = 6\text{г}$

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

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

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

Уравнение показывает, что 1 моль HCl взаимодействует с 1 моль NH_3 , значит 0,2 моль HCl взаимодействует с 0,2 моль NH_3 , таким образом 0,04 моль NH_3 останутся непрореагировавшими, NH_3 дан в избытке. Расчёт следует вести по веществу данному в недостатке, т.е по HCl .

1 моль HCl дает 1 моль NH_4Cl

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

Рассчитываем, сколько граммов NH_4Cl 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 NH_4Cl .

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 HNO_3 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 P_2O_5) 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.

Вариант 4

1. В реакцию с водой вступило 56 г оксида бария BaO . Рассчитайте массу образовавшегося вещества.
2. В реакцию с фосфорной кислотой H_3PO_4 вступило 60 г гидроксида калия KOH . Рассчитайте массу образовавшейся соли.
3. Составьте уравнение реакции горения магния и вычислите массу оксида магния, которая получается при сгорании 72 г металла.
4. Рассчитайте объем водорода (н.у.) образовавшегося при взаимодействии двухвалентного железа массой 112 г с соляной кислотой HCl .
5. Составьте уравнение реакции горения серы (при этом получается SO_2) и сколько нужно взять кислорода для сжигания 48 г серы.

Вариант 5

1. Рассчитайте объем водорода (н.у.), образующийся при взаимодействии 52 г алюминия с соляной кислотой HCl .
2. В реакцию с серной кислотой H_2SO_4 вступило 80 г хлорида бария BaCl_2 . Рассчитайте массу образовавшегося осадка.
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 146 г воды.
5. Составьте уравнение реакции горения углерода (при этом получается CO) и сколько нужно взять кислорода для сжигания 52 г углерода.

Практическое занятие 3. Составление и уравнивание окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса

Цель: Научиться определять степени окисления элементов и составлять уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса

Степень окисления элемента -это условный заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит только их ионов.

В простых веществах степень окисления элемента равна нулю. Например- в молекуле O₂ степень окисления кислорода равна нулю.

Некоторые элементы всегда проявляют одну и ту же степень окисления. Например, у фтора степень окисления равна -1, ионы щелочных металлов имеют степень окисления +1, щелочноземельные - +2. Водород чаще имеет степень окисления +1, а кислород -2.

Большинство элементов в различных соединениях имеют различную степень окисления. Ее можно определить, зная, что **алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю**. Например, в соединении KMnO₄ степень окисления калия равна +1, кислорода -2, а марганца +7. (+1+7- 2·4=0)

Определите степени окисления элементов в соединениях:

K₂Cr₂O₇, K₂CrO₄, HNO₂, H₂S, H₂SO₄, Fe₂(SO₄)₃.

Реакции окисления- восстановления

Реакции, в ходе которых происходит изменение степени окисления элементов, называются окислительно-восстановительными.

Например: Zn + H₂SO₄ = ZnSO₄ + H₂

Zn⁰ - 2e = Zn⁺² процесс окисления; Zn⁰ - восстановитель

2H⁺ + 2e = H₂⁰ процесс восстановления; H⁺ - окислитель

Металлический цинк отдает электроны, окисляется, а сам является восстановителем. **(ООВ)**

Катионы водорода взяли электроны, восстановились, а сами являются окислителями. **(ВВО)**

Соединение, содержащее элемент высшей степени окисления, может быть только окислителем. (Например: KMnO₄)

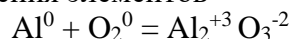
Соединение, содержащее элемент низшей степени окисления, может быть только восстановителем. (Например: H₂S)

Соединение, содержащее элемент промежуточной степени окисления, может быть и окислителем, и восстановителем в зависимости от его роли в конкретной химической реакции. (Например: H₂SO₃).

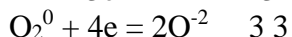
Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса

Алгоритм составления уравнений

Напишем уравнение реакции между алюминием и кислородом и определим степени окисления элементов



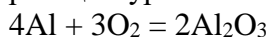
Для получения степени окисления +3, атом алюминия должен отдать 3 электрона. Молекула кислорода, чтобы превратиться в кислородные атомы со степенью окисления -2, должна принять 4 электрона:



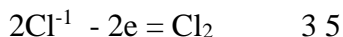
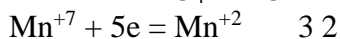
Чтобы количество отданных и принятых электронов выровнялось, первое уравнение надо умножить на 4, а второе – на 3. Для этого достаточно переместить числа отданных и принятых электронов против верхней и нижней строчки так, как показано на схеме вверху.

Если в уравнении перед восстановителем (Al) мы поставим найденный нами коэффициент 4, а перед окислителем (O₂) – найденный нами коэффициент 3, то количество отданных и принятых электронов выравнивается и становится равным 12.

Электронный баланс достигнут. Видно, что перед продуктом реакции Al₂O₃ необходим коэффициент 2. Теперь уравнение окислительно-восстановительной реакции уравнено:



Все преимущества метода электронного баланса проявляются в более сложных случаях:



Задание

Подберите коэффициенты в следующих уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса:

1. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{PH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_3 + \text{HCl}$
3. $\text{CuO} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{Cu} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{P} + \text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2 + \text{P}_2\text{O}_5$
5. $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{S} + \text{HCl}$
6. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$
7. $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
8. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
9. $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Лабораторная работа №2. Гидролиз солей

Цель: отработать навыки составления уравнений химических реакций в молекулярном и ионном видах.

Обеспеченность занятия

1. Таблица «Растворимость кислот, солей и оснований в воде».
2. 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.
3. Оборудование: штатив с пробирками, предметные стёкла, пипетка, стеклянная палочка.

Теоретический материал

Различают средние, кислые и основные соли. Существуют также двойные соли, образованные разными металлами и одним кислотным остатком KAl(SO₄)₂. Средние соли можно рассматривать как продукты полного замещения атомов водорода в кислоте атомами металла или гидроксогрупп основания кислотными остатками: NaCl, K₂SO₄, AlPO₄.

В зависимости от своего состава соли по-разному реагируют с водой, поэтому можно выделить 4 типа гидролиза солей.

<p>1. Соль образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты (CuCl_2, NH_4Cl, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ гидролиз по катиону) $\text{CuCl}_2 \rightleftharpoons \text{Cu}^{+2} + 2\text{Cl}^-$ $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ $\text{Cu}^{+2} + 2\text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{CuOH}^+ + \text{H}^+ + 2\text{Cl}^-$ Выводы: $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pH} < 7 \Rightarrow$ среда раствора кислая \Rightarrow окраска индикаторов изменяется</p>	<p>2. Соль образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты. (K_2CO_3, Na_2S — гидролиз по аниону) $\text{K}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{-2}$ $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ $2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{-2} + \text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + 2\text{K}^+ + \text{OH}^-$ Выводы: $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pH} > 7 \Rightarrow$ среда раствора щелочная \Rightarrow окраска индикаторов изменяется</p>
<p>3. Соль образована катионом слабого основания и анионом слабой кислоты ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$, AlCl_3, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ — гидролиз по катиону и по аниону) $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{+3} + 3\text{CO}_3^{-2}$ $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ $2\text{Fe}^{+3} + 3\text{CO}_3^{-2} + \text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ идёт до конца Выводы: Характер среды определяется относительной силой кислоты и основания.</p>	<p>4. Соль образована катионом сильного основания и анионом сильной кислоты. (<u>гидролизу не подвергаются</u> (NaCl, K_2SO_4, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$). $\text{NaCl} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{OH}^-$ Выводы: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pH} = 7 \Rightarrow$ среда раствора нейтральная \Rightarrow окраска индикаторов не изменяется</p>

Вопросы для закрепления теоретического материала

1. С какими из перечисленных веществ взаимодействует хлорид бария: MgO ; AgNO_3 ; SO_3 ; CuSO_4 ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; Cu ; Fe ; KOH ?
2. Составьте уравнения реакций гидролиза солей ZnCl_2 , CuSO_4 , AgNO_3
3. Составьте формулы кальциевых солей бромоводородной, угольной и фосфорной кислот.

Задание

1. Повторить теоретический материал
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Провести эксперимент, соблюдая правила техники безопасности.
4. Все наблюдения свести в таблицу 5.

Инструкция по выполнению

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. Исследуйте растворы солей.
На полоску универсальной индикаторной бумаги нанесите пипетками по одной капле раствора каждой соли (из списка реактивов).
Результаты наблюдений занесите в таблицу. (Примечание: среда раствора в таблице и цвет индикатора должны соответствовать друг другу.)
3. Составьте уравнения реакций гидролиза солей. С помощью уравнений реакций объясните происходящие реакции.

Образец отчёта

Лабораторная работа № 1 Гидролиз солей.

Цель: отработать навыки составления уравнений химических реакций в молекулярном и ионном видах.

Таблица 5.

Формула соли	Цвет универсального индикатора			Какими основаниями и кислотами сильными (↑) или слабыми (↓) соль образована:
	Нейтральная	Кислая	Щелочная	
1. K ₂ CO ₃			синий	kt ↑ основания и an ↓ кислоты
2.				
3.				
4.				
5.				
6.				
7.				
8.				
9.				

Вывод в соответствии с целью работы

Раздел 3. Строение и свойства неорганических веществ

Тема 3.1. Классификация, номенклатура и строение неорганических веществ

Практическое занятие 4. Решение задач на расчет массовой доли соединения в смеси

Цель: научиться решать задачи на определение концентрации раствора.

Раствор представляет собой гомогенную смесь веществ переменного состава, состоящую из растворителя и растворённых веществ. В зависимости от агрегатного состояния растворителя раствор может быть жидким или твёрдым. Жидкими являются растворы газов, жидкостей или твёрдых веществ в жидких растворителях. В зависимости от природы растворителя различают водные и неводные растворы.

Наиболее распространёнными и имеющими наибольшую важность являются водные растворы, которые и рассматриваются в контрольной работе.

Важнейшей характеристикой любого раствора является его концентрация. Концентрация представляет собой отношение количества растворённого вещества к общему количеству раствора или растворителя.

Существуют несколько способов выражения концентрации растворов, из которых *в контрольной работе рассматриваются молярная, нормальная и процентная концентрации.*

Молярная концентрация (молярность) C_M равна отношению числа молей растворённого вещества n_v к объёму раствора V :

$$C_M = n_v / V = m_v / (M \cdot V)$$

где m_v – масса растворённого вещества в граммах, M – его молярная масса.

Поскольку на практике объём жидкостей чаще всего выражают в литрах, **молярная концентрация выражается в моль/л.**

Например, $C_M = 1$ моль/л – одномолярный раствор; $C_M = 0,1$ моль/л – децимолярный раствор и т.п.

Для обозначения молярности растворов часто используется иная символика. Так записи 1M и 0,1M означают, соответственно, одно- и децимолярный растворы.

Нормальная концентрация (нормальность) C_n равна отношению числа молей эквивалентов¹ растворённого вещества n_z к объёму раствора V :

$$C_n = n_z / V = m_v / (M_z \cdot V) \quad (1.2)$$

где m_v – масса растворённого вещества в граммах, M_z – его эквивалентная масса – масса 1 моля эквивалентов в граммах. **Размерность нормальности – моль-экв/л.**

Например, $C_n=2$ моль-экв/л – дунормальный раствор; $C_n=0,01$ моль-экв/л – сантинормальный раствор. Как и в случае молярности, для обозначения нормальности можно пользоваться краткими записями: $2n$ – дунормальный раствор; $0,01n$ – сантинормальный раствор.

Для нахождения эквивалентной массы вещества в растворе пользуются простыми соотношениями:

Для кислоты H_nA_m : $M_3=M/n$, где n – число ионов H^+ в кислоте. Например, эквивалентная масса соляной кислоты HCl находится: $M_3=M/1$, т.е. численно равна молярной массе; эквивалентная масса фосфорной кислоты H_3PO_4 равна: $M_3=M/3$, т.е. в 3 раза меньше её молярной массы.

Для основания $K_n(OH)_m$: $M_3=M/m$, где m – число гидроксид-ионов OH^- в формуле основания. Например, эквивалентная масса гидроксида аммония NH_4OH равна его молярной массе: $M_3=M/1$; эквивалентная масса гидроксида меди (II) $Cu(OH)_2$ в 2 раза меньше его молярной массы: $M_3=M/2$.

Для соли K_nA_m : $M_3=M/(n \cdot m)$, где n и m , соответственно, количество катионов и анионов соли. Например, эквивалентная масса сульфата алюминия $Al_2(SO_4)_3$ равна: $M_3=M/6$.

Процентной концентрацией раствора называется массовая доля растворённого вещества, выраженная в процентах. Массовая доля растворённого вещества равна отношению его массы m_v к общей массе раствора (m_v+m_p):

$$\omega = (m_v / (m_v + m_p)) 100\%$$

Пример 1.1. V миллилитров раствора, полученного путём растворения m_v грамм вещества в воде, имеет плотность, равную ρ г/см³. Рассчитать молярную, нормальную и процентную концентрацию раствора.

Численные значения V , m_v и ρ : $V=200$ мл., $m_v=52,6$ г., $\rho=1,16$ г/см³.

Растворённое вещество – серная кислота H_2SO_4 .

Находим значение молярной и эквивалентной массы серной кислоты.

Молярная масса: $M=2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$ г/моль.

Эквивалентная масса: $M_3=M/n=98/2=49$ г/моль-экв.

Определяем молярность и нормальность раствора.

По формуле (1.1): $C_M=m_v/(M \cdot V)=52,6/(98 \cdot 200 \cdot 10^{-3})=2,7$ моль/л.²

По формуле (1.2): $C_N=m_v/(M_3 \cdot V)=52,6/(49 \cdot 200 \cdot 10^{-3})=5,4$ моль-экв/л.

Для определения процентной концентрации находим массу заданного объёма раствора:

$(m_v+m_p)=\rho \cdot V=1,16 \cdot 200=232$ г.

По формуле (1.3): $\omega=(m_v/(m_v+m_p))100\%=(52,6/232)100\%=22,67\%$.

Пример 1.2. Раствор, процентная концентрация которого равна ω , имеет плотность ρ . Определить молярность и нормальность раствора.

Численные значения ω и ρ : $\omega=18\%$, $\rho=1,1$ г/см³.

Растворённое вещество – сульфат аммония $(NH_4)_2SO_4$.

Находим значение молярной и эквивалентной массы сульфата аммония.

Молярная масса: $M=2(14+4 \cdot 1)+32+4 \cdot 16=132$ г/моль.

Эквивалентная масса: $M_3=M/(n \cdot m)=132/(2 \cdot 1)=132/2=66$ г/моль-экв.

Выбираем произвольный объём раствора, например $V=1$ см³, и определяем его массу:

$(m_v+m_p)=\rho \cdot V=1,1 \cdot 1=1,1$ г.

Из формулы (1.3) находим массу растворённого вещества: $m_v=(m_v+m_p) \omega/100\% = 1,1 \cdot 18\%/100\% = 0,198$ г.

Определяем молярность и нормальность раствора.

По формуле (1.1): $C_M=m_v/(M \cdot V)=0,198/(132 \cdot 1 \cdot 10^{-3})=1,5$ моль/л.³

По формуле (1.2): $C_N=m_v/(M_3 \cdot V)=0,198/(66 \cdot 1 \cdot 10^{-3})=3$ моль-экв/л.

Пример 1.3. Раствор, молярная концентрация которого равна C_M , имеет плотность ρ . Определить нормальную и процентную концентрацию раствора.

Численные значения C_M и ρ : $C_M=0,5$ моль/л, $\rho=1,025$ г/см³.

Растворённое вещество – фосфорная кислота H_3PO_4 .

Находим значение молярной и эквивалентной массы фосфорной кислоты.

Молярная масса: $M=3\cdot 1+31+4\cdot 16=98$ г/моль.

Эквивалентная масса: $M_3=M/n=98/3=32,67$ г/моль-экв.

Выбираем произвольный объём раствора, например $V=500$ мл., и из формулы (1.1) находим массу растворённого в нём вещества: $m_B=C_M\cdot M\cdot V=0,5\cdot 98\cdot 500\cdot 10^{-3}=24,5$ г.⁴

По формуле (1.2) определяем нормальность раствора: $C_N=m_B/(M_3\cdot V)=24,5/(32,67\cdot 500\cdot 10^{-3})=1,5$ моль-экв/л.

Находим массу выбранного объёма раствора: $(m_B+m_P)=\rho\cdot V=1,025\cdot 500=512,5$ г.

Из формулы (1.3) определяем процентную концентрацию раствора:

$\omega= m_B/(m_B+m_P)100\%=(24,5/512,5)100\%=4,8\%$.

Пример 1.4. Раствор, нормальная концентрация которого равна C_N , имеет плотность ρ . Определить молярную и процентную концентрацию раствора.

Численные значения C_N и ρ : $C_N=3$ моль-экв/л, $\rho=1,17$ г/см³.

Растворённое вещество – карбонат калия K_2CO_3 .

Задача решается так же, как в примере 1.3. Можно использовать и другой вариант решения, который заключается в следующем.

Определяем соотношение между молярной и эквивалентной массой карбоната калия: $M_3=M/(n\cdot m)=M/(2\cdot 1)=M/2$. С учётом этого соотношения по формуле (1.1) находим значение молярности раствора: $C_M=m_B/(M\cdot V)=m_B/(2M_3\cdot V)$.

Согласно формуле (1.2) $C_N=m_B/(M_3\cdot V)$. Поэтому молярность раствора может быть выражена через его нормальность: $C_M=m_B/(2M_3\cdot V)=C_N/2=3/2=1,5$ моль/л.

Далее, как и в примере 1.3., для определения процентной концентрации выбираем произвольный объём раствора, например 1 л., и находим его массу: $(m_B+m_P)=\rho\cdot V=1,17\cdot 1\cdot 10^3=1170$ г.⁵

Из формулы (1.1) находим массу растворённого вещества: $m_B=C_M\cdot M\cdot V=1,5\cdot 138\cdot 1=207$ г, где $M=138$ г/моль – молярная масса K_2CO_3 .

И, наконец, по формуле (1.3) определяем процентную концентрацию раствора: $\omega=m_B/(m_B+m_P)100\%=(207/1170)100\%=17,7\%$

Контрольные задания для практической работы

В соответствии с Вашим порядковым номером в списке группы

(номер варианта соответствует последней цифре Вашего порядкового номера)

выберите номера задач и решите их с пояснениями.

Номер варианта	
1.	1,9,20
2.	2,13,19
3.	3,12,18
4.	4,15,17
5.	5,14,16
6.	6,17,15
7.	7,18,14
8.	8,19,13
9.	9,20,12
10.	10,1,11

1. Из 15 кг 18%-ного раствора при охлаждении выделилось 380 г соли. Чему равна массовая доля охлажденного раствора?
2. Чему равна молярная концентрация эквивалента 25%-ного раствора NaOH плотностью 1,328 г/см³? К 1 л этого раствора прибавили 6 л воды. Вычислите массовую долю полученного раствора.
3. Из 650 г 55%-ной серной кислоты выпариванием удалили 180 г воды. Чему равна массовая доля оставшегося раствора?
4. Вычислите молярную концентрацию эквивалента и молярную концентрацию 20,8%-ного раствора HNO₃ плотностью 1,12 г/см³. Сколько граммов кислоты содержится в 7 л этого раствора?
5. Вычислите молярную, молярную концентрацию эквивалента и молярную концентрацию 26%-ного раствора хлорида алюминия плотностью 1,149 г/см³.
6. Смешали 400 г 20%-ного раствора и 600 г 40%-ного раствора NaCl. Чему равна массовая доля полученного раствора?
7. Для осаждения в виде AgCl всего серебра, содержащегося в 100 см³ раствора AgNO₃, потребовалось 75 см³ раствора HCl с молярной концентрацией эквивалента 0,3 моль/л. Какова молярная концентрация эквивалента раствора AgNO₃? Какая масса AgCl выпала в осадок?
8. Какая масса HNO₃ содержалась в растворе, если на нейтрализацию его потребовалось 50 см³ раствора NaOH с молярной концентрацией эквивалента 0,3 моль/л? Каков титр раствора NaOH?
9. Смешали 30 см³ 10%-ного раствора HNO₃ (пл. 1,056 г/см³) и 150 см³ 30%-ного раствора HNO₃ (пл. 1,184 г/см³). Вычислите массовую долю полученного раствора.
10. Какой объем 45%-ного раствора KOH (пл. 1,538 г/см³) требуется для приготовления 3 л 4%-ного раствора (пл. 1,048 г/см³)?
11. Какую массу NaNO₃ нужно растворить в 300 г воды, чтобы приготовить 20%-ный раствор?
12. На нейтрализацию 26 см³ раствора щелочи с молярной концентрацией эквивалента 0,15 моль/л требуется 167 см³ раствора H₂SO₄. Чему равны молярная концентрация эквивалента и титр раствора H₂SO₄?
13. Какой объем раствора кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,35 моль/л требуется для нейтрализации раствора, содержащего 0,42 г NaOH в 40 см³?
14. На нейтрализацию 1 л раствора, содержащего 1,25 г KOH, требуется 50 см³ раствора кислоты. Вычислите молярную концентрацию эквивалента кислоты.
15. Какой объем 18,01%-ного раствора HCl (пл. 1,100 г/см³) требуется для приготовления 1 л 8,17%-ного раствора (пл. 1,050 г/см³) ?
16. Какой объем 18%-ного раствора карбоната натрия (пл. 1,105 г/см³) требуется для приготовления 5 л 4%-ного раствора (пл. 1,02 г/см³)?
17. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 75 см³ раствора H₂SO₄ с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л прибавить 125 см³ раствора KOH с молярной концентрацией эквивалента 0,3 моль/л?
18. Смешали 278 г 62%-ного и 132 г 18%-ного раствора серной кислоты. Какова массовая доля полученного раствора?
19. К 4 л 10%-ного раствора HNO₃ плотностью 1,054 г/см³ прибавили 3 л 2%-ного раствора той же кислоты плотностью 1,009 г/см³. Вычислите массовую долю и молярную концентрацию полученного раствора, объем которого равен 7 л.
20. Вычислите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента 28%-ного раствора хлорида кальция плотностью 1,178 г/см³.

Раздел 4. Строение и свойства органических веществ
Тема 4.2. Свойства органических соединений

Лабораторная работа №3. Решение цепочек превращений на генетическую связь между классами органических соединений

Решение цепочек превращений на генетическую связь между классами органических соединений



Составьте уравнения реакций и укажите условия протекания реакций

- Карбонат кальция → оксид кальция → карбид кальция → ацетилен → бензол → нитробензол → анилин → циклохлорбензол → циклогексан;
- Ацетат натрия → метан → ацетилен → этан → хлорэтан → этилен → дихлорэтан → ацетилен
- Углерод → метан → бромметан → метанол → формальдегид → метановая кислота → метанол → изопропилформиат
- Этилен → ацетилен → ацетальдегид → уксусная кислота → ацетилхлорид → уксусная кислота → ацетамид → аминоксусная к-та
- Ацетилен → ацетальдегид → этанол → бутадиен → бутадиеновый каучук →

Раздел 5. Кинетические и термодинамические закономерности протекания химических реакций

Тема 5.1. Скорость химических реакций. Химическое равновесие

Практическое занятие 5. Расчеты теплового эффекта реакции

Цель работы: научиться решать задачи на определение теплового эффекта реакции

Термохимические уравнения реакций - это уравнения, в которых около символов химических соединений указываются агрегатные состояния этих соединений или кристаллографическая модификация и в правой части уравнения указываются численные значения тепловых эффектов

Важнейшей величиной в термохимии является стандартная теплота образования

Стандартной теплотой (энтальпией) образования сложного вещества называется тепловой эффект (изменение стандартной энтальпии) реакции образования одного моля этого вещества из простых веществ в стандартном состоянии.

Стандартная энтальпия образования простых веществ в этом случае принята равной нулю.

В термохимических уравнениях необходимо указывать агрегатные состояния веществ с помощью буквенных индексов, а тепловой эффект реакции (ΔH) записывать отдельно, через запятую.

Например, термохимическое уравнение $4\text{NH}_3(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{N}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$, $\Delta H = -1531$ кДж показывает, что данная химическая реакция сопровождается выделением 1531 кДж теплоты, при давлении 101 кПа, и относится к тому числу молей каждого из веществ, которое соответствует стехиометрическому коэффициенту в уравнении реакции.

В термохимии также используют уравнения, в которых тепловой эффект относят к одному молю образовавшегося вещества, применяя в случае необходимости дробные коэффициенты.

Тепловой эффект химической реакции равен разности между суммарной энтальпией образования всех продуктов реакции и всех исходных веществ, с учетом стехиометрических коэффициентов (количества молей прореагировавших веществ). То есть, тепловой эффект химической реакции рассчитывается по общему выражению:

$$\Delta H = (\sum \Delta H_{\text{продуктов}}) - (\sum \Delta H_{\text{реагентов}})$$

Таким образом, чем устойчивее продукты реакции и чем выше внутренняя энергия исходных соединений, тем выше тепловой эффект реакции, что является прямым следствием из закона минимума энергии и максимума энтропии.

Для расчетов тепловых эффектов реакций в стандартных условиях используют стандартные энтальпии образования соединений, взятые из справочных таблиц.

Закон Гесса

В основе термохимических расчётов лежит закон Гесса: Тепловой эффект (ΔH) химической реакции (при постоянных P и T) зависит от природы и физического состояния исходных веществ (реагентов) и продуктов реакции и не зависит от направления её протекания.

Следствия из закона Гесса:

Тепловые эффекты прямой и обратной реакций равны по величине и противоположны по знаку.

Тепловой эффект химической реакции (ΔH) равен разности между суммой энтальпий образования продуктов реакции и суммой энтальпий образования исходных веществ, взятых с учётом коэффициентов в уравнении реакции (то есть помноженные на них).

С термохимическими уравнениями (если термические эффекты приведены для одних и тех же условий) можно оперировать точно так же, как с обычными алгебраическими уравнениями: в уравнениях реакций можно переносить члены из одной части в другую, сокращать формулы химических соединений, уравнения можно складывать, вычитать одно из другого, умножать на постоянные коэффициенты, не забывая о том, что складываемые, вычитаемые или сокращаемые вещества должны находиться в одинаковом агрегатном состоянии.

Примеры решения типовых задач по теме «Химическая термодинамика»

1. Рассчитайте химической реакции $\text{Na}_2\text{O}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = 2 \text{NaOH}(\text{т})$ по значениям стандартных энтальпий образования веществ (прил. 2). Укажите тип реакции (экзо- или эндотермическая).

Решение:

По данным таблицы стандартные энтальпии образования ΔH^0 при 298 К равны соответственно -416 , -286 и $-427,8$ кДж/моль. Используя следствие закона Гесса, рассчитываем $\Delta H^0_{\text{х.р}}$ химической реакции:

$$\Delta H^0_{\text{х.р}} = 2\Delta H^0_f(\text{NaOH}) - [\Delta H^0_f(\text{Na}_2\text{O}) + H^0_f(\text{H}_2\text{O})]$$
$$2(-427,8) - [-416 + (-286)] = -153,6 \text{ кДж.}$$

Реакция является экзотермической, так как $\Delta H^0_{\text{х.р}} < 0$.

Ответ: $-153,6$ кДж.

2. Определите, как изменяется энтропия при протекании химического процесса $\text{Na}_2\text{O}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = 2 \text{NaOH}(\text{т})$

Решение:

В данном процессе при взаимодействии 1 моля кристаллического и 1 моля жидкого вещества образуются 2 моля кристаллического вещества, следовательно, система переходит в состояние с меньшим беспорядком и энтропия уменьшается ($\Delta S < 0$).

Ответ: уменьшается.

3. Рассчитайте величину ΔS^0_{298} для процесса $\text{Na}_2\text{O}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = 2 \text{NaOH}(\text{т})$ используя значения стандартных энтропий веществ.

Решение:

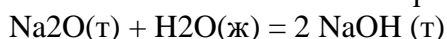
Используя справочные данные ΔS^0_{298} ,

рассчитываем ΔS^0_{298} хода реакции:

$$\Delta S^0_{298} = 2 \cdot S^0(\text{NaOH}) - [S^0(\text{Na}_2\text{O}) + S^0(\text{H}_2\text{O})] = 2 \cdot 64,16 - (75,5 + 70) = -17,18 \text{ Дж/К.}$$

Ответ: энтропия уменьшается. $\Delta S^0_{298} = -17,18$ Дж/К.

4. Рассчитайте изменение энергии Гиббса (ΔG^0_f) для процесса



по значениям стандартных энергий Гиббса образования веществ. Возможно ли самопроизвольное протекание реакции при стандартных условиях и 298 К?

Решение:

При стандартных условиях (ΔG^0_f) можно рассчитать как разность суммарной энергии Гиббса образования продуктов реакции и суммарной энергии Гиббса образования исходных веществ, с учетом стехиометрических коэффициентов.

Необходимые справочные данные:

$$\Delta G^0_f(\text{Na}_2\text{O}) = -378 \text{ кДж/моль}, \Delta G^0_f(\text{H}_2\text{O}) = -237 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta G^0_{298} = 2 \cdot \Delta G^0_f(\text{NaOH}) - [\Delta G^0_f(\text{Na}_2\text{O}) + \Delta G^0_f(\text{H}_2\text{O})] =$$

$$= 2 \cdot (-381,1) - [-378 + (-237)] = -147,2 \text{ кДж.}$$

Значение ΔG^0_f отрицательно, поэтому самопроизвольное протекание реакции возможно в прямом направлении.

Ответ: возможно; $-147,2$ кДж.

5. Определите, возможно ли при 95°C самопроизвольное протекание процесса $\text{Na}_2\text{O}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = 2 \text{NaOH}(\text{т})$

Ответ обоснуйте, рассчитав величину изменения энергии Гиббса при данной температуре.

Решение:

Переведем температуру в шкалу Кельвина:

$$\text{Для расчета } G^0_{368} \text{ воспользуемся уравнением } \Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Используем изменения энтальпии и энтропии, рассчитанные для данного процесса в предыдущих задачах. При этом величину изменения энтропии необходимо перевести из Дж/К в кДж/

$$\Delta G^0_{368} = -153,6 - 368 \cdot (-0,01718) = -147,3 \text{ кДж}$$

Таким образом, $\Delta G^0_{368} < 0$, поэтому самопроизвольное протекание данного процесса при 95°C возможно.

Ответ: возможно; $-147,3$ кДж.

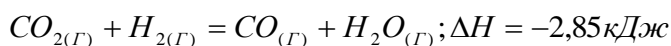
Контрольные вопросы

1. Вычислите стандартные значения ΔG для реакций:

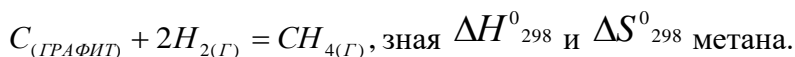


и определите, какой из карбонатов обладает большей термической устойчивостью?

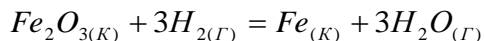
2. Вычислите возможность протекания при стандартных условиях реакции:



3. Вычислите изменение энергии Гиббса при 25^0 C для процесса:

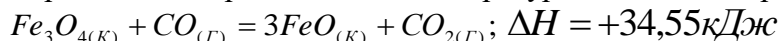


4. В каком направлении нижеприведенная реакция будет протекать самопроизвольно:

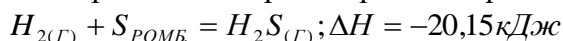


Необходимые для расчета ΔG^0_{298} реагирующих веществ взять из справочной литературы.

5. Определите, при какой температуре начнется реакция восстановления:

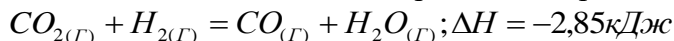


6. Образование сероводорода из простых веществ протекает по уравнению

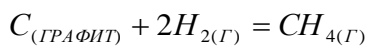


Определите, при какой температуре начнется реакция Исходя из значений ΔS^0_{298} соответствующих веществ определите ΔS^0 и ΔG^0 для реакции в стандартных условиях.

7. Вычислите возможность протекания при стандартных условиях реакции:

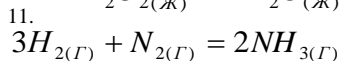


8. Вычислите изменение энергии Гиббса при $t = 25^0 \text{ C}$ для процесса:

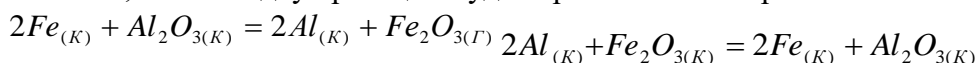


9. зная ΔH^0_{298} и ΔS^0_{298} , сделать вывод о возможности протекания самопроизвольного процесса.

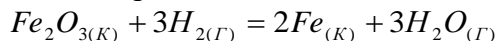
10. Какие из приведенных реакций протекают самопроизвольно и являются экзотермическими:



12. Укажите, какая из двух реакций будет протекать самопроизвольно:

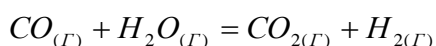
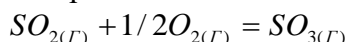


13. В каком направлении ниже приведенная реакция будет протекать самопроизвольно:



Рассчитать с использованием ΔG^0_{298} веществ.

14. На основании значений ΔH^0_{298} и ΔS^0_{298} веществ вычислите ΔG^0 для следующих процессов:



15. Укажите, в каком направлении эти реакции будут протекать, приближаясь к равновесию.

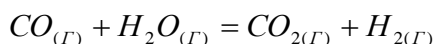
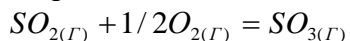


Таблица 1. Стандартные энтальпии образования ΔH^0_{298} , кДж/моль некоторых веществ

Вещество	ΔH^0_{298} , кДж/моль	Вещество	ΔH^0_{298} , кДж/моль
C_2H_2 (г)	+ 226,75	H_2O (г)	- 241,83
C_2H_4 (г)	+ 52,28	H_2O (ж)	- 285,84
C_2H_6 (г)	- 84,67	Fe_2O_3 (к)	- 822,10
C_2H_5OH (г)	- 235,31	Al_2O_3 (к)	- 1669,80
CH_4 (г)	- 74,85	$Ca(OH)_2$ (к)	- 986,50
NO (г)	+ 90,37	CaC_2 (к)	- 59,83
N_2O (г)	+ 82,01	HCl (г)	- 92,31
NH_3 (г)	- 46,19	NH_4Cl (к)	- 315,39
CO_2 (г)	- 393,51	C_2H_5OH (ж)	-276,98
CO (г)	-110,53	H_2O_2 (ж)	-187,86
SO_2 (г)	-296,90	SO_3 (г)	395,85

Таблица 2. Стандартные абсолютные энтропии S^0_{298} некоторых веществ

Вещество	S^0_{298} , Дж/моль · К	Вещество	S^0_{298} , Дж/моль · К
C (графит)	5,69	CO (г)	197,91
Mg (к)	32,68	C_2H_2 (г)	200,82
Na (к)	51,21	O_2 (г)	205,03
S (к, ромб)	31,90	H_2S (г)	205,64
BaO (к)	213,80	NO (г)	210,20
CaO (к)	38,07	CO_2 (г)	213,65
MgO (к)	61,50	Cl_2 (г)	222,95
H_2O (ж)	69,94	NO_2 (г)	240,46
Вещество	S^0_{298} , Дж/моль · К	Вещество	S^0_{298} , Дж/моль · К
H_2O (г)	188,72	SO_2 (г)	248,07
H_2 (г)	130,59	SO_3 (г)	256,69
Fe_3O_4 (к)	146,19	FeO (к)	60,75
CH_4 (г)	186,19	$NaCl$ (к)	72,13
HCl (г)	186,68	$BaCO_3$ (к)	112,13
N_2 (г)	191,49	$CaCO_3$ (к)	91,71
NH_3 (г)	192,50	$MgCO_3$ (к)	65,10

Таблица 3. Стандартные энергии Гиббса образования ΔG^0_{298} некоторых веществ

Вещество	ΔG^0_{298} , кДж/моль	Вещество	ΔG^0_{298} , кДж/моль
Fe (к)	0	N ₂ (г)	0
S (к, ромб)	0	CO ₂ (г)	-394,38
Al(к)	0	CO (г)	-137,27
Al ₂ O ₃ (к)	-1582,27	CH ₄ (г)	-50,79
BaO (к)	-528,40	C ₂ H ₂ (г)	+209,20
FeO (к)	-243,30	NO (г)	+86,69
Fe ₂ O ₃ (к)	-740,34	NH ₃ (г)	-16,48
Fe ₃ O ₄ (к)	-1014,20	H ₂ S (г)	-51,42
CaO (к)	-604,20	H ₂ O (г)	-228,59
CuO (к)	-134,26	H ₂ O (ж)	-237,19
MnO (к)	-363,34	H ₂ O ₂ (ж)	-120,52
PbO (к)	-188,20	BaCO ₃ (к)	-1138,80
O ₂ (г)	0	CaCO ₃ (к)	-1128,75
H ₂ (г)	0	MgCO ₃ (к)	-1012,15
MgO (к)	-569,27		

Лабораторная работа №4 .Решение практика- ориентированных заданий на применение принципа Ле- Шателье

Цель: закрепление алгоритма решения задач на нахождение направления смещения равновесия химической реакции и анализ факторов, влияющих на смещение химического равновесия и константы химического равновесия.

Последовательность выполнения работы

Теоретический материал: Состояние химического равновесия при неизменных внешних условиях может сохраняться сколь угодно долго.

Изменение условий (температуры, давления или концентрации реагентов), при которых система находится в состоянии химического равновесия ($v_{пр.} = v_{обр}$) вызывает нарушение равновесия в результате неодинакового изменения скоростей прямой и обратной реакции.

С течением времени в системе устанавливается новое химическое равновесие, соответствующее новым условиям. Переход из одного равновесного состояния в другое называется смещением равновесия.

Направление смещения положения химического равновесия в результате изменения внешних условий определяется принципом Ле Шателье. Если изменить одно из условий, при которых система находится в состоянии химического равновесия, то равновесие смещается в направлении того процесса, который стремится ослабить внешнее воздействие. Принцип Ле Шателье универсален, так как применим не только к химическим, но и к другим процессам, таким как кристаллизация, растворение, кипение, фазовые превращения в твердых телах.

Задания:

Рассчитать константу равновесия обратимой реакции при указанных равновесных концентрациях веществ.

Контрольные задания

4NH _{3(g)} + 5O _{2(g)} ↔ 4NO _(г) + 6H ₂ O _(г)				
№ вар.				
1	0,37	1,74	3,78	3,1
2	2,44	0,59	8,22	6,1
3	1,63	2,15	7,44	5,34
4	0,86	0,43	4,02	4,0
5	0,99	0,56	5,9	3,55
6	3,78	4,1	0,37	1,74
7	8,28	7,1	2,44	0,59
8	7,55	5,34	1,63	2,15
9	4,02	4,0	0,86	0,43
10	3,78	4,1	0,99	0,56
4NO + 6H ₂ O ↔ 4NH ₃ + 5O ₂				
№ вар.				
11	2,44	1,58	0,65	0,21
12	3,86	2,47	1,35	1,66
13	4,25	2,18	3,55	3,01
14	0,98	0,34	0,85	0,55
15	1,52	0,84	2,96	1,6
16	2,07	1,46	1,15	0,98
17	0,65	0,21	2,44	1,58
18	1,35	1,66	3,86	2,47
19	3,55	3,01	4,25	2,18
20	0,85	0,55	0,98	0,34
2NF ₃ + 3H ₂ ↔ 6HF + N ₂				
№ вар.				

21	0,86	0,43	1,24	1,1
22	1,15	0,72	0,96	1,12
23	0,73	1,06	1,36	1,2
24	1,25	0,94	0,82	0,9
25	0,69	0,88	1,23	1,6
26	1,38	1,02	0,78	0,68
27	1,24	1,2	0,8	0,43
28	0,96	1,4	1,15	0,72
29	1,36	1,25	0,73	1,06
30	0,82	0,98	1,25	0,94
$2\text{CO}_{(r)} + 4\text{H}_{2(r)} \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$				
№ вар.				
31	0,05	0,21	0,94	0,77
32	0,07	0,32	1,05	0,59
33	0,03	0,15	0,84	0,66
34	0,08	0,41	0,79	0,72
35	0,06	0,28	0,94	0,83
36	0,09	0,37	0,89	0,52
37	0,94	0,77	0,05	0,21
38	1,05	0,59	0,07	0,32
39	0,84	0,66	0,03	0,15
40	0,79	0,72	0,08	0,41
$\text{CO}_2(r) + 4\text{H}_2(r) \leftrightarrow \text{CH}_4(r) + 2\text{H}_2\text{O}$				
№ вар.				
41	3,78	4,1	0,37	1,74
42	8,28	7,1	2,44	0,59
43	7,55	5,34	1,63	2,15
44	4,02	4,0	0,86	0,43

45	3,78	4,1	0,99	0,56
46	3,78	4,1	0,37	1,74
47	0,37	1,74	3,78	3,1
48	2,44	0,59	8,22	6,1
49	1,63	2,15	7,44	5,34
50	0,86	0,43	4,02	4,0
$2\text{H}_2\text{S}_{(r)} + 3\text{O}_{2(r)} \leftrightarrow 2\text{SO}_{2(r)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(r)}$				
№ вар.				
51	0,09	0,37	0,89	0,52
52	0,94	0,77	0,05	0,21
53	1,05	0,59	0,07	0,32
54	0,84	0,66	0,03	0,15
55	1,38	1,02	0,78	0,68
56	1,24	1,2	0,8	0,43
57	0,96	1,4	1,15	0,72
58	1,36	1,25	0,73	1,06
59	0,82	0,98	1,25	0,94
60	1,63	2,15	7,44	5,34

Раздел 6. Растворы

Тема 6.1. Понятие о растворах

Практическое занятие №6. Решение задач на определение концентраций растворов

Цель: закрепить умение проводить расчеты для приготовления растворов и свойства дисперсных систем

Важнейшей характеристикой любого раствора является его концентрация. Концентрация представляет собой отношение количества растворённого вещества к общему количеству раствора или растворителя.

Процентной концентрацией раствора называется массовая доля растворённого вещества, выраженная в процентах. Массовая доля растворённого вещества ω равна отношению его массы m_B к общей массе раствора ($m_B + m_P$):

$$\omega = (m_B / (m_B + m_P)) 100\%$$

Контрольные задания для практической работы

1. Из 15 кг 18%-ного раствора при охлаждении выделилось 380 г соли. Чему равна массовая доля охлажденного раствора?
2. Из 650 г 55%-ной серной кислоты выпариванием удалили 180 г воды. Чему равна массовая доля оставшегося раствора?
3. Смешали 400 г 20%-ного раствора и 600 г 40%-ного раствора NaCl. Чему равна массовая доля полученного раствора?
4. Смешали 30 см³ 10%-ного раствора HNO₃ (пл. 1,056 г/см³) и 150 см³ 30%-ного раствора HNO₃ (пл. 1,184 г/см³). Вычислите массовую долю полученного раствора.
5. Какой объем 45%-ного раствора KOH (пл. 1,538 г/см³) требуется для приготовления 3 л 4%-ного раствора (пл. 1,048 г/см³)?
6. Какую массу NaNO₃ нужно растворить в 300 г воды, чтобы приготовить 20%-ный раствор?
7. Какой объем 18,01%-ного раствора HCl (пл. 1,100 г/см³) требуется для приготовления 1 л 8,17%-ного раствора (пл. 1,050 г/см³) ?
8. Какой объем 18%-ного раствора карбоната натрия (пл. 1,105 г/см³) требуется для приготовления 5 л 4%-ного раствора (пл. 1,02 г/см³)?
9. Смешали 278 г 62%-ного и 132 г 18%-ного раствора серной кислоты. Какова массовая доля полученного раствора?
10. К 4 л 10%-ного раствора HNO₃ плотностью 1,054 г/см³ прибавили 3 л 2%-ного раствора той же кислоты плотностью 1,009 г/см³. Вычислите массовую долю полученного раствора, объем которого равен 7 л.

Тема 6.2. Исследование свойств растворов

Лабораторная работа 5. Приготовление и изучение свойств дисперсных систем разных видов

Цель: на практике познакомиться со свойствами и способами приготовления суспензий и эмульсий.

Задание:

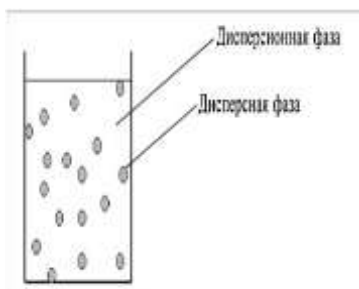
1. Ознакомиться с теоретическим материалом.
2. Ответить на контрольные вопросы.
3. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ
4. Выполнить опыты в соответствии с инструкцией и записать данные в таблицы.
5. Сделать вывод.

Обеспеченность занятия

1. Оборудование: химический стакан, мерная ложка, фарфоровая ступка.
2. Реактивы: Вода, моторное масло, мел (карбонат кальция), ПАВ (эмульгатор).

Теоретический материал

Дисперсные системы – это системы, в которых мелкие частицы вещества, или дисперсная фаза, распределены в однородной среде (жидкость, газ, кристалл), или дисперсионной фазе (Рис.1).



Размер частиц дисперсной фазы характеризуется дисперсностью. В зависимости от неё 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).

Химия дисперсных систем изучает поведение вещества в сильно раздробленном, высокодисперсном состоянии, характеризующемся очень высоким отношением общей площади поверхности всех частиц к их общему объему или массе (степень дисперсности).

Важнейшая особенность дисперсного состояния вещества состоит в том, что энергия системы главным образом сосредоточена на поверхности раздела фаз. При диспергировании, или измельчении, вещества происходит значительное увеличение площади поверхности частиц (при постоянном суммарном их объеме).

Поэтому область химии дисперсных систем (и коллоидных растворов) считают химией поверхностных явлений.

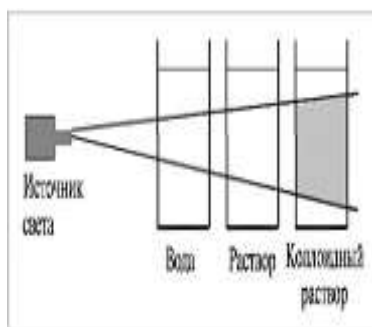
Свойства вещества в раздробленном, или дисперсном, состоянии значительно отличаются от свойств того же вещества, находящегося в недисперсном состоянии, т.е. в виде куска твердого тела или некоторого объема жидкости (таблица 1.).

Таблица 1. 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 (коллоидный раствор)	Глина, паста, ил, жидкие смазочные масла с добавкой графита или MoS
	Твердое тело	Твердый золь	Сплавы, цветные стекла, минералы

Конус Тиндаля тем ярче, чем выше концентрация и больше размер частиц. Интенсивность светорассеяния усиливается при коротковолновом излучении и при значительном отличии показателей преломления дисперсной и дисперсионной фаз. С уменьшением диаметра частиц максимум поглощения смещается в коротковолновую часть спектра, и высокодисперсные системы рассеивают более короткие световые волны и поэтому имеют голубоватую окраску.

На спектрах рассеяния света основаны методы определения размера и формы частиц.



Методы исследования дисперсных систем (определение размера, формы и заряда частиц) основаны на изучении их особых свойств, обусловленных гетерогенностью и дисперсностью, в частности оптических. Коллоидные растворы обладают оптическими свойствами, отличающими их от настоящих растворов, – они поглощают и рассеивают проходящий через них свет. При боковом рассматривании дисперсной системы, через которую проходит узкий световой луч, внутри раствора на темном фоне виден светящийся голубоватый так называемый конус Тиндаля.

Суспензия иначе взвесь (англ. suspension) — дисперсная система, в которой твердые частицы дисперсной фазы находятся во взвешенном состоянии в жидкой дисперсионной среде.

Суспензии подразделяют на грубодисперсные (размер частиц — от 1 мкм до долей миллиметра) и мелкодисперсные (от 100 до 1000 нм). Первые неустойчивы и склонны к коагуляции. Суспензии, в которых частицы двигаются свободно, называют золями; если же частицы дисперсной фазы связаны в пространственную структуру, суспензию называют гелем.

Суспензии получают методом диспергирования (измельчение твердых тел в жидкости) или конденсации (выделение твердой фазы из пересыщенных растворов). 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.

Коагуляция *иначе* агрегация; флокуляция (англ. coagulation) — слипание коллоидных частиц друг с другом и образование из них более сложных агрегатов.

Коагуляция представляет собой процесс укрупнения частиц, а седиментация является конечным результатом этого процесса, однако термин «коагуляция» часто используют для обозначения данного явления в целом.

Золь *иначе* лиозоль; аэрозоль; коллоидный раствор (англ. sol) — высокодисперсная коллоидная система (коллоидный раствор) с жидкой (лиозоль) или газообразной (аэрозоль) дисперсионной средой, в объеме которой распределена другая (дисперсная) фаза в виде мелких твердых частиц, капелек жидкости или пузырьков газа.

Примером аэрозоля на основе жидкости является туман — взвесь капель воды в воздухе; находящийся в воздухе дым или пыль — пример твердотельного аэрозоля.

Гель (англ. gel) — (от лат. *gelo* - застываю или *gelatus* - замороженный, неподвижный): Гель представляет собой студенистое тело, способное сохранять форму и обладающее упругостью и эластичностью. Примеры веществ, образующих гели: аморфный (гелеобразный) гидроксид алюминия переменного состава $Al_2O_3 \cdot nH_2O$, гидрогели кремниевых кислот ($nSiO_2 \cdot mH_2O$). При их высушивании получают, соответственно, алюмогель и силикагель — пористые вещества, используемые в качестве сорбентов и носителей для катализаторов.

Эмульсия (новолат. *emulsio*, от лат. *emulgeo* — дою, выдаиваю) — дисперсная система, состоящая из микроскопических капель жидкости (дисперсной фазы), распределенных в другой жидкости (дисперсионной среде).

Эмульсии могут быть образованы двумя любыми несмешивающимися жидкостями; в большинстве случаев одной из фаз эмульсий является вода, а другой - вещество, состоящее из слабополярных молекул (жидкие углеводороды, жиры). Например,

молоко — одна из первых изученных эмульсий: в нём капли молочного жира распределены в водной среде.

Эмульсии относятся обычно к грубодисперсным системам, поскольку капельки дисперсной фазы имеют размеры от 1 до 50 мкм. Эмульсии низкой концентрации — неструктурированные жидкости. Высококонцентрированные эмульсии — структурированные системы.

Тип эмульсии зависит от состава и соотношения ее жидких фаз, от количества и химической природы эмульгатора, от способа эмульгирования и некоторых других факторов.

Прямые, с каплями неполярной жидкости в полярной среде (типа «масло в воде») Для эмульсий типа м/в хорошими эмульгаторами могут служить растворимые в воде мыла (натриевые и калиевые соли жирных кислот).

Обратные, или инвертные (типа «вода в масле»). Для эмульсии типа в/м хорошими эмульгаторами могут быть нерастворимые в воде мыла (кальциевые, магниевые и алюминиевые соли жирных кислот).

Так же эмульсии разделяются на лиофильные и лиофобные:

Лиофильные эмульсии образуются самопроизвольно и термодинамически устойчивы.

Лиофобные эмульсии возникают при механическом, акустическом или электрическом эмульгировании (диспергировании), а также вследствие конденсационного образования капель дисперсной фазы в пересыщенных растворах или расплавах. Они термодинамически неустойчивы и длительно существуют лишь в присутствии эмульгаторов — веществ, облегчающих диспергирование и препятствующих коалесценции (слипанию).

Эмульсии широко используют в различных отраслях промышленности:

- Пищевая промышленность (сливочное масло, маргарин);
- Мыловарение;
- Переработка натурального каучука;
- Строительная промышленность (битумные материалы, пропиточные композиции);
- Автомобильная промышленность (получение смазочно-охлаждающих жидкостей);
- Сельское хозяйство (пестицидные препараты);
- Медицина (производство лекарственных и косметических средств);
- Живопись.
- Нефтехимия

Вопросы для закрепления теоретического материала

1. Чем насыщенный раствор отличается:
 - а) от разбавленного;
 - б) от концентрированного;
 - в) от пересыщенного;
 - г) от ненасыщенного?
2. Назовите составные части дисперсной системы и их отличия друг от друга.
3. Назовите основной признак, отличающий коллоидные системы от других видов дисперсных систем.
4. Поясните, чем гели отличаются от зольей; приведите по одному примеру таких коллоидных систем.
5. Что такое коагуляция, назовите её виды, приведите по одному примеру различных видов коагуляции.
6. Какова роль эмульсий в нефтяной промышленности.

Инструкция по выполнению

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. В ступке из кусочка мела приготовить порошок.

3. В стакан насыпать ложку порошка мела и постепенно при помешивании стеклянной палочкой добавить воды.
4. Запишите наблюдения в таблицу
5. В пробирку налейте $\frac{1}{4}$ часть воды и столько же масла. Тщательно перемешайте.
6. Добавьте каплю ПАВ (эмульгатора) и перемешайте ещё раз.
7. Сравните результаты. Запишите наблюдения в таблицу
8. Изучите образцы дисперсных систем
9. Заполните таблицу

Образец отчёта

Лабораторная работа № 2 Дисперсные системы и их свойства.

Цель: на практике познакомиться со свойствами и способами приготовления суспензий и эмульсий.

Таблица с результатами наблюдений

Таблица 2.

Название опыта	что делаете	Наблюдения и их объяснения
Приготовление суспензии карбоната кальция в воде.		
Получение эмульсии моторного масла.		

Вывод в соответствии с целью работы.

Раздел 7. Химия в быту и производственной деятельности человека

Тема 7.1. Химия в быту и производственной деятельности человека

Практическое занятие №7. Кейсы на анализ информации о производственной деятельности человека, связанной с переработкой и получением веществ, а также с экологической безопасностью

Кейсы для исследовательских работ:

1) Потепление климата и высвобождение газовых гидратов со дна океана. Гидрат метана — водяной лед с большим количеством природного газа в кристаллической решетке. Внешне метангидрат выглядит как плотно спрессованный снег, который можно поджечь, и тогда он будет гореть из-за высвобождения газа. Поначалу ученые считали, что гидрат метана в естественной форме существует только во внешних областях Солнечной системы, но в 1960-х годах советские геологи обнаружили его в сибирской вечной мерзлоте. Впоследствии оказалось, что Мировой океан тоже скрывает огромные залежи метангидрата под своим дном — от одного до пяти квадриллионов (10 в 15 степени) кубометров.

Задания к кейсу:

- а) Изучить способы образования метангидрата;
- б) Изучить способы его добычи и применения;
- в) Как влияет его высвобождение на окружающую среду?
- г) Как нивелировать последствия от его высвобождения, и нужно ли это делать?

д) Экологическая безопасность последствий бытовой и производственной деятельности человека.

2) Будущие материалы для авиа -, машино - и приборостроения. «...самозатягивающиеся трещины на бампере, суперсовременные «умные» самолеты и корабли – это не фантастика! Мы создаем материал, который в результате термоциклирования будет залечивать трещины и микротрещины. Изделие из такого материала достаточно будет просто нагреть и повреждение поверхности само по себе затянется!..» В наши дни мировой индустрией материаловедения задан четкий вектор развития. Речь тут о переходе с материалов, полученных из переработанной нефти, на материалы, полученные из природного газа. Причем последние имеют минимальные риски для загрязнения окружающей среды, то есть они максимально экологичны и даже подвергаются вторичной переработке.

Задания к кейсу:

- а) Композитные материалы – что это?
- б) Изучить виды и состав композитных материалов;
- в) Какую роль эти материалы играют в промышленности?
- г) Роль российских учёных в разработке «материалов будущего»;
- д) Экологическая безопасность последствий бытовой и производственной деятельности человека.

3) Водородная энергетика. В Германии, в Мюнхене, в 1852 году придворным часовщиком Христианом Тейтманом был построен двигатель, работавший (в течение нескольких лет) на смеси водорода с воздухом. В 1920-х годах Г. Ф. Рикардо и А. Ф. Брустелл выполнили детальные исследования работы двигателя внутреннего сгорания с внешним смесеобразованием на водородо-воздушных смесях. В этих работах, по-видимому, впервые было обнаружено явление обратной вспышки, которым впоследствии занимались многие исследователи. В это же время началось и практическое использование водородных двигателей на дирижаблях фирмы «Цепелин». Для них в качестве топлива использовался водород, наполнявший дирижабль.

Задания к кейсу:

- а) Что такое – водородная энергетика?
- б) Какие вопросы ставятся в этой отрасли для химии?
- в) Плюсы и минусы в этой области разработок;
- г) Возможности для России стать лидером новой международной области;
- д) Экологическая безопасность последствий бытовой и производственной деятельности человека.

При работе с кейсом существует несколько этапов:

- I. этап - знакомство с ситуацией, её особенностями;
- II. этап- выделение основной проблемы (проблем);
- III. этап - предложение концепций или тем для «мозгового штурма»;
- IV. этап - анализ последствий принятия того или иного решения;
- V. этап - решение кейса (предложение одного или нескольких вариантов последовательности действий, указание на важные проблемы, механизмы их предотвращения и решения).

Функциональные роли обучающихся:

ведущий (организатор) – организует обсуждение вопроса, проблемы, – вовлекает в него всех членов группы;

аналитик – задает вопросы участникам по ходу обсуждения проблемы, – подвергая сомнению высказываемые идеи, формулировки;

протоколист – фиксирует все, что относится к решению проблемы;

После окончания первичного обсуждения

ведущий выступает перед классом, чтобы представить мнение, позицию своей

группы;

наблюдатель – оценивает участие каждого члена группы в решении– проблемы на основе заданных критериев;

поисковик – добывает информацию, например, из сети Интернет.

В процессе непосредственной работы над кейсом рекомендуется:

- двукратно прочитать кейс для того, чтобы хорошо разобраться в фактах;
- составить список проблем, с которыми придётся иметь дело;
- при наличии цифровых данных попытаться их оценить и объяснить;
- составить анализ имеющейся ситуации;
- провести дискуссию при решении проблемы посредством аргументации;
- по каждому вопросу дать кратко высказаться всем желающим и обеспечить– фиксацию (запись) высказываний;
- сформулировать результирующее мнение, выступающее в качестве– решения поставленной задачи;
- разработать план действий по решению проблемы;
- не предлагать решений, которые предполагают губительные последствия;
- подготовить итоговое выступление – с текстом, при необходимости с– графиками, таблицами.

Практическое занятие №8. Защита кейса

При работе с кейсом существует несколько этапов:

I. этап - знакомство с ситуацией, её особенностями;

II. этап- выделение основной проблемы (проблем);

III. этап - предложение концепций или тем для «мозгового штурма»;

IV. этап - анализ последствий принятия того или иного решения;

V. этап - решение кейса (предложение одного или нескольких вариантов последовательности действий, указание на важные проблемы, механизмы их предотвращения и решения).

Функциональные роли обучающихся:

ведущий (организатор) – организует обсуждение вопроса, проблемы,– вовлекает в него всех членов группы;

аналитик – задает вопросы участникам по ходу обсуждения проблемы,– подвергая сомнению высказываемые идеи, формулировки;

протоколист – фиксирует все, что относится к решению проблемы;

После окончания первичного обсуждения

ведущий выступает перед классом, чтобы представить мнение, позицию своей группы;

наблюдатель – оценивает участие каждого члена группы в решении– проблемы на основе заданных критериев;

поисковик – добывает информацию, например, из сети Интернет.

В процессе непосредственной работы над кейсом рекомендуется:

- двукратно прочитать кейс для того, чтобы хорошо разобраться в фактах;
- составить список проблем, с которыми придётся иметь дело;
- при наличии цифровых данных попытаться их оценить и объяснить;
- составить анализ имеющейся ситуации;
- провести дискуссию при решении проблемы посредством аргументации;
- по каждому вопросу дать кратко высказаться всем желающим и обеспечить– фиксацию (запись) высказываний;
- сформулировать результирующее мнение, выступающее в качестве– решения поставленной задачи;

- разработать план действий по решению проблемы;
- не предлагать решений, которые предполагают губительные последствия;
- подготовить итоговое выступление – с текстом, при необходимости с–
графиками, таблицами.

Информационное обеспечение обучения

Основные электронные издания

1. Габриелян, О. С. Химия. Базовый уровень. 10 класс: учебник / О. С. Габриелян. – 5-е изд., переработанное -Москва: Просвещение, 2022. -192 с. -ISBN 978-5-09-099538-2. - URL: <https://znanium.com/catalog/product/2090098> - Текст : электронный.
2. Габриелян, О. С. Химия. 11 класс (базовый уровень): учебник / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, С. А. Сладков. - 5-е изд., стер. - Москва: Просвещение, 2023. - 127, [1] с. - ISBN 978-5-09-103623-7. - URL: <https://znanium.com/catalog/product/2089904> (дата обращения: 12.01.2024). - - Текст: электронный.

Дополнительные источники

1. Журин, А. А. Химия. 10-11 класс. Базовый уровень : учебник / А. А. Журин. - 3-е изд. - Москва : "Просвещение", 2022. - 176 с. - ISBN 978-5-09-099535-1. - URL: <https://znanium.com/catalog/product/2090092> - Текст : электронный.

**Приложение (справочные таблицы)
Важнейшие кислоты и кислотные остатки**

Таблица 1.

кислота	название кислоты	кислотный остаток	название кислотного остатка
HNO ₃	азотная	NO ₃	нитрат
HNO ₂	азотистая	NO ₂	нитрит
H ₃ BO ₃	борная	BO ₃	борат
HBr	бромистоводородная	Br	бромид
HI	иодистоводородная	I	иодид
H ₂ SiO ₃	кремниевая	SiO ₃	силикат
HMnO ₄	марганцевая	MnO ₄	перманганат
H ₃ PO ₄	фосфорная	PO ₄	фосфат
H ₂ S	сероводородная	S	сульфид
H ₂ SO ₄	серная	SO ₄	сульфат
H ₂ SO ₃	сернистая	SO ₃	сульфит
H ₂ CO ₃	угольная	CO ₃	карбонат
HF	фтористоводородная, или плавиковая	F	фторид
HCl	хлористоводородная, или соляная	Cl	хлорид
H ₂ CrO ₄	хромовая	CrO ₄	хромат
H ₂ Cr ₂ O ₇	дихромовая	Cr ₂ O ₇	дихромат
HCN	цианистоводородная, или синильная	CN	цианид

Растворимость солей, кислот, оснований в воде

Таблица 2

(при комнатной температуре)	Анионы										
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	NO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻

Катион											
H⁺	P	P	P	P	P	M	P	-	H	P	P
Na⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
K⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NH₄⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Mg²⁺	H	PK	P	P	P	M	P	H	PK	P	PK
Ca²⁺	M	HK	P	P	P	M	P	H	PK	M	PK
Sr²⁺	M	HK	P	P	P	P	P	H	PK	PK	PK
Ba²⁺	P	PK	P	P	P	P	P	H	PK	HK	PK
Sn²⁺	H	P	P	P	M	PK	P	H	H	P	H
Pb²⁺	H	H	M	M	M	PK	P	H	H	H	H
Al³⁺	H	M	P	P	P	Г	P	Г	HK	P	PK
Cr³⁺	H	P	P	P	P	Г	P	Г	H	P	PK
Mn²⁺	H	P	P	P	P	H	P	H	H	P	H
Fe²⁺	H	M	P	P	P	H	P	H	H	P	H
Fe³⁺	H	P	P	P	-	-	P	Г	H	P	PK
Co²⁺	H	M	P	P	P	H	P	H	H	P	H
Ni²⁺	H	M	P	P	P	PK	P	H	H	P	H
Cu²⁺	H	M	P	P	-	H	P	Г	H	P	H
Zn²⁺	H	M	P	P	P	PK	P	H	H	P	H
Cd²⁺	H	P	P	P	P	PK	P	H	H	P	H
Hg²⁺	H	P	P	M	HK	HK	P	H	H	P	H
Hg₂²⁺	H	P	HK	HK	HK	PK	P	H	H	M	H
Ag⁺	H	P	HK	HK	HK	HK	P	H	H	M	H

Условные обозначения:

P – вещество хорошо растворимо в воде

M – малорастворимо

H – практически нерастворимо в воде, но легко растворяется в слабых или разбавленных кислотах

PK – нерастворимо в воде и растворяется только в сильных неорганических кислотах

HK – нерастворимо ни в воде, ни в кислотах

Г – полностью гидролизуеться при растворении и не существует в контакте с водой

- вещество вообще не существует

Функциональные группы органических соединений

Таблица 5

Функциональная группа		Класс соединения
обозначение	название	
-F, -Cl, -Br, -I	галоген	Галогенопроизводные углеводородов
-OH	гидроксил	Спирты, фенолы
-C=O	карбонил	Альдегиды, кетоны
-COOH	карбоксил	Карбоновые кислоты
-NH ₂	аминогруппа	амины
-NO ₂	нитрогруппа	нитросоединения
-HS	меркаптогруппа	тиолы (меркаптаны)

Классы органических соединений и названия характеристических групп (в порядке уменьшения старшинства)

Таблица 6

Класс	Функциональная группа	наименование	
		в префиксе	в суффиксе
Катионы	$-X^+$	онио	оний
Карбоновые кислоты	$-COOH$ $-(C)OOH^*$	карбокци -	карбоновая кислота овая кислота
Сульфоновые кислоты	$-SO_3H$	сульфо	сульфоновая кислота
Амиды	$-CONH_2$ $-(C)ONH_2$	карбамоил -	карбоксамид амид
Нитрилы	$-CN$ $-(C)N$	циано -	карбонитрил нитрил
Альдегиды	$-CHO$ $-(C)HO$	формил оксо	карбальдегид аль
Кетоны	$C=O$	оксо	он
Спирты, фенолы	$-OH$	гидрокси	ол
Тиолы	$-SH$	меркапто	тиол
Амины	$-NH_2$	амино	амин
Двойная связь	=	-	ен
Тройная связь		-	ин
Простые эфиры**	$-OR$	алкокси, арокци	-
Галогенпроизводные	$-F$ $-Cl$ $-Br$ $-I$	фтор хлор бром иод	- - - -
Нитрозосоединения	$-NO$	нитрозо	-
Нитросоединения	$-NO_2$	нитро	-
Диазосоединения	$-N_2$	диазо	-
Азиды	$-N_3$	азидо	-