

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования
«ЮЖНО-УРАЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
(национальный исследовательский университет)»
ИНСТИТУТ СПОРТА, ТУРИЗМА И СЕРВИСА
МНОГОПРОФИЛЬНЫЙ КОЛЛЕДЖ
ПОЛИТЕХНИЧЕСКОЕ ОТДЕЛЕНИЕ

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
К ПРАКТИЧЕСКИМ РАБОТАМ

учебной дисциплины

О.1.12 ХИМИЯ

для студентов специальности

15.02.10 Мехатроника и робототехника (по отраслям)

Челябинск 2024

ОДОБРЕНО

на заседании ЦМК

Председатель ЦМК

_____ А.И. Носачева

Протокол № 1 от 27 августа 2024 г.

Разработчик:

преподаватель Политехнического отделения Многопрофильного колледжа

_____ /Р.Л. Регель/

Методические указания к практическим работам разработаны на основе рабочей программы учебной дисциплины О.1.12 Химия.

Содержание практических работ ориентировано на подготовку студентов к освоению учебной дисциплины основной профессиональной образовательной программы по специальности 15.02.10 Мехатроника и робототехника (по отраслям) и овладению общими и профессиональными компетенциями.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	4
1. Практическая занятие «Строение атома, составление электронной формулы и электронной конфигурации»	6
2. Практическая занятие «Периодический закон. Особенности размещения электронов в атомах. Закономерности, наблюдаемые в периодической системе»	11
3. Практическая занятие «Строение вещества, виды химической связи»	16
4. Практическая занятие «Классификация и номенклатура неорганических соединений»	21
5. Практическая занятие «Скорость химической реакции. Влияние различных факторов на скорость химических реакций.»	31
6. Практическая занятие «Химическое равновесие»	33
7. Практическая занятие «Реакции ионного обмена»	36
8. Практическая занятие «Окислительно-восстановительные реакции»	38
9. Практическая занятие «Химические свойства и применение важнейших неметаллов»	40
10. Практическая занятие «Химические свойства важнейших металлов»	43
11. Практическая занятие «Химия в промышленности. Принципы химического производства»	46
12. Практическая занятие «Химическая промышленность и окружающая среда»	49
13. Практическая занятие «Предмет органической химии. Теория строения органических вещества. Химическая связь в органических соединениях»	51
14. Практическая занятие «Классификация и номенклатура органических соединений»	68
15. Практическая занятие «Состав и строение алканов. Свойства и применение»	71
16. Практическая занятие «Непредельные углеводороды. Свойства и применение»	73
17. Практическая занятие «Бензол и его гомологи. Свойства ароматических углеводородов. Спирты и фенолы»	76
18. Практическая занятие «Альдегиды и кетоны Карбоновые кислоты»	84
19. Практическая занятие «Органическая химия, человек и природа»	89

ВВЕДЕНИЕ

Система среднего профессионального образования ставит перед собой задачу подготовки обучающихся к жизни в обществе, которая включает в себя формирование у них практических умений и навыков.

Целью изучения химии на уровне среднего общего образования является формирование у студентов представления о химической составляющей естественно-научной картины мира как основы принятия решений в жизненных и производственных ситуациях, ответственного поведения в природной среде, что предполагает:

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

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

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

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

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

6) сформированность понимания значимости достижений химической науки и технологий для развития социальной и производственной сфер.

Содержание практических работ ориентировано на подготовку студентов к освоению учебной дисциплины «Основы безопасности и защиты Родины» основной профессиональной образовательной программы по специальности и формированию общих компетенций:

ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам.

ОК 02. Использовать современные средства поиска, анализа и интерпретации информации, и информационные технологии для выполнения задач профессиональной деятельности.

ОК 04. Эффективно взаимодействовать и работать в коллективе и команде.

ОК 07. Содействовать сохранению окружающей среды, ресурсосбережению, применять знания об изменении климата, принципы бережливого производства, эффективно действовать в чрезвычайных ситуациях мирного и военного времени.

А также овладению профессиональными компетенциями:

ПК 1.3 Производить наладку и регулировку различных узлов и агрегатов мехатронных устройств и систем

ПК 2.1 Выявлять внешние дефекты узлов и агрегатов мехатронных устройств и систем в результате их внешнего осмотра

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

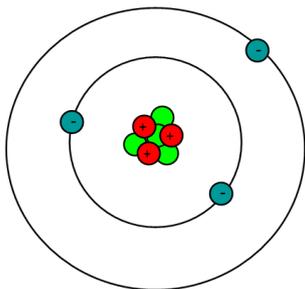
Строение атома, составление электронной формулы и электронной конфигурации

Цель практического занятия

Обобщить знания об электронном строении атомов химических элементов; закрепить умения и навыки составления электронных формул атомов химических элементов, а также их графических изображений. Отработать основные понятия: «электронное облако», «атомная орбиталь», «радиус».

Методический материал

Рассмотри рисунок. Это атом Лития (Li). Найди его в Периодической таблице Д.И. Менделеева.



ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																	
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII										
1	1	H							He										
2	2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne										
3	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
4	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni								
5	5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd								
6	6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt								
7	7	Fr	Ra	Ac	Rf	Df	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun								
8	8	Высшие оксиды		E ₂ O		EO		E ₂ O ₃		EO ₂		E ₂ O ₅		EO ₃		E ₂ O ₇		EO ₄	
9	9	Легкие водородные соединения		EH ₄		EH ₃		EH ₂		HE									
10	10	ЛАНТАНОИДЫ																	
11	11	АКТИНОИДЫ																	
ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Cr Zn Fe Cd Co Ni Sn Pb H ₂ Sb Bi Cu Ag Hg Pd Pt Au																			
← усиление восстановительных свойств, активности → → усиление окислительных свойств ионов ←																			

1. Строение атома:

Зарисуй эту схему строения атома в тетрадь.

Строение атома лития

АТОМ

↓ ↓

ядро электроны

↓ ↓

протоны нейтроны

p⁺ n⁰

число (p⁺) = число (e⁻) = Z

2. Запиши в тетрадь.

В центре атома находится ядро. Вокруг ядра электронная оболочка.

Ядро состоит из: протонов (с зарядом «+») и нейтронов (без заряда).

Электронная оболочка состоит из электронов (с зарядом «-»)

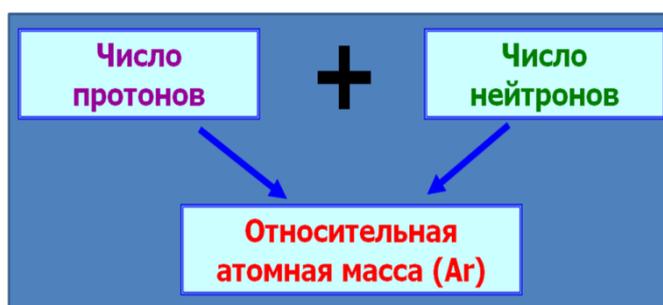
3. Откроем Периодическую таблицу химических элементов. Отметим себе, что порядковый номер элемента, это не просто номер по порядку, а он имеет смысл. Запиши схему в тетрадь.



- ✓ Порядковый номер = числу протонов = числу электронов.
- ✓ У ядра есть заряд. Какие частицы отвечают за заряд ядра? Посмотри внимательно схему строения атома.

За заряд ядра отвечаю протоны. Заряд ядра положительный (со знаком +)

- ✓ Как посчитать число нейтронов?



Число нейтронов = Относительная атомная масса - число протонов

4. Посмотри на схему строения атома Лития и попробуй посчитать:
Запиши в тетрадь

Число протонов = 3, Заряд ядра (Z) = +3

Число электронов = 3,

Относительная атомная масса = 6,941 или 7 (округлим)

Число нейтронов = Относительная атомная масса - число протонов = 7-3 = 4

Принцип наименьшей энергии

требует, чтобы электроны заселяли АО в порядке увеличения их энергии: в первую очередь заполняются уровни и подуровни с наиболее низкой энергией и далее - подуровни по мере роста их энергии.

Из спектров излучения и поглощения атомов экспериментально был определен ряд энергетической последовательности подуровней в электронной оболочке:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d < 4f < 6p < 7s < 6d \sim 5f < 7p$$

Схематически распределение энергетических подуровней представлено на рис. 2.

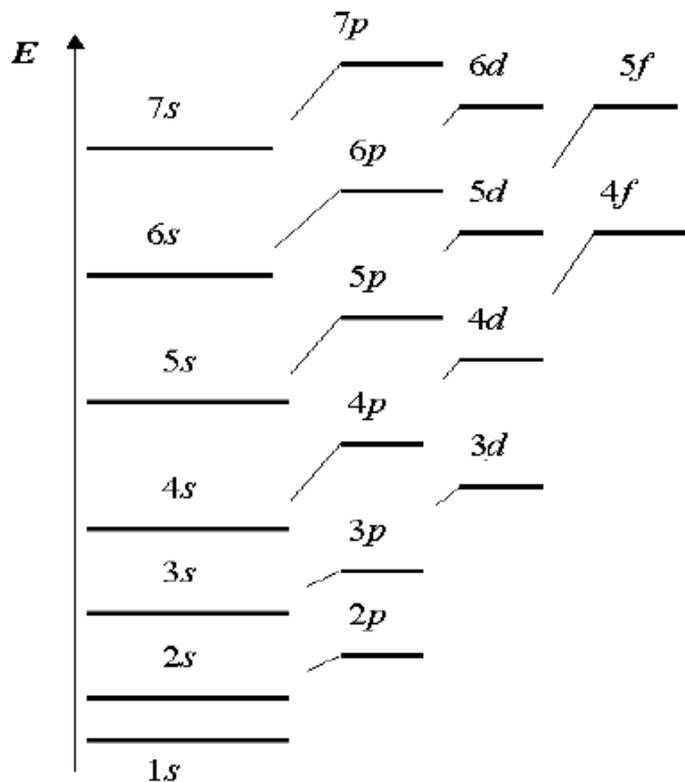
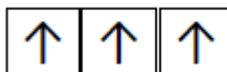


Рис. 2. Распределение энергетических подуровней в электронейтральном атоме

2. правило Гунда

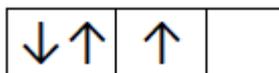
В пределах одного подуровня электроны заселяют орбитали в соответствии с правилом Гунда: наименьшей энергией обладает конфигурация подуровня с максимальным спином. Это означает, что при заполнении подуровня, электроны располагаются на орбиталях сначала поодиночке, а затем уже начинают образовывать пары.

Например, если на p -подуровне имеется три электрона, то сначала они располагаются так:



В этом случае сумма спинов всех трех электронов (суммарный спин подуровня) будет равна $1/2 + 1/2 + 1/2 = 3/2$.

Если бы электроны расположились так:



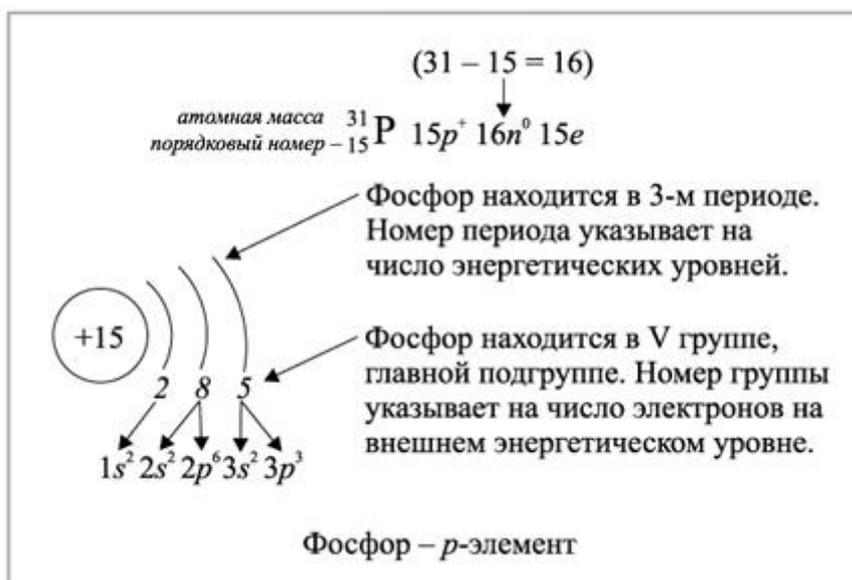
то суммарный спин был бы равен $\frac{1}{2} - \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$.

3. ПРИНЦИП ПАУЛИ (ИЛИ ПРИНЦИП ЗАПРЕТА ПАУЛИ)

утверждает, что в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел.

Как следствие, на одной орбитали не может находиться более двух электронов. При этом их спины будут противоположными.

S p d f подуровни



Практическая часть

ЗАДАНИЕ

1) ЗАПОЛНИТЬ ТАБЛИЦУ

	Литий (Li)	Кислород (O)	Железо (Fe)	Аргон (Ar)
Число протонов	3			
Заряд ядра	+3			
Число электронов	3			
Относительная атомная масса	7			
Число нейтронов	4			

2) РЕШИТЬ ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

Заряд ядра атома азота равен :

а) 7 б) 13 в) 4 г) 29 д) 11

Число протонов в ядре атома криптона :

а) 36 б) 17 в) 4 г) 31 д) 6

Число нейтронов в ядре атома цинка :

а) 8 б) 35 в) 11 г) 30 д) 4

Число электронов в атоме железа :

а) 11 б) 8 в) 56 г) 26 д) 30

3) Указать местоположение элементов в периодической системе химических элементов, напишите электронные формулы атомов данных элементов:

а) № 41

б) № 68

Алгоритм решения

Дано: элементы с порядковыми номерами 41 и 68.

Найти: 1) месторасположение элементов в периодической системе химических элементов;
2) электронные формулы атомов элементов.

Решение

Элемент с порядковым номером 41 - это ниобий (Nb). Элемент расположен в 5 периоде, значит у атома 5 энергетических уровней, в 6 ряду, следовательно у него 6 подуровней, 5 группе, побочной подгруппе, следовательно у элемента 5 валентных электронов.

Электронная конфигурация Nb: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^4$.

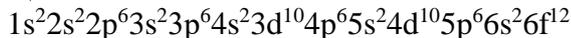
Проверяем сумму электронов в атоме:

$$2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 10 + 6 + 1 + 4 = 41$$

Следовательно, электронная конфигурация атома написана верно.

Элемент с порядковым номером 68 - это эрбий (Er). Элемент расположен в 6 периоде, значит у атома 6 энергетических уровней, в 8 ряду, следовательно у него 8 подуровней, в 3 группе, подгруппе лантаноидов, у элемента 14 валентных электронов.

Электронная конфигурация Er:



Проверяем сумму электронов в атоме:

$$2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 10 + 6 + 2 + 10 + 6 + 2 + 12 = 68$$

Следовательно, электронная конфигурация атома написана верно.

Контрольные вопросы:

1. Какое строение имеет электронная оболочка атома? Как определяется число электронов в ней?
2. Как определить максимальное количество электронов на энергетическом уровне?
3. Как определяется количество электронов на внешнем энергетическом уровне?
4. Что такое орбиталь? Какую форму имеют s- и p-орбитали? Какие электроны называются s- и p-электронами?
5. Что такое электронная формула?

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

Периодический закон. Особенности размещения электронов в атомах Закономерности, наблюдаемые в периодической системе

Цель практического занятия

Обобщить знания о периодическом расположении атомов химических элементов в периодической системе химических элементов; Научиться моделировать построения Периодической таблицы химических элементов, давать характеристику химического элемента по положению в Периодической системе элементов Д.И. Менделеева..

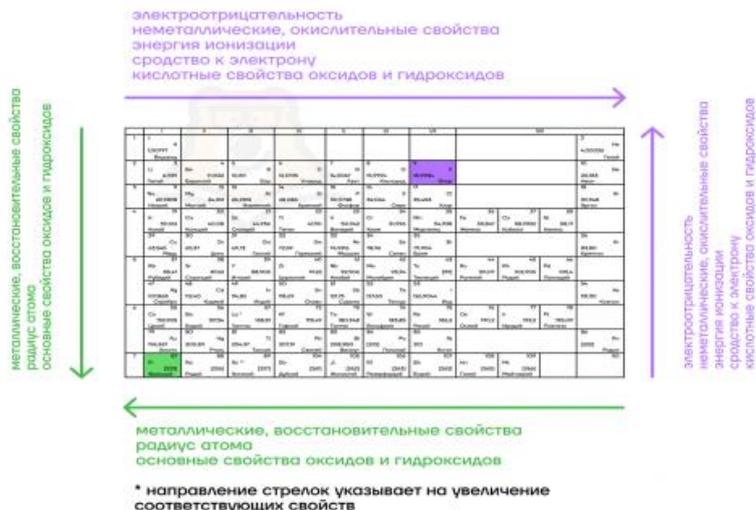
Методический материал

Периодический закон – Свойства химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов этих элементов

Важнейшими характеристиками химических элементов, которые изменяются периодически, являются:

- 1) радиус атома; Атомные радиусы элементов уменьшаются в периоде слева направо и увеличиваются в группе сверху вниз.
- 2) энергия ионизации; Энергия ионизации — это энергия, которая необходима для отрыва самого слабосвязанного электрона от атома. Энергия ионизации имеет минимальное значение для щелочных металлов, возрастает слева направо; уменьшается в группе сверху вниз.
- 3) электроотрицательность; Электроотрицательность характеризует способность атомов химического элемента притягивать электроны от других атомов. Электроотрицательность элементов изменяется периодически: она возрастает в периоде слева направо и убывает в подгруппе сверху вниз.
- 4) металлические свойства; Металлические свойства характеризуются способностью атомов химического элемента *отдавать* электроны. Металлические свойства тем выше, чем меньше значение электроотрицательности химического элемента. убывает в периоде слева направо и возрастает в подгруппе сверху вниз.
- 5) неметаллические свойства Неметаллические свойства характеризуется способностью атомов химического элемента присоединять электроны. Неметаллические свойства тем выше, чем больше значение электроотрицательности химического элемента. возрастает в периоде слева направо и убывает в подгруппе сверху вниз

Обобщенная схема изменения свойств по таблице



Все элементы разделяются на 4 электронных семейства:

s- элементы – это элементы, в атомах которых последним заполняется s-подуровень внешнего электронного слоя. Первые два элемента каждого периода – это s- элементы.

p- элементы – это элементы, в атомах которых последним заполняется p-подуровень внешнего электронного слоя. В каждом периоде (кроме первого и седьмого) имеется шесть p- элементов, они находятся с 3 по 8 группу главных подгрупп.

d- элементы – это элементы, в атомах которых последним заполняется d-подуровень предвнешнего электронного слоя. В больших периодах (с 4 по 6) имеется по 10 d-элементов.. d- элементы составляют побочные подгруппы всех групп.

f- элементы – это элементы, в атомах которых последним заполняется f-подуровень третьего снаружи электронного слоя. Они находятся в 6 и 7 периодах, в каждом из них 14 f- элементов. f- элементами являются лантаноиды и актиноиды.

Практическая часть

1) Расположите химические элементы – 1) азот 2) фосфор 3) мышьяк в порядке увеличения атомного радиуса.

Расположите химические элементы – 1) калий 2) натрий 3) литий в порядке увеличения металлических свойств.

Расположите химические элементы – 1) углерод 2) кремний 3) германий в порядке увеличения Неметаллических свойств.

2) Тест

1. В ряду $\text{Li} \rightarrow \text{Be} \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{C}$

усиливаются восстановительные свойства простых веществ

усиливается основность соединений

усиливаются кислотные свойства соединений

кислотные свойства элементов ослабевают

2. Усиление металлических свойств элементов представлено в ряду:

$\text{N} \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{As}$

S → P → Si

Sb → As → P

Al → C → N

3. Электронную конфигурацию $1s(2)2s(2)2p(6)3s(2)3p(6)4s(0)$ имеет ион

Ca(0)

Al(3+)

Cs(+)

K(+)

4. В каком ряду кислотность соединений возрастает

Cr(0), Cr(3+), Cr(+6)

Mn(+6), Mn(+4), Mn(+2)

Cl(+7), Cl(+3), Cl(+1)

S(+6), S(+4), S(0)

5. Как изменяются кислотные свойства оксидов хрома в ряду: CrO - Cr₂O₃ - CrO₃

основной - кислотный - амфотерный

основной - амфотерный - кислотный

все основные

все несолеобразующие

6. Даны элементы: F, O, N, Cl. Какие утверждения верны?

в заданном ряду элементов электроотрицательность уменьшается

основные свойства оксидов этих элементов ослабевают, а кислотные усиливаются

неметаллические свойства простых веществ усиливаются

степень окисления атомов в высших оксидах одинакова

7. Наиболее выражены металлические свойства у:

фосфора

азота

рубидия

16

водорода

8. Только амфотерные оксиды указаны в ряду:

Na₂O, ZnO, CuO

ZnO, Al₂O₃, Cr₂O₃

Al₂O₃, FeO, SO₃

CO₂, CO, N₂O₅

9. Выберите правильное утверждение: А 9. в ряду элементов: Na – Si – Cl неметаллическость

простых веществ, образуемых этими элементами, усиливается В. в этом ряду степени

окисления атомов в соединениях с кислородом увеличиваются

утверждение А верно

верное утверждение - В

оба утверждения верны

оба неверны

10. Соединения элемента с порядковым номером 20

простое вещество проявляет металлические свойства

оксид элемента — кислотный

при взаимодействии с водой оксид элемента образует кислоту

в соединениях проявляет отрицательную степень окисления

3) Основываясь на теоретическом материале к работе заполните таблицу:

элемент

тип

радиус

закономерность
простое
вещество
характер
Физ.состояние
оксид
характер
закономерность
Степень
окисления Э и
закономерность
гидроксид
характер
закономерность
гидрид
характер__

Контрольный тест:

Решить тест:

1. Закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам.

2. Усиление металлических свойств простых веществ происходит в ряду:

Ва – Са – Ве 2) Са – Ва – Ве 3) Ва – Ве – Са 4) Ве – Са – Ва

3. В ряду элементов Cs – К – Li возрастает:

восстановительная способность простых веществ 3) электроотрицательность
радиус атома 4) химическая активность простых веществ

4. Основные свойства наиболее выражены у оксида:

натрия 2) калия 3) магния 4) бериллия

5. Металлические свойства усиливаются в ряду:

Са – Mg – Ве 2) Са – Sr – Rb 3) Al – Mg – Ве 4) Ва – Na – Li

6. Неметаллические свойства наиболее выражены у элемента:

Si 2) Ge 3) P 4) As

7. В порядке возрастания атомных радиусов расположены элементы:

F – Cl – Br 2) K – Ca – Mg 3) Na – Mg – Al 4) Ва – Ве – Li

8. Кислотные свойства гидроксидов усиливаются в ряду:

H₂SeO₄ – HBrO₄ – HClO₄ 2) HBrO₄ – H₂SeO₄ – HClO₄ 3) H₂SeO₄ – HClO₄ – HBrO₄
HClO₄ – HBrO₄ – H₂SeO₄

9. Наиболее сильным основанием является:

NaOH 2) RbOH 3) KOH 4) LiOH

10. Наиболее активным металлом четвертого периода является:

калий 2) кальций 3) железо 4) германий

11. Наиболее сильные основные свойства проявляет водородное соединение:

CH₄ 2) PH₃ 3) NH₃ 4) H₂O

12. В ряду элементов Cs – Rb – K – Na увеличивается:

число энергетических уровней 3) число валентных электронов
атомный радиус 4) электроотрицательность

13. В каком ряду вещества расположены в порядке увеличения металлических свойств?

Na, Mg, Al 2) Mg, Ca, Sr 3) Rb, Ca, Na 4) Ca, Mg, Ве

14. В каком ряду простые вещества расположены в порядке уменьшения металлических свойств?

Sr, Ва, Са 2) Na, К, Rb 3) Mg, Са, Sr 4) Al, Mg, Na

15. Металлические свойства усиливаются в ряду веществ:
натрий – магний – алюминий 3) кальций – стронций – барий
рубидий – калий – натрий 4) кальций – магний – бериллий
16. При увеличении порядкового номера элемента неметаллические свойства:
усиливаются 2) ослабевают 3) не изменяются 4) изменяются периодически
17. Основные свойства летучих водородных соединений элементов VA группы
Периодической системы химических элементов с увеличением порядкового номера
химического элемента:
изменяются периодически 2) усиливаются 3) не изменяются 4) ослабевают
18. Восстановительные свойства металлов в главной подгруппе с увеличением
порядкового
номера элемента:
убывают 2) не изменяются 3) возрастают 4) сначала возрастают, затем убывают.
19. Радиусы атомов элементов, расположенных в третьем периоде ПСХЭ Д.И. Менделеева:
меняются периодически 2) увеличиваются 3) не изменяются 4) уменьшаются
20. Электроотрицательность в ряду Na – Mg – Al
не изменяется 2) уменьшается 3) увеличивается 4) сначала уменьшается, затем
увеличивается.
21. Химический элемент расположен в третьем периоде и IIIA подгруппе ПСХЭ. Его
гидроксид:
основный 2) амфотерный 3) безразличный 4) кислотный
22. Высший гидроксид хрома
проявляет кислотные свойства 3) проявляет амфотерные свойства
проявляет основные свойства 4) не проявляет кислотно-основных свойств
23. Высшие оксиды элементов VA группы ПСХЭ Д.И. Менделеева являются:
кислотными 2) основными 3) амфотерными 4) несолеобразующими
24. Формула высшего гидроксида мышьяка:
 As_2O_3 2) As_2O_5 3) $HAsO_2$ 4) H_3AsO_4
25. Бром – это элемент:
Главной подгруппы IV группы 3) главной подгруппы VII группы
побочной подгруппы IV группы 4) побочной подгруппы VII группы
26. В периоде с увеличением порядкового номера элемента химические свойства оксидов
меняются в ряду:
Основный, амфотерный, кислотный 3) кислотный, амфотерный, основной
Амфотерный, кислотный, основной 4) основной, кислотный, амфотерный

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

Строение вещества, виды химической связи

Цель практического занятия

Повторить, закрепить и обобщить понятия о разновидностях химической связи, валентных возможностях элементов в соединениях, взаимосвязи состава и строения вещества с его свойствами.

Методический материал

Молекула — электрически нейтральная частица, образованная из двух или более связанных ковалентными связями атомов [1].

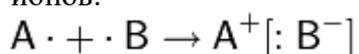
Химическая связь — это взаимодействие атомов, обуславливающее устойчивость молекулы или кристалла как целого. Химическая связь может образовываться путем предоставления от каждого из атомов по одному или нескольким неспаренным электронам (кратные связи) с образованием электронных пар (ковалентная связь). В образовании химической связи участвуют только электроны внешней электронной оболочки, а внутренние электронные уровни не затрагиваются. В результате, при образовании химической связи у каждого атома образуется заполненная электронная оболочка внешнего электронного уровня, состоящая из двух (дуплет) или восьми (октет) электронов. Химическая связь характеризуется длиной и энергией. Длина химической связи это расстояние между ядрами связанных атомов. Энергия химической связи показывает сколько необходимо затратить энергии на разведение двух атомов, между которыми существует химическая связь, на расстояние, при котором эта химическая связь будет разорвана.

Виды химической связи

Ионная химическая связь

Ионная связь — очень прочная химическая связь, образующаяся между атомами с большой разностью электроотрицательностей, при которой общая электронная пара переходит преимущественно к атому с большей электроотрицательностью.

Результатом этого является образование соединения противоположно заряженных ионов:



Это притяжение ионов как разноименно заряженных тел. Ионная связь — крайний случай поляризации ковалентной полярной связи.

Образуется между типичными металлом и неметаллом (МенеМе).

При этом электроны у металла полностью переходят к неметаллу, образуются ионы (частицы, имеющие заряд).

Например, типичные металлы литий(Li), натрий(Na), калий(K), кальций (Ca), стронций(Sr), барий(Ba) образуют ионную связь с типичными неметаллами, в основном с галогенами.

Кроме галогенидов щелочных металлов, ионная связь также образуется в таких соединениях, как щелочи и соли. Например, в гидроксиде натрия(NaOH) и сульфате натрия(Na₂SO₄) ионные связи существуют только между атомами натрия и кислорода (остальные связи – ковалентные полярные).

Ковалентная химическая связь

Химическую связь, возникающую в результате образования общих электронных пар, называют атомной или ковалентной.

Ковалентная неполярная химическая связь

При взаимодействии атомов с одинаковой электроотрицательностью образуются молекулы с ковалентной неполярной связью .

Ковалентная неполярная связь образуется между одинаковыми неметаллами (неМе)_n.

Такая связь существует в молекулах следующих простых веществ: H₂, F₂, Cl₂, O₂, N₂, I₂, O₃, S₈, P₄ .

Химические связи в этих газах образованы посредством общих электронных пар, т.е. при перекрывании соответствующих электронных облаков, обусловленном электронно-ядерным взаимодействием, которые осуществляет при сближении атомов.

Ковалентная полярная химическая связь

Ковалентная полярная химическая связь образуется при взаимодействии атомов, значение электроотрицательностей которых отличаются, но не резко, происходит смещение общей электронной пары к более электроотрицательному атому.

Электроотрицательность (ЭО) - способность атома химического элемента смещать к себе общие электронные пары, участвующие в образовании химической связи [1*].

Ковалентная полярная связь образуется между разными неметаллами (неМе₁Ме₂).

Это наиболее распространенный тип химической связи, которой встречается как в неорганических, так и органических соединениях [4].

Такая связь существует в молекулах следующих сложных веществ: H₂O, H₂S, NH₃ и др.

К ковалентным связям в полной мере относятся и те связи, которые образованы по донорно-акцепторному механизму, например в ионах гидроксония (H₃O⁺) и аммония (NH₄⁺).

Металлическая химическая связь

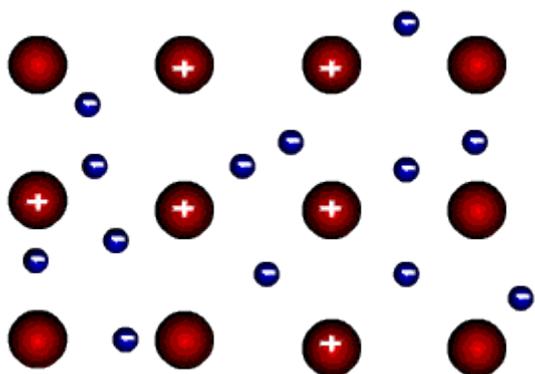
Связь в металлах и сплавах между атом-ионами посредством обобществленных электронов называется металлической .

Или

Металлическая связь — химическая связь, которая обусловлена взаимодействием положительных ионов металлов, составляющих кристаллическую решётку, с электронным газом из валентных электронов.

Металлическая химическая связь образуется в простых веществах-металлах (Ме).

Сущность процесса образования металлической связи состоит в следующем: атомы металлов легко отдают валентные электроны и превращаются в положительные заряженные ионы. Относительно свободные электроны, оторвавшись от атома, перемещаются между положительными ионами металлов. Между ними возникает металлическая связь, т.е. Электроны как бы цементируют положительные ионы кристаллической решетки металлов .



Металлическая кристаллическая решетка.

Металлическая связь существует в металлах в твердом и жидком состоянии. В соответствии с положением в периодической системе атомы металлов имеют небольшое число валентных электронов (1-3 электрона) и низкую энергию ионизации (отрыва электрона). Поэтому валентные электроны слабо удерживаются в атоме, легко отрываются и имеют возможность перемещаться по всему кристаллу. В узлах кристаллической решетки металлов находятся свободные атомы, положительно заряженные ионы, а часть валентных электронов, свободно перемещаясь в объеме кристаллической решетки, образует «электронный газ», обеспечивающий связь между атомами металла. Связь, которую осуществляют относительно свободные электроны между ионами металлов в кристаллической решетке, называется металлической связью. Металлическая связь возникает за счет обобществления атомами валентных электронов. Однако между этими видами связи есть существенное различие. Электроны, осуществляющие ковалентную связь, в основном пребывают в непосредственной близости от двух соединенных атомов. В случае металлической связи электроны, осуществляющие связь, перемещаются по всему куску металла. Этим определяются общие признаки металлов: металлический блеск, хорошая проводимость теплоты и электричества, ковкость, пластичность и т. д. Общим химическим свойством металлов является их относительно высокая восстановительная способность.

Практическая часть

(1) Из предложенного перечня выберите два вещества, для которых характерна ковалентная неполярная связь:

- 1) молекула хлора
- 2) кристалл SiO_2
- 3) кристалл кремния
- 4) молекула пероксида водорода
- 5) молекула воды

(2) Расположите химические элементы – 1) фосфор 2) азот 3) мышьяк в порядке уменьшения атомного радиуса.

- а) 3, 1, 2
- б) 2, 1, 3
- в) 1, 2, 3

(3) Расположите химические элементы – 1) литий 2) калий 3) натрий в порядке увеличения металлических свойств.

- а) 1, 3, 2
- б) 2, 3, 1
- в) 1, 2, 3

(4) Расположите химические элементы – 1) кремний 2) углерод 3) германий в порядке увеличения НЕметаллических свойств.

- а) 2, 1, 3
- б) 3, 1, 2
- в) 1, 2, 3

Задания	Решение
<p>Составить молекулярную формулу вещества (с.м. ниже пункты а–в), указать значения электроотрицательности и валентность атомов в ковалентном соединении, вид связи и тип кристаллической решетки, агрегатное состояние (в обычных условиях). Составить графическую, электронную и структурную формулы указанных ниже веществ.</p> <p>а) Хлор. Почему молекула хлора более прочная, чем молекула фтора?</p> <p>б) Азот. Как объяснить химическую инертность молекул азота в составе воздуха в обычных условиях?</p> <p>в) Метиламин</p>	...
<p>Рассмотреть модель кристаллической решетки аллотропного видоизменения углерода – графита.</p> <div data-bbox="687 589 1027 837" style="text-align: center;"> </div> <p>Дать характеристику влияния пространственных факторов на свойства этого вещества</p>	...
<p>Рассмотреть характер химической связи в молекулах H₂O и NH₃, валентные возможности атомов. Обосновать состав внутренней сферы и характер химической связи в комплексах: [Ag(NH₃)₂]OH, Na[Al(OH)₄(H₂O)₂]. Составить электронные и структурные формулы</p>	...
<p>Вычислить энергию каждой химической связи в молекуле метана, используя схему:</p> $\text{CH}_4 \rightarrow \downarrow\text{C}^\downarrow + 4\text{H}^\uparrow - 1647 \text{ кДж/моль}$...
$\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 = \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl} + 100 \text{ кДж.}$ <p>Используя данные о свойствах ковалентной связи, записать в молекулярной и структурной формах уравнение реакции второй стадии галогенирования метана. Указать ожидаемый тепловой эффект реакции (согласно приведенному расчету энергий разрыва и образования связей)</p>	...
<p>Натуральный каучук – полимер изопрена (2-метилбутадиена-1,3) линейного строения. Наиболее важным его свойством является эластичность. Другой природный полимер изопрена – гуттаперча – эластичностью не обладает. Привести в структурной форме фрагменты макромолекул этих полимеров и объяснить разницу в их свойствах</p>	...

Контрольные вопросы:

1. В какой паре атомов химическая связь имеет ярко выраженный ионный характер: K - F, O - F, F - F, P - F?
2. Составьте электронные схемы строения молекул. В какой молекуле связь ковалентная полярная: Cl₂, O₂, HI, KCl?
3. Даны вещества: H₂SO₄, PCI₅, Br₂, CO₂, Fe, H₂O. Определите тип химической связи.
4. Сколько общих пар возникает при образовании молекул азота?

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

Классификация и номенклатура неорганических соединений

Цель практического занятия

Сформировать понятия неорганических веществ; научить давать названия на примере формулировки определения неорганических веществ; по молекулярным формулам вещества научить записывать структурные формулы неорганических соединений .

Методический материал

К важнейшим классам неорганических веществ относят:

- простые вещества (металлы и неметаллы),
- оксиды (кислотные, основные и амфотерные),
- гидроксиды (часть кислот, основания, амфотерные гидроксиды),
- соли.

Простые вещества обычно делят на металлы и неметаллы.

Металлы – простые вещества, в которых атомы связаны между собой металлической связью.

Неметаллы – простые вещества, в которых атомы связаны между собой ковалентными (или межмолекулярными) связями.

Тери-оды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Энергетический уровень											
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII													
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б												
1	1	Н 1,008 ВОДОРОД															He 4,005 ГЕЛИЙ	2											
2	2	Li 6,941 ЛИТИЙ	Be 9,0122 БЕЦИЛИЙ	B 10,811 БОР	C 12,011 УГЛЕРОД	N 14,007 АЗОТ	O 15,999 КИСЛОРОД	F 18,998 ФТОР									Ne 20,179 НЕОН	10											
3	3	Na 22,99 НАТРИЙ	Mg 24,312 МАГНИЙ	Al 26,982 АЛЮМИНИЙ	Si 28,086 КРЕМНИЙ	P 30,974 ФОСФОР	S 32,064 СЕРА	Cl 35,453 ХЛОР									Ar 39,948 АРГОН	18											
4	4	K 39,102 КАЛИЙ	Ca 40,08 КАЛЬЦИЙ	Sc 44,956 СКАНДИЙ	Ti 47,88 ТИТАН	V 50,941 ВАНАДИЙ	Cr 51,996 ХРОМ	Mn 54,938 МАРГАНЕЦ					Fe 55,849 ЖЕЛЕЗО	Co 58,933 КОБАЛЬТ	Ni 58,71 НИКЕЛЬ														
5	5	Cu 63,546 МЕДЬ	Zn 65,37 ЦИНК	Ga 69,72 ГАЛЛИЙ	Ge 72,59 ГЕРМАНИЙ	As 74,922 АРСЕН	Se 78,96 СЕЛЕН	Br 79,904 БРОМ									Kr 83,8 КРИПТОН	36											
6	6	Rb 85,468 РУБИДИЙ	Sr 87,62 СТРОНЦИЙ	Y 88,906 ИТРИЙ	Zr 91,22 ЦИРКОНИЙ	Nb 92,906 НИОБИЙ	Mo 95,94 МОЛИБДЕН	Tc 98 ТЕХНЕЦИЙ					Ru 101,07 РУТЕНИЙ	Rh 102,906 РОДИЙ	Pd 106,42 ПАЛЛАДИЙ														
7	7	Ag 107,868 СЕРЕБРО	Cd 112,41 КАДМИЙ	In 114,82 ИНДИЙ	Sn 118,69 ОЛОВО	Sb 121,75 СУРЬМА	Te 127,6 ТЕЛЛУР	I 126,905 ИОД									Xe 131,3 КСЕНОН	54											
8	8	Cs 132,905 ЦЕЗИЙ	Ba 137,34 БАРИЙ	57-71 ЛАНТАНОИДЫ		Hf 178,49 ГАФНИЙ	Ta 180,948 ТАЛ	W 183,85 ВОЛЬФРАМ					Re 186,207 РЕНИЙ	Os 190,2 ОСМИЙ	Ir 192,22 ИРИДИЙ	Pt 195,09 ПЛАТИНА													
9	9	Au 196,967 ЗОЛОТО	Hg 200,59 РУТУТЬ	Tl 204,37 ТАЛЛИЙ	Pb 207,19 СВИНЕЦ	Bi 208,98 ВИСМУТ	Po 209 ПОЛОНИЙ	At 210 АСТАТ									Rn 222 РАДОН	86											
10	10	Fr [223] ФРАНЦИЙ	Ra [226] РАДИЙ	89-103 АКТИНОИДЫ		Rf [261] РИФОРДИЙ	Db [262] ДУБНИЙ	Sg [263] СИБОРГИЙ	Bh [264] БОРИЙ	Hn [265] ХАНИЙ	Mt [266] МЕЙТЕНЕРМ																		
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R ₂ O		RO		R ₂ O ₃		RO ₂		R ₂ O ₅		RO ₃		R ₂ O ₇		RO ₄													
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ						RH ₄		RH ₃		H ₂ R		HR																	
Л А Н Т А Н О И Д Ы																													
57	La 138,906 ЛАНТАН	58	Ce 140,12 ЦЕРИЙ	59	Pr 140,908 ПРАЗЕОДИЙ	60	Nd 144,24 НЕОДИМ	61	Pm [145] ПРОМЕТИЙ	62	Sm 150,4 САМАРИЙ	63	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	64	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	65	Tb 158,925 ТЕРБИЙ	66	Dy 162,5 ДИСПРОЗИЙ	67	Ho 164,93 ГОЛЬМИЙ	68	Er 167,26 ЭРБИЙ	69	Tm 168,934 ТУЛИЙ	70	Yb 173,04 ИТТЕРБИЙ	71	Lu 174,97 ЛЮТЕЦИЙ
А К Т И Н О И Д Ы																													
89	Ac [227] АКТИНИЙ	90	Th 232,038 ТОРИЙ	91	Pa [231] ПРОТАКТИНИЙ	92	U 238,029 УРАН	93	Np [237] НЕПТУНИЙ	94	Pu [244] ПУТОНИЙ	95	Am [243] АМЕРИЦИЙ	96	Cm [247] КЮРИЙ	97	Bk [247] БЕРКЛИЙ	98	Cf [251] КАЛИФОРНИЙ	99	Es [254] ЭЙНШТЕЙНИЙ	100	Fm [257] ФЕРМИЙ	101	Md [258] МЕНДЕЛЕВИЙ	102	No [259] НОБЕЛИЙ	103	Lr [260] ЛОУРЕНСИЙ

По химическим свойствам среди металлов выделяют группу так называемых амфотерных металлов.

Это название отражает способность этих металлов, их оксидов и гидроксидов реагировать как с кислотами, так и со щелочами.

Оксиды – бинарные соединения, одним из двух элементов в которых является кислород со степенью окисления -2.

Основные	Амфотерные	Кислотные	Несолеобразующие	Солеобразные (двойные)
Оксиды металлов в степенях окисления +1, +2, кроме	Оксиды металлов в степенях окисления	1) Оксиды неметаллов, кроме несолеобразующих;	Оксиды неметаллов, которым не соответствуют кислоты.	Некоторые оксиды, в которых элемент имеет 2 степени окисления:

амфотерных.	+2: только Be, Zn, Sn, Pb; +3 (все, кроме La ₂ O ₃), +4	2) Оксиды металлов в степенях окисления от +5 и выше.	NO, N ₂ O, CO, (SiO)	Fe ₃ O ₄
Солеобразующие				

Каждому солеобразующему оксиду соответствует гидроксид:

Основным оксидам соответствуют основания;

Амфотерным оксидам – амфотерные гидроксиды,

Кислотным оксидам – кислородсодержащие кислоты.

Гидроксиды – соединения, в состав которых входит группа Э–О–Н. И основания, и кислородсодержащие кислоты, и амфотерные гидроксиды – относятся к ГИДРОКСИДАМ!



Связь между оксидом и гидроксидами.

Степень окисления	Оксид	Гидроксиды		Примеры	
		Основания	Кислоты		
+1	Э ₂ O	ЭОН	НЭО	KOH	HClO
+2	ЭO	Э(OH) ₂	Н ₂ ЭO ₂	Ba(OH) ₂	?

+3	$\text{Э}_2\text{O}_3$	$\text{Э}(\text{OH})_3$	HЭO_2 (мета-форма) --(+ H_2O) \rightarrow $\text{H}_3\text{ЭO}_3$ (орто-форма)	$\text{Al}(\text{OH})_3$	HNO_2 H_3PO_3
+4	ЭO_2	-----	$\text{H}_2\text{ЭO}_3 \rightarrow$ $\text{H}_4\text{ЭO}_4$	-----	H_2CO_3 H_4SiO_4
+5	$\text{Э}_2\text{O}_5$	-----	$\text{HЭO}_3 \rightarrow$ $\text{H}_3\text{ЭO}_4$	-----	HNO_3 H_3PO_4
+6	ЭO_3	-----	$\text{H}_2\text{ЭO}_4$	-----	H_2SO_4
+7	$\text{Э}_2\text{O}_7$	-----	HЭO_4 --(+ $2\text{H}_2\text{O}$) \rightarrow $\text{H}_5\text{ЭO}_6$	-----	HClO_4 H_5IO_6

КАК СОСТАВИТЬ ФОРМУЛУ КИСЛОТНОГО ГИДРОКСИДА

А. Если чётная степень окисления элемента в оксиде: **ПРИБАВЛЯЕМ ВОДУ** к оксиду. *Пример:* $\text{WO}_3 - (+\text{H}_2\text{O}) \rightarrow \text{H}_2\text{WO}_4$

Б. Если нечетная степень окисления:

Мета-форма кислоты - ОДИН атом водорода: HЭO_x	Орто-форма кислоты – отличается от МЕТА-формы на одну молекулу воды. $\text{H}_3\text{ЭO}_{x+1}$
---	--

Пример: Оксид As_2O_5 , степень окисления мышьяка +5.

Составим формулу кислоты: $\text{H}^+ \text{As}^{+5} \text{O}^{-2} x$

Так как суммарный заряд =0, легко рассчитать, что $x=3$.

HAsO_3 Это МЕТА-форма кислоты - мета-мышьяковая кислота.

Но для фосфора и мышьяка существует и более устойчива ОРТО-форма.

Прибавив к мета-форме H_2O , получим H_3AsO_4 . Это орто-

мышьяковая кислота.

Основания – сложные вещества, содержащие в своем составе гидроксид-ионы OH^- и при диссоциации образующие в качестве анионов только эти ионы.

Типы оснований

Растворимые (Щелочи)	Нерастворимые
1) гидроксиды металлов первой группы главной подгруппы: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH 2) гидроксиды металлов второй группы главной подгруппы, начиная с кальция: Ca(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ , Ba(OH) ₂	Все остальные гидроксиды металлов.

КИСЛОТНОСТЬ основания – это число групп OH в его формуле:

однокислотные – содержащие только 1 гидроксогруппу

двухкислотные – имеющие 2 гидроксогруппу;

трёхкислотные – с тремя группами OH.

Кислоты – сложные вещества, содержащие в своем составе ионы оксония H⁺ или при взаимодействии с водой образующие в качестве катионов только эти ионы.

Классификация кислот по составу.

Кислородсодержащие кислоты	Бескислородные кислоты
1) высшие кислоты H ₂ SO ₄ серная кислота HNO ₃ азотная кислота H ₃ PO ₄ фосфорная кислота H ₂ CO ₃ угольная кислота H ₂ SiO ₃ кремниевая кислота	HF фтороводородная кислота HCl хлороводородная кислота (соляная кислота) HBr бромоводородная кислота HI иодоводородная кислота H ₂ S сероводородная кислота
2) кислоты с меньшей степенью окисления неметалла H ₂ SO ₃ сернистая кислота HNO ₂ азотистая кислота	

Классификация кислот по числу атомов водорода.

Одноосновные	Двухосновные	Трёхосновные
--------------	--------------	--------------

HNO_3 азотная	H_2SO_4 серная	H_3PO_4 фосфорная
HF фтороводородная	H_2SO_3 сернистая	
HCl хлороводородная	H_2S сероводородная	
HBr бромоводородная	H_2CO_3 угольная	
HI иодоводородная	H_2SiO_3 кремниевая	

Классификация по силе и устойчивости

Сильные кислоты	Слабые кислоты
HI иодоводородная	HF фтороводородная
HBr бромоводородная	H_3PO_4 фосфорная
HCl хлороводородная	HNO_2 азотистая (неустойчивая)
H_2SO_4 серная	H_2SO_3 сернистая (неустойчивая)
HNO_3 азотная	H_2CO_3 угольная (неустойчивая)
HClO_4 хлорная	$\text{H}_2\text{S}\uparrow$ сероводородная
	$\text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$ кремниевая
	CH_3COOH уксусная

Соли – это сложные вещества, состоящие из одного (нескольких) атомов металла (или более сложных катионных групп, например, аммонийных групп NH_4^+) и одного (или нескольких) кислотных остатков.

Классификация солей.

СОЛИ					
Средние	Кислые	Основ-ные	Двойные	Сме-шанные	Комплексные

Продукт полного замещения атомов водорода в кислоте на металл	Продукт неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл	Продукт неполного замещения ОН-групп на кислотный остаток	Содержат два разных металла и один кислотный остаток	Содержат один металл и два кислотных остатка	Содержат комплексный катион или анион – атом металла, связанный с несколькими лигандами.
$AlCl_3$	$KHSO_4$	$FeOHCl$	$KAl(SO_4)_2$	$CaClBr$	$K_2[Zn(OH)_4]$
Хлорид алюминия	Гидросульфат калия	Хлорид гидроксожелеза (II)	Сульфат алюминия-калия	Хлорид-бромид кальция	Тетрагидроксоцинкат калия

Номенклатура солей. В названиях солей используются латинские названия образующих кислоты неметаллов.

Элемент	Латинское название	Корень
H	гидрогениум	ГИДР-
C	карбоникум	КАРБ-
N	нитрогениум	НИТР-
S	сульфур	СУЛЬФ-

Построение названий солей.

	Соль какой кислоты	Кислотный остаток	Название солей	Примеры
Высшие кислоты	Азотная HNO_3	NO_3^-	нитраты	$Ca(NO_3)_2$ нитрат кальция
	Кремниевая H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	силикаты	Na_2SiO_3 силикат натрия
	Угольная H_2CO_3	CO_3^{2-}	карбонаты	Na_2CO_3 карбонат натрия
	Фосфорная H_3PO_4	PO_4^{3-}	фосфаты	$AlPO_4$ фосфат алюминия
	Серная H_2SO_4	SO_4^{2-}	сульфаты	$PbSO_4$ сульфат свинца

Бескислородные кислоты	Бромоводородная HBr	Br ⁻	бромиды	NaBr бромид натрия
	Иодоводородная HI	I ⁻	иодиды	KI иодид калия
	Сероводородная H ₂ S	S ²⁻	сульфиды	FeS сульфид железа (II)
	Соляная HCl (хлороводородная)	Cl ⁻	хлориды	NH ₄ Cl хлорид аммония
	Фтороводородная HF	F ⁻	фториды	CaF ₂ фторид кальция
Более низкая степ. ок.	Сернистая кислота H ₂ SO ₃	SO ₃ ²⁻	сульфиты	K ₂ SO ₃ сульфит калия
	Азотистая HNO ₂	NO ₂ ⁻	нитриты	KNO ₂ нитрит калия

Кислые соли, помимо ионов металла и кислотного остатка, содержат ионы водорода. Названия кислых солей содержат приставку "гидро":

NaHCO₃ – гидрокарбонат натрия,

K₂HPO₄ – гидрофосфат калия,

KH₂PO₄ – дигидрофосфат калия.

Основные соли, помимо ионов металла и кислотного остатка, содержат гидроксильные группы. Основные соли образуются при неполной нейтрализации основания. Названия основных солей образуют с помощью приставки "гидроксо":

Mg(OH)Cl - гидроксохлорид магния (основная соль)

Двойные соли – имеют два разных катиона металла или аммония. В названии их перечисляют через дефис:

(NH₄)Fe(SO₄)₂ – сульфат железа (III)-аммония.

Смешанные соли – имеют два разных аниона кислотных остатков. В названии их называют через дефис: *CaOCl₂ или CaCl(OCl) - хлорид-гипохлорит кальция (традиционное название хлорная известь).*

Комплексные соли – содержат сложный комплексный анион (или реже катион), состоящий из металла-комплексообразователя и нескольких лигандов (отрицательно заряженные ионы или молекулы аммиака или воды).

Пример: $K[Al(OH)_4]$ – тетрагидроксоалюминат калия

$K_4[Fe(CN)_6]$ – гексацианоферрат калия

$[Cu(NH_3)_4]Cl_2$ – хлорид тетраамминмеди (II)

Бытовые (тривиальные) названия некоторых солей.

<i>Соль</i>	<i>Международное название</i>	<i>Традиционное название</i>
$NaHCO_3$	Гидрокарбонат натрия	Сода питьевая
Na_2CO_3	Карбонат натрия	Сода кальцинированная
K_2CO_3	Карбонат калия	Поташ
Na_2SO_4	Сульфат натрия	Глауберова соль
$KClO_3$	Хлорат калия	Бертолетова соль
$Ca_3(PO_4)_2$	Фосфат кальция	Фосфорит
$CaCO_3$	Карбонат кальция	Известняк
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	Пентагидрат сульфата меди	Медный купорос
$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$	Декагидрат карбоната натрия	Сода кристаллическая

Практическая часть

1 вариант

(1) Написать формулу оксида O^{2-} , основания $(OH)^-$, соли $(SO_4)^{2-}$ для атома кальция Ca. Получившиеся вещества назвать.

(2) Вычислить степень окисления серы S в соединении H_2SO_4 .

(3) Написать формулу веществ по названиям:

- Оксид железа (III)
- Гидроксид бария
- Хлорид натрия

(4) Расположите химические элементы – 1) азот 2) фосфор 3) мышьяк в порядке увеличения атомного радиуса.

2 вариант

(1) Написать формулу оксида O^{2-} , основания $(OH)^-$, соли $(PO_4)^{3-}$ для атома магния Mg. Получившиеся вещества назвать.

(2) Вычислить степень окисления фосфора P в соединении Na_3PO_4 .

(3) Написать формулу веществ по названиям:

- Оксид меди (II)
- Гидроксид кальция
- Сульфат бериллия

(4) Расположите химические элементы – 1) калий 2) натрий 3) литий в порядке увеличения металлических свойств.

3 вариант

(1) Написать формулу оксида O^{2-} , основания $(OH)^-$, соли $(NO_3)^-$ для атома магния Mg. Получившиеся вещества назвать.

(2) Вычислить степень окисления углерода C в соединении Na_2CO_3 .

(3) Написать формулу веществ по названиям:

- Оксид углерода (IV)
- Гидроксид алюминия
- Карбонат кальция

(4) Расположите химические элементы – 1) углерод 2) кремний 3) германий в порядке увеличения неметаллических свойств.

Напишите формулы следующих соединений:

1. перманганат кобальта (II)
2. оксид серы (IV)
3. гидроксид железа (III)
4. фосфат меди (II)
5. сернистая кислота
6. сульфид хрома (III)
7. оксид лития
8. силикат натрия
9. гидроксид кальция
10. мышьяковая кислота

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

Скорость химической реакции. Влияние различных факторов на скорость химических реакций.

Цель практического занятия

Сформировать понимание о скорости химических реакций. Изучить влияние факторов на изменение скорости химических реакций.

Методический материал

Скорость химической реакции – это изменение количества реагирующего вещества в единицу времени в единице объёма.

$$r = \frac{1}{V} \times \frac{\Delta n}{\Delta t} = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

r – скорость химической реакции

V – объём, м³

Δn – количество вещества, моль

Δt – промежуток времени, сек

ΔC – молярная концентрация ($\Delta n / V$)

Факторы, влияющие на скорость химической реакции

1. природа реагирующих веществ
Чем прочнее химические связи в веществе, тем труднее оно вступает в реакцию.
2. концентрация реагирующих веществ
При повышении концентрации хотя бы одного из реагирующих веществ скорость химической реакции возрастает в соответствии с законом действующих масс.
$$aA + bB \rightleftharpoons cC$$
$$v_1 = k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$
3. давление (в реакциях с участием газов)
при наличии газообразных реагентов - повышение давления повышает концентрацию газообразных веществ, увеличивая скорость реакции.
4. температура

Правило Вант-Гоффа

С повышением температуры на каждые 10°C скорость реакции возрастает **в 2 – 4 раза**

$$V_{T_2} = V_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

T_1 – начальная температура;

T_2 – конечная температура;

V_{T_1} , V_{T_2} – скорость реакции при T_1 и T_2 ,

γ – температурный коэффициент скорости реакции ($\gamma = 2 - 4$)

5. действие катализаторов, ингибиторов

Катализатор — ускоряет различные химические реакции в заданном направлении.

6. поверхность реагирующих веществ в случае гетерогенных реакций

Чем мельче твёрдые частицы, тем больше скорость химической реакции.

Практическая часть

1. Температурный коэффициент реакции равен 3. Во сколько раз увеличится скорость реакции при увеличении температуры на 40°?

2. На сколько градусов следует повысить температуру, чтобы скорость реакции повысилась в 729 раз, при условии, что температурный коэффициент реакции равен 3?

3. Определить температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры на 80°C реакция замедляется в 256 раз.

4. При 150°C некоторая реакция заканчивается за 16 минут. Принимая температурный коэффициент скорости равным 2,5 рассчитайте, через какое время закончится эта реакция, если проводить ее при 200°C и при 80°C.

5. Владелец автомашины покрасил ее новой краской, а затем обнаружил, что согласно инструкции она должна сохнуть 3 ч при 105 °C. За какое время высохнет краска при 25 °C, если температурный коэффициент реакции полимеризации, лежащей в основе этого процесса, равен 2?

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

Химическое равновесие

Цель практического занятия

Научиться применять принцип Ле-Шателье; изучить влияние различных факторов на смещение химического равновесия

Методический материал

Скоростью химической реакции v определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени.

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

Химическое равновесие является подвижным. При изменении внешних условий скорости прямой и обратной реакций могут стать неодинаковыми, что обуславливает смещение равновесия.

Если в результате внешнего воздействия скорость прямой реакции становится больше скорости обратной реакции, то говорят о смещении равновесия вправо (в сторону прямой реакции). Если скорость обратной реакции становится больше скорости прямой реакции, то говорят о смещении равновесия влево (в сторону обратной реакции). Результатом смещения равновесия является переход системы в новое равновесное состояние с другим соотношением концентраций реагирующих веществ.

Направление смещения равновесия определяется принципом, который был сформулирован Ле-Шателье: если на равновесную систему оказывается внешнее воздействие, то равновесие смещается в сторону той реакции (прямой или обратной), которая противодействует этому воздействию.

1) Влияние температуры на смещение равновесия

- Реакции, сопровождающиеся выделением теплоты, называются **экзотермическими**.
- Реакции, сопровождающиеся поглощением теплоты, называются **эндотермическими**.
- При повышении температуры - в сторону эндотермической реакции.



- При понижении температуры – в сторону экзотермической реакции.



2) Влияние изменения концентрации веществ

- При увеличении концентрации одного из веществ равновесие смещается в сторону его расходования.





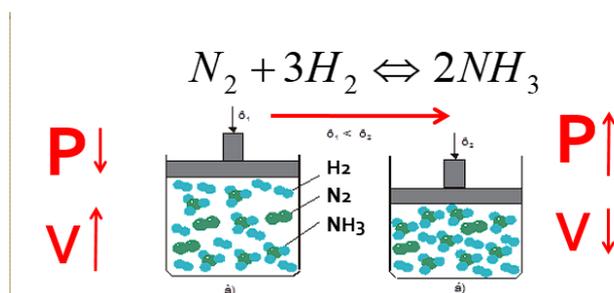
- При уменьшении концентрации – в сторону его образования.



3) Влияние изменения давления

При **увеличении давления** равновесие смещается в сторону той реакции, при которой **объем образующихся газов меньше**.

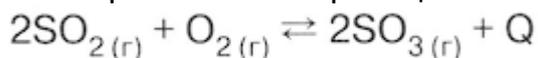
Влияние давления на состояние **равновесия** проявляется только при наличии в системе **газов !!!**



- 4) Катализатор **не влияет** на смещение химического равновесия (он лишь ускоряет процесс его достижения) Катализаторы увеличивают количество активных молекул

Практическая часть

в какую сторону сместится равновесие в реакции



- при увеличении концентрации исходных веществ
- при увеличении температуры
- при увеличении давления

- вправо (в сторону образования продуктов)
 - влево (в сторону образования исходных веществ)
- (ответ: а-цифра, б-цифра, в-цифра 1 или 2)

в какую сторону сместится равновесие в реакции



- при увеличении концентрации исходных веществ
- при увеличении температуры
- при увеличении давления

1. вправо (в сторону образования продуктов)
 2. влево (в сторону образования исходных веществ)
- (ответ: а-цифра, б-цифра, в-цифра 1 или 2)

в какую сторону сместится равновесие в реакции



- а. при увеличении концентрации исходных веществ
- б. при увеличении температуры
- в. при увеличении давления

1. вправо (в сторону образования продуктов)
 2. влево (в сторону образования исходных веществ)
- (ответ: а-цифра, б-цифра, в-цифра 1 или 2)

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

Реакции ионного обмена

Цель практического занятия

Научиться составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, уравнения гидролиза солей.

Методический материал

Электролитической диссоциацией называют распад электролита на сольватированные (гидратированные) ионы под действием молекул растворителя.

Основания – электролиты, диссоциирующие с образованием гидроксид-ионов OH^-

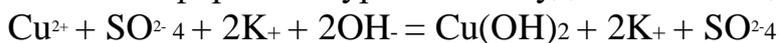
Кислоты – электролиты, диссоциирующие с образованием катионов водорода H^+ :

Средние соли, растворимые в воде, являются сильными электролитами и диссоциируют с образованием положительных ионов металла и отрицательных ионов кислотного остатка. Кислые соли рассматривают как продукт, получающийся из многоосновных кислот, в которых не все атомы водорода замещены на металл. Основные соли характерны для многовалентных металлов и диссоциируют с образованием основных и кислотных остатков

Реакции между ионами называются **ионными реакциями**, а уравнения этих реакции – ионными уравнениями. Запишем уравнение реакции в молекулярной форме:



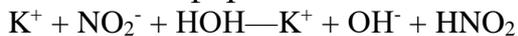
В ионной форме это уравнение будет иметь следующий вид:



Гидролиз соли - это реакция обмена ионов соли с ионами воды. Например, гидролиз соли KNO_2 , образованной катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, протекает следующим образом:- в молекулярной форме



- в ионной форме



- в краткой ионной форме



Практическая часть

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах:

I вариант

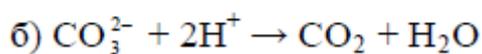
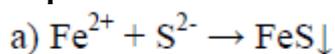
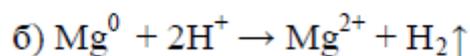
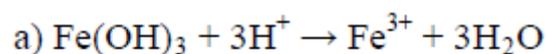
- а) соляная кислота и нитрат серебра
- б) хлорид бария и сульфат алюминия
- в) оксид алюминия и серная кислота
- г) сульфат железа (III) и гидроксид натрия

II вариант

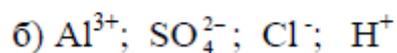
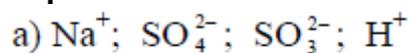
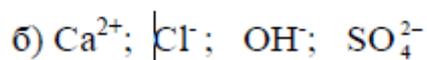
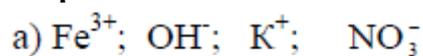
- а) нитрат серебра и бромид алюминия
- б) хлорид аммония и гидроксид натрия
- в) сульфид натрия и соляная кислота
- г) оксид кальция и азотная кислота

Задание 2

По кратким ионным уравнениям составьте молекулярные и полные ионные уравнения:

I вариант**II вариант****Задание 3**

Могут ли находиться в растворе следующие ионы, если нет, то почему? Напишите краткие ионные уравнения возможных реакций.

I вариант**II вариант**

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

Окислительно-восстановительные реакции

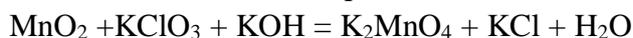
Цель практического занятия

Научиться составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса, уметь определять окислитель и восстановитель и составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций.

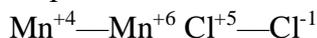
Методический материал

Реакции, в результате которых изменяется степень окисления элементов, называются окислительно – восстановительными.

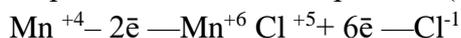
Существует несколько способов составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса, основанный на определении общего числа перемещающихся электронов. Например:



Определяем, атомы каких элементов изменили степень окисления:

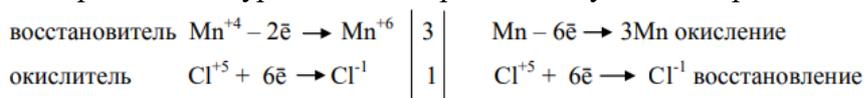


Определяем число потерянных (-) и полученных (+) электронов:

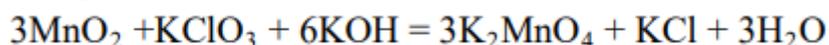


Число потерянных и полученных электронов должно быть одинаковым.

Оба процесса полуреакций изобразим следующим образом:



Основные коэффициенты при окислителе и восстановителе переносим в уравнение реакции



Процесс превращения марганца +4 в марганец +6 есть процесс отдачи (потери) электронов, т.е. окисление; процесс превращения Cl^{+5} в Cl^{-1} есть процесс получения электронов, т.е. процесс восстановления. Вещество MnO_2 при этом является восстановителем, KClO_3 – окислителем.

Практическая часть

Задание 1

Укажите в каких соединениях основной элемент будет только восстановителем; только окислителем:

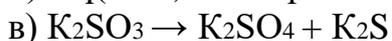
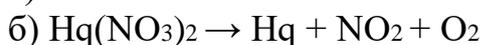
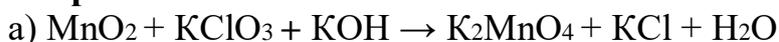
I вариант Na_2S , H_2SO_3 , S , H_2SO_4

II вариант $\text{Cr}(\text{OH})_3$, H_2CrO_4 , CrO , Cr

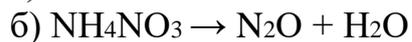
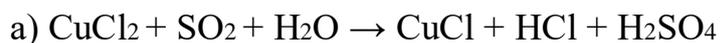
Задание 2

Закончите уравнения реакций. Расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

I вариант



II вариант



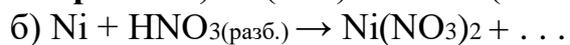
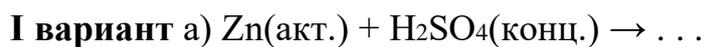
Задание 3

Какой процесс (окисление или восстановление) происходит по данной схеме:

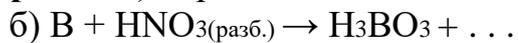
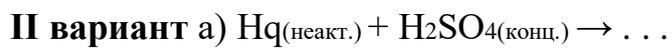


Задание 4

Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель:



23



ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ
Химические свойства и применение важнейших неметаллов

Цель практического занятия

Систематизировать, обобщить и закрепить знания обучающихся о неметаллах и их соединениях

Методический материал

Химические свойства неметаллов и их соединений

Вещества	Общие свойства	Отличительные свойства
Простые вещества – неметаллы	<ol style="list-style-type: none"> 1. С металлами 2. С неметаллами 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Галогены вытесняют друг друга с растворов солей. 2. Кислород реагирует со сложными веществами 3. Углерод реагирует с оксидами металлов 4. Углерод реагирует с углекислым газом 5. Кремний реагирует с растворами щелочей
Кислотные оксиды	<ol style="list-style-type: none"> 1. С водой (кроме оксида кремния) 2. С основными оксидами 3. Со щелочами 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Углекислый газ и оксид кремния реагируют с магнием 2. Оксид кремния реагирует с углеродом 3. Оксид кремния реагирует с солями, вытесняя более летучие оксиды
Кислоты	<ol style="list-style-type: none"> 1. Изменяют окраску индикаторов 2. Реагируют с металлами 3. Реагируют с основными и амфотерными оксидами 4. С основаниями и амфотерными гидроксидами 5. С солями 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Плавиковая кислота реагирует с оксидом кремния 2. Азотная и концентрированная серная кислоты по особому реагируют с металлами 3. При нагревании разлагаются азотная, угольная, кремниевая кислоты
Соли	<ol style="list-style-type: none"> 1. С растворами солей 2. С кислотами 3. Со щелочами 4. С металлами 	<ol style="list-style-type: none"> 1. При нагревании разлагаются нитраты, соли аммония, карбонаты (кроме карбонатов щелочных металлов)

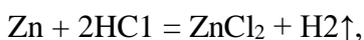
Практическая часть

Задача 1. Послушайте отрывок из романа «Затерянный мир» Артура Конан Дойла.

«Сейчас посмотрите, - сказал Челленджер. - Последние дни я напрягал все силы своего ума, чтобы разрешить задачу, как нам выбраться отсюда. Мы же убедились, что спуск по отвесным скалам невозможен, а туннеля больше не существует. Перебросить мост на утес нам, безусловно, не удастся. Что же тогда делать? Я как-то говорил нашему юному другу, что эти гейзеры выделяют водород в свободном состоянии. Отсюда логически вытекла мысль о воздушном шаре».

Рассчитайте, какая масса цинка потребовалась бы, чтобы наполнить шар объемом 1 кубический метр, которым воспользовались бы участники неудавшейся экспедиции.

Ответ.



$$n(\text{H}_2) = 1000 \text{ (л)} / 22,4 \text{ (л/моль)} = 44,64 \text{ моль},$$

$$n(\text{Zn}) = n(\text{H}_2) = 44,64 \text{ моль},$$

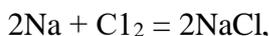
$$m(\text{Zn}) = 44,64 \text{ (моль)} \cdot 65 \text{ (г/моль)} = 2901,6 \text{ г}, \text{ или } 2 \text{ кг } 902 \text{ г}.$$

Задача 2. Послушайте отрывок из фантастического произведения А.Р.Беляева «Голова профессора Доуэля».

«Первый раз в жизни Артур Доуэль почувствовал, что не в состоянии овладеть чужой волей. Связанный, беспомощный, лежащий на полу человек издевался над ним. За дверью раздалось какое-то шипение. Доуэль продолжал петь все громче, но вдруг поперхнулся. Что-то раздражало его горло. Доуэль потянул носом и почувствовал запах. В горле и носоглотке неприятно щекотало, вскоре к этому присоединилась режущая боль в глазах. Запах усиливался. Доуэль похолодел. Он понял, что Равино отравил его хлором. Настал его смертный час. Затем свет погас, и Доуэль словно провалился... Очнулся он от свежего ветра, который трепал его волосы».

Рассчитайте, какой объем хлора потребуется для получения 1 кг поваренной соли.

Ответ.



$$n(\text{NaCl}) = 1000 \text{ (г)} / 58,5 \text{ (г/моль)} = 17,1 \text{ моль},$$

$$n(\text{Cl}_2) = 1/2 \cdot n(\text{NaCl}) = 8,55 \text{ моль},$$

$$V(\text{Cl}_2) = 8,55 \text{ (моль)} \cdot 22,4 \text{ (л/моль)} = 191,52 \text{ л}.$$

Задание: Определить, в какой из пробирок находятся хлорид натрия, сульфат натрия, карбонат натрия.

Реактивы	NaCl	Na ₂ SO ₄	Na ₂ CO ₃
AgNO ₃			

BaCl ₂			
HCl			

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ
Химические свойства важнейших металлов

Цель практического занятия

Систематизировать, обобщить и закрепить знания обучающихся о металлах и их соединениях

Методический материал

Химические свойства металлов и их соединений

Вещества	Общие свойства	Отличительные свойства
Простые вещества – металлы	<ul style="list-style-type: none"> 3. С неметаллами 4. Со сложными веществами 	<ul style="list-style-type: none"> 6. С кислородом (щелочные образуют пероксиды кроме лития, средней активности образуют оксиды, неактивные не взаимодействуют). 7. С галогенами и другими неметаллами образуется соль 8. С водородом образуются гидриды 9. С водой образуется щелочь и водород, а металлы средней активности образуют оксиды и водород 10. С растворами кислот образуется соль и водород 11. Активные металлы могут вытеснять менее активные из их оксидов и солей
Основные оксиды	<ul style="list-style-type: none"> 4. С водой 5. С кислотными оксидами 6. С кислотами 	<ul style="list-style-type: none"> 4. Амфотерные оксиды способны реагировать как с щелочами так и кислотами 5. Амфотерные оксиды не реагируют с водой
Основания	<ul style="list-style-type: none"> 6. Изменяют окраску индикаторов 7. Реагируют с кислотными и амфотерными оксидами 8. С кислотами и амфотерными гидроксидами 9. С солями 	<ul style="list-style-type: none"> 4. Амфотерные гидроксиды могут образовывать комплексные соединения 5. Могут реагировать с некоторыми неметаллами (серой, кремнием, фосфором)
Соли	<ul style="list-style-type: none"> 5. С растворами солей 6. С кислотами 	<ul style="list-style-type: none"> 1. При нагревании разлагаются

	7. Со щелочами 8. С металлами	
--	----------------------------------	--

Практическая часть

1 вариант

(1) Составьте уравнения реакций к генетическому ряду углерода, схема которой дана ниже:



(2) Напишите реакции взаимодействия металлов (**Cu, Na**) с водой, расставьте коэффициенты

(3) Напишите реакцию взаимодействия основного оксида **K₂O** с кислотным оксидом **SO₃**, расставьте коэффициенты

(4) Напишите реакцию взаимодействия неметалла **Cl₂** с металлом **Ca**, расставьте коэффициенты

(5) Напишите реакцию взаимодействия кислотного оксида **SO₃** с водой, расставьте коэффициенты

2 вариант

(1) Составьте уравнения реакций к генетическому ряду калия, схема которой дана ниже:



(2) Напишите реакции взаимодействия металлов (**Ag, K**) с водой, расставьте коэффициенты

(3) Напишите реакцию взаимодействия основного оксида **Na₂O** с кислотой **HCl**, расставьте коэффициенты

(4) Напишите реакцию взаимодействия неметалла **O₂** с металлом **Li**, расставьте коэффициенты

(5) Напишите реакцию взаимодействия кислотного оксида **P₂O₅** с водой, расставьте коэффициенты

3 вариант

(1) Составьте уравнения реакций к генетическому ряду кальция, схема которой дана ниже:



(2) Напишите реакции взаимодействия металлов (**Au, Ca**) с водой, расставьте коэффициенты

(3) Напишите реакцию взаимодействия основного оксида Li_2O с водой, расставьте коэффициенты

(4) Напишите реакцию взаимодействия неметалла H_2 с металлом Na , расставьте коэффициенты

(5) Напишите реакцию взаимодействия кислотного оксида CO_2 с водой, расставьте коэффициенты

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

Химия в промышленности. Принципы химического производства

Цель практического занятия

Актуализировать и систематизировать знания о принципах химического производства.

Методический материал

Рассмотрим, применение каких научных принципов при проведении технологического процесса обеспечивает высокую скорость протекания химических реакций, высокий выход продукта реакции, а также позволяет предотвратить техногенное загрязнение окружающей среды.

1. С целью ускорения процесса любого химического производства требуется максимальное **увеличение поверхности реагирующих веществ**. Поэтому технологический процесс обычно начинается со специальной *предварительной подготовки сырья*: механического измельчения (дробления), обогащения и очистки. Измельчение сырья позволяет значительно увеличить скорость протекания химических реакций. Так, кусок антрацита (каменного угля) массой 1 кг может гореть в печи в течение трёх часов, а при его измельчении до порошкообразного состояния время сгорания составляет несколько секунд. Примерами типичных измельчающих устройств, используемых в быту, являются кофемолка, миксер или мясорубка.

2. Многие химические реакции являются экзотермическими, то есть протекают с выделением тепла. С другой стороны, для инициирования многих реакций требуется нагрев до определённых температур. Для этого в производстве используют различные теплообменники, которые позволяют утилизировать тепло химических реакций. Роль теплоносителя чаще всего выполняет вода. Использование тепла химических реакций в технологическом цикле называется **теплообменом** и относится к технологическим принципам организации химического производства.

3. С целью обеспечения наиболее тесного контакта реагирующих веществ в химических производствах, помимо измельчения этих веществ, требуется также их *перемещение относительно друг друга*. Для этого используют **принцип массообмена** и его разновидности — *противоток, поток реагирующих веществ в одном направлении и перемешивание*, чем достигается наибольшая равномерность течения процесса и полнота использования реагирующих веществ. Перемешивание является типичным примером массообмена, ускоряющим процесс естественной диффузии.

4. Большинство химических производственных процессов обратимы. С целью **ускорения химической реакции и увеличения выхода продукта** в производственных условиях подбирают *оптимальные концентрации реагирующих веществ, температуру и давление* (для газообразных веществ). Очень часто для изменения направления реакции используют *катализаторы* (напомним, что использование катализатора не влияет на смещение химического равновесия, так как увеличивает скорость как прямого, так и обратного процессов).

5. Важным технологическим принципом осуществления производственных химических процессов является **принцип непрерывности производственного процесса**, обеспечивающий более высокую производительность труда. Поэтому применение ручных операций, для проведения которых требуется остановка процесса, является нежелательным явлением. С целью обеспечения непрерывности процесса используют *автоматические системы управления (АСУ) и механизацию технологического процесса*.

6. С целью наиболее *полного использования исходного сырья и ресурсов* в химическом производстве применяется также **принцип циркуляции вещества**. За время прохождения через реакционную установку, то есть за один технологический цикл,

исходные вещества не всегда успевают полностью израсходоваться, поэтому непрореагировавшие вещества снова возвращают в аппарат. Например, при синтетическом получении аммиака в контактном аппарате реагирует только 30–37 % смеси азота и водорода; поэтому оставшиеся газы отделяют от образовавшегося жидкого аммиака и с помощью специальных насосов опять направляют в контактный аппарат.

Кроме того, наиболее важный ресурс — вода, также должен использоваться в производственном процессе многократно. С одной стороны, вода используется в технологических процессах для охлаждения продуктов реакции и нагревания исходных веществ, то есть выполняет функции *теплоносителя*, обеспечивая выполнение принципа теплообмена. Такие операции повторяются многократно. С другой стороны, вода используется непосредственно в химических реакциях как растворитель или реагент. Если концентрация загрязняющих веществ в сточных водах не очень высокая, то после очистки реакционная вода также может быть возвращена в технологический цикл.

Циркуляционный принцип использования химических веществ и воды — также один из основных принципов организации современного химического производства.

7. Применение принципа экологической безопасности на химическом производстве обеспечивает защиту окружающей среды. Для реализации этого принципа используется целый комплекс мероприятий, к которым относятся: использование современного очистного оборудования, организация замкнутых сырьевых и ресурсных циклов производства, использование безопасного сырья и др. Подробно методы очистки рассмотрены в теме *"Экологическая безопасность химического производства"*

Практическая часть

Сырьём для получения аммиака являются азот и водород. Источник азота – воздух, источник водорода- природный газ метан – CH_4 Исходную смесь газов берут в соотношении 1 объём N_2 к трём объёмам H_2 .

Реакция синтеза аммиака обратимая, экзотермическая, гомогенная. Реакцию проводят при температуре $450\text{--}500^\circ\text{C}$, используют катализатор- восстановленное железо Fe с примесью оксидов калия K_2O и алюминия Al_2O_3 .

Аммиак в дальнейшем используют для получения азотной кислоты, которая идёт на производство удобрений, лекарств, красителей, пластмасс, искусственных волокон, взрывчатых веществ. Большое количество аммиака расходуется на получение мочевины, являющейся прекрасным азотным удобрением.

Задание: Используя данный материал, вспомните и запишите процессы производства аммиака, заполнив таблицу:

Отрасль промышленности	сырьё	Химические процессы
Производство аммиака		

Стекло – это твёрдый силикатный материал, основным свойством которого являются прозрачность и химическая стойкость.

Стекло получают варкой шихты (сырьевой смеси, состоящей из песка, соды и известняка) в специальных стекловаренных печах.

Иногда в стекло вводят вещества, способствующие его помутнению –

« глушители», например флюорид кальция CaF_2 . сильно заглуженное стекло, оно белого цвета, называют молочным и используют прежде всего для изготовления светильников.

При добавлении оксида свинца получают хрустальное стекло. Оксид хрома окрашивает стекло в зелёный цвет, оксид кобальта в синий и т.д.

Задание: Используя данный материал, вспомните и запишите процессы производства стекла, заполнив таблицу:

Отрасль промышленности	сырьё	Химические процессы
Производство стекла		

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

Химическая промышленность и окружающая среда

Цель практического занятия

Актуализировать и систематизировать знания о влиянии химического производства на окружающую среду

Методический материал

На протяжении столетий человек своей деятельностью загрязняет биосферу.

Существует три основных источника, которые отравляют окружающую среду:

- химическая промышленность;
- котельные бытового типа;
- используемый транспорт.

Давно научно признан тот факт, что больше всех остальных окружающую среду загрязняет промышленный химический комплекс. Основные источники загрязнений – производства, которые выбрасывают в открытую атмосферу оксиды различных газов и тяжелых металлов.

Помимо этого опасные испарения попадают в воздух путем процесса сжигания топлива для различных производственных нужд, горения частиц и переработки как бытовых, так и промышленных отходов.

Атмосферные загрязнения бывают двух типов: первичные и вторичные, которые делят еще на несколько типов:

- аэрозольные;
- фотохимические смоги;
- технические проблемы над осуществлением контроля выброса в атмосферу опасных веществ.

Загрязнения природных источников вод и почвы делятся на неорганические и органические, например:

- пестициды;
- дампинг;
- тяжелые металлы;
- поверхностно-активные вещества;
- тепловые загрязнения;
- кислотные выпадения.

Химическая промышленность и охрана окружающей среды очень тесно взаимосвязаны.

Если раньше, до того как химическая промышленность начала активно развиваться, она не так сильно влияла на общую обстановку, то теперь каждый предприниматель, открывающий производство подобного профиля, должен понимать, что все его действия могут иметь определенные последствия. Особенно это касается тех, кто начинает работать с опасными для людей и окружающей среды химическими веществами.

Кроме того, химические вещества могут значительно помочь в охране окружающей среды. Если направить исследования в нужное русло, можно значительно облегчить работу определенных предприятий.

Практическая часть

Студенты готовят презентацию на тему «химический элемент»

Каждый студент выбирает себе элемент из периодической системы химических элементов и готовит презентацию по следующему плану:

1. история открытия элемента
2. физические свойства
3. химические свойства
4. применение (в промышленности, в медицине и в других областях)

Время для доклада 5 минут.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

Предмет органической химии. Теория строения органических вещества.
Химическая связь в органических соединениях

Цель практического занятия

Познакомить обучающихся с историей и предпосылками создания теории строения органических веществ, рассмотреть основные положения теории

Методический материал

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЕОРИИ ХИМИЧЕСКОГО СТРОЕНИЯ А.М. БУТЛЕРОВА

1 ПОЛОЖЕНИЕ:

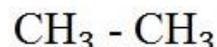
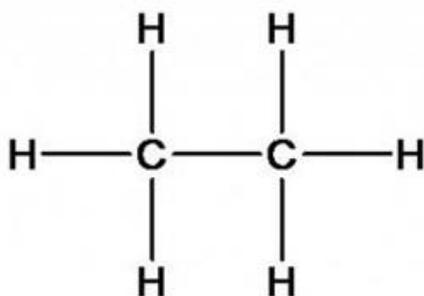
Атомы в молекулах соединены друг с другом в определенной последовательности согласно их валентностям.

Органические вещества образуют углеродные цепи, в которых углерод всегда имеет валентность IV.

2 ПОЛОЖЕНИЕ

Свойства веществ определяются не только их качественным и количественным составом, но и химическим строением молекулы (порядком связи атомов друг с другом).

СТРУКТУРНАЯ ФОРМУЛА, ИЛИ ФОРМУЛА СТРОЕНИЯ - схематическое изображение строения молекулы, показывающее последовательность соединения атомов и функциональных групп



Сокращенная структурная формула этана

Развернутая структурная формула этана

3 ПОЛОЖЕНИЕ

По свойствам можно описать строение его молекулы, а по строению молекулы - предсказать свойства вещества.

4 ПОЛОЖЕНИЕ

Атомы и группы атомов в молекуле оказывают взаимное влияние друг на друга, причем влияние ослабевает при увеличении расстояния между ними. Это отражается на химических и физических свойствах вещества.

ИЗОМЕРЫ

вещества, имеющие одинаковый состав (число атомов каждого типа), но разное взаимное расположение атомов – разное строение, а, следовательно, и свойства. Возможность образовывать изомеры называется изомерией.

ВИДЫ ИЗОМЕРИИ

1. структурная
2. пространственная (стереоизомерия).

СТРУКТУРНАЯ ИЗОМЕРИЯ И ЕЕ ВИДЫ

Структурные изомеры отличаются друг от друга порядком связей между атомами в молекуле;

1. ИЗОМЕРИЯ УГЛЕРОДНОГО СКЕЛЕТА:

вещества различаются строением углеродной цепи, которая может быть линейная или разветвленная.

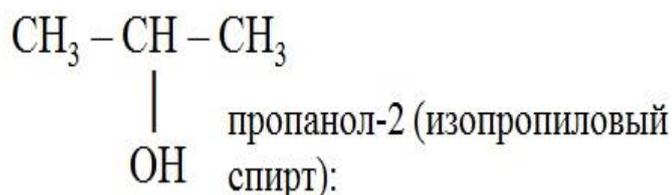
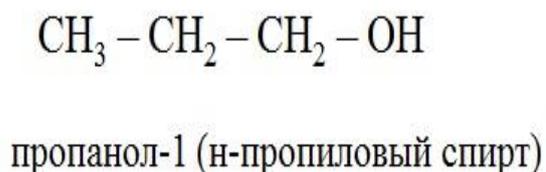
Веществ с молекулярной формулой C_4H_{10} существует два:

н-бутан (с линейным скелетом): $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$	и изобутан, или 2-метилпропан: $CH_3 - CH - CH_3$ CH_3
---	---

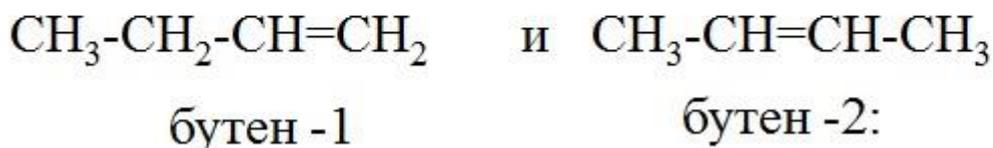
2. ИЗОМЕРИЯ ПОЛОЖЕНИЯ

обусловлена различным положением кратной связи или функциональной группы при одинаковом углеродном скелете молекул.

Например:
 C_3H_8O :



C_4H_8 бутен -1, бутен -2:



3. МЕЖКЛАССОВАЯ ИЗОМЕРИЯ

вещества из разных классов веществ имеют одинаковую общую формулу.

ПАРЫ МЕЖКЛАССОВЫХ ИЗОМЕРОВ:

C_nH_{2n} - алкены и циклоалканы

C_nH_{2n-2} - алкины и алкадиены (и циклоалкены)

C_nH_{2n+2O} - спирты и простые эфиры

C_nH_{2nO} - альдегиды и кетоны, а также: циклические спирты, циклические эфиры, непредельные спирты и эфиры

$C_nH_{2nO_2}$ - карбоновые кислоты и сложные эфиры

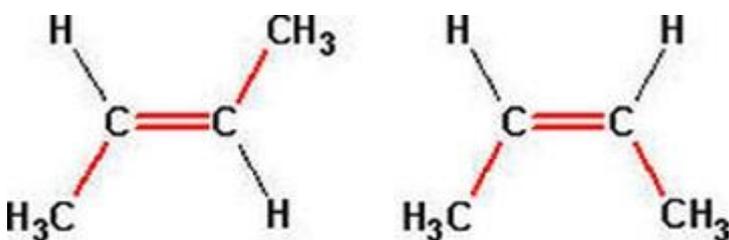
ПРОСТРАНСТВЕННАЯ ИЗОМЕРИЯ И ЕЕ ВИДЫ

стереоизомеры отличаются расположением атомов в пространстве при одинаковом порядке связей между ними.

1. ГЕОМЕТРИЧЕСКАЯ ИЗОМЕРИЯ (ИЛИ ЦИС-ТРАНС-ИЗОМЕРИЯ)

Геометрическая изомерия свойственна соединениям, содержащим двойные связи $C=C$ и циклопарафинам.

Заместители могут быть расположены либо по одну сторону плоскости двойной связи или цикла (цис-положение), либо по разные стороны (транс-положение).



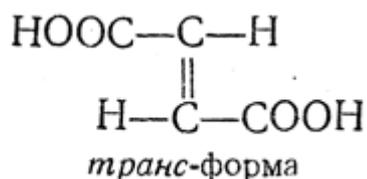
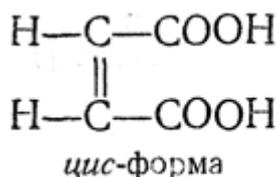
транс- бутен-2

цис-бутен-2

Геометрические изомеры различаются по физическим свойствам (температурам кипения и плавления, растворимости и др

Некоторые физические свойства малеиновой и фумаровой кислот

Свойства	Малеиновая кислота (цис-форма)	Фумаровая кислота (транс-форма)
Температура плавления, °С	130	286
Растворимость в 100 г воды при 20 °С, г	78,8	0,7



2. ОПТИЧЕСКАЯ ИЗОМЕРИЯ

свойственна молекулам органических веществ, не совмещающимся со своим зеркальным отображением (т. е. с молекулой, соответствующей этому зеркальному отображению). Это кислоты, спирты, углеводы и др.



СТРУКТУРНАЯ ИЗОМЕРИЯ

1.изомерия углеродного скелета.

Число изомеров в ряду алканов

Молекулярная формула	Число структурных изомеров
CH_4	1
C_2H_6	1
C_3H_8	1
C_4H_{10}	2
C_5H_{12}	3
C_6H_{14}	5
C_7H_{16}	9
C_8H_{18}	18
C_9H_{20}	35
$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	75
$\text{C}_{15}\text{H}_{32}$	4347

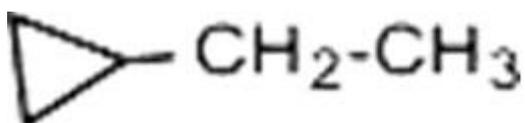
ИЗОМЕРИЯ ЦИКЛОАЛКАНОВ

СТРУКТУРНАЯ

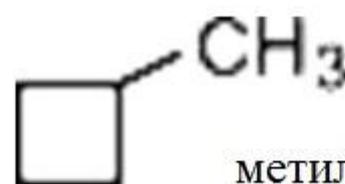
ИЗОМЕРИЯ:

1. Изомерия углеродного скелета

а) число углеродных атомов в кольце:

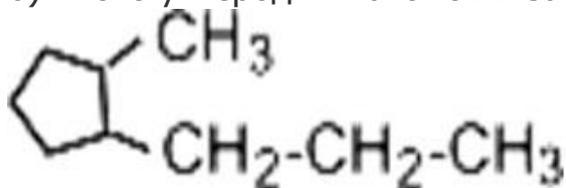


этилциклопропан

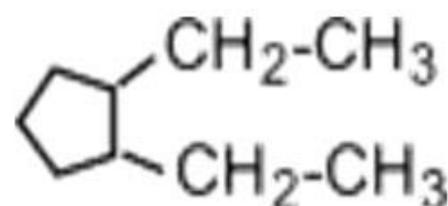


метилциклобутан

б) число углеродных атомов в заместителях:

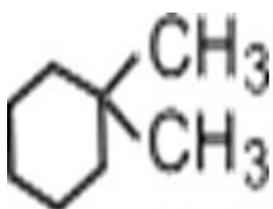


1-метил-2-пропилциклопентан

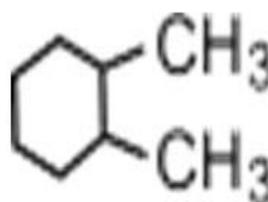


1,2-диэтилциклопентан

в) положение заместителя в кольце:

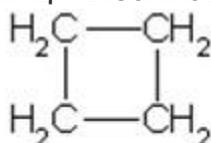
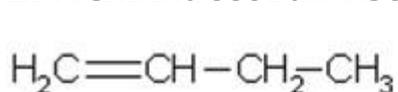


1,1-диметилциклогексан



1,2-диметилциклогексан

2. Межклассовая изомерия: циклоалканы изомерны алкенам.

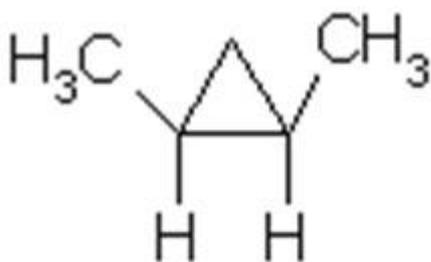


бутен - 1 и циклобутан

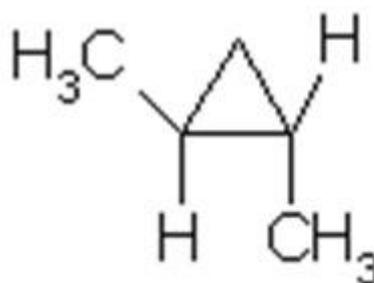
ПРОСТРАНСТВЕННАЯ ИЗОМЕРИЯ

Цис-транс-изомерия:

Например, в молекуле 1,2-диметилциклопропана две группы CH_3 могут находиться по одну сторону от плоскости цикла (цис-изомер) или по разные стороны (транс-изомер):



цис-изомер



транс-изомер

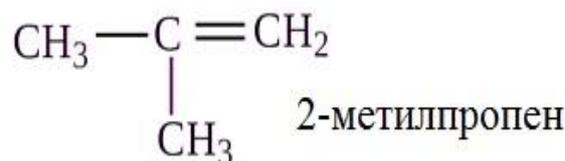
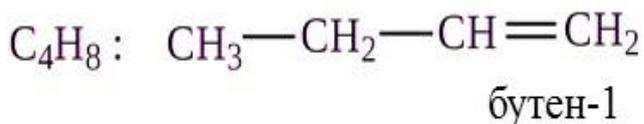
ИЗОМЕРИЯ АЛКЕНОВ:

СТРУКТУРНАЯ

ИЗОМЕРИЯ

1. Изомерия углеродного скелета:

(начиная с C_4H_8 – бутен и 2-метилпропен)



2. Изомерия положения кратной связи:



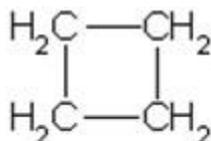
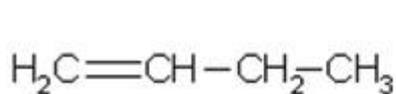
бутен-1



бутен-2

3. Межклассовая изомерия:

с циклоалканами (начиная с пропена): C_4H_8 - бутен и циклобутан.

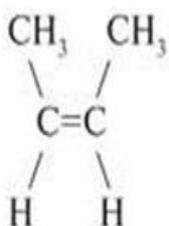


бутен - 1 и циклобутан

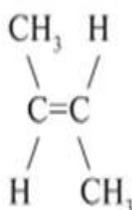
ПРОСТРАНСТВЕННАЯ ИЗОМЕРИЯ:

Из-за того, что вокруг двойной связи невозможно свободное вращение, становится возможной **цис-транс-изомерия**.

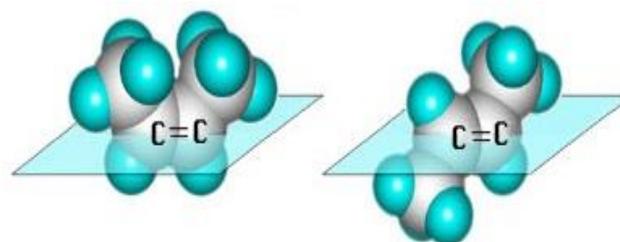
Алкены, имеющие у каждого из двух атомов углерода при двойной связи различные заместители, могут существовать в виде двух изомеров, отличающихся расположением заместителей относительно плоскости п-связи:



цис-изомер



транс-изомер

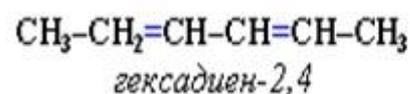
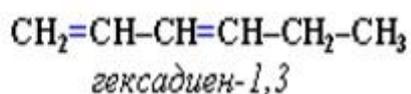


цис-изомер

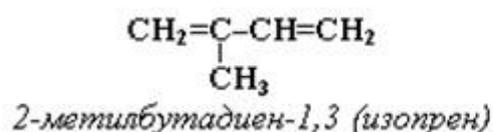
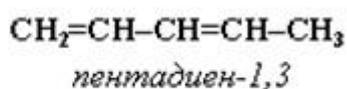
транс-изомер

ИЗОМЕРИЯ ДИЕНОВ

1. Изомерия положения двойных связей:

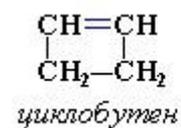
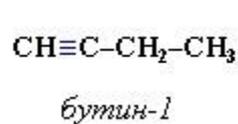
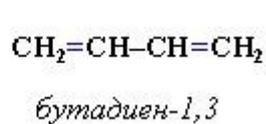


2. Изомерия углеродного скелета:



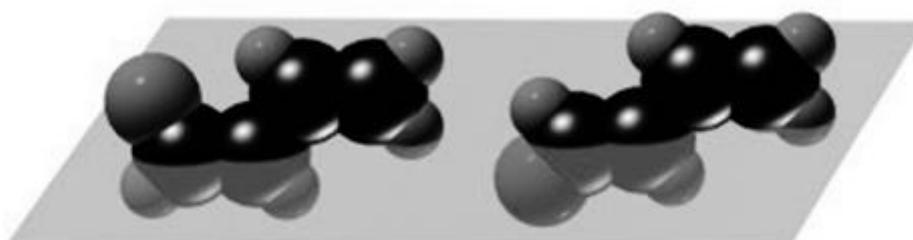
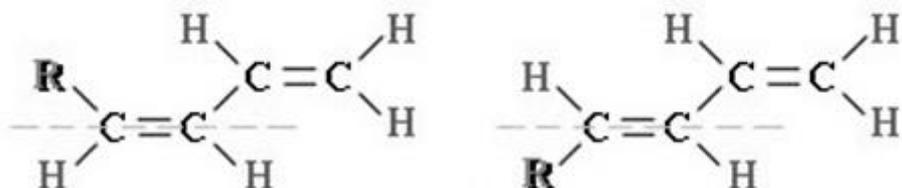
3. Межклассовая изомерия с алкинами и циклоалканами.

Например, формуле C_4H_6 соответствуют следующие соединения:



4. Пространственная изомерия: цис-транс-изомерия.

Пространственные изомеры диенов

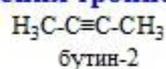
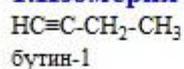


цис-изомер

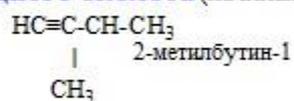
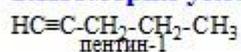
транс-изомер

ИЗОМЕРИЯ АЛКИНОВ.

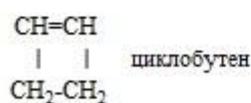
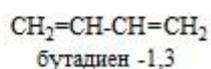
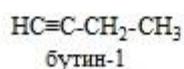
1. Изомерия положения тройной связи (начиная с C_4H_6):



2. Изомерия углеродного скелета (начиная с C_5H_8):



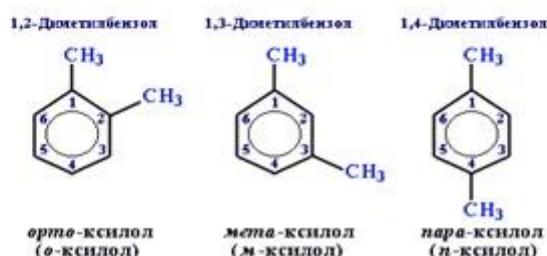
3. Межклассовая изомерия с алкадиенами (начиная с C_3H_4) и циклоалкенами (начиная с C_4H_6):



ИЗОМЕРИЯ АРЕНОВ.

Изомерия заместителей.

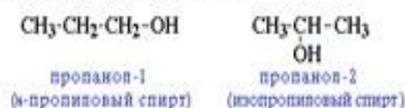
Для ароматического углеводорода C_8H_{10} существуют 4 изомера: орто-, мета- и пара-ксилолы и этилбензол.



ИЗОМЕРИЯ СПИРТОВ.

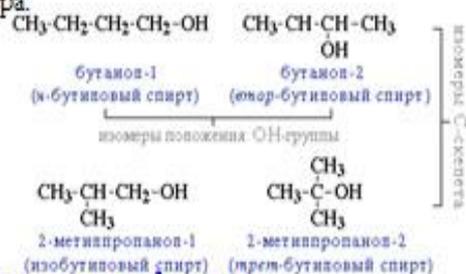
Структурная изомерия:

1. изомерия положения OH-группы (начиная с C_3);



2. углеродного скелета (начиная с C_4);

C_4H_9OH соответствует 4 структурных изомера:



3. межклассовая изомерия с простыми эфирами

(например, этиловый спирт CH_3CH_2-OH и диметиловый эфир CH_3-O-CH_3).

4. Оптическая изомерия

ИЗОМЕРИЯ ФЕНОЛОВ

Структурная изомерия

1. изомерия положения гидроксогруппы

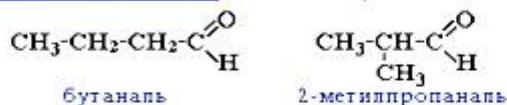
2. Межклассовая изомерия

Фенолы изомерны ароматическим спиртам

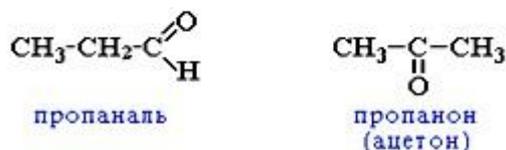
$C_6H_4(CH_3)OH$ – крезол и $C_6H_5-CH_2-OH$ бензиловый спирт

ИЗОМЕРИЯ АЛЬДЕГИДОВ:

1. изомерия углеродного скелета, начиная с C₄



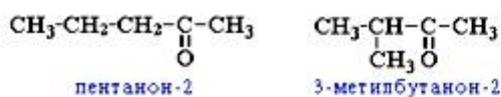
2. межклассовая изомерия с кетонами, начиная с C₃



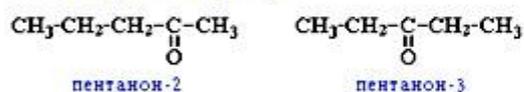
3. Оптическая изомерия

ИЗОМЕРИЯ КЕТОНОВ:

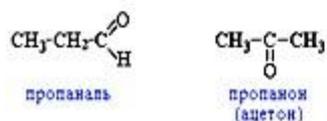
1. углеродного скелета (с C₅)



2. положения карбонильной группы (с C₅)



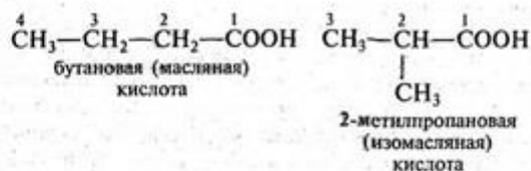
3. межклассовая изомерия (с альдегидами).



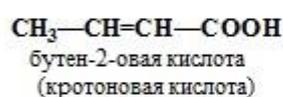
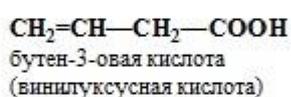
ИЗОМЕРИЯ КАРБОНОВЫХ КИСЛОТ.

1. Изомерия углеродной цепи.

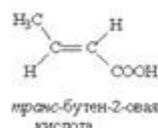
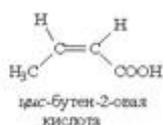
Начинается с **бутановой кислоты** (C_4H_8COOH), которая существует в виде двух изомеров: масляной (бутановой) и изомасляной (2-метилпропановой) кислот.



2. Изомерия положения кратной связи в непредельных кислотах, например:



3. Цис-, транс-изомерия в непредельных кислотах, например:

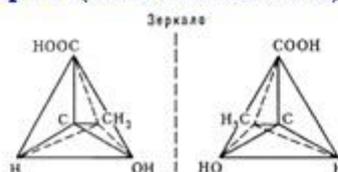


4. Межклассовая изомерия:

Карбоновые кислоты изомерны сложным эфирам:

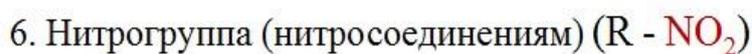
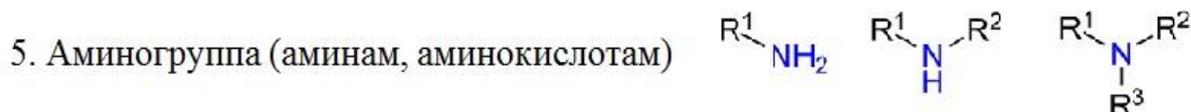
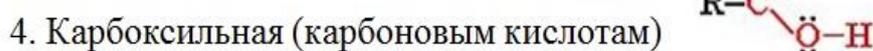
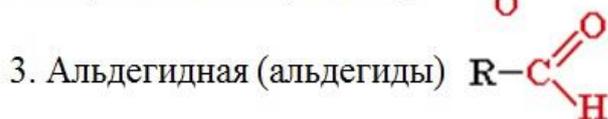
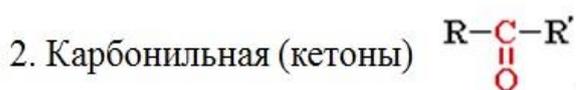
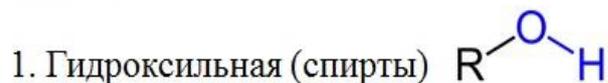
Уксусная кислота CH_3COOH и метилформиат $HCOOCH_3$

5. Оптическая изомерия (молочная кислота)



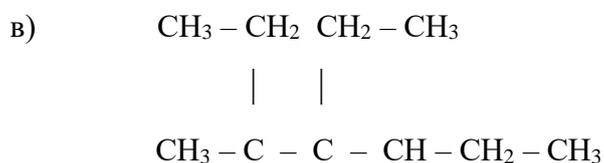
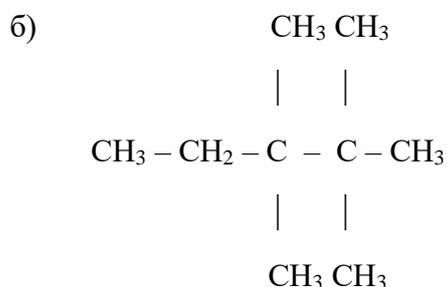
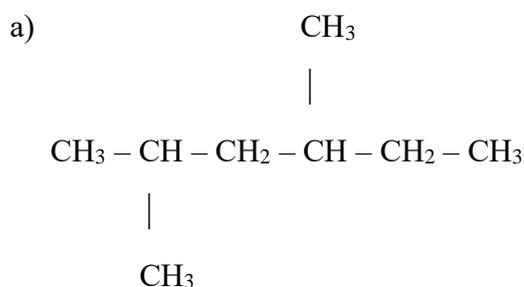
ФУНКЦИОНАЛЬНАЯ ГРУППА это группа атомов, определяющая физические и химические свойства органического вещества.

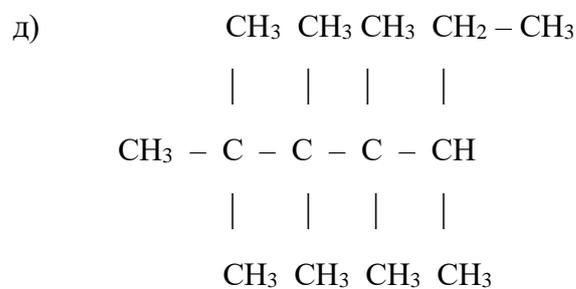
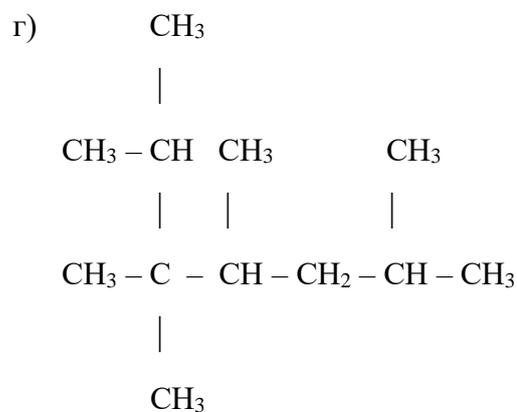
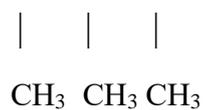
В составе органических веществ чаще всего встречаются следующие функциональные группы:



Практическая часть

1. Назовите приведенные ниже углеводороды по международной номенклатуре IUPAC:

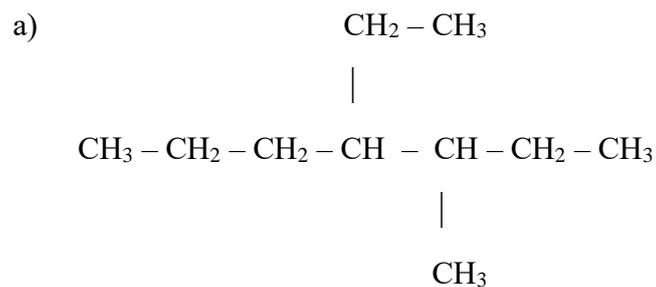


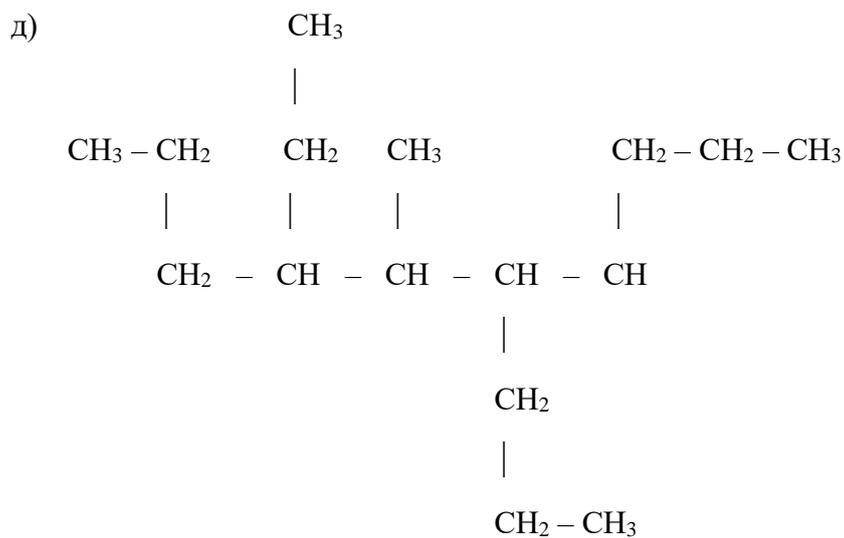
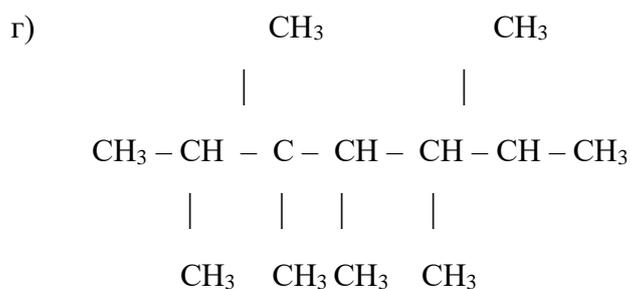
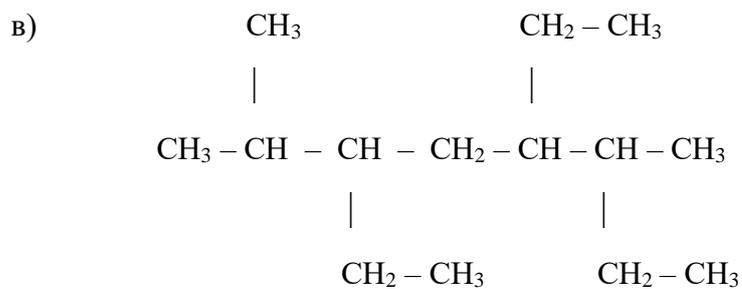
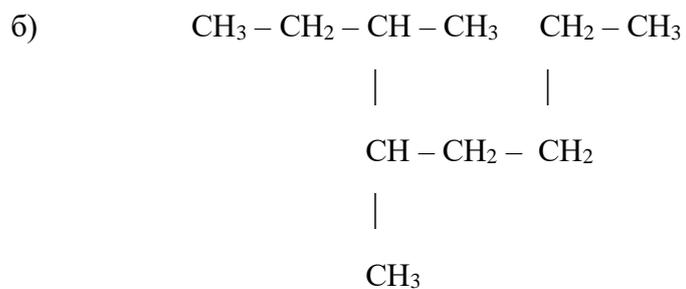


2. Напишите структурные формулы соединений по их названиям:

- 2,4-диметилгексан;
- 2-метил-3,5-дипропилнонан;
- 2-бром-3-метил-3,4-диэтилоктан;
- 2,4-дихлор-2,3,4,5-тетраметил-3-бутилгептан.

3. Назовите приведенные ниже углеводороды по международной номенклатуре IUPAC:





4. Напишите структурные формулы соединений по их названиям:

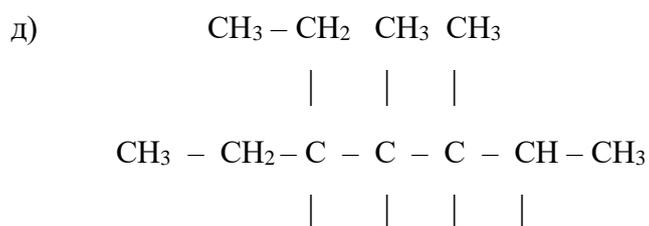
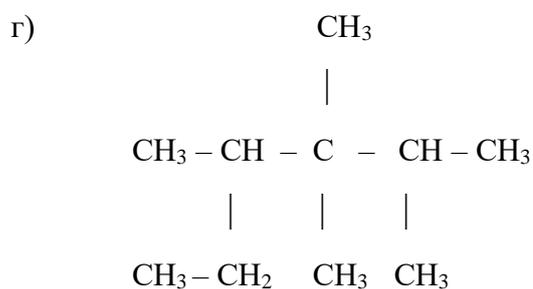
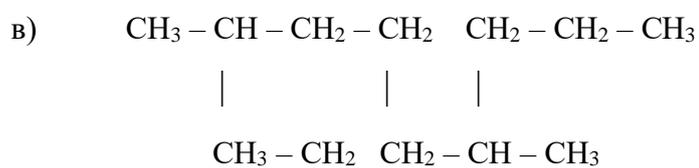
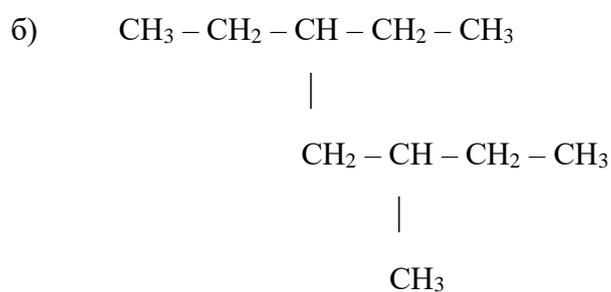
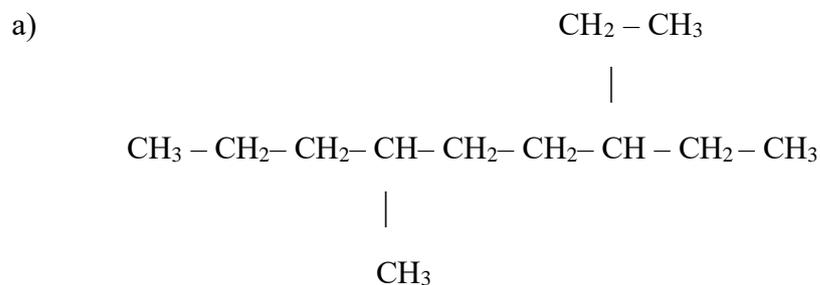
а) 2,2,3,3-тетраметилбутан;

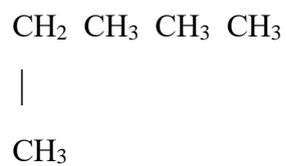
б) 3-метил-3,5-диэтилгексан;

в) 3-бром-2,3,4-триметилнонан;

г) 4-хлор-3,4,5,5,6,7-гексаметил-2-бутилдекан.

5. Назовите приведенные ниже углеводороды по международной номенклатуре IUPAC:





6. Напишите структурные формулы соединений по их названиям:

- а) 2,3-диметилпентан;
- б) 2-иод-4-метил-3-этилдекан;
- в) 1-бром-2,3-диметилбутан;
- г) 4-хлор-2,2,3,3,5-пентаметилнонан.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

Классификация и номенклатура органических соединений

Цель практического занятия

Познакомить учащихся с тривиальными названиями и рациональной номенклатурой; дать общее представление об основных принципах формирования названий органических соединений по международной номенклатуре; формировать умение называть органические соединения по международной номенклатуре.

Методический материал

Кроме международной номенклатуры в органической химии используются:

тривиальные (исторически сложившиеся) названия: уксусная кислота, глицерин (от греч. *glykys* - сладкий), формальдегид (от лат. *formika* – муравей). Химики и сейчас редко называют ацетилен этином, а муравьиную кислоту – метановой.

Рациональная номенклатура, согласно которой соединение рассматривалось как производное наиболее типичного представителя класса:

метилацетилен, димитилэтилен и др.

Число органических соединений растёт в геометрической прогрессии. Химикам разных стран стало трудно общаться, поскольку одни и те же вещества имели разные названия, а под одним названием подразумевали несколько веществ. Химики всех стран, входящих в Международный союз теоретической и прикладной химии (ИЮПАК) создали специальный комитет, который выработал основы *единой для всех органических веществ* номенклатуры. Эту номенклатуру называют **международной** или **номенклатурой ИЮПАК**.

Основы международной номенклатуры органических соединений.

Для того чтобы уметь пользоваться ею, нужно совсем немного:

- Знать сведения таблицы 3. «Основные классы органических соединений» и уметь ими пользоваться. (Перепишите на плотную бумагу эту таблицу, сделайте себе карточку-подсказку).
- Хорошо знать названия первых представителей гомологического ряда предельных углеводородов (от метана до декана) и радикалов. (Сделайте на обратной стороне другую карточку-подсказку):

Названия алканов и их радикалов

Состав алкана	Название	Радикал	Название
C_nH_{2n+2}	алкан	$-C_nH_{2n+1}$	алкил
CH_4	метан	$-CH_3$	метил
C_2H_6	этан	$-C_2H_5$	этил
C_3H_8	пропан	$-C_3H_7$	пропил
C_4H_{10}	бутан	$-C_4H_9$	бутил
C_5H_{12}	пентан	$-C_5H_{11}$	амил
C_6H_{14}	гексан	$-C_6H_{13}$	гексил
C_7H_{16}	гептан	$-C_7H_{15}$	гептил
C_8H_{18}	октан	$-C_8H_{17}$	октил
C_9H_{20}	нонан	$-C_9H_{19}$	нонил

$C_{10}H_{22}$	декан	$-C_{10}H_{21}$	децил
----------------	-------	-----------------	-------

- Хорошо знать **алгоритм названия веществ ациклического строения:**

1. Выбрать самую длинную углеродную цепь.
2. Пронумеровать её с той стороны, к которой ближе радикалы, или старший заместитель, или кратная связь (в зависимости от класса вещества).

Порядок старшинства основных групп указан на странице 36 учебника.

3. Указать в *префиксе* (те же приставки, но специфические, химические)

положение (номер атома углерода) и **название** радикала, заместителя, функциональной группы в алфавитном порядке.

4. **Записать корень**, соответствующий числу атомов углерода в главной цепи.

5. Если есть **двойная связь**, то после корня поставить *суффикс -ен* с указанием **положения связи в цепи**; для **тройной связи** использовать

суффикс -ин. Если кратных связей нет – *суффикс -ан*.

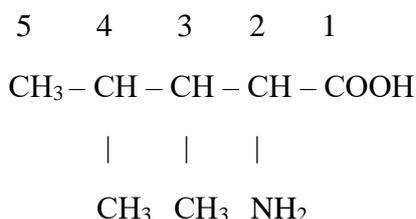
6. После этого указать **суффикс**, соответствующий кетону, альдегиду или кислоте, если есть соответствующие функциональные группы. Для кетонов указывается положение функциональной группы.

7. Если в веществе несколько одинаковых радикалов, заместителей, связей или функциональных групп, то они называются вместе, с использованием числительных:

2 – **ди**, 3 – **три**, 4 – **тетра** и т.д.

8. При написании названия все цифры отделяются друг от друга запятыми, а от букв – дефисами.

Пример:



2-амино – 3,4 – диметилпентановая кислота.

1. Поскольку в главной цепи пять атомов углерода, основа названия - **пентан**.

2. В молекуле есть функциональная группа – **-COOH** карбоксильная . На её присутствие указывает **-овая кислота**

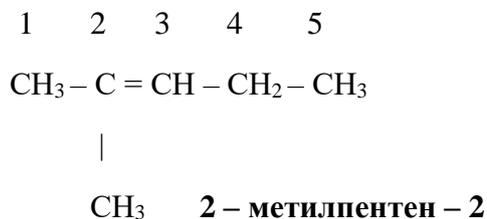
3. В главной цепи есть три заместителя:

амино –группа, её положение указывается цифрой **2**,

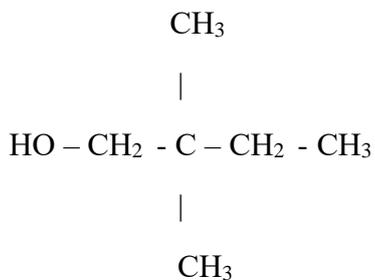
и две метильные группы. На число метильных групп указывает частица *ди-*, а на положение в цепи цифры **3,4**. Между цифрами есть запятая, цифры от букв отделены дефисом.

Практическая часть

Расшифруйте название вещества, формула которого:



1. В главной цепочке **5** углеродных атомов, поэтому основа названия – **пентан** (по названию соответствующего алкана).
2. Так как в молекуле имеется **двойная** связь, *суффикс -ан* в основе названия изменяется на – **ен**.
3. После основы названия указано положение двойной связи в цепи: она начинается от **второго** углеродного атома.
4. В главной цепи имеется один заместитель - **метил CH₃**. Он называется перед основной названия с указанием положения в цепи: при **втором** атоме углерода.



3. Составьте формулу вещества: **2,3 – диметилбутен – 1**.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

Состав и строение алканов. Свойства и применение.

Цель практического занятия

Познакомить учащихся с особенностями строения, гомологическим рядом, изомерией, номенклатурой алканов, их получением

Методический материал

1. Гомологический ряд алканов

Метан	CH_4		CH_3-	Метил
Этан	CH_3-CH_3	C_2H_6	CH_3-CH_2-	Этил
Пропан	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	C_3H_8	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	н-Пропил
н-Бутан	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	C_4H_{10}	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{CH}_2-$	н-Бутил
н-Пентан	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_3-\text{CH}_3$	C_5H_{12}	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_3-\text{CH}_2-$	н-Пентил
н-Гексан	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}_3$	C_6H_{14}	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}_2-$	н-Гексил
н-Гептан	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_5-\text{CH}_3$	C_7H_{16}	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_5-\text{CH}_2-$	н-Гептил
н-Октан	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_6-\text{CH}_3$	C_8H_{18}		
н-Нонан	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_7-\text{CH}_3$	C_9H_{20}		
н-декан	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_8-\text{CH}_3$	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$		

«н» - нормального (неразветвленного строения)

MyShared

Физические свойства

Название

Название	Температура кипения и состояние (при н.у.)
Метан	-161,6
Этан	-88,6
Пропан	-42,1
Бутан	-0,5
Пентан	+36,07
Гексан	+68,7
Гептан	+98,5
Октан	+125,6
Нонан	+150,7
Декан	+174,0

Газы

Жидкости

С увеличением относительных молекулярных масс предельных углеводородов закономерно повышаются их температуры кипения и плавления.

Ppt4WEB.ru

Строение метана

- Для алканов характерна sp^3 -гибридизация;
- Длина C-C – связи = 0,154 нм
- Углы между орбиталями = $109^\circ 28'$

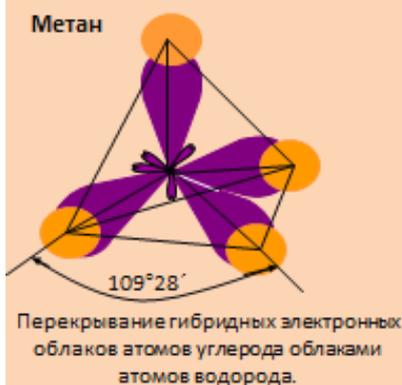
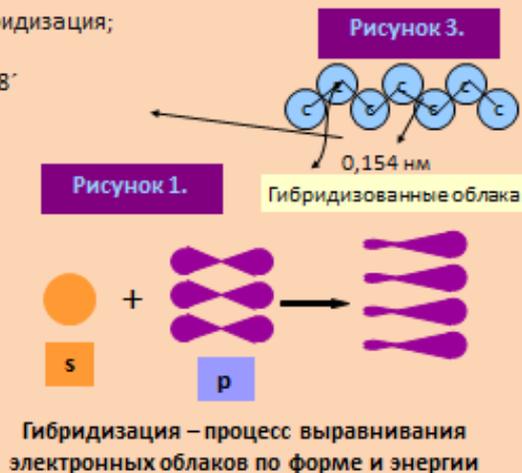


Рисунок 2.



Практическая часть

1. Общая формула алканов.

- А. C_nH_{2n-2} В. C_nH_{2n}
Б. C_nH_{2n+2} Г. C_nH_{2n+1}

2. В пропане связи между атомами углерода.

- А. одинарные В. тройные
Б. двойные Г. полуторные

3. Тип гибридизации.

- А. sp В. sp^2
Б. sp^3 Г. sp^4

4. Угол между атомами углерода в алканах.

- А. 120° В. 110°
Б. 109° Г. 90°

5. Принадлежность к алканам можно определить по суффиксу.

- А. -ан В. -ин
Б. -ен Г. - диен

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

Непредельные углеводороды. Свойства и применение

Цель практического занятия

Развитие знаний учащихся о непредельных углеводородах при знакомстве с простейшими представителями данных углеводородов, особенностями их строения и изомерами и изомерией.

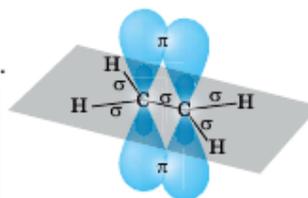
Методический материал

Алкены (этиленовые углеводороды)

Алкены — углеводороды, содержащие двойную связь C=C (одна σ — прочная, другая π — значительно слабее).

$C_n H_{2n}$
общая формула
алкенов

- > sp^2 -гибридизация атомов углерода, соединенных двойной связью;
- > 120° — валентный угол;
- > длина связи C=C 0,134 нм.



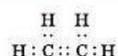
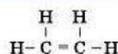
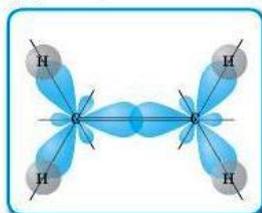
Номенклатура

суффикс **-ен**

Виды изомерии

- > разветвление углеродного скелета;
- > положение двойной связи;
- > межклассовая (с циклоалканами);
- > пространственная (цис- и транс-изомеры).

C_2H_4 — этен, этилен

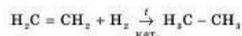


- > бесцветный газ
- > легче воздуха
- > малорастворим в воде

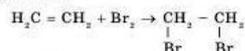
Химические свойства алкенов

Реакции присоединения

- > гидрирование:

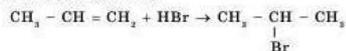


- > галогенирование:



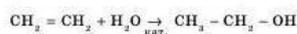
Обесцвечивание бромной воды — качественная реакция на кратную связь.

- > гидрогалогенирование:

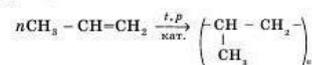


Происходит по правилу Марковникова: атом H из HHal или из H_2O (H-OH) присоединяется к атому C с большим количеством H.

- > гидратация:



- > полимеризация:

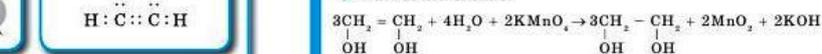


Реакции окисления

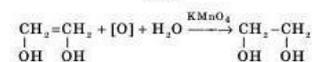
- > неполное окисление (горение):



- > мягкое окисление:



или



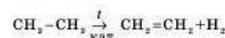
этиленгликоль

Обесцвечивание раствора перманганата калия — качественная реакция на кратную связь.

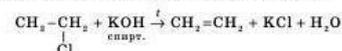
Получение алкенов

- > крекинг нефти:
 - термический (600–700 °C)
 - каталитический (300–500 °C)

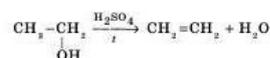
- > дегидрирование алканов:



- > дегидрогалогенирование алкилгалогенидов:



- > дегидратация спиртов:



Дегидратация и дегидрогалогенирование происходят по правилу Зайцева: атом водорода отщепляется от атома C с меньшим количеством H.

1. Чтобы назвать непредельный углеводород **нужно помнить**, что окончание у алкенов-**ен** (или -илен), алкадиенов –**диен**, алкинов– **ин**.

Например:

алкан–бутан
алкен – бут**ен** (или бут**илен**)
алкадиен – бута**диен**
алкин–бут**ин**.

1. Чтобы назвать непредельный углеводород необходимо:

а) выбрать самую длинную углеродную цепь и пронумеровать её, с того края, **где ближе кратная связь** (двойная или тройная)

б) цифрами указать **местоположение радикалов** и назвать их

в) цифрой указать **местоположение кратной связи**

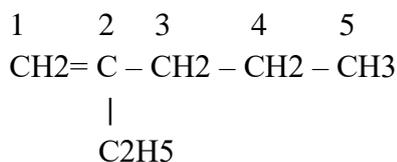
г) назвать углеводород (см. гомолог.ряд), не забыв подставить **нужное окончание (см. выше)**.

Например:

Задание: назовите по международной (систематической или системе ИЮПАК) углеводород $\text{CH}_2=\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$



- выбираем **самую длинную углеродную цепь**, содержащую двойную связь, **нумеруем** её с того края, где **ближе двойная связь**



- указываем **цифрой** местоположение **радикала** и называем его

2- этил

- **цифрой** указываем местоположение **двойной связи** и называем углеводород, добавляя окончание **ен**(или - илен)

1-пент**ен** (1 -пентил**ен**)

- в итоге название данного углевода будет выглядеть так:

2-этил- 1- пентен.

Практическая часть

1. Напишите формулы соединений: а) 3,3 – диметил – 1- пентен;

б) 3-метил – 4 –этил-2-гексен; в) 2,3 – диметил -2- пентен.

2. Определите молекулярную формулу этиленового углеводорода, массовая доля углерода, в котором 85,7%, плотность по водороду его составляет 21.

3. Изобразите электронную формулу пропилена.

4. Напишите структурные формулы следующих углеводородов:

а) 4,4 – диметил-2- пентин; б) 3- метил -1-бутин;

в) 3-метил-4-этил -1- пентин.

5. Для алкина 1- пропин напишите две структурные формулы гомологов, назовите их.

6. К приведённой схеме напишите уравнения реакций и назовите исходные и полученные вещества:



ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

Бензол и его гомологи. Свойства ароматических углеводородов

Спирты и фенолы

Цель практического занятия

Ввести понятие об ароматичности связи и обуславливаемых ею химических свойствах, особенностях электронного строения молекулы бензола

Методический материал

Ароматические углеводороды (арены) – это углеводороды, в молекулах которых содержится одно или несколько бензольных колец, представляющих собой циклическую группу из шести атомов углерода с особым характером связи.

Общая формула аренов C_nH_{2n-6} , где $n \geq 6$

Название ароматические углеводороды получили из-за приятного запаха ароматных бальзамов, из которых они были впервые получены.

Классификация ароматических углеводородов представлена на рисунке 1, а изомерия, номенклатура гомологов представлена на рисунке 2, строение простейшего арена бензола – на рисунке 3.

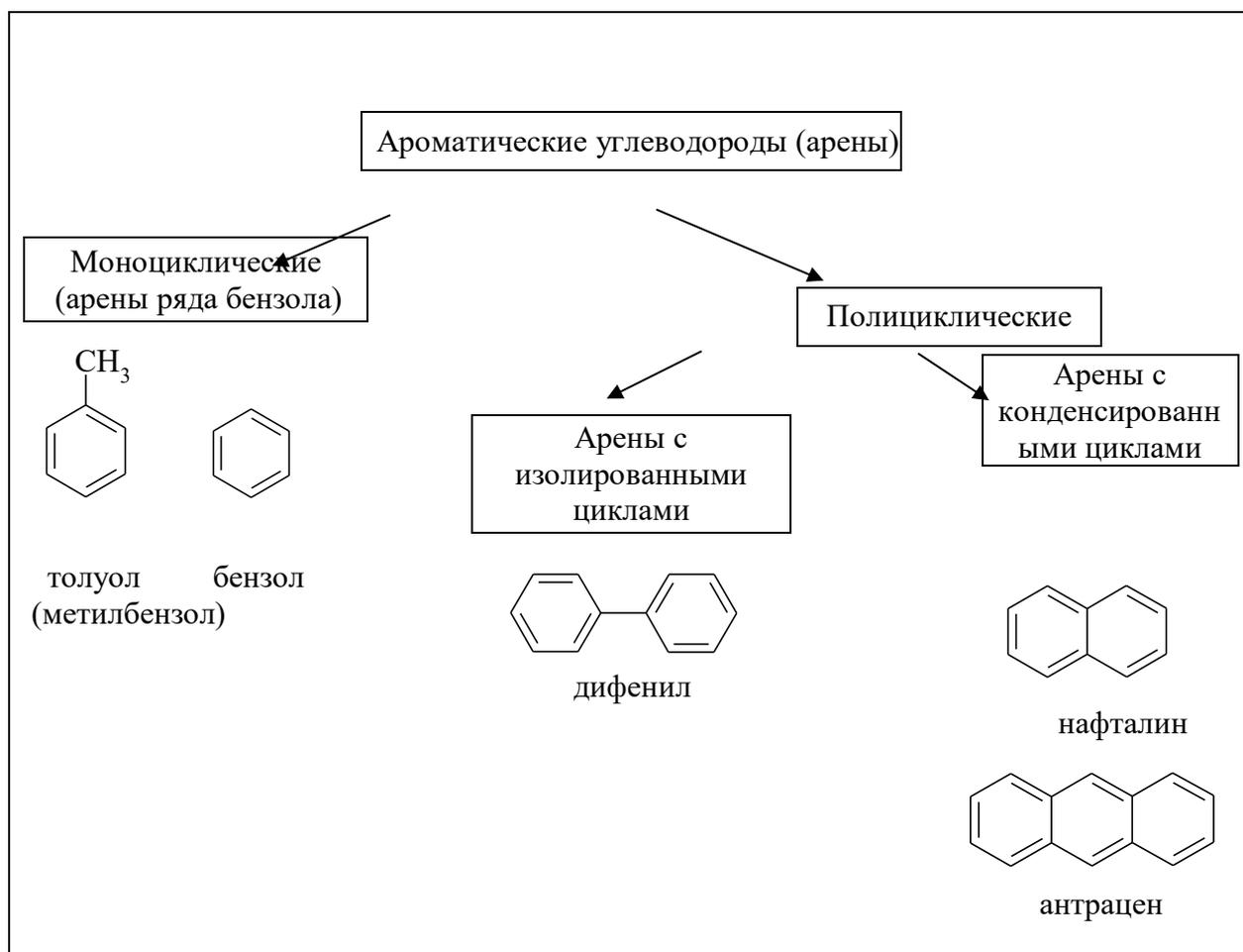


Рисунок 1 - Классификация ароматических углеводородов

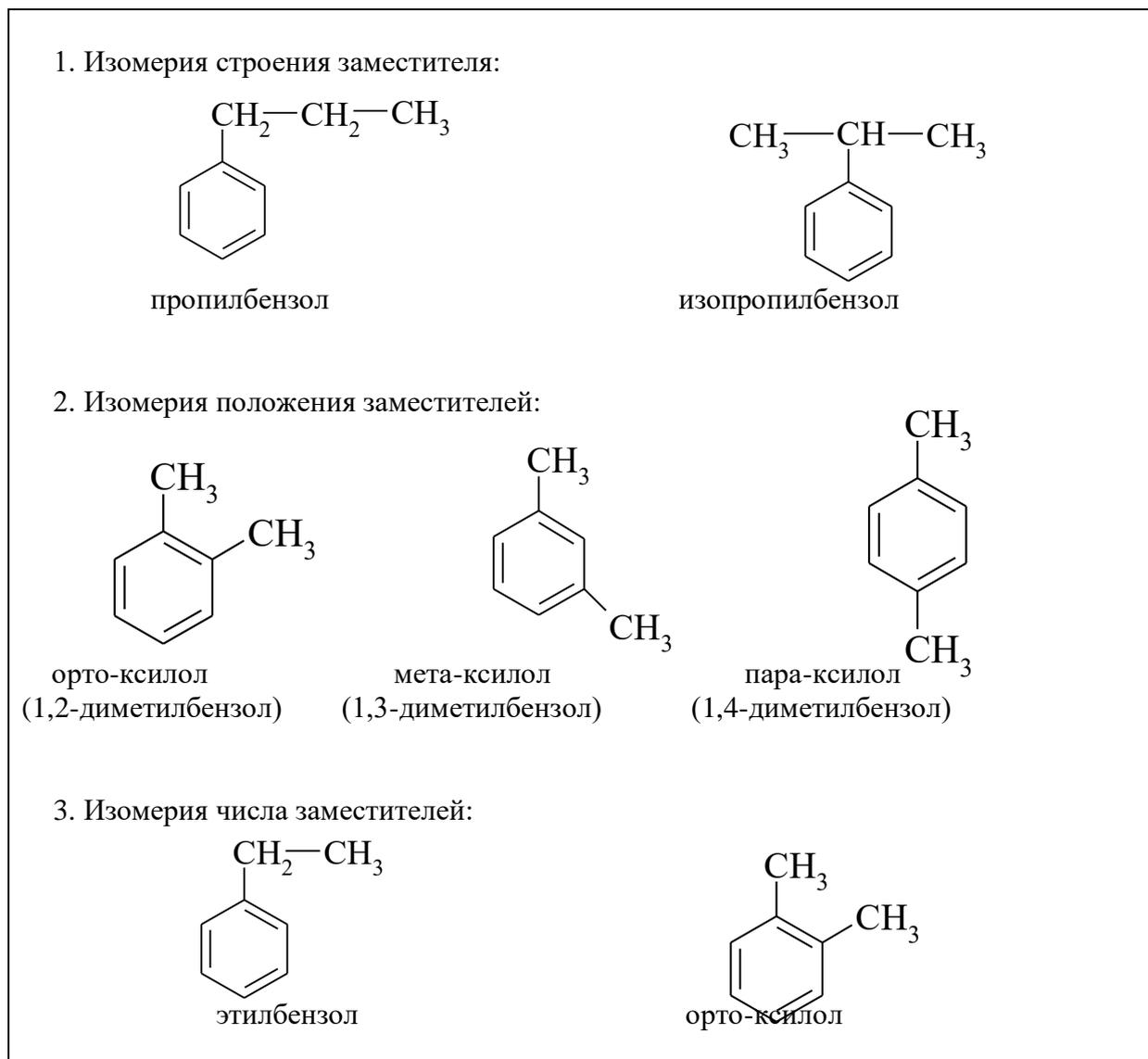


Рисунок 2- Изомерия и номенклатура гомологов бензола

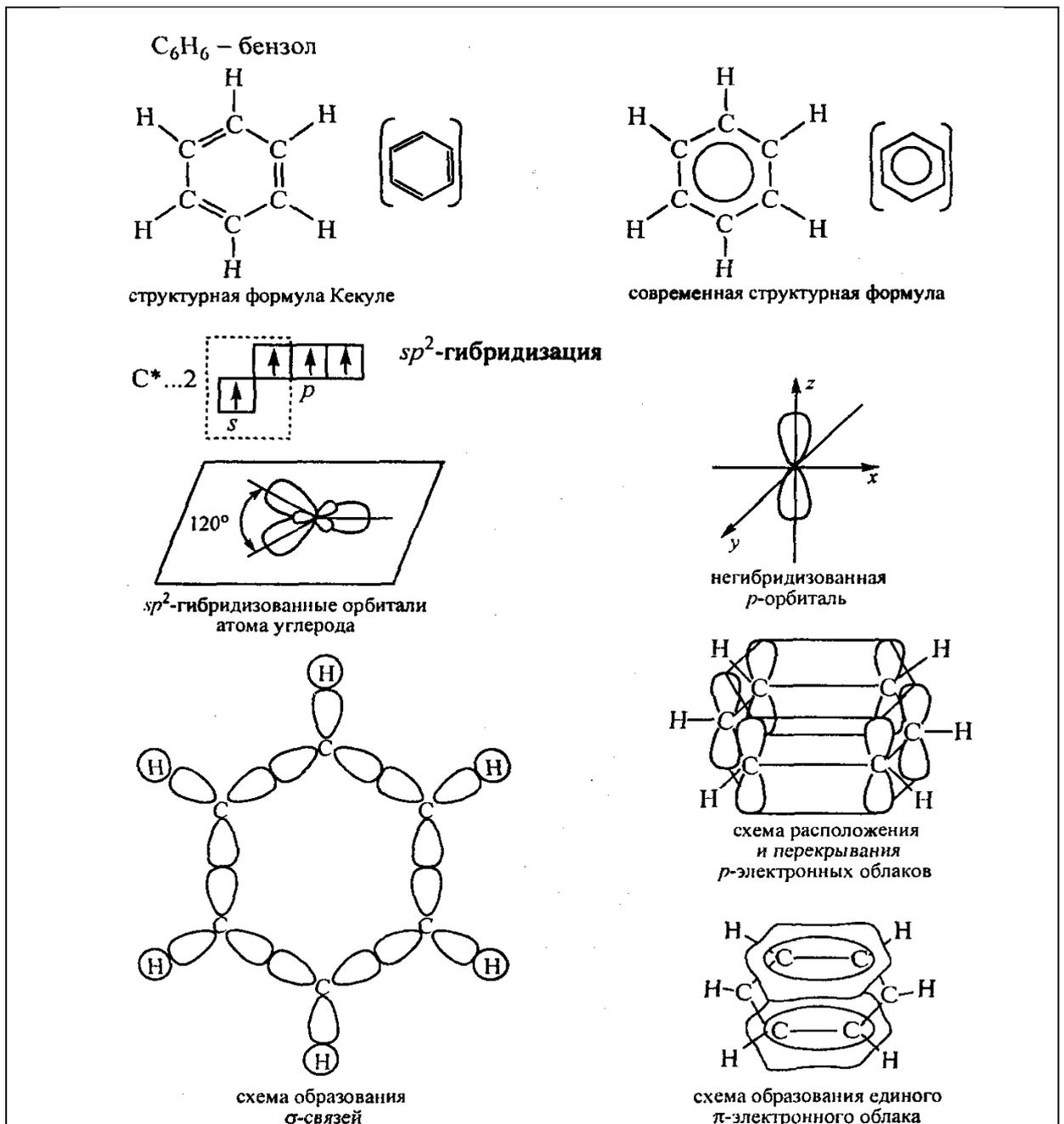


Рисунок 3- Строение молекулы бензола и его структурная формула

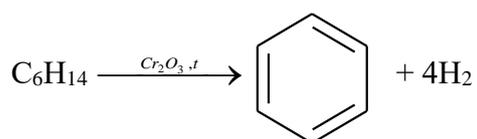
Способы получения.

В промышленности:

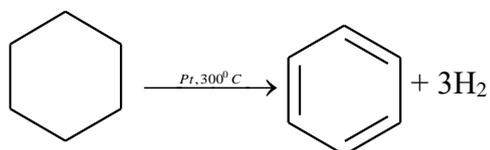
1. Из продуктов пиролиза каменного угля.

2. Процесс ароматизации нефти, содержащей алканы и циклоалканы:

а) Реакции дегидроциклизации алканов:

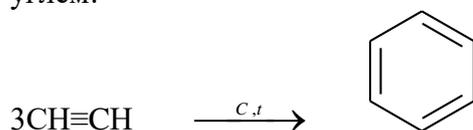


б) Реакции дегидрирования циклоалканов:

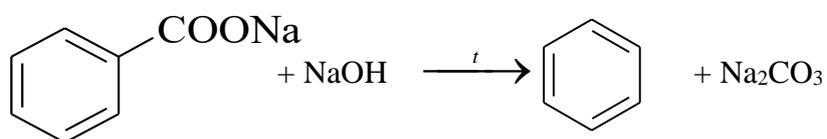


В лаборатории:

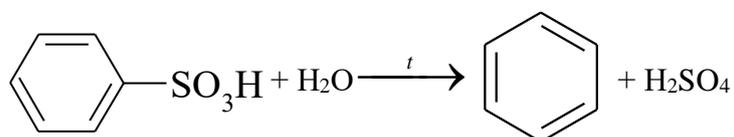
1. Пропускание ацетилена через нагретую до 600° трубку, заполненную активированным углем:



2. Реакция соли ароматической кислоты со щелочью:



3. Десульфирование бензолсульфокислоты:

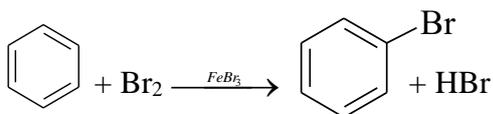


Физические и химические свойства.

Бензол - это бесцветная, летучая жидкость с характерным запахом и нерастворимая в воде, но сам бензол является прекрасным растворителем многих органических веществ. Плотность $0,88\text{г/см}^3$, $t_{\text{кип}} = 80,1^\circ\text{C}$, $t_{\text{пл}} = 5,5^\circ\text{C}$. С увеличением относительных молекулярных масс аренов температуры их кипения повышаются. Все арены - жидкости или твердые вещества. Многие арены токсичны, а некоторые - канцерогены.

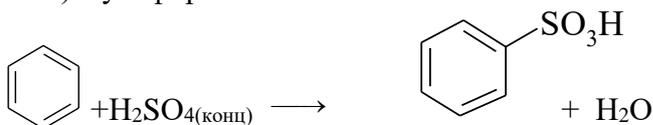
1. Реакции замещения:

а) Галогенирование:



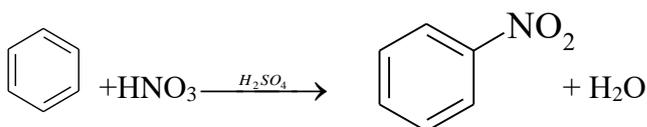
бромбензол

б) Сульфирование:



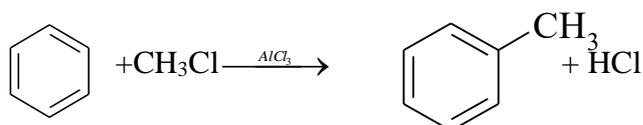
бензолсульфокислота

в) Нитрование:



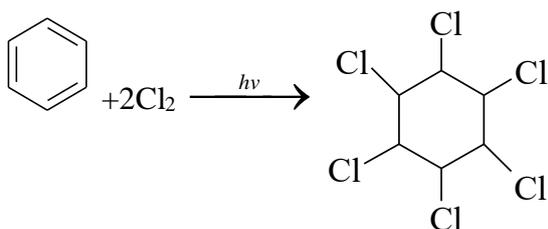
Нитробензол

г) Алкилирование по Фриделю – Крафтсу



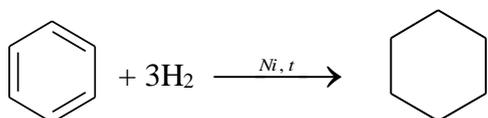
2. Реакции присоединения

а) Хлорирование на свету:



гексахлорциклогексан

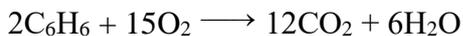
б) Каталитическое гидрирование:



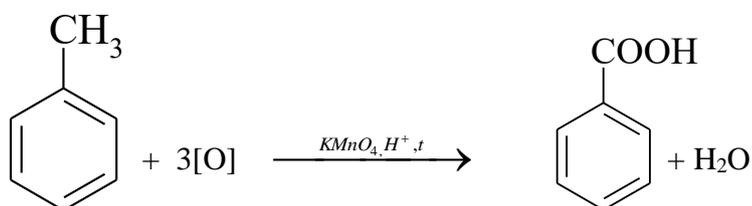
циклогексан

Бензол устойчив к окислителям и в отличие от непредельных углеводородов (алкенов и алкинов) он не обесцвечивает бромную воду и раствор KMnO_4 .

3. Реакция горения бензола на воздухе:

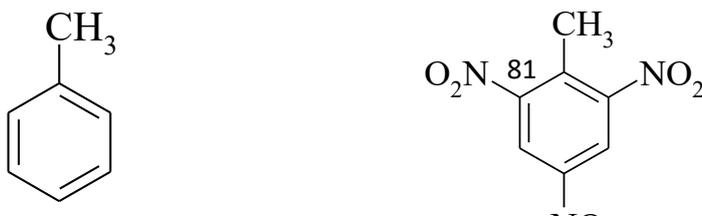


Гомологи бензола по химическим свойствам сходны с бензолом, но имеют некоторые свои особенности, обусловленные взаимным влиянием бензольного кольца и заместителя. Например, благодаря взаимному влиянию атомов в молекуле толуола атомы водорода метильной группы – CH_3 становятся гораздо более подвижными, чем атомы водорода аналогичной группы в алканах. В связи с этим толуол легко окисляется раствором KMnO_4 в кислой среде:



бензойная кислота

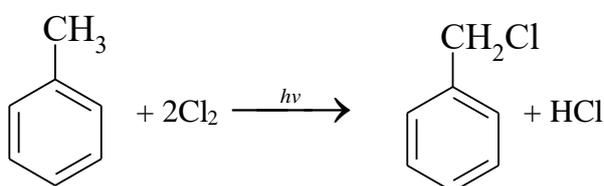
По этой же причине атомы водорода в *орто*- и *пара*-положениях ароматического кольца толуола становятся более подвижными, чем в молекуле бензола, вследствие чего толуол гораздо более активен в реакциях замещения в ароматическом ядре, чем бензол:





2,4,6-тринитротолуол

Кроме того, в толуоле реакция замещения может идти путем замещения водорода в алкильной группе в отличие от бензола, в котором замещение происходит в бензольном кольце:



-4-

Области применения.

Бензол и его производные используются в качестве растворителей, для получения красителей, взрывчатых веществ, ядохимикатов. В частности, гексахлорциклогексан (гексахлоран) $\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6$ применяется для борьбы с насекомыми, $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$ - растворитель, тринитротолуол - взрывчатое вещество, ксилол - растворитель для лакокрасочной промышленности, этилбензол - растворитель и сырье для синтеза стирола, который используется для получения полистирола и бутадиен-стирольного каучука. Бензол применяется также для получения фенола, анилина, α -капролактама, нитробензола, циклогексана и гексахлорциклогексана

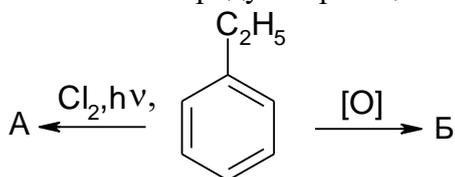
Практическая часть

Задание 1.

- Изобразите структурные формулы следующих соединений:
 - м-динитробензол;
 - 2-аминотолуол;
 - 4-метилфенол;
- Получите из бензола:
 - толуол;
 - нитробензол;
 - винилбензол.
- Сформулируйте правило Хюккеля. Приведите примеры.

Задание 2.

- Изобразите структурные формулы следующих соединений:
 - о-нитробензол;
 - 3-метилбензальдегид;
 - м-этилтолуол.
- Получите из толуола:
 - 2,4,6-тринитротолуол;
 - п-диметилбензол.
- Напишите продукты реакций:



Задание 3.

- Изобразите структурные формулы следующих соединений:
 - п-дитретбутилбензол;
 - дифенилацетелен;
 - 3-хлорбензолсульфокислота.
- Получите из бензола:
 - бромбензол;
 - о-дибромбензол;
 - бензолсульфокислоту.
- С помощью реакции Вюрца получите пропилбензол.

Задание 4.

- Изобразите структурные формулы следующих соединений:
 - м-диметилбензол;
 - 3-аминофенол;
 - о-бромвинилбензол.
- Получите из толуола:
 - о-аллилтолуол;
 - 3-нитротолуол;
 - бензойную кислоту.
- Напишите все изомерные арены состава $C_6H_3Cl_3$, дайте им название.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

Альдегиды и кетоны

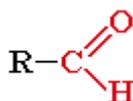
Карбоновые кислоты

Цель практического занятия

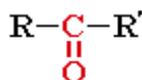
Развитие знаний учащихся о альдегидах, кетонах и карбоновых кислотах при знакомстве с простейшими представителями данных веществ, особенностями их строения и изомерами и изомерией.

Методический материал

АЛЬДЕГИДЫ ($C_nH_{2n-1}OH$) – это органические соединения, молекулы которых содержат карбонильную группу, связанную с атомом водорода и углеводородным радикалом



КЕТОНЫ – органические вещества, в молекулах которых карбонильная группа связана с двумя углеводородными радикалами



НОМЕНКЛАТУРА И ИЗОМЕРИЯ			ИЗОМЕРИЯ	
$H-C(=O)H$	$CH_3-C(=O)H$	$CH_3CH_2-C(=O)H$	Изомерия углеродного скелета	$CH_3-CH_2-CH_2-C(=O)H$ (бутаналь) / $CH_3-CH(CH_3)-C(=O)H$ (2-метилпропаналь)
МЕТАНАЛЬ (ФОРМАЛЬДЕГИД)	ЭТАНАЛЬ (АЦЕТАЛЬДЕГИД)	ПРОПАНАЛЬ (ПРОПИОНОВЫЙ АЛЬДЕГИД)	Межклассовая изомерия (с кетонами)	$CH_3-CH_2-C(=O)H$ (пропаналь) / $CH_3-C(=O)-CH_3$ (ацетон)
			Межклассовая изомерия (с непредельными спиртами и)	$CH_3-CH_2-C(=O)H$ (пропаналь) / $CH_2=CH-CH_2-OH$ (аллиловый спирт) / $CH_2=CH-O-CH_3$ (метиловый эфир)

Физические свойства альдегидов

Формальдегид представляет собой газообразное при комнатной температуре вещество. Альдегиды до C_{12} — жидкости, а альдегиды нормального строения с более длинным неразветвлённым углеводородным скелетом, являются твёрдыми веществами.

Температуры кипения альдегидов с неразветвлённым строением углеродной цепи выше, чем у их изомеров. Например, валериановый альдегид кипит при $100,4\text{ }^\circ\text{C}$, а изовалериановый — при $92,5\text{ }^\circ\text{C}$. Они кипят при более низких температурах, чем спирты с тем же числом углеродных атомов, например, пропионовый альдегид кипит при $48,8\text{ }^\circ\text{C}$, а пропанол-1 при $97,8\text{ }^\circ\text{C}$. Это показывает, что альдегиды, в отличие от спиртов, не являются сильно ассоциированными жидкостями^[8]. Данное свойство используется в синтезе альдегидов путём восстановления спиртов: поскольку температура кипения альдегидов в целом ниже, они могут быть легко отделены и очищены от спирта перегонкой. В то же время их температуры кипения намного выше, чем у углеводородов с той же молекулярной массой, что связано с их высокой полярностью.

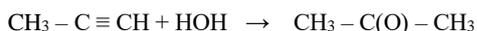
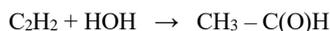
Вязкость, плотность и показатель преломления при $20\text{ }^\circ\text{C}$ увеличиваются с увеличением молярной массы альдегидов. Низшие альдегиды являются подвижными жидкостями, а альдегиды от гептанола до ундеканала имеют маслообразную консистенцию.

Формальдегид и ацетальдегид практически неограниченно смешиваются с водой, однако, с ростом длины углеродного скелета, растворимость альдегидов в воде сильно уменьшается, например, растворимость гексаналя при 20 °С составляет лишь 0,6 % по массе. Алифатические альдегиды растворимы в спиртах, простых эфирах и других распространённых органических растворителях.

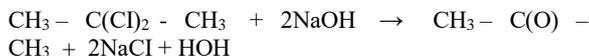
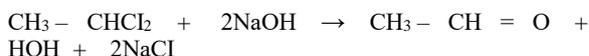
Низшие альдегиды имеют резкий запах, а высшие гомологи от C8 до C13 являются компонентами многих парфюмерных изделий.

Способы получения альдегидов и кетонов.

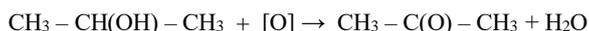
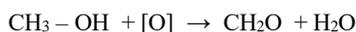
1. Гидратация алкинов. Из ацетиленов получают уксусный альдегид, из его гомологов – кетоны:



2. При щелочном гидролизе дигалогеналканов, содержащих два атома галогена при одном атоме углерода образуются карбонильные соединения:



3. При окислении первичных спиртов получают альдегиды, а вторичных – кетоны:



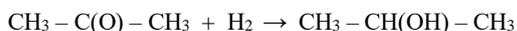
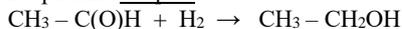
4. Оксосинтезом – присоединением CO и H₂ к олефинам:



Химические свойства

Высокая реакционная способность связана с наличием полярной связи C=O. Альдегиды являются жесткими основаниями Льюиса и, в соответствии с этим, атом кислорода в них может координироваться с жесткими кислотами: H⁺, ZnCl₂, BF₃, AlCl₃ и т. д.^[12] В общем случае химические свойства альдегидов аналогичны кетонам, однако альдегиды проявляют большую активность, что связано с большей поляризацией связи. Кроме того, для альдегидов характерны реакции, не характерные для кетонов, например гидратация в водном растворе.

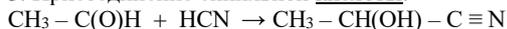
1. Восстановление. Из альдегидов и кетонов получают соответственно первичные и вторичные спирты:



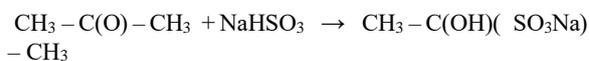
2. Присоединение воды к альдегидам приводит к образованию гидратов альдегидов.



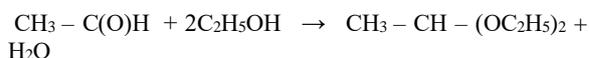
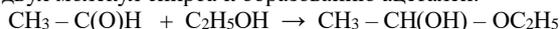
3. Присоединение синильной кислоты.



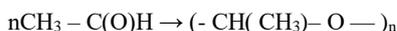
4. Присоединение гидросульфита натрия.



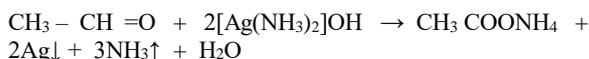
5. Присоединение одной молекулы спирта к альдегидам приводит к образованию полуацеталей, а двух молекул спирта к образованию ацеталей:



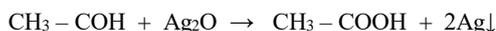
6. Полимеризация альдегидов.



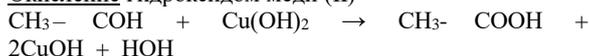
7. Окисление альдегидов.



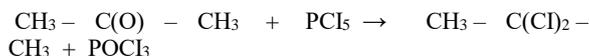
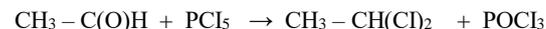
В упрощенном виде реакцию «серебряного зеркала» записывают:



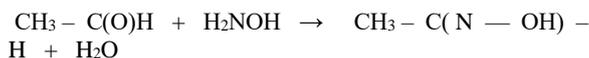
Окисление гидроксидом меди (II)



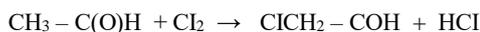
8. Замещение карбонильного кислорода галогенами.



9. Замещение карбонильного кислорода на остаток гидросиламина.



10. Замещение атомов водорода в радикалах на галогены.



Карбоновыми кислотами называются производные углеводов, в молекуле которых содержится одна или несколько карбоксильных групп –COOH.

Общая формула карбоновых кислот: $R-C(=O)OH$

В зависимости от природы радикала, связанного с карбоксильной группой, кислоты подразделяются на предельные, непредельные и ароматические.

Число карбоксильных групп определяет основность кислот.

Общая формула предельных одноосновных кислот: $C_nH_{2n+1}COOH$ (или $C_nH_{2n}O_2$).

Номенклатура. Распространены тривиальные названия. По правилам IUPAC к названию углеводорода добавляют "-овая кислота".

Изомерия.

1. Для алифатических кислот - изомеризация углеводородного радикала.
2. Для ароматических - изомерия положения заместителя при бензольном кольце.
3. Межклассовая изомерия со сложными эфирами (например, CH_3COOH и $HCOOCH_3$).

Таблица. Основные карбоновые кислоты (номенклатура, физические свойства)

Название		её соли (эфиры)	Формула кислоты	tпл. °C	tкип. °C	ρ г/см ³	Растворимость (г/100мл H ₂ O; 25° C)	Ka (при 25°C)
кислоты								
муравьиная	метановая	формиат	HCOOH	8,3	100,5	1,22	∞	$1,77 \cdot 10^{-4}$
уксусная	этановая	ацетат	CH ₃ COOH	16,8	118	1,05	∞	$1,7 \cdot 10^{-5}$
пропионовая	пропановая	пропионат	CH ₃ CH ₂ COOH	-21	141	0,99	∞	$1,64 \cdot 10^{-5}$
масляная	бутановая	бутират	CH ₃ (CH ₂) ₂ COOH	-6	164	0,96	∞	$1,54 \cdot 10^{-5}$
валериановая	пентановая	валерат	CH ₃ (CH ₂) ₃ COOH	-34	187	0,94	4,97	$1,52 \cdot 10^{-5}$
капроновая	гексановая	гексанат	CH ₃ (CH ₂) ₄ COOH	-3	205	0,93	1,08	$1,43 \cdot 10^{-5}$
каприловая	октановая	октаноат	CH ₃ (CH ₂) ₆ COOH	17	239	0,91	0,07	$1,28 \cdot 10^{-5}$
каприновая	декановая	деканоат	CH ₃ (CH ₂) ₈ COOH	32	269	0,89	0,015	$1,43 \cdot 10^{-5}$
акриловая	пропеновая	акрилат	CH ₂ =CH-COOH	13		1,05		
бензойная	бензойная	бензоат	C ₆ H ₅ COOH	122	250	1,27	0,34	$1,43 \cdot 10^{-5}$

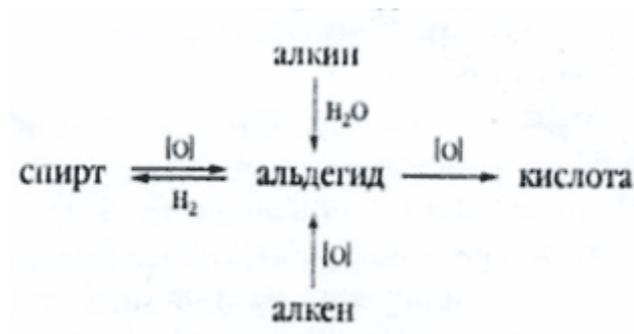
щавелевая	этандиовая	оксалат	COOH I COOH	189,5 (с разп.)		1,65		$K_1=5,9 \cdot 10^{-2}$ $K_2=6,4 \cdot 10^{-5}$
пальмитиновая	гексадекано вая	пальмит ат	CH ₃ (CH ₂) ₁₄ CO ОН	63	219 (17м м)		0,0007	$3,46 \cdot 10^{-7}$
стеариновая	октадеканов ая	стеарат	CH ₃ (CH ₂) ₁₆ CO ОН	70	383		0,0003	

Практическая часть

- О каком веществе идет речь, если известно, что плотность по водороду вещества, имеющего массовый состав: С – 54,55%, Н – 9,09%, О – 36,36%, равна 22. Выведите молекулярную формулу этого вещества и составьте его структурную формулу.
- Осуществите цепь превращений:

Углерод → ацетилен → ацетальдегид (уксусный альдегид)

- Составьте структурную формулу гептанола, и приведите 2-3 формулы его изомеров, назовите их
- Найдите на схеме способы получения и химические свойства альдегидов, дайте названия реакциям. Используйте материал информационной карты и слайды (7-10, 13-16)



- Какие группы веществ можно распознать при помощи свежеосажденного гидроксида меди и раствора лакмуса: а) глицерин, фенол и этанол б) глицерин, формальдегид, фенол, в) глицерин. Формальдегид, этанол г) глицерин, ацетальдегид, уксусную кислоту.

2. При взаимодействии 20% ного раствора уксусной кислоты массой 120г. с метанолом образуется сложный эфир массой 29,6г. Какая масса метанола вступила в реакцию:

- а) 6,4г. б) 12,8г. в) 3,2г. г) 9,6г.

3. При помощи каких реакций получают уксусную кислоту в промышленности?

- А) Реакция Кучерова б) окислением муравьиного альдегида в) крекингом с параллельным окислением бутана. Г) из уксусного альдегида.

4. Как правильно назвать вещество, имеющее формулу:

CH₃—CH(OH)—CH₂—CHCl—COOH а) 2-хлор-4-гидрокси-пентановая кислота б) 2-хлор-4-гидрокси-пентановая кислота в) 2-хлор-4-оксипентановая кислота, г) альфа-хлор-гамма-оксипентановая кислота.

5. Укажите . какие вещества являются изомерами уксусной кислоты? А) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$

б) $\text{HOOC-CH}_2\text{-OH}$ в) HCOOCH_3 г) $\text{HO-CH}_2\text{-O-CH}_3$

6. Укажите у какой кислоты наибольшая степень диссоциации :

а) $\text{CCl}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$, б) $\text{CH}_3\text{-CHCl-COOH}$, в) $\text{CH}_2\text{F-CH}_2\text{-COOH}$,

г) $\text{CH}_2\text{F-COOH}$.

7. При взаимодействии пропионовой кислоты массой 100г. с 14% ным раствором гидроксида калия массой 400г. образовалась калиевая соль массой 89,6г. что составляет 80% от теоретического выхода. Сколько массовых долей кислоты прореагировало?

А) 0,74 б) 0,82 в) 0,406 г) 0,88.

8. Какой основной продукт реакции А образуется в результате превращений? Напишите все уравнения реакций , назовите вещество А ?

$\text{CH}_3\text{-CH}_3 + \text{Br}_2 \text{-----} \text{X}_1 + \text{H}_2\text{O} \text{----} \text{X}_2 + \text{O}_2 \text{---} \text{X}_3 + \text{Ag}_2\text{O} - \text{A} ?$

А) альдегид б) кетон в) первичный спирт г) карбоновая кислота

9. С помощью каких реактивов можно определить альдегидную группу ? а) иодной водой и раствором щёлочи б) бромной водой, в) аммиачным раствором оксида серебра,

г) раствором хлорида железа (III)

10. Какая среда раствора солей ацетата натрия и ацетата алюминия соответственно?

А) щелочная , кислая б) кислая, щелочная в) щелочная , нейтральная г) нейтральная, щелочная.

Напишите уравнения реакции гидролиза.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ

Органическая химия, человек и природа

Цель практического занятия

Познакомить учащихся с задачами, стоящими перед экологией человека, с современными экологическими проблемами, связанными с развитием химической промышленности; выявить зависимость между состоянием окружающей среды и органической химией; познакомить с понятием «Зелёная химия»

Методический материал

Не секрет, что в обществе существует отрицательное отношение к химии, как отрасли промышленности, дающей высокий вклад в загрязнение окружающей среды, и представляющей повышенную опасность. Недавние примеры – это, например, авария в Китае, которая привела к угрозе заражения Амура бензолом и нитробензолами; пожар на нефтехранилище в Великобритании. В то же время человечество уже не может отказаться от использования химических продуктов. Снизить или вовсе предотвратить угрозы, связанные с химическим производством, позволяет подход к химии с экологической точки зрения.

Приведенный пример с аварией в Китае показывает, что загрязнение окружающей страны не признает государственных границ. Можно добавить, что Норильский никелевый комбинат и металлургический комбинат на Кольском полуострове экспортируют свои выбросы в Европу. В то же время доминирующими ветрами в Россию переносятся оксиды азота и серы из Украины, Германии, Польши, Белоруссии, Чехии, Словакии, Финляндии и даже Великобритании.

Попытаемся выделить объект зеленой химии. Можно сказать, что Химия окружающей среды изучает источники, распространение, устойчивость и воздействие химических загрязнителей; Химия для окружающей среды обеспечивает химические решения для того, чтобы избавиться от загрязнений. При этом существует

Три возможных пути химических решений:

1. Уничтожать загрязнители, поступившие в окружающую среду
2. Ограничивать их распространение, если они локальные
3. Прекратить их производство (путем замены существующих способов получения химических продуктов на новые).

Третье направление и представляет собой ту область, которой занимается зеленая химия.

Что такое «Зеленая химия»? В известной книге Анастаса и Уорнера дается такое определение: это любое усовершенствование химических процессов, которое положительно влияет на окружающую среду. Другое определение дано профессором университета Королевы в Белфасте Кеном Седдоном: «Зеленая химия – это разработка химических продуктов и процессов, которая снижает или исключает использование и/или производство опасных веществ». Можно сказать и так, как написал Пол Анастас: «Зеленая химия – это просто хорошая химия. Лучшие химики мира занимаются зеленой химией».

Один из выпускников Химического факультета МГУ имени М.В.Ломоносова после распределения в научный институт рассказывал, что первое его самостоятельное задание было придумать и осуществить некий синтез органического вещества, требующий не менее 20 стадий; причем желательным, чтобы каждая происходила в воде при комнатной температуре и давлении, а нужное вещество получалось со 100%-ным выходом и выпадало в осадок. Вот это задание и есть образцовый пример зеленой химии.

В своей книге Анастас и Уорнер сформулировали 12 принципов зеленой

химии. Вот эти принципы:

1. Лучше предотвратить выброс загрязнений, чем потом от них избавляться.
2. Синтез следует планировать так, чтобы максимальное количество использованных материалов вошли в конечный продукт.
3. Следует планировать методы синтеза так, чтобы реагентами и конечными продуктами служили вещества, которые малотоксичны или вовсе нетоксичны для человека и природы.
4. Среди целевых химических продуктов следует выбирать такие, которые наряду с требуемыми свойствами обладают максимально низкой токсичностью.
5. Необходимо по возможности избегать использования в синтезе вспомогательных веществ (растворителей, экстрагентов и др.) или выбирать безвредные.
6. При планировании синтеза нужно учитывать экономические и экологические последствия производства энергии, необходимой для проведения химического процесса, и стремиться к их минимизации. Следует стремиться проводить синтез при температуре окружающей среды и нормальном давлении.
7. Следует использовать возобновляемое сырье там, где это технически и экономически обосновано.
8. Необходимо сокращать число стадий процесса (для этого избегать при синтезе стадий блокирования групп, введения-снятия защиты, временной модификации физико-химических процессов).
9. Каталитические реагенты (по возможности максимально селективные) предпочтительны по сравнению со стехиометрическими.
10. Химические продукты желательно применять такие, чтобы по окончании нужды в них они не сохранялись в окружающей среде, а разлагались до безопасных веществ.
11. Аналитические методики следует развивать так, чтобы в режиме реального времени обеспечивать мониторинг образования продуктов реакции, среди которых могут оказаться опасные.
12. Вещества, используемые в химических процессах, следует выбирать так, чтобы свести к минимуму возможные аварии, включая разливы, взрывы и пожары.

Работа по принципам зеленой химии требует от ученого определенных усилий и большой ответственности. Многое приходится делать не совсем так, как это привычно. Приходится задумываться о вещах, которые раньше в голову не приходили. Однако другого пути нет. Здесь можно сформулировать 13-й принцип Зеленой химии: Если вы делаете все так, как привыкли, то и получите то, что обычно получаете.

Практическая часть

Задание 1.

Основным сырьем в производстве резины используют

- А) Бензол
- Б) Толуол
- В) Каучук
- Г) Глицерин

Задание 2.

Основным сырьем в производстве пестицидов используют

- А) Бензол
- Б) Толуол
- В) Каучук
- Г) Глицерин

Задание 3.

Основным сырьем в производстве крема для обуви используют

- А) Бензол
- Б) Толуол
- В) Каучук
- Г) Глицерин

Задание 4.

Основным сырьем в химической промышленности используют

- А) Уголь
- Б) Нефть
- В) Природный газ
- Г) Бензин

Задание 5.

Важнейшее полезное ископаемое

- А) Кокс
- Б) Композит
- В) Сплав
- Г) Нефть

Задание 6.

Разложение органических веществ без доступа воздуха при высокой температуре называют

- А) Крекингом
- Б) Перегонкой
- В) Пиролизом
- Г) Катализом

Задание 7.

В производстве синтетических каучуков используют

- А) Этановую кислоту
- Б) Диметиловый эфир
- В) Этиловый спирт
- Г) Фенол

Задание 8.

В производстве пластмасс используют

- А) Аминокислоты
- Б) Амины
- В) Формальдегид
- Г) Спирты

Задание 9.

Ароматическим спиртом является

- А) Бензол
- Б) Нашатырный спирт
- В) Метиловый спирт
- Г) Фенол

Задание 10.

Основные составные части мыла

- А) Натриевые и калиевые соли карбоновых кислот
- Б) Натриевые и калиевые соли высших карбоновых кислот
- В) Натриевые и кальциевые соли карбоновых кислот
- Г) Натриевые и кальциевые соли высших карбоновых кислот

Задание 11.

Запах груши и ананаса обусловлен

- А) Сложными углеводами
- Б) Ароматическими углеводородами
- В) Сложными эфирами
- Г) Ароматическими спиртами

Задание 12.

В состав жидких жиров входит

- А) Стеариновая кислота
- Б) Олеиновая кислота
- В) Пальмитиновая кислота
- Г) Этиленгликоль

Задание 13.

Стиральные порошки, в которые добавлены природные катализаторы-ферменты способны

отстирывать загрязнения

- А) При температуре 60 градусов

- Б) При температуре выше 60 градусов
- В) При температуре ниже 50 градусов
- Г) При температуре от 50 до 60 градусов

Задание 14.

Стиральные порошки, содержащие соду применяют для стирки

- А) Льняных тканей
- Б) Шелковых тканей
- В) Шерстяных тканей
- Г) Смешанных тканей

Задание 15.

Патока- это смесь

- А) Глюкозы и фруктозы
- Б) Сахарозы и мальтозы
- В) Сахарозы и декстринов
- Г) Глюкозы и декстринов

Задание 16.

Мёд-это смесь

- А) Глюкозы и фруктозы
- Б) Сахарозы и мальтозы
- В) Сахарозы и декстринов
- Г) Глюкозы и декстринов

Задание 17.

Виноградным сахаром называют

- А) Фруктозу
- Б) Глюкозу
- В) Сахарозу
- Г) Целлюлозу

Задание 18.

Гормон, регулирующий содержание сахара в крови называется

- А) Пепсин
- Б) Лизоцим
- В) Гликоген
- Г) Инсулин

Задание 19.

Инсулин относится к классу органических соединений

- А) Жиры
- Б) Углеводы
- В) Белки
- Г) Нуклеиновые кислоты

Задание 20.

Тефлон получают реакцией

- А) Поликонденсации
- Б) Изомеризации
- В) Полимеризации
- Г) Этерификации

Литература

Основная литература

- 1) Рудзитис, Г. Е. Химия. Базовый уровень. Учебник для образовательных организаций, реализующих образовательные программы среднего профессионального образования / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. - Москва: Издательство Просвещение, 2024. - 336 с. - ISBN 978-5-09-111351-8.
- 2) Апарнев, А. И. Общая химия : сб. заданий с примерами решений : учеб. пособие / А. И. Апарнев, Л. И. Афонина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. – Новосибирск : Изд-во НГТУ, 2013. – 118 с.
- 3) Артеменко А. И. Органическая химия : учеб. пособие для нехимических специальностей вузов / А. И. Артеменко. – М., 2005. – 604с.

Дополнительная литература

- 1) Апарнев А. И. Общая химия : сб. задач с методами решения / А. И. Апарнев. – Новосибирск : Изд-во НГТУ, 2005. – 96 с.
- 2) Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – Л. : Химия, 2006. – 240 с.
- 3) Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие / под ред. Н. В. Коровина. – 3-е изд. испр., доп. – М. : Высш. шк., 2004. – 256 с.
- 4) Зайцев О. С. Химия. Современный краткий курс / О.С. Зайцев. – М. : Изд-во НЦ ЭНАС, 2001. – 416 с.
- 5) Князев Д. А. Неорганическая химия / Д. А. Князев, С. Н. Смарыгин. – М. : Высш. шк., 1990. – 430 с.
- 6) Курс общей химии : учебник / Э. И. Мингулина, Г. Н. Масленникова, Коровин Н. В., Э. Л. Филиппов ; под ред. Н. В. Коровина. – М. : Высш. шк., 1990. – 446 с.

Перечень используемых профессиональных баз данных и информационных справочных систем

1. ЭБС Электронного издания ЮРАЙТ
2. ЭБС «ЛАНЬ»