

⁺⁷
ClO₄, H₂O.

этилен (газ)

полиэтилен высокой плотности (HDPE) (2)

этилен (газ)

полиэтилен низкой плотности (LDPE) (1)



МИНИСТЕРСТВО
ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ

ЧЕЛЯБИНСКОЙ ОБЛАСТИ

ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ

ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ

«КАРТАЛИНСКИЙ МНОГООТРАСЛЕВОЙ ТЕХНИКУМ»

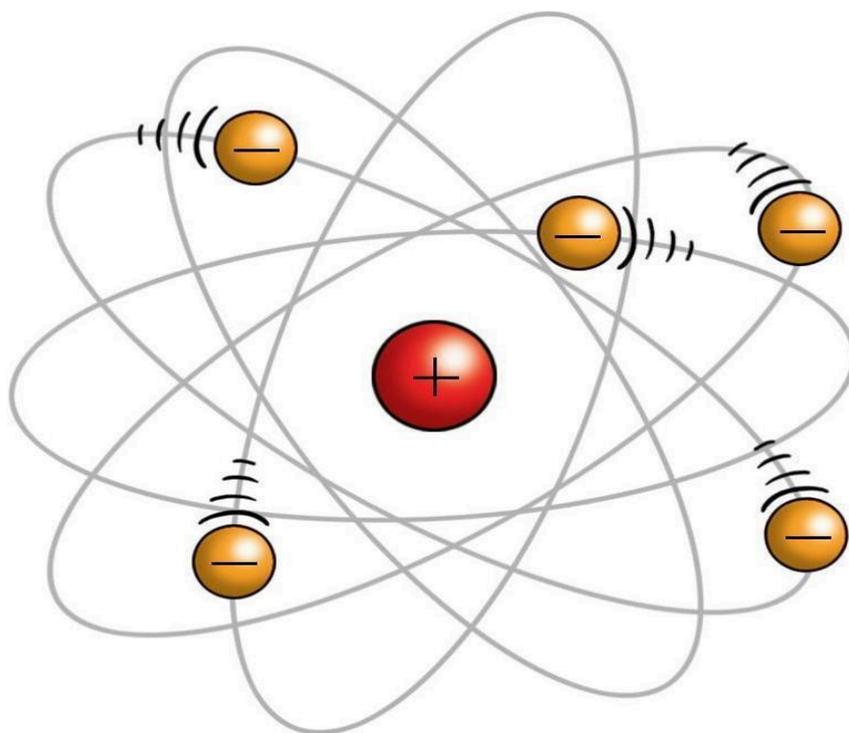
Курс лекций

учебной дисциплины

ОУДБ.02 Химия

для профессии

38.02.05. «Товароведение и экспертиза качества потребительских товаров»



г. Карталы, 2018

Преподаватель Прокопенко Е.В.

Количество часов по учебному плану на дисциплину
на 2017 / 2018 учебный год 108 часов.

Курс лекций по химии: для для профессии 38.02.05. «Товароведение и экспертиза качества потребительских товаров»/сост. Е.В. Прокопенко.-г.Карталы-2018.-180 с.

Курс лекций подготовлен на основе ГОСТов и предназначен для студентов и преподавателей. Содержит основной материал по органической и неорганической химии в рамках СПО для профессий естественно- научного профиля.

Рассмотрен на заседании предметно-цикловой
комиссии общеобразовательных дисциплин

Протокол № 1 от 30.08.2017

Председатель предметно-цикловой комиссии Ливанова Е. Н.

Содержание

Введение.....	6
Лекция №1. «Введение. Предмет органической химии».....	9
Лекция №2-3 «Основные положения теории химического строения А.М. Бутлерова. Классификация органических соединений».....	14
Лекция № 4 «Алканы. Физические и химические свойства».....	19

Лекция № 5	«Циклоалканы. Способы получения циклоалканов»	23
Лекция № 6	«Алкены. Химические и физические свойства»	26
Лекция № 7	«Алкадиены. Химические и физические свойства»	29
Лекция № 8-9	«Алкины. Изомерия, получение и применение. Химические и физические свойства»	33
Лекция № 10-11	«Арены. Свойства аренов»	36
Лекция № 12-13	«Добыча и переработка каменного угля, нефти и газа. Экология и нефтепромысел»	43
Лекция № 14-15	«Общая характеристика гидроксильных соединений. Спирты»	49
Лекция № 16	«Альдегиды и кетоны. Общая характеристика. Физические свойства»	54
Лекция № 17-18	«Карбоновые кислоты. Строение, классификация. физические и химические свойства»	58
Лекция № 19-20	«Углеводы. Классификация. Химические и физические свойства»	63
Лекция № 21	«Амины и аминокислоты. Классификация и свойства»	68
Лекция № 22	«Белки. Классификация и значение»	74
Лекция № 23-24	«Нуклеиновые кислоты. Строение и свойства нуклеиновых кислот»	78
Лекция № 25	«Витамины и ферменты. Общая характеристика»	81
Лекция № 26	«Свойства и классификация гормонов»	84
Лекция № 27	«Понятие о материи. Определения химии. Основные законы химии»	86

Лекция № 28 «Электронное строение атома. Порядковый номер атома и атомная единица массы».....	91
Лекция № 29 «Решение химических задач на нахождение атомной единицы массы».....	94
Лекция № 30-31 «Современная формулировка периодического закона. Характеристика и описание Периодической системы Менделеева ».	100
Лекция № 32 «Химическая связь. Классификация химических связей».....	103
Лекция № 33 «Строение вещества. Классификация веществ. Атомно-молекулярное учение».....	107
Лекция № 34 «Полимеры. Общая характеристика, строение и свойства».....	111
Лекция № 35 «Дисперсные системы. Классификация дисперсных систем».....	116
Лекция № 36-39 «Типы химических реакций».....	123
Лекция № 40-41 «Растворы. Физические и химические взгляды на природу растворов».....	131
Лекция № 42-44 «Окислительно-восстановительные реакции. Виды ОВР».....	134
Лекция № 45-48 «Классификация неорганических и органических веществ. Основные классов органических и неорганических соединений. Ациклические и циклические соединения».....	147
Лекция № 49- 50 «Химия элементов. Водород и углерод. Химические свойства. Получение, производство и применение ».....	160
Лекция № 51-52 «Литий, натрий, калий. Атомные и физические свойства. Химические свойства элементов. Магний, кальций, стронций.».....	166

Лекция № 53 «Химия в повседневной жизни общества. Предметы бытовой химии. Химия и питание».....	173
Литературные источники информации и электронные ресурсы.....	178

Курс лекций по химии является частью основной профессиональной образовательной программы по профессии 38.02.05. «Товароведение и экспертиза качества потребительских товаров».

Курс лекций разработан на основе требований ФГОС среднего общего образования, предъявляемых к структуре, содержанию и результатам освоения учебной дисциплины «Химия», в соответствии с Рекомендациями по организации получения среднего общего образования в пределах освоения образовательных программ среднего профессионального образования на базе основного общего образования с учетом требований федеральных государственных образовательных стандартов и получаемых профессий среднего профессионального образования (письмо Департамента государственной политики в сфере подготовки рабочих кадров и ДПО Минобрнауки России от 17.03.2015 № 06-259).

1.2. Место дисциплины в структуре основной профессиональной образовательной программы: учебная дисциплина «Химия» изучается в общеобразовательном цикле учебного плана ОПОП СПО на базе основного общего образования с получением среднего общего образования.

1.3. Цели и задачи дисциплины – требования к результатам освоения дисциплины

Содержание программы «Химия» направлено на достижение следующих целей:

- формирование у обучающихся умения оценивать значимость химического знания для каждого человека;
- формирование у обучающихся целостного представления о мире и роли химии в создании современной естественно-научной картины мира; умения объяснять объекты и процессы окружающей действительности: природной, социальной, культурной, технической среды, — используя для этого химические знания;

- развитие у обучающихся умений различать факты и оценки, сравнивать оценочные выводы, видеть их связь с критериями оценок и связь критериев с определенной системой ценностей, формулировать и обосновывать собственную позицию;
- приобретение обучающимися опыта разнообразной деятельности, познания и самопознания; ключевых навыков, имеющих универсальное значение для различных видов деятельности (навыков решения проблем, принятия решений, поиска, анализа и обработки информации, коммуникативных навыков, навыков измерений, сотрудничества, безопасного обращения с веществами в повседневной жизни).

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

- *личностных:*
 - чувство гордости и уважения к истории и достижениям отечественной химической науки; химически грамотное поведение в профессиональной деятельности и в быту при обращении с химическими веществами, материалами и процессами;
 - готовность к продолжению образования и повышения квалификации в избранной профессиональной деятельности и объективное осознание роли химических компетенций в этом;
 - умение использовать достижения современной химической науки и химических технологий для повышения собственного интеллектуального развития в выбранной профессиональной деятельности;
- *метапредметных:*
 - использование различных видов познавательной деятельности и основных интеллектуальных операций (постановки задачи, формулирования гипотез, анализа и синтеза, сравнения, обобщения,

систематизации, выявления причинно-следственных связей, поиска аналогов, формулирования выводов) для решения поставленной задачи, применение основных методов познания (наблюдения, научного эксперимента) для изучения различных сторон химических объектов и процессов, с которыми возникает необходимость сталкиваться в профессиональной сфере;

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

• *предметных:*

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

Лекция №1. Введение. Предмет органической химии.

Органическая химия – наука, всесторонне изучающая органические соединения. **Органические соединения** – это углеводороды и их функциональных производные.

Органические соединения известны человеку с глубокой древности: этиловый спирт, уксусная кислота, масла, растительные красители и другие. Однако систематическое изучение органических соединений началось во второй половине 18 века.

Термины «органическая химия», «органические вещества» введены в начале 19 века (1809г.) шведом Й.Я. Берцелиусом для обозначения веществ, выделяемых из животных и растительных организмов. В настоящее время известно более 10 миллионов органических соединений, при этом число синтетических органических соединений несравнимо больше веществ, встречающихся в природе.

Таблица 1.

Распространение углерода в природе

Источники углерода	Количество, 10^9 т	Источники углерода	Количество, 10^9 т
Газы-гидраты	10^4	Наземная растительность	830
Уголь, нефть, газ	5000	Торф	500
Почва	1400	Атмосфера	3,6
Вода	980	Морские растения	3,0

Органические соединения образованы небольшим числом элементов - углеродом, водородом, серой, кислородом, азотом, фосфором. В состав организма человека, например, входит 24 элемента, на долю четырех из них – углерода, водорода, кислорода и азота приходится около 99% соединений. Архитектура, состав и строение органических соединений весьма разнообразны, разнообразны и уникальны их свойства.

Современная органическая химия характеризуется достаточно развитыми теоретическими представлениями, позволяющими систематизировать, объяснять и прогнозировать свойства, существование органических соединений и их роль в жизни человека.

Фундаментом теоретической органической химии является теория химического строения им. А.М. Бутлерова (1861 год), основные положения которой сформулированы следующим образом:

1. Атомы в молекулах соединяются между собой в определенной последовательности, согласно их валентности. Химическое строение – это определенная последовательность расположения связей между атомами.
2. Свойства органических веществ зависят не только от природы и числа атомов, но и от химического строения. Каждое химическое соединение имеет только одну химическую формулу, которая дает представление об его химических свойствах.
3. Явление существования нескольких соединений с одинаковым качественным и количественным составом, но с разными строением и свойствами, называется изомерией, а сами соединения – изомерами.
4. Атомы в молекулах оказывают друг на друга взаимное влияние. Химический характер каждого конкретного атома в молекуле зависит от природы связанных с ним атомов.

5. Химическое строение соединения может быть установлено по его химическим и физическим свойствам. И, наоборот, зная строение, можно определить его свойства.

Теория химического строения позволила систематизировать фактический материал органической химии, объяснять ее закономерности, предсказывать новые факты.

Достижения современной теории связаны с развитием стереохимических представлений, электронной теории, квантовой химии, глубоким проникновением физико-химических, физических и математических методов исследований, применением компьютерных технологий.

На рубеже 20 и 21 веков органическая химия достигла впечатляющих успехов в понимании тонких механизмов химических реакций, выявлении закономерностей влияния структуры на свойства органических соединений, направленного синтеза необходимых веществ и материалов.

Многие направления органической химии развивались в последние десятилетия столь интенсивно, что выросли в самостоятельные научные дисциплины – стереохимия, химия высокомолекулярных соединений и полимеров, химия природных и физиологически активных соединений, химия элементоорганических соединений, физическая органическая химия, химия гетероциклов, биоорганическая химия, молекулярная биология и т.д.

В молекулах производных углеводородов содержатся функциональные группы, т.е. атомы или группы атомов, определяющие свойства соединения и принадлежность его к определенному классу. Важнейшие функциональные группы и классы органических соединений представлены в таблице 2.

Таблица 2.

Основные классы органических соединений

Функциональная группа	Общая формула	Класс соединений
-----------------------	---------------	------------------

отсутствует	R-H или Ar-H	Углеводороды
карбоксильная	R-COOH	Карбоновые кислоты
алкоксикарбонильная	R-COOR	Сложные эфиры
карбонильная	R-CH=O или R ₂ C=O	Альдегиды и кетоны
гидроксильная	R-OH или Ar-OH	Спирты и фенолы
сульфгидрильная	R-SH	Тиолы
сульфо-	R-SO ₃ H	Сульфокислоты
амино-	R-NH ₂ , R ₂ NH, R ₃ N	Амины
алкоксильная	R-O-R	Простые эфиры
нитро-	R-NO ₂	Нитросоединения
Галоген: F, Cl, Br, J (Hal)	R-Hal	Галогенопроизводные

Основные химические превращения с участием органических соединений протекают по связи С-ФГ.

Соединения, в состав которых входит одна функциональная группа, называются монофункциональными, если несколько- полифункциональными (поли - означает «много») соединениями. Соединения, в состав которых входят разные функциональные группы, называются гетерофункциональными («гетеро» - по-латыни означает «разный»).

В настоящее время в органической химии общепринятой является систематическая номенклатура (заместительная и радикально-функциональная), разработанная Международным союзом чистой и прикладной химии (IUPAC). Наряду с ней сохранились и используются тривиальная и рациональная номенклатуры.

Тривиальная номенклатура состоит из исторически сложившихся названий, которые не отражают состава и строения вещества. Они являются случайными и отражают природный источник вещества (молочная кислота, лимонная кислота), характерные свойства (глицерин), способ получения

(пировиноградная кислота, пиррол), имя первооткрывателя (кетон Михлера, реактив Гриньяра), область применения (аскорбиновая кислота) и т.д. Преимуществом тривиальных названий является их лаконичность, поэтому употребление некоторых из них разрешено правилами IUPAC.

Рациональная номенклатура учитывает строение называемого соединения. Названия образуются от первых членов гомологического ряда (метан, этилен, ацетилен, метиловый спирт - карбинол и т.д.), у которых один или несколько атомов водорода замещены на другие атомы или группы атомов:



|



диметилэтилметан метилэтилэтилен

Номенклатура IUPAC яв

ляется научной и отражает состав, химическое и пространственное строение соединения. Название соединения выражается при помощи сложного слова, составные части которого отражают определенные элементы строения молекулы вещества.

Название соединения представляет собой составное слово, корень которого включает название родоначальной структуры или основы (систематические – метан, этан и т.д., тривиальные – бензол, фенол и т.д.), префиксы и суффиксы, характеризующих число и характер заместителей, степень ненасыщенности.

Таблица 3.

Гомологический ряд алканов

Значение n в формуле $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	Название алкана	Молекулярная формула
1	Метан	CH_4

2	Этан	C_2H_6
3	Пропан	C_3H_8
4	Бутан	C_4H_{10}
5	Пентан	C_5H_{12}
6	Гексан	C_6H_{14}
7	Гептан	C_7H_{16}
8	Октан	C_8H_{18}
9	Нонан	C_9H_{20}
10	Декан	$C_{10}H_{22}$

В молекулах углеводородов и их функциональных производных принято различать первичные, вторичные, третичные и четвертичные атомы углерода. Первичный атом углерода связан только с одним атомом углерода, вторичный – с двумя, третичный – с тремя, а четвертичный – с четырьмя другими атомами углерода.

Лекция №2-3 Основные положения теории химического строения А.М. Бутлерова. Классификация органических соединений

Первой возникла в начале XIX в. **теория радикалов** (Ж. Гей-Люссак, Ф. Велер, Ю. Либих). Радикалами были названы группы атомов, переходящие без изменения при химических реакциях из одного соединения в другое. Такое понятие о радикалах сохранилось, но большинство других положений теории радикалов оказались неправильными.

Согласно **теории типов** (Ш. Жерар) все органические вещества можно разделить на типы, соответствующие определенным неорганическим веществам. Например, спирты R-OH и простые эфиры R-O-R

рассматривались как представители типа воды Н-ОН, в которой атомы водорода замещены радикалами. Теория типов создала классификацию органических веществ, некоторые принципы которой применяются в настоящее время.

Современная теория строения органических соединений создана выдающимся русским учёным А.М. Бутлеровым.

Основные положения теории строения органических соединений а.М. Бутлерова

1. Атомы в молекуле располагаются в определенной последовательности согласно их валентности. Валентность атома углерода в органических соединениях равна четырем.

2. Свойства веществ зависят не только от того, какие атомы и в каких количествах входят в состав молекулы, но и от того, в каком порядке они соединены между собой.

3. Атомы или группы атомов, входящих в состав молекулы, взаимно влияют друг на друга, от чего зависят химическая активность и реакционная способность молекул.

4. Изучение свойств веществ позволяет определить их химическое строение.

Взаимное влияние соседних атомов в молекулах является важнейшим свойством органических соединений. Это влияние передается или по цепи простых связей или по цепи сопряженных (чередующихся) простых и двойных связей.

Классы производных углеводородов по наличию функциональных групп:

- галогенопроизводные R-Гал: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$ (хлорэтан), $\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}$ (бромбензол);

- спирты и фенолы R-OH: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (этанол), $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ (фенол);

- тиолы R-SH: CH₃CH₂SH (этантиол), C₆H₅SH (тиофенол);
- эфиры простые R-O-R: CH₃CH₂-O-CH₂CH₃ (диэтиловый эфир),
сложные R-CO-O-R: CH₃CH₂COOCH₂CH₃ (этиловый эфир уксусной кислоты);
- карбонильные соединения: альдегиды R-CHO:
кетоны R-CO-R: CH₃COCH₃ (пропанон),
C₆H₅COCH₃ (метилфенилкетон);
- карбоновые кислоты R-COOH: (уксусная кислота), (бензойная кислота)
- сульфокислоты R-SO₃H: CH₃SO₃H (метансульфокислота), C₆H₅SO₃H (бензолсульфокислота)
- амины R-NH₂: CH₃CH₂NH₂ (этиламин), CH₃NHCH₃ (диметиламин),
C₆H₅NH₂ (анилин);
- нитросоединения R-NO₂ CH₃CH₂NO₂ (нитроэтан),
C₆H₅NO₂ (нитробензол);
- металлорганические (элементорганические) соединения: CH₃CH₂Na (этилнатрий).

Ряд сходных по строению соединений, обладающих близкими химическими свойствами, в котором отдельные члены ряда отличаются друг от друга лишь количеством групп -CH₂-, называется *гомологическим рядом*, а группа -CH₂- гомологической разностью. У членов гомологического ряда подавляющее большинство реакций протекает одинаково (исключение составляют только первые члены рядов). Следовательно, зная химические реакции лишь одного члена ряда, можно с большой степенью вероятности утверждать, что такого же типа превращения протекают и с остальными членами гомологического ряда.

Для любого гомологического ряда может быть выведена общая формула, отражающая соотношение между атомами углерода и водорода у

членов этого ряда; такая формула называется *общей формулой гомологического ряда*. Так, C_nH_{2n+2} – формула алканов, $C_nH_{2n+1}OH$ – алифатических одноатомных спиртов.

Номенклатура органических соединений: тривиальная, рациональная и систематическая номенклатура. Тривиальная номенклатура представляет собой совокупность исторически сложившихся названий. Так, по названию сразу понятно, откуда были выделены яблочная, янтарная или лимонная кислота, каким способом была получена пировиноградная кислота (пиролиз виноградной кислоты), знатоки греческого языка легко догадаются, что уксусная кислота – это что-то кислое, а глицерин – сладкое. По мере синтеза новых органических соединений и развития теории их строения создавались другие номенклатуры, отражающие строение соединения (его принадлежность к определённому классу).

Рациональная номенклатура строит название соединения на основании структуры более простого соединения (первого члена гомологического ряда). CH_3OH – карбинол, CH_3CH_2OH – метилкарбинол, $CH_3CH(OH)CH_3$ – диметилкарбинол и т.д.

Номенклатура ИЮПАК (систематическая номенклатура). По номенклатуре ИЮПАК (международный союз по теоретической и прикладной химии), названия углеводородов и их функциональных производных базируются на названии соответствующего углеводорода с добавлением префиксов и суффиксов, присущих данному гомологическому ряду.

Чтобы правильно (и однозначно) назвать органическое соединение по систематической номенклатуре, надо:

- 1) выбрать в качестве основного углеродного скелета наиболее длинную последовательность углеродных атомов (родоначальную структуру)

и дать её название, обращая внимание на степень ненасыщенности соединения;

2) выявить **все** имеющиеся в соединении функциональные группы;

3) установить, какая группа является старшей (см. таблицу), название этой группы отражается в названии соединения в виде суффикса и его ставят в конце названия соединения; все остальные группы дают в названии в виде приставок;

4) пронумеровать углеродные атомы основной цепи, придавая старшей группе наименьший из номеров;

5) перечислить приставки в алфавитном порядке (при этом умножающие приставки ди-, три-, тетра- и т.д. не учитываются);

6) составить полное название соединения.

При этом необходимо помнить:

- в названиях спиртов, альдегидов, кетонов, карбоновых кислот, амидов, нитрилов, галогенангидридов суффикс, определяющий класс, следует за суффиксом степени ненасыщенности: например, 2-бутеналь;

- соединения, содержащие другие функциональные группы, называются как производные углеводородов. Названия этих функциональных групп ставятся в качестве приставок перед названием родоначального углеводорода: например, 1-хлорпропан.

Названия кислотных функциональных групп, таких, как группа сульфокислоты или фосфиновой кислоты, помещают после названия углеводородного скелета: например, бензолсульфокислота.

Производные альдегидов и кетонов часто называют по имени исходного карбонильного соединения.

Эфиры карбоновых кислот называются как производные родоначальных кислот. Окончание –овая кислота заменяется на –оат: например, метилпропионат – метиловый эфир пропановой кислоты.

Для того чтобы обозначить, что заместитель связан с атомом азота родоначальной структуры, используют прописную букву N перед названием заместителя: N-метиланилин.

Т.е. начинать надо с названия родоначальной структуры, для чего абсолютно необходимо знать наизусть названия первых 10 членов гомологического ряда алканов (метан, этан, пропан, бутан, пентан, гексан, гептан, октан, nonан, декан). Также надо знать названия образующихся из них радикалов – при этом окончание –ан меняется на –ил.

Алканы – предельные (алифатические) углеводороды, состав которых выражается формулой C_nH_{2n+2} .

Алканы образуют гомологический ряд, каждое химическое соединение которого по составу отличается от последующего и предыдущего на одинаковое число атомов углерода и водорода – CH_2 , а вещества, входящие в гомологический ряд, называются гомологами. Гомологический ряд алканов представлен в таблице 1.

В молекулах алканов выделяют первичные (т.е. связанные одной связью), вторичные (т.е. связанные двумя связями), третичные (т.е. связанные тремя связями) и четвертичные (т.е. связанные четырьмя связями) атомы углерода.

$C^1H_3 - C^2H_2 - C^1H_3$ (1 – первичные, 2- вторичные атомы углерода)

$CH_3 - C^3H(CH_3) - CH_3$ (3- третичный атом углерода)

$CH_3 - C^4(CH_3)_3 - CH_3$ (4- четвертичный атом углерода)

Для алканов характерна структурная изомерия (изомерия углеродного скелета). Так, у пентана имеются следующие изомеры:

$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$ (пентан)

$CH_3 - CH(CH_3)-CH_2-CH_3$ (2-метилбутан)

$CH_3-C(CH_3)_2-CH_3$ (2,2 – диметилпропан)

Для алканов, начиная с гептана, характерна оптическая изомерия.

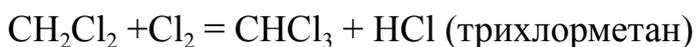
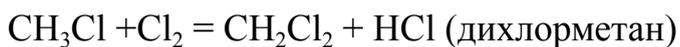
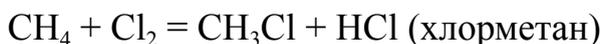
Атомы углерода в предельных углеводородах находятся в sp^3 –гибридизации. Углы между связями в молекулах алканов 109,5.

Химические свойства алканов

При обычных условиях алканы химически инертны — не реагируют ни с кислотами, ни со щелочами. Это объясняется высокой прочностью -связей C-C и C-H. неполярные связи C-C и C-H способны расщепляться только гомолитически под действием активных свободных радикалов. Поэтому алканы вступают в реакции, протекающие по механизму радикального

замещения. При радикальных реакция в первую очередь замещаются атомы водорода у третичных, затем у вторичных и первичных атомов углерода.

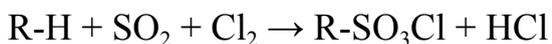
Галогенирование. При взаимодействии алканов с хлором и бромом при действии УФ-излучения или высокой температуры образуется смесь продуктов от моно- до полигалогензамещенных алканов:



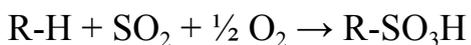
Нитрование (реакция Коновалова). При действии разбавленной азотной кислоты на алканы при 140С и небольшом давлении протекает радикальная реакция:



Сульфохлорирование и сульфоокисление. Прямое сульфирование алканов протекает с трудом и чаще всего сопровождается окислением, в результате чего образуются алкансульфонилхлориды:



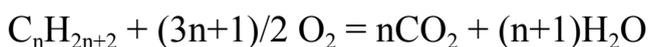
Реакция сульфоокисления протекает аналогично, только в этом случае образуются алкансульфоновые кислоты:



Крекинг – радикальный разрыв связей С-С. Протекает при нагревании и в присутствии катализаторов. При крекинге высших алканов образуются алкены, при крекинге метана и этана образуется ацетилен:



Окисление. При мягком окислении метана кислородом воздуха могут быть получены метанол, муравьиный альдегид или муравьиная кислота. На воздухе алканы сгорают до углекислого газа и воды:



Физические свойства алканов

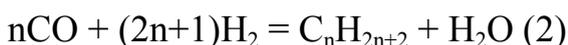
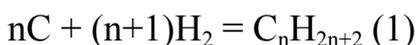
При обычных условиях C_1 - C_4 – газы, C_5 - C_{17} – жидкости, начиная с C_{18} – твердые вещества. Алканы практически нерастворимы в воде, но, хорошо растворимы в неполярных растворителях, например, в бензоле. Так, метан CH_4 (болотный, рудничный газ) – газ без цвета и запаха, хорошо растворимый в этаноле, эфире, углеводородах, но плохо растворимый в воде. Метан используют в качестве высококалорийного топлива в составе природного газа, в качестве сырья для производства водорода, ацетилен, хлороформа и других органических веществ в промышленных масштабах.

Пропан C_3H_8 и бутан C_4H_{10} – газы, применяемые в быту, в качестве балонных газов, за счет легкой сжижаемости. Пропан используется в качестве автомобильного топлива, поскольку является более экологически чистым, чем бензин. Бутан – сырье для получения 1,3 –бутадиена, использующегося в производстве синтетического каучука.

Получение алканов

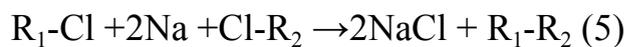
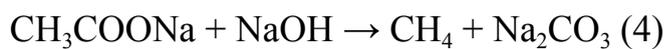
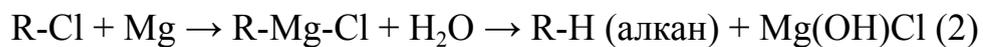
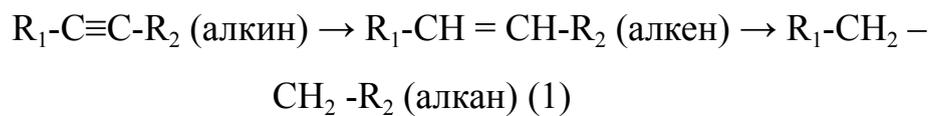
Алканы получают из природных источников – природного газа (80-90% — метан, 2-3% — этан и другие предельные углеводороды), угля, торфа, древесины, нефти и горного воска.

Выделяют лабораторные и промышленные способы получения алканов. В промышленности алканы получают из битумного угля (1) или по реакции Фишера-Тропша (2):

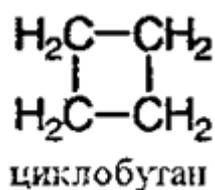
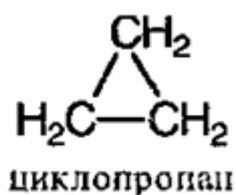


К лабораторным способам получения алканов относят: гидрирование непредельных углеводородов при нагревании и в присутствии катализаторов (Ni, Pt, Pd) (1), взаимодействием воды с металлоорганическими

соединениями (2), электролизом карбоновых кислот (3), по реакциям декарбоксилирования (4) и Вюрца (5) и другими способами.



Лекция № 5 «Циклоалканы. Способы получения циклоалканов»



Общая формула – C_nH_{2n} .

Строение циклоалканов.

Атомы углерода находятся в sp^3 – гибридизации. Угол зависит от размера цикла.

Изомерия циклоалканов.

Для циклоалканов характерна изомерия углеродного скелета и пространственная изомерия:

Все соединения делят на малые (C_3 , C_4) циклы и на обычные ($C_5 - C_7$) циклы.

Физические свойства циклоалканов.

При обычных условиях:

C_3 , C_4 – газы;

C_5 - C_{16} – жидкости;

C_{17} и выше – твердые вещества.

Температуры плавления и кипения выше, чем у алканов.

Получение циклоалканов.

1. Отщепление 2х атомов галогена от дигалогенов:

2. Гидрирование ароматических углеводородов:

Химические свойства циклоалканов.

Малые и обычные циклы имеют различные свойства. Например, для циклобутана и циклопропана свойственна реакция присоединения:

А) брома:

Б) водорода (в присутствии никелевого катализатора):

В) галогенводорода (по правилу Марковникова):

Реакция замещения свойственна для обычных циклов, т.к. они более устойчивы:

Дегидрирование:

Под воздействием окислителей образуется кислота:

Применение циклоалканов.

Циклоалканы используют для получения циклогексанола, циклогексанона, адипиновой кислоты, капролактама, а также в качестве растворителя. Циклопропан выступает в качестве ингаляционного средства.

Лекция № 6 Алкены Химические и физические свойства

Физические свойства некоторых алкенов показаны в табл. 1. Первые три представителя гомологического ряда алкенов (этилен, пропилен и бутилен) — газы, начиная с C_5H_{10} (амилен, или пентен-1) — жидкости, а с $C_{18}H_{36}$ — твердые вещества. С увеличением молекулярной массы повышаются температуры плавления и кипения. Алкены нормального строения кипят при более высокой температуре, чем их изомеры, имеющие изостроение. Температуры кипения *цис*-изомеров выше, чем *транс*-изомеров, а температуры плавления — наоборот.

Алкены плохо растворимы в воде (однако лучше, чем соответствующие алканы), но хорошо — в органических растворителях. Этилен и пропилен горят коптящим пламенем.

Химические свойства алкенов

Большинство химических реакций алкенов протекают по механизму электрофильного присоединения:

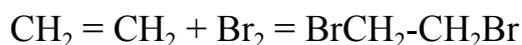
— гидрогалогенирование — взаимодействие алкенов с галогенводородами (HCl, HBr), протекающее по правилу Марковникова (при присоединении полярных молекул типа HX к несимметричным алкенам водород присоединяется к более гидрированному атому углерода при двойной связи)



— гидратация — взаимодействие алкенов с водой в присутствии минеральных кислот (серной, фосфорной) с образованием спиртов, протекающее по правилу Марковникова



— галогенирование — взаимодействие алкенов с галогенами, например, с бромом, при котором происходит обесцвечивание бромной воды



При нагревании смеси алкена с галогеном до 500С возможно замещение атома водорода алкена по радикальному механизму:



По радикальному механизму протекает реакция гидрирования алкенов. Условием протекания реакции является наличие катализаторов (Ni, Pd, Pt), а также нагревание реакционной смеси:



Алкены способны окисляться с образованием различных продуктов, состав которых зависит от условий проведения реакции окисления. Так, при окислении в мягких условиях (окислитель – перманганат калия) происходит разрыв π -связи и образование двухатомных спиртов:

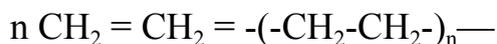


При жестком окислении алкенов кипящим раствором перманганата калия в кислой среде происходит полный разрыв связи (σ -связи) с образованием кетоны, карбоновых кислот или углекислого газа:

Окисление этилена кислородом при 200С в присутствии CuCl_2 и PdCl_2 приводит к образованию ацетальдегида:



Алкены вступают в реакции полимеризации. Полимеризация — процесс образования высокомолекулярного соединения — полимера-путем соединения друг с другом с помощью главных валентностей молекул исходного низкомолекулярного вещества — мономера. Полимеризация может быть вызвана нагреванием, сверхвысоким давлением, облучением, действием свободных радикалов или катализаторов. Так, полимеризация этилена происходит под действием кислот (катионный механизм) или радикалов (радикальный механизм):



Физические свойства алкенов

При обычных условиях $\text{C}_2\text{-C}_4$ — газы, $\text{C}_5\text{-C}_{17}$ — жидкости, начиная с C_{18} — твердые вещества. Алкены не растворимы в воде, хорошо растворимы в органических растворителях.

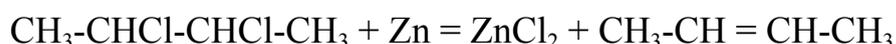
Получение алкенов

Основные способы получения алкенов:

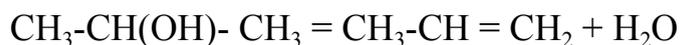
— дегидрогалогенирование галогенпроизводных алканов под действием спиртовых растворов щелочей



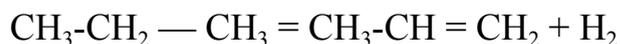
— дегалогенирование дигалогенпроизводных алканов под действием активных металлов



— дегидратация спиртов при их нагревании с серной кислотой ($t > 150\text{ C}$) или пропускании паров спирта над катализатором



— дегидрирование алканов при нагревании (500C) в присутствии катализатора (Ni, Pt, Pd)



Алкены применяются в качестве исходных продуктов в производстве полимерных материалов (пластмасс, каучуков, пленок) и других органических веществ.

Лекция № 7 «Алкадиены. Химические и физические свойства»

Алкадиены – ненасыщенные углеводороды, содержащие две двойные связи.

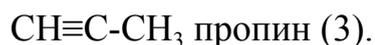
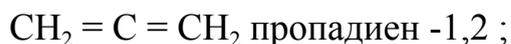
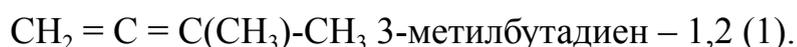
Общая формула алкадиенов $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$

По взаимному расположению двойных связей все алкадиены подразделяют на: кумулированные (связи находятся в положениях 1 и 2) (1), сопряженные (двойные связи расположены через одну одинарную связь) (2) и изолированные (две двойные связи разделяет больше, чем одна одинарная связь –C-C-) (3):



В молекулах алкадиенов атомы углерода находятся в sp^2 гибридизации. Атом углерода, связанный двойными связями с двух сторон, имеющийся в составе кумулированных алкадиенов, находится в sp -гибридизации.

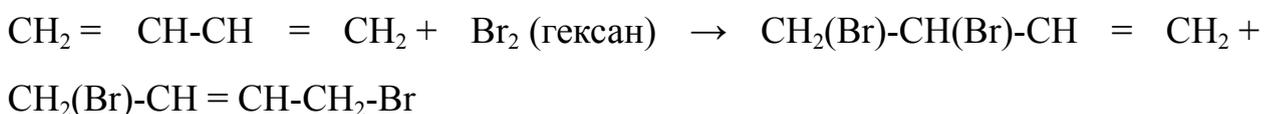
Для всех алкадиенов, начиная с пентадиена, характерна изомерия углеродного скелета (1) и изомерия положения двойных связей (2); для алкадиенов, начиная с пентадиена — 1,3, характерная цис-транс изомерия. Поскольку общая формула алкадиенов совпадает с формулой для алкинов, следовательно, между этими классами соединений возможна межклассовая изомерия (3).



Химические свойства алкадиенов

Для алкадиенов характерны реакции, протекающие по механизмам электрофильного и радикального присоединения, причем, наиболее реакционноспособными являются сопряженные алкадиены.

Галогенирование. При присоединении к алкадиенам хлора или брома образуются тетрагалогеноалканы, причем, возможно образование продуктов как 1,2-, так и 1,4- присоединения. Соотношение продуктов зависит от условий проведения реакции: типа растворителя и температуры.



При температуре -80С соотношение продуктов 1,2 – и 1,4 – присоединения – 80/20%; -15С – 54/46%; +40С – 20/80%; +60С – 10/90%.

Присоединение галогенов возможно и по радикальному механизму – под действием УФ-излучения. В этом случае также происходит образование смеси продуктов 1,2 – и 1,4 – присоединения.

Гидрогалогенирование протекает подобно галогенированию, т.е. с образованием смеси продуктов 1,2 – и 1,4 – присоединения. Соотношение продуктов в основном зависит от температуры, так, при высоких температурах преобладают продукты 1,2 – присоединения, а при низких — 1,4 – присоединения.



Реакция гидрогалогенирования может протекать в водной или спиртовой среде, в присутствии хлорида лития или в среде CNaI_4 , где Hal – галоген.

Реакции циклоприсоединения (диеновый синтез). В таких реакциях участвуют два компонента – диен и ненасыщенное соединение – диенофил. При этом образуется замещенный шестичленный цикл. Классический пример реакции диенового синтеза – реакция взаимодействия бутадиена – 1,3 с малеиновым ангидридом:

Гидрирование алкадиенов происходит в условиях жидкого аммиака и приводит к образованию смеси продуктов 1,2 – и 1,4 – присоединения:



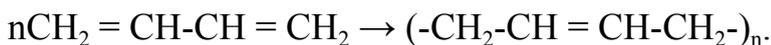
Кумулированные алкадиены способны вступать в *реакции гидратации* в кислой среде, т.е. присоединяют молекулы воды. При этом происходит образование неустойчивых соединений – енолов (непредельные спирты), для которых характерно явление кето-енольной таутомерии, т.е. енолы практически сразу же переходят в форму кетонов и обратно:

$\text{CH}_2 = \text{C} = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_2 = \text{C}(\text{OH})-\text{CH}_3$ (пропенол) \leftrightarrow $\text{CH}_3-\text{C}(\text{CH}_3) = \text{O}$ (ацетон).

Реакции изомеризации алкадиенов протекают в щелочной среде при нагревании и в присутствии катализатора – оксида алюминия:



Полимеризация алкадиенов может протекать как 1,2 – или 1,4 – присоединение:

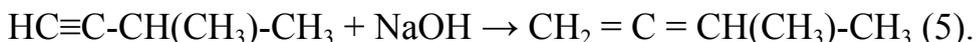
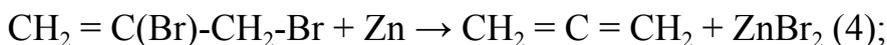


Физические свойства алкадиенов

Низшие диены — бесцветные легкокипящие жидкости. 1,3-Бутадиен и аллен (1,2 — пропадиен) — легко сжижающиеся газы, обладающие неприятным запахом. Высшие диены представляют собой твердые вещества.

Получение алкадиенов

Основные способы получения алкадиенов – дегидрирование алканов (1), реакция Лебедева (2), дегидратация гликолей (3), дегалогенирование дигалогенпроизводных (4) алкенов и реакции перегруппировки (5):



Основная сфера использования диенов и их производных – это производство каучука.

**Лекция № 8-9 «Алкины. Изомерия, получение и применение.
Химические и физические свойства»**

Физические свойства алкинов

По своим физическим характеристикам ацетиленовые углеводороды напоминают алкены. В нормальных условиях алкины, в молекулах которых содержится от двух до четырех атомов карбона, обладают газообразным агрегатным состоянием. Те, в молекулах которых находится от пяти до 16 атомов карбона, при нормальных условиях жидкости.

Те, в составе молекул которых от 17 и больше атомов этого химического элемента, - твердые вещества. Плавятся и кипят алкины при более высокой температуре, чем алканы и алкены. Растворимость в воде

незначительная, но немного выше, чем у алкенов и алканов. Растворимость в органических растворителях высокая. Наиболее широко используемый алкин - ацетилен - обладает такими физическими свойствами: не имеет цвета; не имеет запаха; при нормальных условиях находится в газообразном агрегатном состоянии; обладает меньшей плотностью, чем воздух; температура кипения - минус 83,6 градусов Цельсия.

Рис. 1 Химические свойства алкинов

Рис.2 Химические свойства алкинов (продолжение)

Рис.3 Получение алкинов

Применение алкинов

Наибольшее распространение в промышленности получил самый простой алкин - этин. Он широко используется в химической отрасли. Нужен ацетилен и другие алкины для получения из них других органических соединений, таких как кетоны, альдегиды, растворители и др. Также из алкинов можно получить вещества, которые используются при производстве каучуков, поливинилхлорида и др. Из пропина можно получить ацетон в результате реакции Кучерова. Кроме того, ацетилен используется при получении таких химических веществ, как уксусная кислота, ароматические углеводороды, этиловый спирт. Еще ацетилен применяется в качестве топлива с очень высокой теплотой горения. Также реакция горения этина используется для сваривания металлов. Кроме того, с использованием ацетилена можно получить технический карбон. Также это вещество применяется в автономных светильниках. Ацетилен и ряд других углеводородов этой группы используются в качестве ракетного топлива.

Лекция № 10-11 «Арены. Свойства аренов»

Арены (ароматические углеводороды) – соединения, в молекулах которых содержится одно или несколько бензольных колец – циклических групп атомов углерода со специфическим характером связей.

Бензол – молекулярная формула C_6H_6 . Впервые была предложена А. Кекуле:

Рис. 4 Строение аренов.

Все 6 атомов углерода находятся в sp^2 -гибридизации. Каждый атом углерода образует 2 σ -связи с двумя соседними атомами углерода и одним атомом водорода, которые находятся в одной плоскости. Углы составляют 120° . Т.е. все атомы углерода лежат в одной плоскости и образуют шестигранник. У каждого атома есть негибридная p -орбиталь, на которой находится неспаренный электрон. Эта орбиталь перпендикулярна плоскости, и поэтому π -электронное облако «размазано» по всем атомам углерода:

Все связи равноценны. Энергия сопряжения – количество энергии, которую надо затратить, чтобы разрушить ароматическую систему.

Именно это обуславливает специфические свойства бензола – проявление ароматичности. Это явление было открыто Хюккелем, и называется правилом Хюккеля.

Изомерия аренов.

Арены можно разделить на 2 группы:

- производные бензола:
- конденсированные арены:

Общая формула аренов – C_nH_{2n-6} .

Для аренов характерна структурная изомерия, которая объясняется взаимным расположением заместителей в кольце. Если в кольце находится 2

заместителя, то они могут находиться в 3-х различных положениях – орто (о-), мета (м-), пара (п-):

Если от бензола «отобрать» один протон, то образуется радикал - C_6H_5 , которое носит название арильного радикала. Простейшие:

Называют арены словом «бензол» с указанием заместителей в кольце и их положения:

Физические свойства аренов.

Первые члены ряда – жидкости без цвета с характерным запахом. Они хорошо растворяются в органических растворителях, но нерастворимы в воде. Бензол токсичен, но имеет приятный запах. Вызывает головную боль и головокружения, при вдыхании больших количеств паров можно потерять сознание. Раздражает слизистую оболочку и глаза.

Получение аренов.

1. Из алифатических углеводородов с помощью «ароматизации» предельных углеводородов, входящих в состав нефти. При пропускании над платиной или оксидом хрома наблюдается дигидроциклизация:

2. Дегидрирование циклоалканов:

3. Из ацетилена (тримеризация) при пропускании над раскаленным углем при $600^{\circ}C$:

4. Реакция Фриделя – Крафтса в присутствии хлорида алюминия:

5. Сплавление солей ароматических кислот с щелочью:

Химические свойства аренов.

Реакции замещения аренов.

Ядро аренов обладает подвижной π -системой, на которую действуют электрофильные реагенты. Для аренов характерно электрофильное замещение, которое можно представить так:

Электрофильная частица притягивается к π -системе кольца, затем образуется прочная связь между реагентом X и одним из атомов углерода, при этом единство кольца нарушается. Для восстановления ароматичности выбрасывается протон, а 2 электрона $C-H$ переходят в π -систему кольца.

1. Галогенирование происходит в присутствии катализаторов – безводных хлоридов и бромидов алюминия, железа:

2. Нитрование аренов. Бензол очень медленно реагирует с концентрированной азотной кислотой при сильном нагревании. Но если добавить серную кислоту, то реакция протекает очень легко:

3. Сульфирование протекает под воздействием 100% - серной кислоты – олеума:

4. Алкилирование алкенами. В результате происходит удлинение цепи, реакция протекает в присутствии катализатора – хлорида алюминия:

Реакции присоединения аренов.

1. Гидрирование (при катализаторах) аренов:

2. Радикальное галогенирование при взаимодействии паров бензола и сильного УФ-излучения. В результате образуется твердый продукт – $C_6H_6Cl_6$:

3. Окисление кислородом воздуха. Реакция протекает при оксиде ванадия (V) и 400°C :

Гомологи бензола имеют ряд отличий – на их продукты я изначальный заместитель в кольце:

Замещение в кольце возможно только в присутствии катализатора (хлорида железа и алюминия), замещение протекает в орто- и пара-положения по отношению к алкильному радикалу:

Если действуют сильные окислители (перманганат калия), то цепь алкильная разрушается и образуется бензойная кислота:

Лекция № 12-13 «Добыча и переработка каменного угля, нефти и газа. Экология и нефтепромысел»

Газообразные, жидкие и твёрдые углеводороды широко распространены в природе. Однако они встречаются не в чистом виде, а как смеси сложного состава.

Углеводороды в больших количествах извлекают из веществ природного происхождения: нефти, каменного угля, природного и попутного нефтяных газов. Именно они обеспечивают энергетические потребности человечества. На долю углеводородов приходится 89% всей используемой энергии в мире. При сгорании 1 кг нефти выделяется 46 тыс кДж, при сгорании 1м³ газа — около 38 тыс. кДж, в то время как 1 кг угля дает в лучшем случае только 29 тыс. кДж. Нефть — это «сгусток энергии»; при сжигании всего лишь 1 мл «черного золота» можно нагреть на 10°С ведро воды.

Кроме того, нефть, каменный уголь и природный газ служат сырьем для химической промышленности.

Нефть, её физические свойства и состав.

Нефть представляет собой маслянистую вязкую жидкость, обычно, тёмного цвета со своеобразным запахом. Нефть не растворяется в воде, но может растворяться в органических растворителях. В воде нефть не тонет, потому что её плотность меньше, чем плотность воды. В зависимости от месторождения, она составляет 0,73 — 0,98 г/мл.

(демонстрация физических свойств нефти).

Нефть — сложная смесь веществ, основной частью которой являются углеводороды (алканы, циклоалканы и ароматические углеводороды). В состав нефти входит более 150 различных углеводородов. Она — смесь жидких углеводородов, поэтому нефть не имеет формулы. Кроме этого, она содержит неорганические вещества, воду.

Итак: нефть состоит из: 70% — углеводородов, 30% — неуглеводородов (соли, песок, глина), 1 % — вода. Нефть, добытую из земных недр, называют сырой нефтью. Её очищают от воды и примесей газов. Очищенную нефть называют товарной нефтью.

Нефть в природе. Происхождение нефти.

Вокруг проблемы происхождения нефти до сих пор идут жаркие споры. Какие же существуют теории о происхождении нефти? Загадка, которую по-прежнему не могут разгадать ученые. Из множества теорий в настоящее время выделяют две основных: неорганическая и органическая.

Согласно органической теории на дне морей скапливались останки погибших растений и микроорганизмов. Постепенно под действием тяжести и без доступа воздуха отложения начали изменяться и со временем превратились в нефть и газ.

Главный «строительный материал» по неорганической теории — это химические реакции, идущие в недрах земли. Нагретые горячей магмой углеводороды вступают в реакции и образуют нефть. Возможно, здесь и таится секрет огромной теплотворной способности нефти.

От того, какая теория победит, зависит то, где нам искать новые месторождения. Если нефть действительно образовалась из «мертвой рыбы», то искать ее надо на том месте, где когда-то давно был древний океан. Если же это «кровь земли», которая в некоторых местах поднимается близко к поверхности, то искать ее нужно в местах крупных разломов земной коры.

История нефтедобычи.

Слово «нефть» известно с глубокой древности. Еще древние греческие летописцы Геродот и Плиний это горючее вещество, использовавшееся, и как цемент, называли «нафта». За 6-4 тысяч лет до нашей эры на берегу реки Евфрат (Ирак) велась добыча нефти. В III тысячелетии до н. э. в Египте, асфальт, как связующие и водонепроницаемое вещество, вместе с песком и известью, использовался для изготовления мастики, применяемой при сооружении строений из кирпича и камня, дамб, причалов и дорог. Древние египтяне применяли ее также для бальзамирования трупов, древние греки находили применение горячей нефти в военных целях, как воспламеняющегося вещества вместе с селитрой, серой и смолой для изготовления «огненных стрел» и «огненных горшков». В военных действиях нефть — «греческий огонь» — использовался более 2 тысяч лет назад.

Многие народы использовали нефть в медицине, а также для защиты садов и виноградников от вредителей. Еще в XIII веке Марко Поло, описывая иракскую нефть, указывал, что она применялась для освещения и в качестве лекарства от кожных болезней. Ее применяли в медицине, живописи и в качестве растворителя для красок, а также в военном деле. Нефть была довольно дорогим товаром. Согласно историческим документам, в 16 –17 веках ведро нефти стоило 3-4 раза дороже, чем ведро вина.

Почти до начала XX века нефть употреблялась преимущественно для освещения помещений, смазки колес телег и в немногочисленных механизмах. Постепенно усиливалось ее значение, как топлива. Нефть —

«кровь» земли, Нефть — «черное золото». Так ныне называют нефть. И в этом нет никакого преувеличения. Нефть самое ценное топливо в мире!

Нефтепродукты

Если от сырой нефти отделить воду и примеси, то получим товарную нефть. Однако ее нельзя использовать ни в качестве топлива, ни в качестве сырья для химических процессов.

Она должна быть переработана. В результате переработки нефти получают:

1. Бензин — используется как топливо для автомобилей.
2. Лигроин — его используют для изготовления пластмасс, получения автомобильного топлива и другое.
3. Керосин — идёт на авиационное топливо.
4. Газойль — идёт на дизельное топливо. Смесь керосина и газойля называют дизельным топливом.
5. Мазут — применяется для получения смазочных масел, парафина.
6. Гудрон — твердый остаток после переработки нефти — в качестве асфальта используется для покрытия дорог.
7. Фракции нефти используются не только как топливо, но и как ценное сырьё нефтехимической промышленности.

В какой степени промышленно-развитые страны зависят от нефти? Они просто не смогут обойтись без неё! Только подумайте о топливе, смазочных маслах, парафине, битуме, а также о том, что делается из нефтепродуктов: самолётах, автомобилях, кораблях, пластмассах, моющих средствах, красках, кроссовках, одежде, аспиринах, косметике, дисках, компьютерах, телефонах и многих других вещах. Ежедневно люди используют около 5 тысяч продуктов, сделанных из нефтепродуктов. Не все знают, что от нефти зависят продовольственные запасы всего мира, начиная с производства удобрений и заканчивая перевозкой урожая.

(демонстрация образцов нефтепродуктов)

Основные месторождения газа в мире и в Казахстане.

Первое место по доказанным запасам газа в мире продолжает удерживать Россия. На втором месте располагается Иран. Казахстан по общим запасам газа занимает 13-е место в мире. В Казахстане встречается природный газ (месторождения Тенге и Устютр на полуострове Мангышлак) и попутный газ (Атырау-Эмбенский и Мангистауский бассейны). К крупнейшим газовым месторождениям относятся Жанажол, Имаш, Тасболат, Узень и другие месторождения. Попутный нефтяной газ — это газ, существующий вместе с нефтью, он растворен в нефти и находится над ней, образуя «газовую шапку», под давлением. На выходе из скважины давление падает, и попутный газ отделяется от нефти. Этот газ в прошлые времена не использовался, а просто сжигался. В настоящее время его улавливают и используют как топливо и ценное химическое сырьё.

Применение природного и попутного газа

Где находит применение природный газ? Природный газ является ценнейшим видом топлива. При сгорании газа выделяется много теплоты, поэтому он служит энергетически эффективным и дешёвым топливом в котельных установках, доменных, мартеновских и стекловаренных печах. А также он является источником сырья для химической промышленности: получение ацетилена, этилена, водорода, сажи, различных пластмасс, уксусной кислоты, красителей, медикаментов и других продуктов.

Долгое время попутный нефтяной газ не находил применения и его сжигали на месте. В настоящее время его улавливают и используют в качестве топлива или как химическое сырьё. Для более рационального использования попутный нефтяной газ разделяют на фракции:

1. газовый бензин (C_5H_{12} , C_6H_{14}) — используется в качестве добавок к бензину;

2. пропан-бутановая смесь (C_3H_8 , C_4H_{10}) — в качестве топлива и как бытовой газ;

3. «сухой газ» (CH_4 , C_2H_6) — как топливо. В то же время он является важным источником сырья для химической промышленности и применяется для получения пластмасс, растворителей, удобрений, красок, водорода и многого другого.

Мировые запасы угля

Мировые запасы угля среди природных источников энергии составляют 80 % (а нефть и газ только 8,5%), прогнозные запасы угля приближаются к 15 трлн. т, из которых 4 трлн. т можно извлечь современной техникой. Если к 2000 году его будут добывать ежегодно по 10 млрд. т, то упомянутых выше 4 трлн. т прогнозных запасов хватило бы на 400 лет. Большая часть залежей угля образовалась в каменноугольный период (286-360 млн. лет назад) в результате разложения древовидных папоротников и других растений первобытных тропических лесов, которые, вероятно, росли в болотистой местности. В процессе гниения вещества растительного происхождения превращались в торф (в отдельных районах это происходит и сегодня), затем постепенно затвердевали, образуя лигнит, бурый уголь, и, наконец, превращались в каменный уголь.

Казахстан занимает 8-е место в мире по запасам угля, на его территории сконцентрировано 3,3% мировых запасов угля.

Уголь — ценное химическое сырьё

Уголь — «чёрное золото» — ценнейшее химическое сырьё. Запасы каменного угля в природе значительно превышают запасы нефти. Поэтому каменный уголь — важнейший вид сырья для химической отрасли промышленности.

По химическому составу каменный уголь представляет собой смесь высокомолекулярных ароматических соединений с высокой массовой долей

углерода, а также воды и летучих веществ с небольшими количествами минеральных

примесей. Основными продуктами переработки угля являются:

- кокс (используется в металлургии в производстве чугуна и стали),
- коксовый газ (используется в отоплении, содержит в своём составе водород, метан и другие ценные газы),
- каменноугольная смола (используется для получения ароматических углеводородов),
- аммиачная вода (используется в производстве удобрений).

Способность угля давать при переработке самые различные продукты, совсем непохожие на исходные материалы, является почти безграничной. Многие люди, покупая в аптеках сульфидин, аспирин, салол, новокаин, стрептоцид, вряд ли догадываются, что все эти лечебные препараты созданы из угля

Лекция № 14-15 «Общая характеристика гидроксильных соединений. Спирты»

Общая формула гомологического ряда предельных одноатомных спиртов — $C_nH_{2n+1}OH$. В зависимости от того, при каком углеродном атоме находится гидроксильная группа, различают спирты первичные ($RCH_2—OH$), вторичные ($R_2CH—OH$) и третичные ($R_3C—OH$). Простейшие спирты:

Первичные:



метанол этанол пропанол-1

Вторичные

Третичный

пропанол-2

бутанол-2

2-метилпропанол-2

Изомерия одноатомных спиртов связана со строением углеродного скелета (например, бутанол-2 и 2-метилпропанол-2) и с положением группы OH (пропанол-1 и пропанол-2).

Номенклатура.

Названия спиртов образуют, добавляя окончание -ол к названию углеводорода с самой длинной углеродной цепью, включающей гидроксильную группу. Нумерацию цепи начинают с того края, ближе к которому расположена гидроксильная группа. Кроме того, широко распространена заместительная номенклатура, по которой название спирта производится от соответствующего углеводородного радикала с добавлением, слова "спирт", например: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ — этиловый спирт.

Физические свойства. Низшие спирты (до C_{15}) — жидкости, высшие — твердые вещества. Метанол и этанол смешиваются с водой в любых соотношениях. С ростом молекулярной массы растворимость спиртов в воде падает. По сравнению с соответствующими углеводородами, спирты имеют высокие температуры плавления и кипения, что объясняется сильной ассоциацией молекул спирта в жидком состоянии за счет образования водородных связей.

Способы получения

1. Получение из галогенбензолов. При нагревании хлорбензола и гидроксида натрия под давлением получают фенолят натрия, при дальнейшей обработке которого кислотой образуется фенол:



2. При каталитическом окислении изопропилбензола (кумола) кислородом воздуха образуются фенол и ацетон:

(1)

Это — основной промышленный способ получения фенола.

3. Получение из ароматических сульфокислот. Реакция проводится при сплавлении сульфокислот с щелочами. Первоначально образующиеся феноксидаы обрабатывают сильными кислотами для получения свободных фенолов. Метод обычно применяют для получения многоатомных фенолов:

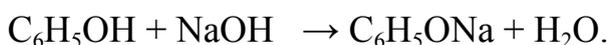
Химические свойства.

В фенолах р-орбиталь атома кислорода образует с ароматическим кольцом единую р-систему. Вследствие такого взаимодействия электронная плотность у атома кислорода уменьшается, а в бензольном кольце повышается. Полярность связи О—Н увеличивается, и водород ОН-группы становится более реакционноспособным и легко замещается на металл даже при действии щелочей (в отличие от предельных одноатомных спиртов).

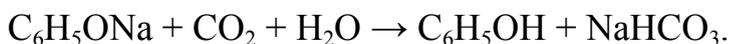
1. Кислотность фенола существенно выше, чем у предельных спиртов; он реагирует как с щелочными металлами:



так и с их гидроксидами (отсюда старинное название "карболовая кислота"):

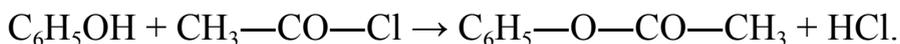


Фенол, однако, является очень слабой кислотой. При пропускании через раствор фенолятов углекислого или сернистого газов выделяется фенол; такая реакция доказывает, что фенол — более слабая кислота, чем угольная и сернистая:



Кислотные свойства фенолов ослабляются при введении в кольцо заместителей I рода и усиливаются при введении заместителей II рода.

2. Образование сложных эфиров. В отличие от спиртов, фенолы не образуют сложных эфиров при действии на них карбоновых кислот; для этого используются хлорангидриды кислот:



3. Реакции электрофильного замещения в феноле протекают значительно легче, чем в ароматических углеводородах. Поскольку OH группа является ориентантом I рода, то в молекуле фенола увеличивается реакционная способность бензольного кольца в орто- и пара-положениях (при галогенировании, нитровании, поликонденсации и т.д.). Так, при действии бромной воды на фенол три атома водорода замещаются на бром, и образуется осадок 2,4,6-трибромфенола:

(2)

Это — качественная реакция на фенол.

При нитровании фенола концентрированной азотной кислотой три атома водорода замещаются на нитрогруппу, и образуется 2,4,6-тринитрофенол (пикриновая кислота):

При нагревании фенола с формальдегидом в присутствии кислотных или основных катализаторов происходит реакция поликонденсации, и образуется фенолформальдегидная смола — высокомолекулярное соединение с разветвленной структурой типа:

4. Окисление. Фенолы легко окисляются даже под действием кислорода воздуха. Так, при стоянии на воздухе фенол постепенно окрашивается в розовато-красный цвет. При энергичном окислении фенола хромовой смесью

основным продуктом окисления является хинон. Двухатомные фенолы окисляются еще легче. При окислении гидрохинона также образуется хинон:

В заключение отметим, что для идентификации фенола очень часто используется его реакция с раствором FeCl_3 ; при этом образуется комплексный ион фиолетового цвета. Наряду с реакцией (2), это — качественная реакция на обнаружение фенола.

Применение

Фенол используют как полупродукт при получении фенолформальдегидных смол, синтетических волокон, красителей, лекарственных средств и многих других ценных веществ. Пикриновую кислоту применяют в промышленности в качестве взрывчатого вещества. Крезолы используют как вещества с сильным дезинфицирующим действием.

Лекция № 16 «Альдегиды и кетоны. Общая характеристика. Физические свойства»

Альдегиды - органические вещества, молекулы которых содержат карбонильную группу —C=O , связанную с атомом водорода и углеводородным радикалом.

Общая формула альдегидов или R—CHO . Функциональная группа альдегидов (—CHO) называется альдегидной группой.

Кетоны - органические вещества, молекулы которых содержат карбонильную группу —C=O— , связанную с двумя углеводородными радикалами.

Общая формула кетонов или R—CO—R' .

Альдегиды и кетоны называются карбонильными соединениями, их общая формула - $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$.

Изомеры и гомологи

Рис.6 Изомеры и гомологи альдегидов

В молекулах альдегидов, а тем более кетонов, в отличие от спиртов нет атомов водорода со значительным положительным частичным зарядом,

поэтому между молекулами как альдегидов, так и кетонов нет водородных связей.

Алгоритм составления названий альдегидов

1. Найдите главную углеродную цепь - это самая длинная цепь атомов углерода, включающая атом углерода альдегидной группы.
2. Пронумеруйте атомы углерода в главной цепи, начиная с атома углерода альдегидной группы.
3. Назовите соединение по алгоритму для углеводородов.
4. В конце названия допишите суффикс -аль.

Физические свойства: формальдегид - газ с удушливым запахом, растворим в воде (с молекулами воды водородные связи образуются, 40 %-ный водный раствор называется формалином с увеличением температуры растворимость уменьшается); ацетальдегид - бесцветная легкокипящая жидкость с фруктовым запахом, растворим в воде; ацетон - бесцветная жидкость с резким запахом, растворим в воде.

В ряду алканы альдегиды (кетоны) спирты растворимость в воде и температура кипения увеличивается.

Химические свойства

Химические свойства альдегидов и кетонов в значительной степени обусловлены наличием в их молекулах сильно полярной карбонильной группы (связь поляризована в сторону атома кислорода). Чем больше частичный заряд (+) на атоме углерода этой группы, тем выше активность соединения.

1. Горение:

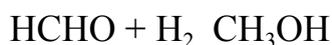


2. Присоединение (по двойной связи карбонильной группы).

В ряду HCHO RCHO RCOR' склонность к реакциям присоединения

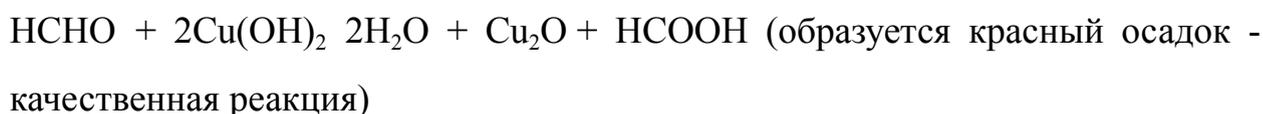
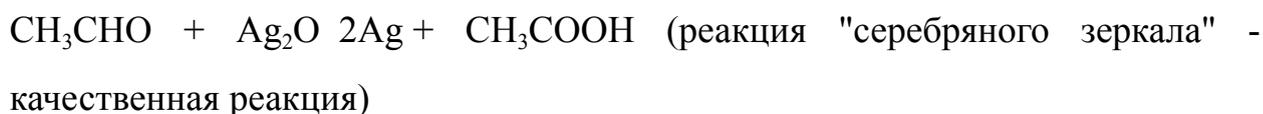
уменьшается. Это связано с наличием и числом углеводородных радикалов, связанных с атомом углерода карбонильной группы.

а) Гидрирование (восстановление водородом):



Из альдегидов при этом получают первичные спирты, а из кетонов - вторичные.

3. Окисление:



Кетоны слабыми окислителями не окисляются.

4. Замещение атомов водорода в углеводородном радикале (замещение происходит в α -положение, т. е. замещается атом водорода у 2-го атома углерода), таблица 4

Таблица 4

Замещение атомов водорода в углеводородном радикале

3	20	1	
СН_3	—СН_2	—СНО	$+ \text{Cl}_2 \rightarrow \text{СН}_3\text{—СНCl—СНО} + \text{НСl}$

Получение альдегидов и кетонов

1. Окисление спиртов.

а) Первичных



б) Вторичных

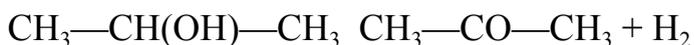


2. Дегидрирование спиртов.

а) Первичных



б) Вторичных



3. Окисление метана: $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{HCHO} + \text{H}_2\text{O}$ (При 500°C в присутствии оксидов азота)
4. Гидратация ацетилена (реакция Кучерова; лабораторный способ):
 $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHO}$
5. Окисление этилена: $2\text{C}_2\text{H}_4 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CH}_3\text{CHO}$

Лекция № 17-18 «Карбоновые кислоты. Строение, классификация. физические и химические свойства»

Карбоновые кислоты - органические вещества, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп.

Карбоксильная группа (сокращенно —COOH) - функциональная

группа карбоновых кислот - состоит из карбонильной группы и связанной с ней гидроксильной группы.

По числу карбоксильных групп карбоновые кислоты делятся на одноосновные, двухосновные и т.д.

Общая формула одноосновных карбоновых кислот $R-COOH$.

Пример двухосновной кислоты - щавелевая кислота $HOOC-COOH$.

По типу радикала карбоновые кислоты делятся на предельные (например, уксусная кислота CH_3COOH), непредельные [например, акриловая кислота $CH_2=CH-COOH$, олеиновая $CH_3-(CH_2)_7-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$] и ароматические (например, бензойная C_6H_5-COOH).

Изомеры и гомологи

Одноосновные предельные карбоновые кислоты $R-COOH$ являются изомерами сложных эфиров (сокращенно $R'-COOR''$) с тем же числом атомов углерода. Общая формула и тех, и других $C_nH_{2n}O_2$.

Таблица 5

Изомеры и гомологи карбоновых кислот

Г О М О Л О Г	$HCOOH$ метановая (муравьиная)			
	CH_3COOH этановая (уксусная)		$HCOOCH_3$ метиловый эфир муравьиной кислоты	
	CH_3CH_2COOH пропановая (пропионовая)		$HCOOCH_2CH_3$ этиловый эфир муравьиной кислоты	CH_3COOCH_3 метиловый эфир уксусной кислоты
	$CH_3(CH_2)_2COOH$ бутановая (масляная)	2-метилпропановая	$HCOOCH_2CH_2CH_3$ пропиловый эфир муравьиной кислоты	$CH_3COOCH_2CH_3$ этиловый эфир уксусной кислоты

и				
	и з о м е р ы			

Алгоритм составления названий карбоновых кислот

1. Найдите главную углеродную цепь - это самая длинная цепь атомов углерода, включающая атом углерода карбоксильной группы.
2. Пронумеруйте атомы углерода в главной цепи, начиная с атома углерода карбоксильной группы.
3. Назовите соединение по алгоритму для углеводородов.
4. В конце названия допишите суффикс "-ов", окончание "-ая" и слово "кислота".

В молекулах карбоновых кислот *p*-электроны атомов кислорода гидроксильной группы взаимодействуют с электронами -связи карбонильной группы, в результате чего возрастает полярность связи O—H, упрочняется -связь в карбонильной группе, уменьшается частичный заряд (+) на атоме углерода и увеличивается частичный заряд (+) на атоме водорода.

Последнее способствует образованию прочных водородных связей между молекулами карбоновых кислот.

Физические свойства предельных одноосновных карбоновых кислот в значительной степени обусловлены наличием между молекулами прочных водородных связей (более прочных, чем между молекулами спиртов). Поэтому температуры кипения и растворимость в воде у кислот больше, чем у соответствующих спиртов.

Химические свойства кислот

Упрочнение -связи в карбонильной группе приводит к тому, что реакции присоединения для карбоновых кислот нехарактерны.

1. Горение:



2. Кислотные свойства.

Из-за высокой полярности связи О-Н карбоновые кислоты в водном растворе заметно диссоциируют (точнее, обратимо с ней реагируют):



Все карбоновые кислоты - слабые электролиты. С увеличением числа атомов углерода сила кислот убывает (из-за снижения полярности связи О-Н); напротив, введение атомов галогена в углеводородный радикал приводит к возрастанию силы кислоты. Так, в ряду



сила кислот снижается, а в ряду

CH_3COOH	CH_2ClCOOH	CHCl_2COOH	CCl_3COOH
уксусная	моноклоруксусная	дихлоруксусная	трихлоруксусная
кислота	кислота	кислота	кислота

-возрастает.

Карбоновые кислоты проявляют все свойства, присущие слабым кислотам:



3. Этерификация (реакция карбоновых кислот со спиртами, приводящая к образованию сложного эфира):

муравьиная
кислота

этанол

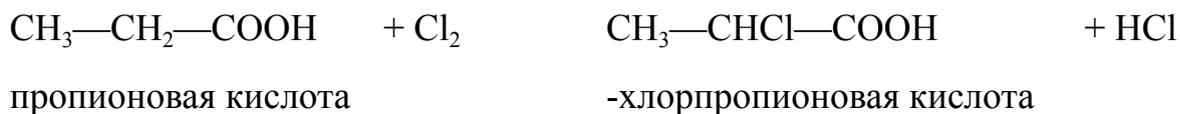
этиловый эфир
муравьиной кислоты

4. В реакцию этерификации могут вступать и многоатомные спирты, например, глицерин. Сложные эфиры, образованные глицерином и высшими карбоновыми кислотами (жирными кислотами) - это жиры.



5. Жиры представляют собой смеси триглицеридов. Предельные жирные кислоты (пальмитиновая $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$, стеариновая $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$) образуют твердые жиры животного происхождения, а непредельные (олеиновая $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$, линолевая $\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$ и др.) - жидкие жиры (масла) растительного происхождения.

6. Замещение в углеводородном радикале:



7. Замещение протекает в -положение.

Особенность муравьиной кислоты HCOOH состоит в том, что это вещество - двухфункциональное соединение, оно одновременно является и карбоновой кислотой, и альдегидом:

Поэтому муравьиная кислота кроме всего прочего реагирует и с аммиачным раствором оксида серебра (реакция серебряного зеркала; качественная реакция):



Получение карбоновых кислот

1. Окисление альдегидов.



Лабораторные окислители: Ag_2O , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и др.

2. Окисление спиртов: $RCH_2OH + O_2 \rightarrow RCOOH + H_2O$
3. Окисление углеводов: $2C_4H_{10} + 5O_2 \rightarrow 4CH_3COOH + 2H_2O$
4. Из солей (лабораторный способ): $CH_3COONa_{кр.} + H_2SO_4$
конц. $CH_3COOH + NaHSO_4$

Лекция № 19-20 «Углеводы. Классификация. Химические и физические свойства»

Углеводы - кислородсодержащие органические вещества, в которых водород и кислород находятся, как правило, в соотношении 2:1 (как и в молекуле воды).

Общая формула большинства углеводов - $C_n(H_2O)_m$. Но этой общей формуле отвечают и некоторые другие соединения, не являющиеся углеводами, например: $C(H_2O)$ то есть $HCHO$ или $C_2(H_2O)_2$ то есть CH_3COOH .

В линейных формах молекул углеводов всегда присутствует карбонильная группа (как таковая, или в составе альдегидной группы). И в линейной, и в циклической формах молекул углеводов присутствуют несколько гидроксильных групп. Поэтому углеводы относят к

двухфункциональным соединениям.

Углеводы по их способности гидролизироваться делятся на три основных группы: моносахариды, дисахариды и полисахариды. Моносахариды (например, глюкоза) не гидролизуются, молекулы дисахаридов (например, сахарозы) гидролизуются с образованием двух молекул моносахаридов, а молекулы полисахаридов (например, крахмала) гидролизуются с образованием множества молекул моносахаридов.

Моносахариды

Если в линейной форме молекулы моносахарида есть альдегидная группа, то такой углевод относится к альдозам, т. е. представляет собой альдегидоспирт (альдозу), если же карбонильная группа в линейной форме молекулы не связана с атомом водорода, то это кетонспирт (кетоза)

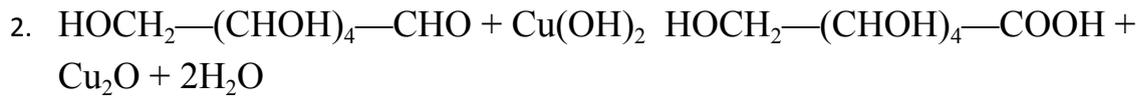
По числу атомов углерода в молекуле моносахариды делятся на триозы ($n = 3$), тетрозы ($n = 4$), пентозы ($n = 5$), гексозы ($n = 6$) и т. д. В природе чаще всего встречаются пентозы и гексозы.

Если в линейной форме молекулы гексозы есть альдегидная группа, то такой углевод относится к альдогексозам (например, глюкоза), а если только карбонильная, то - к кетогексозам (например, фруктоза)

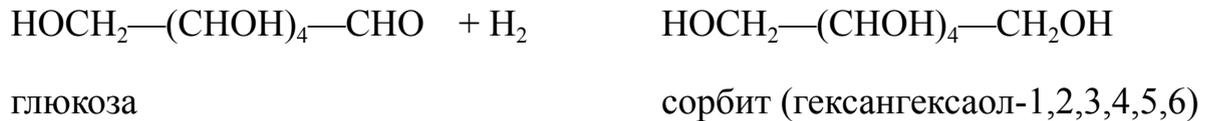
Таблица 6

Моносахариды

Глюкоза (пример альдогексозы)	Фруктоза (пример кетогексозы)	Рибоза (пример альдопентозы)
Структурные		



3. в) Как альдегид вступает в реакции присоединения (восстанавливается):



Дисахариды

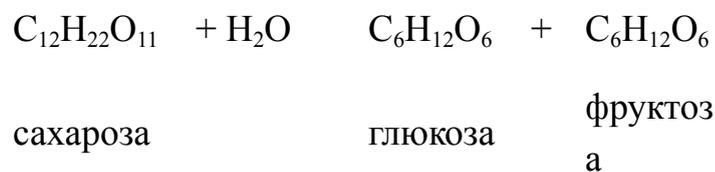
Из дисахаридов наибольшее значение имеет сахароза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$:

Молекула сахарозы состоит из остатков молекул глюкозы и фруктозы. Физические свойства: бесцветное кристаллическое вещество, очень хорошо растворимое в воде, сладкое на вкус.

Химические свойства

В растворе сахарозы не происходит раскрытие циклов, поэтому она не обладает свойствами альдегидов.

1. Гидролиз (в кислотной среде):



2. Являясь многоатомным спиртом, сахароза дает синее окрашивание раствора при реакции с $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Полисахариды

Целлюлоза - полимер $(\text{—C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5\text{—})_n$ с элементарным звеном, представляющим собой остаток -глюкозы

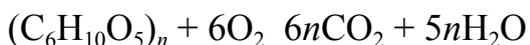
Молекулы целлюлозы имеют линейное строение и большую молекулярную массу. Между молекулами - прочные водородные связи. Целлюлоза нерастворима в воде и других растворителях.

Крахмал - полимер такого же состава, что и целлюлоза, но с элементарным звеном, представляющим собой остаток -глюкозы

Молекулы крахмала свернуты в спираль, большая часть молекул разветвлена. Молекулярная масса крахмала меньше молекулярной массы целлюлозы. Крахмал - аморфное вещество, нерастворимое в холодной воде, но частично растворимое в горячей.

Химические свойства

1. Горение (практическое значение имеет для целлюлозы):



2. Гидролиз:



При гидролизе крахмала образуется -глюкоза, а при гидролизе целлюлозы - -глюкоза.

3. Качественная реакция на крахмал: с йодом возникает синее окрашивание.
4. Термическое разложение целлюлозы без доступа воздуха приводит к образованию метанола, уксусной кислоты, ацетона и др. продуктов.
5. С уксусной и азотной кислотой целлюлоза образует сложные эфиры $[\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_2(\text{ONO}_2)_3]_n$ и $[\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_2(\text{OCOCH}_3)_3]_n$.

Лекция № 21 «Амины и аминокислоты. Классификация и свойства»

Амины - органические производные аммиака, в молекулах которого один, два или все три атома водорода замещены органическими радикалами.

По числу радикалов амины делятся на первичные, вторичные и третичные.

Таблица 7

Формулы аминов

Общая формула первичных аминов:	Общая формула вторичных аминов:	Общая формула третичных аминов:

По типу простейших радикалов амины делятся на предельные, непредельные и ароматические.

Таблица 8

Классификация аминов

Предельный амин:	Непредельный амин:	Ароматический амин:
$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—NH}_2$ этиламин (аминоэтан)	$\text{CH}_2=\text{CH—CH}_2\text{—NH}_2$ аллиламин (3-аминопропен-1)	$\text{C}_6\text{H}_5\text{—NH}_2$ фениламин (анилин)

Таблица 9

Изомеры и гомологи аминов

Г О М О Л О Г И	$\text{CH}_3\text{—NH}_2$ аминометан (этиламин)			
	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—NH}_2$ аминоэтан (этиламин)			$\text{CH}_3\text{—NH—CH}_3$ диметиламин
	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—NH}_2$ 1-аминопропан (пропиламин)	2-аминопропан		$\text{CH}_3\text{—NH—CH}_2\text{—CH}_3$ метилэтиламин
	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—NH}_2$ 1-аминобутан (бутиламин)	2-аминобутан	2-амино-2-метилпропан	$\text{CH}_3\text{—NH—CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ метилпропиламин
	и з о м е р ы			

У атома азота в молекулах аминов есть неподеленная пара электронов, которая может участвовать в образовании связи по донорно-акцепторному механизму. В ряду

анилин аммиак первичный амин вторичный амин третичный амин

электронная плотность на атоме азота возрастает.

Из-за наличия в молекулах неподеленной пары электронов амины, как и аммиак, проявляют основные свойства. В ряду

анилин аммиак первичный амин вторичный амин

основные свойства усиливаются, из-за влияния типа и числа радикалов.

Физические свойства. Простейшие амины - газы с запахом аммиака, более сложные - жидкости с запахом рыбы, высшие - твердые нерастворимые в воде вещества. Температуры кипения и растворимость в воде у аминов меньше, чем у соответствующих спиртов.

Химические свойства

1. Горение:



2. Взаимодействие с водой:



Анилин с водой практически не реагирует.

3. Взаимодействие с кислотами (основные свойства):



сульфат метиламмония



хлорид фениламмония

4. Реакции замещения в ароматических аминах (реакция анилина с бромной водой или с азотной кислотой):



5. В этих реакциях (бромирование и нитрование) преимущественно образуются *орто*- и *пара*-производные.

Получение анилина: $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + 6[\text{H}] \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

В промышленности эта реакция протекает при нагревании нитробензола с водяным паром в присутствии железа. В лаборатории водород "в момент выделения" образуется по реакции цинка со щелочью или железа с соляной кислотой. В последнем случае образуется хлорид анилина.

Аминокислоты - органические вещества, в молекулах которых содержатся две функциональные группы: аминогруппа и карбоксильная группа.

Общая формула молекул аминокислот - $\text{NH}_2\text{—R—COOH}$, где R - двухвалентный радикал. В твердом состоянии и частично в растворах аминокислоты представляют собой "внутренние соли", то есть состоят из

биполярных ионов $^+\text{NH}_3\text{—R—COO}^-$, образующихся при обратимом переносе протона (H^+) от карбоксильной группы к аминогруппе, например:

молекула	биполярный ион
аминоуксусной кислоты	аминоуксусной кислоты

Общая формула предельных аминокислот с одной карбоксильной и одной аминогруппой - $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{NO}_2$

Таблица 10

Изомеры и гомологи аминокислот

Межклассовыми изомерами для аминокислот являются нитросоединения R—NO_2 .

Г О М О	$\text{NH}_2\text{—CH}_2\text{—COOH}$ аминоэтановая кислота (глицин)		С Н ₃ С Н ₂ N O ₂ ни тр оэ та н
Л О Г И	2-аминопропановая кислота -аминопропановая кислота (аланин)	$\text{NH}_2\text{—CH}_2\text{CH}_2\text{—COOH}$ 3-аминопропановая кислота -аминопропановая кислота	С Н ₃ С Н ₂ С Н ₂ — N O ₂ 1- ни тр оп ро

				па н
	2-аминобутановая кислота -аминобутановая кислота 2-аминомасляная кислота	3-аминобутановая кислота -аминобутановая кислота	2-амино-2-метилпропанов ая кислота	С Н ₃ С Н ₂ С Н ₂ С Н ₂ — N O ₂ 1- ни тр об ут ан
	и з о м е р ы			

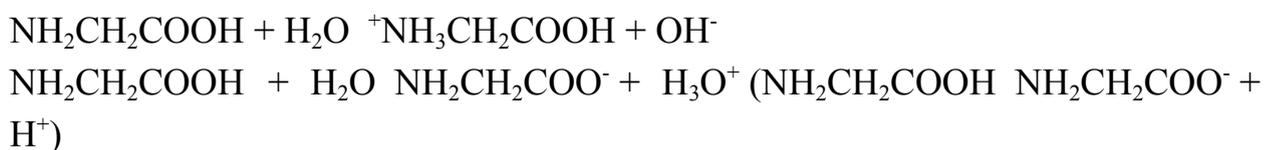
Физические свойства: бесцветные кристаллические вещества с температурами плавления 150 - 250°C, хорошо растворимы в воде (лучше, чем в органических растворителях), многие - сладкие.

Химические свойства

1. Горение:



2. Взаимодействие с водой:



Аминокислоты - амфотерные органические вещества. В водных растворах большинства аминокислот среда слабокислотная.

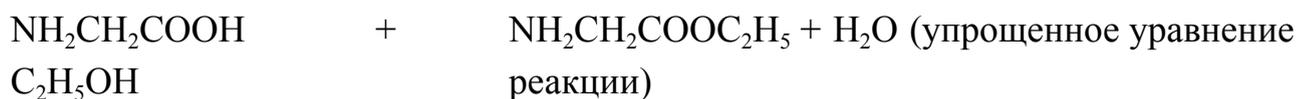
3. Реакции с растворами щелочей:



4. Реакции с растворами кислот:



5. Этерификация:



6. Конденсация:

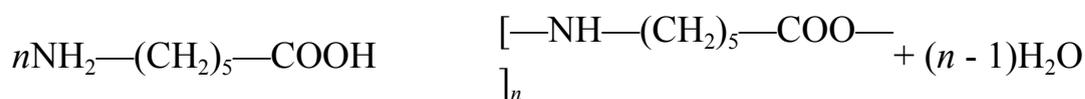
а) димеризация



аминокапроновая
(6-аминогексановая) кислота

димер

7. б) поликонденсация



аминокапроновая кислота капрон

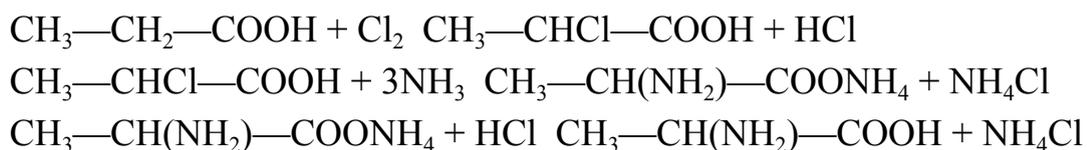
8. Группа ---CO---NH--- называется амидной группой, а образующиеся полимеры - полиамидами.

Полиамиды -аминокислот называются пептидами. В зависимости от числа остатков аминокислот различают дипептиды, трипептиды, полипептиды. В таких соединениях группы ---CO---NH--- называют пептидными группами, а связь C---N - пептидной связью.

К полипептидам относятся белки. В их молекулах присутствуют остатки не одной, а нескольких аминокислот. При гидролизе белков (в кислотной среде или под действием ферментов) образуется смесь аминокислот.

Получение -аминокислот.

1. Из карбоновых кислот:



2. Гидролиз белков.

Качественные ("цветные") реакции на белки:

- а) Ксантопротеиновая - появление желтой окраски при взаимодействии белка с концентрированной азотной кислотой.
- б) Биуретовая - появление фиолетово-синей окраски при взаимодействии белков с гидроксидом меди(II)

Лекция № 22 «Белки. Классификация и значение»

Роль белков в организме

Из органических веществ, входящих в живую клетку, важнейшую роль играют белки. На их долю приходится около 50% массы клетки. Благодаря белкам организм приобрел возможность двигаться, размножаться,

расти, усваивать пищу, реагировать на внешние воздействия и т. д.

«Жизнь есть способ существования белковых тел, существенным моментом которого является постоянный обмен веществ с окружающей их внешней природой, причем с прекращением этого обмена веществ прекращается и жизнь, что приводит к разложению белка», – писал Энгельс в своих трудах.

Состав, строение, свойства белков

Учитель химии. Белки – это сложные высокомолекулярные природные соединения, построенные из -аминокислот. В состав белков входит 20 различных аминокислот, отсюда следует огромное многообразие белков при различных комбинациях аминокислот. Как из 33 букв алфавита мы можем составить бесконечное число слов, так из 20 аминокислот – бесконечное множество белков. В организме человека насчитывается до 100 000 белков.

Белки подразделяют на *протеины* (простые белки) и *протеиды* (сложные белки).

Число аминокислотных остатков, входящих в молекулы, различно: инсулин – 51, миоглобин – 140. Отсюда M_r белка от 10 000 до нескольких миллионов.

Историческая справка. Первая гипотеза о строении молекулы белка была предложена в 70-х годах XIX в. Это была уреидная теория строения белка. В 1903 г. немецкий ученый Э.Г.Фишер предложил пептидную теорию, которая стала ключом к тайне строения белка. Фишер предположил, что белки представляют собой полимеры из остатков аминокислот, соединенных пептидной связью NH–CO. Идея о том, что белки – это полимерные образования, высказывалась еще в 1888 г. русским ученым А.Я.Данилевским. Эта теория получила подтверждение в последующих работах. Согласно полипептидной теории белки имеют определенную структуру.

Многие белки состоят из нескольких полипептидных частиц, которые складываются в единый агрегат. Так, молекула гемоглобина ($C_{738}H_{1166}S_2Fe_4O_{208}$) состоит из четырех субъединиц. Отметим, что M_r белка яйца = 36 000, M_r белка мышц = 1 500 000.

Первичная структура белка – последовательность чередования аминокислотных остатков (все связи ковалентные, прочные)

Рис. 7

Первичная структура белка

Вторичная структура – форма полипептидной цепи в пространстве. Белковая цепь закручена в спираль (за счет множества водородных связей)

Рис. 8

Вторичная структура белка

Третичная структура – реальная трехмерная конфигурация, которую принимает в пространстве закрученная спираль (за счет гидрофобных связей), у некоторых белков – S–S-связи (бисульфидные связи) (рис. 3).

Рис. 9

Третичная структура белка

Четвертичная структура – соединенные друг с другом макромолекулы белков образуют комплекс.

Химические свойства белков

При нагревании белков и пептидов с растворами кислот, щелочей или при действии ферментов протекает гидролиз. Гидролиз белков сводится к расщеплению полипептидных связей:

Денатурация – нарушение природной структуры белка под действием нагревания и химических реагентов.

Функции белков разнообразны.

1. *Строительный материал* – белки участвуют в образовании оболочки клетки, органоидов и мембран клетки. Из белков построены кровеносные сосуды, сухожилия, волосы.
2. *Каталитическая роль* – все клеточные катализаторы – белки (активные центры фермента). Структура активного центра фермента и структура субстрата точно соответствуют друг другу, как ключ и замок.
3. *Двигательная функция* – сократительные белки вызывают всякое

движение.

4. *Транспортная функция* – белок крови гемоглобин присоединяет кислород и разносит его по всем тканям.

5. *Защитная роль* – выработка белковых тел и антител для обезвреживания чужеродных веществ.

6. *Энергетическая функция* – 1 г белка эквивалентен 17,6 кДж.

Содержание белков в различных тканях человека неодинаково. Так, мышцы содержат до 80% белка, селезенка, кровь, легкие – 72%, кожа – 63%, печень – 57%, мозг – 15%, жировая ткань, костная и ткань зубов – 14–28%.

Белки – необходимые компоненты пищевых продуктов, они входят в состав лекарственных препаратов.

Синтез белков

Человек в течение длительного времени потреблял белки, выделенные главным образом из растений и животных. В последние десятилетия ведутся работы по искусственному получению белковых веществ. Половина земного шара находится в состоянии белкового голодания, а мировая нехватка пищевого белка составляет около 15 млн т в год при норме потребления белка в сутки взрослым человеком 115.

Лекция № 23-24 «Нуклеиновые кислоты. Строение и свойства нуклеиновых кислот. Функции и значение»

Подобно белкам, нуклеиновые кислоты — биополимеры, а их функция заключается в хранении, реализации и передаче генетической (наследственной) информации в живых организмах.

Существует два типа нуклеиновых кислот — дезоксирибонуклеиновые (ДНК) и рибонуклеиновые (РНК). Мономерами в нуклеиновых кислотах служат нуклеотиды. Каждый из них содержит азотистое основание, пятиуглеродный сахар (дезоксирибоза — в ДНК, рибоза — в РНК) и остаток фосфорной кислоты.

В ДНК входят четыре вида нуклеотидов, отличающихся по азотистому основанию в их составе, — аденин (А), гуанин (Г), цитозин (Ц) и тимин (Т). В молекуле РНК также имеется 4 вида нуклеотидов с одним из азотистых оснований — аденином, гуанином, цитозином и урацилом (У). Таким образом, ДНК и РНК различаются как по содержанию сахара в нуклеотидах, так и по одному из азотистых оснований (табл. 11).

Таблица 11

Компоненты нуклеотидов ДНК и РНК

Нуклеиновая кислота	Пятиуглеродный сахар	Азотистые основания	Остаток фосфорной кислоты
<i>ДНК</i>	Дезоксирибоза	Аденин, гуанин, цитозин, тимин	Остаток фосфорной кислоты
<i>РНК</i>	Рибоза	Аденин, гуанин, цитозин, урацил	Остаток фосфорной кислоты

Молекулы ДНК и РНК существенно различаются по своему строению и выполняемым функциям.

Молекула ДНК может включать огромное количество нуклеотидов — от нескольких тысяч до сотен миллионов (поистине гигантские молекулы ДНК удается «увидеть» с помощью электронного микроскопа). В структурном отношении она представляет собой двойную спираль из *полинуклеотидных цепей* (рис. 10), соединенных с помощью водородных связей между азотистыми основаниями нуклеотидов. Благодаря этому полинуклеотидные цепи прочно удерживаются одна возле другой.

При исследовании различных ДНК (у разных видов организмов) было установлено, что аденин одной цепи может связываться лишь с тиминном, а гуанин — только с цитозином другой. Следовательно, порядок расположения нуклеотидов в одной цепи строго соответствует порядку их расположения в другой. Этот феномен получил название *комплементарности* (т. е. дополнения), а противоположные полинуклеотидные цепи называются *комплементарными*. Именно этим обусловлено уникальное среди всех неорганических и органических веществ свойство ДНК — *способность к самовоспроизведению* или *удвоению* (рис. 2). При этом сначала комплементарные цепи молекул ДНК расходятся (под воздействием специального фермента происходит разрушение связей между комплементарными нуклеотидами двух цепей). Затем на каждой цепи начинается синтез новой («недостающей») комплементарной ей цепи за счет свободных нуклеотидов, всегда имеющих в большом количестве в клетке. В результате вместо одной («материнской») молекулы ДНК образуются две («дочерние») новые, идентичные по структуре и составу друг другу, а также исходной молекуле ДНК. Этот процесс всегда предшествует клеточному делению и обеспечивает передачу наследственной информации от материнской клетки дочерним и всем последующим поколениям.

Молекулы РНК, как правило, одноцепочечные (в отличие от ДНК) и содержат значительно меньшее число нуклеотидов. Выделяют три вида РНК (табл. 12), различающиеся по величине молекул и выполняемым функциям, — информационную (иРНК), рибосомальную (рРНК) и транспортную (тРНК).

Три вида РНК

РНК	Число нуклеотидов в молекуле
<i>Информационные</i>	До 30 000
<i>Рибосомальные</i>	До 6000
<i>Транспортные</i>	Около 100

Информационная РНК (и-РНК) располагается в ядре и цитоплазме клетки, имеет самую длинную полинуклеотидную цепь среди РНК и выполняет функцию переноса наследственной информации из ядра в цитоплазму клетки.

Транспортная РНК (т-РНК) также содержится в ядре и цитоплазме клетки, ее цепь имеет наиболее сложную структуру, а также является самой короткой (75 нуклеотидов). Т-РНК доставляет аминокислоты к рибосомам в процессе трансляции — биосинтеза белка.

Рибосомальная РНК (р-РНК) содержится в ядрышке и рибосомах клетки, имеет цепь средней длины. Все виды РНК образуются в процессе транскрипции соответствующих генов ДНК.

Лекция № 25 «Витамины и ферменты. Общая характеристика»

Витамины и их роль в организме Витамины - низкомолекулярные органические соединения различной химической природы, необходимые для нормальной жизнедеятельности организмов. За исключением никотиновой кислоты, витамины не синтезируются организмом человека и поступают главным образом вместе с пищей. Некоторые витамины, например, витамин С и витамины группы В, в достаточном количестве продуцируются нормальной микрофлорой кишечника. При наличии кишечного дисбактериоза, существенно нарушается нормальный биосинтез витаминов кишечной флорой, а также всасывание кишечником витаминов, поступающих с пищей извне.

Витамины участвуют в разнообразных биохимических реакциях, оказывают регулирующее влияние на обмен веществ и тем самым обеспечивают нормальное течение практически всех биохимических и физиологических процессов в организме. Их делят на: водорастворимые и жирорастворимые.

К **водорастворимым** витаминам относятся: витамин С и витамины группы В: тиамин, рибофлавин, пантотеновая кислота, В6, В12. Витамин В1 (тиамин) - водорастворимый витамин, требующий ежедневного восполнения. Известен, как витамин "бодрости духа". Потребность его возрастает во время болезни, стресса, операций. *Функции:* способствует росту, улучшает пищеварение, особенно переваривание углеводов, нормализует работу

нервной системы, мышц и сердца, помогает при морской болезни и укачивании, помогает при лечении опоясывающего лишая. 4 Лучше всего работает в сочетании с другими витаминами группы В. Легко разрушается при тепловой обработке. Продукты: горох, крупа гречневая, почки, фундук, крупа ячневая, бифидолакт, макароны, масло сливочное, легкие, чеснок, мука ржаная обойная, перец красный, мясо кролика, молоко сгущенное, дрожжи, сердце, хлеб столовый подовый, яйцо куриное, крупа манная, мука пшеничная 1 с, какао, печень, мука ржаная сеяная, сухари сливочные. Фолиевая кислота (витамин В6) - водорастворимый витамин. Функции: Необходим для формирования эритроцитов, способствует метаболизму белков, необходим для деления клеток, для усвоения сахара и аминокислот. Сохраняет кожу здоровой, улучшает выделение молока, защищает от кишечных паразитов и пищевых отравлений, улучшает аппетит при истощении, профилактика появления язвенного стоматита, может замедлить поседение волос, если принимается вместе с пантотеновой и парааминобензойной кислотами.

К жирорастворимым относятся витамины: А, Е, D и К. Витамин А (каротин, ретинол) Существует в двух формах: готовая форма - ретинол, и провитамин - каротин. *Функции:* предотвращение куриной слепоты, повышение сопротивляемости инфекциям органов дыхания, сокращение длительности заболеваний, поддержание кожи, волос и ногтей в здоровом состоянии и улучшение роста последних, удаление возрастных пятен, при наружном применении помогает в лечении прыщей, фурункулов и т.д. Лучше всего работает в сочетании с В-комплексом, витаминами D, Е, кальцием, фосфором и цинком. Предохраняет витамин С от окисления. Содержание витамина А в продуктах: печень говяжья, масло сливочное, мороженное сливочное, молоко сгущенное с сахаром, печень трески, брынза, сыр, молоко стерилизованное, сливки морковь. Витамин Е (токоферол) Токоферол - жирорастворимый, состоящий из токоферолов (8 разновидностей) витамин размножения. Селен усиливает действие этого витамина. Разрушается при тепловой обработке, при использовании хлорированной воды. *Функции:* увеличивая снабжение организма кислородом, способствует увеличению выносливости, совместно с витамином А защищает легкие от загрязненного воздуха, снижает утомляемость, предупреждает тромбообразование, ускоряет заживление ожогов, рубцов, предохраняет от выкидышей, действует как мочегонное, поддерживает кожу в здоровом состоянии. Активный

антиоксидант, препятствующий окислению жировых соединений, а также витамина А, селена, серосодержащих аминокислот. Усиливает активность витамина А. Содержание витамина Е в продуктах: проросшие зерна пшеницы, масло подсолнечное, масло хлопковое, масло сливочное, кукуруза, зерна овса, проросшие зерна кукурузы, масло кукурузное, 5 бобовые, сельдь, овощи, треска, масло соевое, говядина, пшеница, палтус, молоко, рожь.

Ферменты и их роль в организме *Ферменты* - это специальные белковые молекулы, ускоряющие протекание химических реакций в организме. Ферменты также называют биологическими катализаторами. В организме человека выявлено не менее 1000 ферментов, каждый из которых избирательно катализирует какую-то реакцию обмена веществ. Например, фермент каталаза способствует превращению образующегося в клетках и очень для них ядовитого пероксида водорода в воду и кислород. Сам фермент в реакциях не участвует, но он способен мгновенно запускать химический процесс с очень малыми затратами энергии. При этом одной молекулы каталазы достаточно, чтобы за 1 с утилизировать 10 тыс. молекул токсичной перекиси. Механизмы работы ферментов. Ферментативную активность обычно определяет небольшая часть белковой молекулы фермента, называемая активным центром.

Иногда в состав активных центров, помимо аминокислот, входят ионы металлов, витамины и другие соединения небелковой природы, которые называют коферментами. Активный центр фермента должен иметь такую структуру, которая даст ему возможность на мгновение связаться с молекулой строго определённого вещества субстратом данного фермента. Например, активный центр лизоцима, содержащегося в слюне и слезах, точно соответствует участку одного из сахаридов оболочки некоторых бактерий. Разлагая этот сахарид, лизоцим убивает и бактерии, не давая им проникнуть в организм человека. Роль ферментов в организме человека.

Ферменты за счёт своей каталитической активности очень важны для нормальной работы систем нашего организма. Поэтому отсутствие или нарушение активности какого-либо фермента может привести к заболеваниям, а иногда и к гибели. Ферменты необходимы для синтеза белков, переваривания и усвоения питательных веществ, реакций энергетического обмена, мышечного сокращения, нервно-психической деятельности, размножения, процессов выведения веществ из организма и т.

д. Температура и обмен веществ. Скорость многочисленных биохимических процессов в живых организмах зависит от температуры, при которой они протекают. Рыбы, например, имеют такую же температуру тела, как и окружающая их водная среда, поэтому интенсивность процессов у них напрямую зависит от температуры окружающей их воды. Птицы и млекопитающие, к которым относится и человек, имеют постоянную температуру тела. Поэтому скорость реакций обмена у этих организмов не зависит от колебаний температуры окружающей среды. Сохранение постоянной температуры тела является важнейшим проявлением гомеостаза в организме человека. Краткая характеристика ферментов: Птиалин - фермент, вырабатываемый слюнными железами человека, способствующий первичному перевариванию (гидролизу) крахмала; активен в щелочной среде. Трипсин - фермент, содержащий в секрете поджелудочной железы (панкреатическом соке), в щелочной среде (в тонком кишечнике), вызывающий окончательное переваривание белков до смеси природных альфа-аминокислот. Липаза - расщепляет жиры, поступившие в организм, до глицерина и высших жирных кислот в щелочной среде (липазы входят в состав панкреатического сока).

Лекция № 26 «Свойства и классификация гормонов»

Гормоны человека и их влияние на организм. *Гормоны* - специфические вещества, которые вырабатываются в организме и регулируют его развитие и функционирование. В переводе с греческого - гормоны - означают двигаю, возбуждаю. Гормоны образуются специальными органами - железами внутренней секреции (или эндокринными железами). Эти органы названы так потому, что продукты их работы не выделяются во внешнюю среду (как, например, у потовых или пищеварительных желез), а "подхватываются" током крови и разносятся по всему организму. "Истинные" гормоны (в отличие от местных регуляторных веществ) выделяются в кровь и действуют практически на все органы, в том числе значительно удаленные от места образования гормона. Гормоны человека предназначены для управления функциями организма, их регуляции и координации. Благодаря их работе определяется наш внешний вид, проявляется активность, возбуждение. Эти биологически активные химические вещества оказывают мощное влияние на весь организм, посредством взаимодействия с рецепторами.

Гормоны передают информацию от одного органа в другой, связывают один орган с другим. Это позволяет достичь баланса в работе всего организма. Гормон роста (Соматотропин) - ответственен за усиление процессов роста и физического развития. Он регулирует рост всего организма, стимулирует рост мышц, препятствует отложению жира. С этим гормоном связаны такие аномалии, как гипофизарная карликовость (снижение функции гипофиза) и гигантизм (избыток ГР). Также еще возникает состояние акромегалии. Оно возникает при большей выработке ГР после достижения зрелости. Соответственно, растут только отдельные части тела, т.к. некоторые кости теряют способность к удлинению. Т.е. у человека начинают выдаваться брови, нос, челюсть, увеличиваются стопы, кисти рук, нос и губы утолщаются. Гормоны поджелудочной железы Глюкагон - повышает содержание глюкозы в крови (способствует глюконеогенезу - расщеплению гликогена и освобождению глюкозы из печени). *Инсулин* - понижает сахар в крови (продвигает глюкозу внутрь клетки, где она будет использоваться как «горючее» для мышц или храниться в жировых клетках).

При недостатке производства инсулина возникает заболевание сахарный диабет. Симптомы: сильная жажда, обильное выделение мочи, кожный зуд. Далее это перерастает в боли в конечностях, нарушение зрения, снижение аппетита, сухость кожи и самое тяжелое осложнение - диабетическая кома! Гормоны щитовидной железы *Тироксин* - ускоряет обмен веществ в организме, повышает возбудимость центральной нервной системы. Трийодтиронин - во многом аналогичен тироксину. Важно помнить, что недостаток гормонов щитовидной железы у детей приводит к задержке умственного и физического развития. У взрослых при гипофункции щитовидной железы наблюдается торможение нервно-психической активности (вялость, сонливость, апатия); при избытке гормонов, наоборот, наблюдаются возбуждение, бессонница. Тирокальцитонин - регулирует обмен кальция в организме. Т.е. снижает количество кальция в крови и увеличивает в костной ткани. Околощитовидные железы Паратгормон (Паратирин) - паращитовидные железы выделяют этот гормон. При снижении уровня кальция в крови - возрастает паратгормон. Например, при рахите (вызванным низким содержанием кальция в крови) наблюдается увеличение активности паращитовидных желез. Нарушения при недостатке и избытке гормонов, ферментов, витаминов Биологически активные вещества: ферменты, витамины и гормоны – жизненно важные и необходимые компоненты

человеческого организма. Находясь в малых количествах, они обеспечивают полноценную работу органов и систем. Ни один процесс в организме не обходится без участия тех или иных ферментов.

Эти белковые катализаторы способны не только осуществлять самые удивительные превращения веществ, но и делает это исключительно быстро и легко, при обычных температурах и давлении. Трудно представить, что такое широко известное слово как «витамин» вошло в наш лексикон только в начале XX века. Теперь известно, что в основе жизненно важных процессов обмена веществ в организме человека 8 принимают участие витамины. Витамины — жизненно важные органические соединения, необходимые для человека и животных в ничтожных количествах, но имеющие огромное значение для нормального роста, развития и самой жизни. Большинство витаминов являются предшественниками ферментов, а некоторые соединения выполняют сигнальные функции. В последнее время представления о роли витаминов в организме обогатились новыми данными. Считается, что витамины могут улучшать внутреннюю среду, повышать функциональные возможности основных систем, устойчивость организма к неблагоприятным факторам. Следовательно, витамины, ферменты и гормоны рассматриваются современной наукой как важное средство общей первичной профилактики болезней, повышения работоспособности, замедления процессов старения.

Лекция № 27 «Понятие о материи. Определения химии. Основные законы химии»

1. Место и значение химии в системе наук.

Современная химия представляет собой систему научных дисциплин: общей, неорганической, аналитической, органической физической, коллоидной химии. Основой химической науки являются атомно-молекулярное учение, закон сохранения материи, периодический закон, теория химической связи и учение о химическом процессе.

Как всякая наука, химия изучает некоторую часть явлений окружающего мира. Химия играет значительную роль в научно-техническом прогрессе. Нет ни одной отрасли не связанной в той или иной мере с применением химии.

2. Основные понятия и законы химии

Химия – наука о свойствах вещества и его превращениях, она включает в себя законы и принципы, описывающие эти превращения, а так же представления и теории, позволяющие дать им объяснение.

Атомно-молекулярное учение заключается в следующем:

1. Все вещества состоят из молекул.
2. Молекулы состоят из атомов.
3. Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении; между ними существуют силы притяжения и отталкивания.

Вещество – вид материи, которая обладает массой покоя.

Состоит из элементарных частиц: электронов, протонов, нейтронов, мезонов и др. Химия изучает главным образом вещество, организованное в атомы, молекулы, ионы и радикалы. Такие вещества принято подразделять на простые и сложные (хим. соединения). *Простые вещества* образованы атомами одного хим. элемента и потому являются формой его существования в свободном состоянии, напр. Сера, железо, озон, алмаз. *Сложные вещества* образованы разными элементами и могут иметь состав постоянный (стехиометрические соединения или *дальтони́ды*) или меняющийся в некоторых пределах (нестехиометрические соединения или *бертоллиды*).

Молекула - наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.

Атом - наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства.

Различным элементам соответствуют различные атомы, обозначаемые символом данного элемента (Ag, Fe, Mg).

Химический элемент - это вид атомов, характеризующийся определенными зарядами ядер и строением электронных оболочек.

В настоящее время известно 118 элементов: 89 из них найдены в природе (на Земле), остальные получены искусственным путем. Атомы существуют в свободном состоянии, в соединениях с атомами того же или других элементов, образуя молекулы. Способность атомов вступать во взаимодействие с другими атомами и образовывать химические соединения определяется его строением. Атомы состоят из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, движущихся вокруг него, образуя электронейтральную систему, которая подчиняется законам, характерным для микросистем.

Ионы (от греч. *ion* – идущий), одноатомные или многоатомные частицы, несущие электрический заряд.

Положительные ионы называют *катионами* (от греч. *kation*, буквально – идущий вниз), отрицательные – *анионами* (от греч. *anion*, буквально идущий вверх). В свободном состоянии существуют в газовой фазе (в плазме).

Валентность (от лат. *valentia* – сила), способность атома присоединять или замещать определенное число других атомов или атомных групп с образованием химической связи.

Реакции химические (от лат. *re-* – приставка, означающая обратное действие, и *actio* – действие), превращения одних веществ (исходных соединений) в другие (продукты реакции) при неизменяемости ядер атомов.

Исходные вещества иногда называют реагентами, однако чаще (особенно в органической химии) термин "реагент" используют по отношению к одному, наиболее активному исходному соединению, определяющему направление химической реакции.

Химическая формула - это условная запись состава вещества с помощью химических знаков (предложены в 1814 г. Й. Берцелиусом) и индексов (индекс - цифра, стоящая справа внизу от символа. Обозначает число атомов в молекуле).

Химическая формула показывает, атомы каких элементов и в каком отношении соединены между собой в молекуле.

Простые вещества - молекулы, состоят из атомов одного и того же элемента.

Сложные вещества - молекулы, состоят из атомов различных химических элементов.

Аллотропия - явление образования химическим элементом нескольких простых веществ, различающихся по строению и свойствам.

Международная единица атомных масс равна 1/12 массы изотопа ^{12}C - основного изотопа природного углерода.

$$1 \text{ а.е.м} = 1/12 \cdot m(^{12}\text{C}) = 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

Относительная атомная масса (A_r) - безразмерная величина, равная отношению средней массы атома элемента (с учетом процентного содержания изотопов в природе) к 1/12 массы атома ^{12}C .

Средняя абсолютная масса атома (m) равна относительной атомной массе, умноженной на а.е.м. $A_r(\text{Mg}) = 24,312$

$$m(\text{Mg}) = 24,312 \cdot 1,66057 \cdot 10^{-24} = 4,037 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

Относительная молекулярная масса (M_r) - безразмерная величина, показывающая, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше 1/12 массы атома углерода ^{12}C .

$$M_r = m_r / (1/12 m_a(^{12}\text{C}))$$

m_r - масса молекулы данного вещества;

$m_a(^{12}\text{C})$ - масса атома углерода ^{12}C .

$M_r = \sum A_r(\text{э})$. Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных

атомных масс всех элементов с учетом индексов.

Абсолютная масса молекулы равна относительной молекулярной массе, умноженной на а.е.м.

Число атомов и молекул в обычных образцах веществ очень велико, поэтому при характеристике количества вещества используют специальную единицу измерения - моль.

Количество вещества, моль. Означает определенное число структурных элементов (молекул, атомов, ионов).

Обозначается n , измеряется в моль. Моль - количество вещества, содержащее столько же частиц, сколько содержится атомов в 12 г углерода.

Число Авогадро ди Кваренья (N_A). Количество частиц в 1 моль любого вещества одно и то же и равно $6,02 \cdot 10^{23}$. (Постоянная Авогадро имеет размерность - моль⁻¹).

Молярная масса показывает массу 1 моля вещества (обозначается M).

$$M = m / \nu$$

Молярная масса вещества равна отношению массы вещества к соответствующему количеству вещества и численно равна его относительной молекулярной массе, однако первая величина имеет размерность г/моль, а вторая - безразмерная.

$$M = N_A \cdot m(1 \text{ молекула}) = N_A \cdot M_r \cdot 1 \text{ а.е.м.} = (N_A \cdot 1 \text{ а.е.м.}) \cdot M_r = M_r$$

Это означает, что если масса некоторой молекулы равна, например, 80 а.е.м. (SO_3), то масса одного моля молекул равна 80 г. Постоянная Авогадро является коэффициентом пропорциональности, обеспечивающим переход от молекулярных соотношений к молярным. Все утверждения относительно молекул остаются справедливыми для молей (при замене, в случае необходимости, а.е.м. на г)

Например, уравнение реакции: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$, означает, что два атома натрия реагируют с одной молекулой хлора или, что одно и то же, два моля натрия реагируют с одним молем хлора.

3. Основные законы

Закон сохранения массы веществ (М.В.Ломоносов, 1748 г.; А.Лавуазье, 1789 г.) Масса всех веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе всех продуктов реакции.

Атомно-молекулярное учение этот закон объясняет следующим образом: в результате химических реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка (т.е. химическое превращение-это процесс разрыва одних связей между атомами и образование других, в

результате чего из молекул исходных веществ получаются молекулы продуктов реакции). Поскольку число атомов до и после реакции остается неизменным, то их общая масса также изменяться не должна. Под массой понимали величину, характеризующую количество материи. Исходя из закона сохранения массы, можно составлять уравнения химических реакций и по ним производить расчеты. Он является основой количественного химического анализа.

Закон постоянства состава впервые сформулировал Ж.Пруст (1808 г.)

Все индивидуальные химические вещества имеют постоянный качественный и количественный состав и определенное химическое строение, независимо от способа получения.

Из закона постоянства состава следует, что при образовании сложного вещества элементы соединяются друг с другом в определенных массовых соотношениях.

Пример.

CuS - сульфид меди. $m(\text{Cu}) : m(\text{S}) = A_r(\text{Cu}) : A_r(\text{S}) = 64 : 32 = 2 : 1$

Чтобы получить сульфид меди (CuS) необходимо смешать порошки меди и серы в массовых отношениях 2 : 1.

Если взятые количества исходных веществ не соответствуют их соотношению в химической формуле соединения, одно из них останется в избытке.

Например, если взять 3 г меди и 1 г серы, то после реакции останется 1 г меди, который не вступил в химическую реакцию. Вещества немолекулярного строения не обладают строго постоянным составом.

Их состав зависит от условий получения.

Закон Авогадро ди Кваренья (1811 г.)

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура, давление и т.д.) содержится одинаковое число молекул. (Закон справедлив только для газообразных веществ.)

Следствия.

1. Одно и то же число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковые объемы.

2. При нормальных условиях ($0^\circ\text{C} = 273^\circ\text{K}$, $1 \text{ атм} = 101,3 \text{ кПа}$) 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л.

Лекция № 28 «Электронное строение атома. Порядковый номер атома и атомная единица массы»

Атом — это мельчайшая частица вещества, которая состоит из ядра (заряд «+»), окруженного электронами (заряд «-»).

Рис. 12 Строение атома

Электроны расположены на электронных оболочках атома: чем больше заряд ядра, тем больше электронов и электронных оболочек. Сам атом заряда

не имеет, так как он является электрически нейтральным: заряд ядра (+) равен сумме зарядов электронов (-), вращающихся вокруг ядра.

Состав ядра атома

Ядро атома состоит из нуклонов. Нуклоны в ядре — это протоны и нейтроны. Массы протона и нейтрона почти одинаковые. Заряд ядра атома обозначается знаком «+» и зависит исключительно от количества протонов, ведь протоны — это носители положительного заряда, а нейтроны заряда не имеют никогда. Почти вся масса атома сконцентрирована в ядре, поэтому оно супер-тяжелое по отношению к остальному содержимому атома, однако, очень маленькое по сравнению с общим размером атома.

Чтобы вы понимали насколько оно мало, приведу пример: если атом увеличить до размеров Земли, то ядро атома будет в диаметре всего 60 метров. Надеюсь, что теперь у вас возникло некоторое представление об основах строения атома и составе атомного ядра.

Атомная единица массы

Весы, которые могли бы взвесить атом, электрон или нуклон, пока еще не изобрели. Поэтому химики выражают массу частиц не в граммах, а в атомных единицах массы (а.е.м.). 1 атомная единица массы равна 1/12 массы атома углерода, ядро которого состоит из 6 протонов и 6 нейтронов. Получается, что масса 1 протона \sim 1 нейтрона \sim 1 а.е.м. Возникает вопрос, почему мы не считали 6 электронов, однако ответ будет простым: масса электрона ничтожно мала, поэтому в данном случае с ней даже не считаются.

Перевод граммов в атомные единицы массы выглядит так: 1 гр = $6,022 \times 10^{23}$ а.е.м и наоборот 1 а.е.м. = $1,66 \times 10^{-24}$ г. Число $6,022 \times 10^{23}$ носит название — число Авогадро N (позже мы рассмотрим способ ее вычисления). Ниже изображена сравнительная таблица зарядов и масс элементарных частиц.

Заряды и массы элементарных частиц

Название	Заряд, Кл	Масса, гр	Масса, а.е.м.
Протон	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	$1,67 \cdot 10^{-24}$	1,00728
Нейтрон	0	$1,67 \cdot 10^{-24}$	1,00866
Электрон	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	$9,10 \cdot 10^{-28}$	0,00055

Порядковый номер атома и атомная масса элемента

Порядковый (атомный) номер Z — это число протонов в ядре и оно же обозначает число электронов, потому как атом должен быть электрически нейтральным. Атомная масса элемента (относительная атомная масса, атомный вес) — это масса всех субатомных частиц (протонов, нейтронов, электронов) в атоме, выражается в а.е.м. Относительная атомная масса элемента один в один то же самое, что и атомная, но является безразмерной величиной и показывает, во сколько раз масса рассматриваемого атома превышает массу $1/12$ части атома

углерода. Порядковые номера и атомные массы химических элементов отмечены в таблице Менделеева.

Все атомы в природе с одинаковым порядковым номером в химическом отношении ведут себя практически одинаково и, поэтому их можно считать как атом одного и того же химического элемента. Каждый элемент обозначается одно- или двухбуквенным символом, заимствованный в большинстве случаев из греческого или латинского названия. Например, символ углерода — С, натрия — Na, азота — N и т.д. В качестве символа натрия Na, взяты две первые буквы его латинского названия *натриум*, чтобы отличить его от азота N (латинское название *нитроген*). В таблице

Менделеева приведен алфавитный перечень элементов и их символов, их порядковый номер и атомные массы.

Лекция № 29 «Решение химических задач на нахождение атомной единицы массы»

Закон сохранения массы: масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

Исходя из закона сохранения массы, можно составлять уравнения химических реакций и по ним производить расчеты. Он является основой количественного химического анализа.

Количества моль веществ соотносятся между собой так же, как коэффициенты перед этими веществами в уравнении.

Пример задачи на нахождение массы №1 — дана масса одного из реагентов:

Масса вещества, образовавшегося при взаимодействии 7,75 г фосфора с избытком кислорода, равна _____ г. (Запишите число с точностью до десятых.)

1. сначала запишем и уравняем уравнение реакции:



2. найдем количество P:

$$n(P) = m \setminus Ar = 7.75 \text{ г} \setminus 31 \text{ г\моль} = 0,25 \text{ моль}$$

3. по соотношению коэффициентов уравнения определим количество O₂:

$$n(O_2) = 5 \cdot 4 n(P) = 0,3125 \text{ моль}$$

4. Находим $m(O_2)$:

$$m(O_2) = n \cdot M_r = 0,3125 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 10 \text{ г} \quad (10,0 \text{ г})$$

Пример задачи на нахождение массы №2 — дан объем одного из реагентов:

Масса кислорода, необходимого для полного сжигания 67,2 л (н.у.) сероводорода до SO_2 , равна

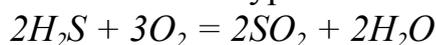
1) 140 г

2) 144 г

3) 148 г

4) 152 г

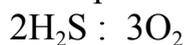
Запишем само уравнение:



Определяем количество моль сероводорода:

$$n(H_2S) = V/V_m = 67,2 \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} = 3 \text{ моль}$$

Смотрим на соотношение количеств веществ по уравнению:



$$3 \text{ моль} \longrightarrow 4,5 \text{ моль}$$

$$m(O_2) = n \cdot M_r = 4,5 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 144 \text{ г}$$

Ответ: 2)

Расчет относительных и абсолютных масс атомов и молекул

Относительные массы атомов и молекул определяются с использованием приведенных в таблице Д.И. Менделеева величин атомных масс. При этом, при проведении расчетов для учебных целей значения атомных масс элементов обычно округляются до целых чисел (за исключением хлора, атомная масса которого принимается равной 35,5).

Пример 3. Относительная атомная масса кальция $A_r(\text{Ca})=40$; относительная атомная масса платины $A_r(\text{Pt})=195$.

Относительная масса молекулы рассчитывается как сумма относительных атомных масс составляющих данную молекулу атомов с учетом количества их вещества.

Пример 4. Относительная молярная масса серной кислоты:

$$M_r(H_2SO_4) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98.$$

Величины абсолютных масс атомов и молекул находятся делением массы 1 моль вещества на число Авогадро.

Пример 5. Определите массу одного атома кальция.

Решение. Атомная масса кальция составляет $A_r(\text{Ca})=40$ г/моль. Масса одного атома кальция окажется равной:

$$m(\text{Ca}) = A_r(\text{Ca}) : N_A = 40 : 6,02 \cdot 10^{23} = 6,64 \cdot 10^{-23} \text{ г}.$$

Пример 6. Определите массу одной молекулы серной кислоты.

Решение. Молярная масса серной кислоты равна $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$. Масса одной молекулы $m(\text{H}_2\text{SO}_4)$ равна:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) : N_A = 98 : 6,02 \cdot 10^{23} = 16,28 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

Расчет количества вещества и вычисление числа атомных и молекулярных частиц по известным значениям массы и объема

Количество вещества определяется путем деления его массы, выраженной в граммах, на его атомную (молярную) массу. Количество вещества, находящегося в газообразном состоянии при н.у., находится делением его объема на объем 1 моль газа (22,4 л).

Пример 7. Определите количество вещества натрия $n(\text{Na})$, находящегося в 57,5 г металлического натрия.

Решение. Относительная атомная масса натрия равна $A_r(\text{Na})=23$. Количество вещества находим делением массы металлического натрия на его атомную массу:

$$n(\text{Na}) = 57,5 : 23 = 2,5 \text{ моль.}$$

Пример 8. Определите количество вещества азота, если его объем при н.у. составляет 5,6 л.

Решение. Количество вещества азота $n(\text{N}_2)$ находим делением его объема на объем 1 моль газа (22,4 л):

$$n(\text{N}_2) = 5,6 : 22,4 = 0,25 \text{ моль.}$$

Число атомов и молекул в веществе определяется умножением количества вещества атомов и молекул на число Авогадро.

Пример 9. Определите число молекул, содержащихся в 1 кг воды.

Решение. Количество вещества воды находим делением ее массы (1000 г) на молярную массу (18 г/моль):

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 1000 : 18 = 55,5 \text{ моль.}$$

Число молекул в 1000 г воды составит:

$$N(\text{H}_2\text{O}) = 55,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,34 \cdot 10^{24}.$$

Пример 10. Определите число атомов, содержащихся в 1 л (н.у.) кислорода.

Решение. Количество вещества кислорода, объем которого при нормальных условиях составляет 1 л равно:

$$n(\text{O}_2) = 1 : 22,4 = 4,46 \cdot 10^{-2} \text{ моль.}$$

Число молекул кислорода в 1 л (н.у.) составит:

$$N(\text{O}_2) = 4,46 \cdot 10^{-2} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 2,69 \cdot 10^{22}.$$

Следует отметить, что $26,9 \cdot 10^{22}$ молекул будет содержаться в 1 л любого газа при н.у. Поскольку молекула кислорода двухатомна, число атомов кислорода в 1 л будет в 2 раза больше, т.е. $5,38 \cdot 10^{22}$.

Расчет средней молярной массы газовой смеси и объемной доли содержащихся в ней газов

Средняя молярная масса газовой смеси рассчитывается на основе молярных масс составляющих эту смесь газов и их объемных долей.

Пример 11. Полагая, что содержание (в объемных процентах) азота, кислорода и аргона в воздухе соответственно составляет 78, 21 и 1, рассчитайте среднюю молярную массу воздуха.

Решение.

$$M_{\text{возд}} = 0,78 \cdot M_r(N_2) + 0,21 \cdot M_r(O_2) + 0,01 \cdot M_r(Ar) = 0,78 \cdot 28 + 0,21 \cdot 32 + 0,01 \cdot 40 = 21,84 + 6,72 + 0,40 = 28,96$$

или приблизительно 29 г/моль.

Пример 12. Газовая смесь содержит 12 л NH_3 , 5 л N_2 и 3 л H_2 , измеренных при н.у. Рассчитать объемные доли газов в этой смеси и ее среднюю молярную массу.

Решение. Общий объем смеси газов равен $V=12+5+3=20$ л. Объемные доли j газов окажутся равными:

$$\varphi(\text{NH}_3) = 12:20 = 0,6; \quad \varphi(\text{N}_2) = 5:20 = 0,25; \quad \varphi(\text{H}_2) = 3:20 = 0,15.$$

Средняя молярная масса рассчитывается на основе объемных долей составляющих эту смесь газов и их молекулярных масс:

$$M = 0,6 \cdot M(\text{NH}_3) + 0,25 \cdot M(\text{N}_2) + 0,15 \cdot M(\text{H}_2) = 0,6 \cdot 17 + 0,25 \cdot 28 + 0,15 \cdot 2 = 17,5.$$

Расчет массовой доли химического элемента в химическом соединении

Массовая доля ω химического элемента определяется как отношение массы атома данного элемента X , содержащегося в данной массе вещества к массе этого вещества m . Массовая доля – безразмерная величина. Ее выражают в долях от единицы:

$$\omega(X) = m(X)/m \quad (0 < \omega < 1);$$

или в процентах

$$\omega(X), \% = 100 m(X)/m \quad (0\% < \omega < 100\%),$$

где $\omega(X)$ – массовая доля химического элемента X ; $m(X)$ – масса химического элемента X ; m – масса вещества.

Пример 13. Рассчитайте массовую долю марганца в оксиде марганца (VII).

Решение. Молярные массы веществ равны: $M(\text{Mn}) = 55$ г/моль, $M(\text{O}) = 16$ г/моль, $M(\text{Mn}_2\text{O}_7) = 2M(\text{Mn}) + 7M(\text{O}) = 222$ г/моль. Следовательно, масса Mn_2O_7 количеством вещества 1 моль составляет:

$$m(\text{Mn}_2\text{O}_7) = M(\text{Mn}_2\text{O}_7) \cdot n(\text{Mn}_2\text{O}_7) = 222 \cdot 1 = 222 \text{ г}.$$

Из формулы Mn_2O_7 следует, что количество вещества атомов марганца в два раза больше количества вещества оксида марганца (VII). Значит,

$$n(\text{Mn}) = 2n(\text{Mn}_2\text{O}_7) = 2 \text{ моль},$$

$$m(\text{Mn}) = n(\text{Mn}) \cdot M(\text{Mn}) = 2 \cdot 55 = 110 \text{ г}.$$

Таким образом, массовая доля марганца в оксиде марганца (VII) равна:

$$\omega(X) = m(\text{Mn}) : m(\text{Mn}_2\text{O}_7) = 110 : 222 = 0,495 \text{ или } 49,5\%.$$

Установление формулы химического соединения по его элементному составу

Простейшая химическая формула вещества определяется на основании известных величин массовых долей входящих в состав этого вещества элементов.

Допустим имеется образец вещества $\text{Na}_x\text{P}_y\text{O}_z$ массой m_0 г. Рассмотрим как определяется его химическая формула, если известны количества вещества атомов элементов, их массы или массовые доли в известной массе вещества. Формула вещества определяется отношением:

$$x : y : z = N(\text{Na}) : N(\text{P}) : N(\text{O}).$$

Это отношение не изменится, если каждый его член разделить на число Авогадро:

$$x : y : z = N(\text{Na})/N_A : N(\text{P})/N_A : N(\text{O})/N_A = \nu(\text{Na}) : \nu(\text{P}) : \nu(\text{O}).$$

Таким образом, для нахождения формулы вещества необходимо знать соотношение между количествами веществ атомов в одной и той же массе вещества:

$$x : y : z = m(\text{Na})/M_r(\text{Na}) : m(\text{P})/M_r(\text{P}) : m(\text{O})/M_r(\text{O}).$$

Если разделить каждый член последнего уравнения на массу образца m_0 , то получим выражение, позволяющее определить состав вещества:

$$x : y : z = \omega(\text{Na})/M_r(\text{Na}) : \omega(\text{P})/M_r(\text{P}) : \omega(\text{O})/M_r(\text{O}).$$

Пример 14. Вещество содержит 85,71 масс. % углерода и 14,29 масс. % водорода. Молярная его масса равна 28 г/моль. Определите простейшую и истинную химические формулы этого вещества.

Решение. Соотношение между количеством атомов в молекуле C_xH_y определяется делением массовых долей каждого элемента на его атомную массу:

$$x : y = 85,71/12 : 14,29/1 = 7,14 : 14,29 = 1 : 2.$$

Таким образом простейшая формула вещества - CH_2 . Простейшая формула вещества не всегда совпадает с его истинной формулой. В данном случае формула CH_2 не соответствует валентности атома водорода. Для нахождения истинной химической формулы необходимо знать молярную массу данного вещества. В данном примере молярная масса вещества равна 28 г/моль. Разделив 28 на 14 (сумму атомных масс, отвечающих формульной единице CH_2), получаем истинное соотношение между числом атомов в молекуле:

$$x : y = 2 : 4.$$

Получаем истинную формулу вещества: C_2H_4 - этилен.

Вместо молярной массы для газообразных веществ и паров в условии задачи может быть указана плотность по какому-либо газу или по воздуху.

В рассматриваемом случае плотность газа по воздуху составляет 0,9655. На основании этой величины может быть найдена молярная масса газа:

$$M = M_{\text{возд}} \cdot D_{\text{возд}} = 29 \cdot 0,9655 = 28.$$

В этом выражении M – молярная масса газа C_xH_y , $M_{\text{возд}}$ – средняя молярная масса воздуха, $D_{\text{возд}}$ - плотность газа C_xH_y по воздуху. Полученная величина молярной массы используется для определения истинной формулы вещества.

В условии задачи может не указываться массовая доля одного из элементов. Она находится вычитанием из единицы (100%) массовых долей всех остальных элементов.

Пример 15. Органическое соединение содержит 38,71 масс. % углерода, 51,61 масс. % кислорода и 9,68 масс. % водорода. Определить истинную формулу этого вещества, если плотность его паров по кислороду составляет 1,9375.

Решение. Рассчитываем соотношение между количеством атомов в молекуле $C_xH_yO_z$:

$$x : y : z = 38,71/12 : 9,68/1 : 51,61/16 = 3,226 : 9,68 : 3,226 = 1:3:1.$$

Молярная масса M вещества равна:

$$M = M(O_2) \cdot D(O_2) = 32 \cdot 1,9375 = 62.$$

Простейшая формула вещества CH_3O . Сумма атомных масс для этой формульной единицы составит $12+3+16=31$. Делим 62 на 31 и получаем истинное соотношение между количеством атомов в молекуле:

$$x : y : z = 2 : 6 : 2.$$

Таким образом, истинная формула вещества $C_2H_6O_2$. Эта формула отвечает составу двухатомного спирта – этиленгликоля: $CH_2(OH)-CH_2(OH)$.

Определение молярной массы вещества

Молярная масса вещества может быть определена на основе величины плотности его паров по газу с известной величиной молярной массы.

Пример 16. Плотность паров некоторого органического соединения по кислороду равна 1,8125. Определите молярную массу этого соединения.

Решение. Молярная масса неизвестного вещества M_x равна произведению относительной плотности этого вещества D на молярную массу вещества M , по которому определено значение относительной плотности:

$$M_x = D \cdot M = 1,8125 \cdot 32 = 58,0.$$

Веществами с найденным значением молярной массы могут быть ацетон, пропионовый альдегид и аллиловый спирт.

Молярная масса газа может быть рассчитана с использованием величины молярного его объема при н.у.

Пример 17. Масса 5,6 л газа при н.у. составляет 5,046 г. Рассчитайте молярную массу этого газа.

Решение. Молярный объем газа при н.у равен 22,4 л. Следовательно, молярная масса искомого газа равна

$$M = 5,046 \cdot 22,4 / 5,6 = 20,18.$$

Искомый газ – неон Ne.

Уравнение Клапейрона–Менделеева используется для расчета молярной массы газа, объем которого задан при условиях, отличающихся от нормальных.

Пример 18. При температуре 40°C и давлении 200 кПа масса 3,0 л газа составляет 6,0 г. Определите молярную массу этого газа.

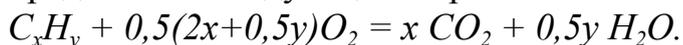
Решение. Подставляя известные величины в уравнение Клапейрона–Менделеева получаем:

$$M = mRT/PV = 6,0 \cdot 8,31 \cdot 313 / (200 \cdot 3,0) = 26,0.$$

Рассматриваемый газ – ацетилен C_2H_2 .

Пример 19. При сгорании 5,6 л (н.у.) углеводорода получено 44,0 г углекислого газа и 22,5 г воды. Относительная плотность углеводорода по кислороду равна 1,8125. Определите истинную химическую формулу углеводорода.

Решение. Уравнение реакции сгорания углеводорода можно представить следующим образом:



Количество углеводорода составляет $5,6:22,4=0,25$ моль. В результате реакции образуется 1 моль углекислого газа и 1,25 моль воды, которая содержит 2,5 моль атомов водорода. При сжигании углеводорода количеством вещества 1 моль получается 4 моль углекислого газа и 5 моль воды. Таким образом, 1 моль углеводорода содержит 4 моль атомов углерода и 10 моль атомов водорода, т.е. химическая формула углеводорода C_4H_{10} . Молярная масса этого углеводорода равна $M=4 \cdot 12+10=58$. Его относительная плотность по кислороду $D=58:32=1,8125$ соответствует величине, приведенной в условии задачи, что подтверждает правильность найденной химической формулы.

Лекция № 30-31 «Современная формулировка периодического закона.

Характеристика и описание Периодической системы Менделеева »

1 Периодический закон.

Периодический закон - закон, объясняющий закономерности изменения свойств элементов. Он был открыт в результате огромной исследовательской работы Д.И.Менделеева.

Д.И.Менделеев пришел к открытию закона, сопоставляя свойства и относительные атомные массы элементов различных естественных групп. В то время было известно 6 таких групп – щелочные металлы, щелочноземельные металлы, галогены, группа кислорода, группа азота,

группа углерода. В своей черновой работе над классификацией элементов Д.И.Менделеев использовал карточки элементов, в которых были выписаны их основные характеристики, эти карточки он располагал в порядке увеличения атомных весов элементов. Благодаря глубокому анализу, сравнению и обобщению известных данных в 1869 г. Д.И.Менделеев сформулировал периодический закон: **«Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от их атомного веса».**

На основе периодического закона Д.И.Менделеев исправил характеристики некоторых известных элементов (например, атомный вес и валентность Ве), а также предсказал новые элементы, которые ещё не были известны в то время (Д.И.Менделеев назвал их экаалюминием, экабором, экасилицием. Позднее эти элементы были открыты и получили название галлий, скандий, германий).

2. Периодическая система химических элементов.

Следствием периодического закона и его графическим изображением стала периодическая система химических элементов. Периодическая система состоит из 7 периодов и 8 групп. Каждый элемент в периодической системе занимает в соответствии с порядковым номером определённое место в определённом её периоде и определённой группе.

Период – горизонтальный ряд элементов, начинающийся щелочным металлом и заканчивающийся галогеном и инертным элементом. Различают **малые** и **большие** периоды. Малые периоды состоят из одного ряда элементов (I, II, III периоды). Большие периоды содержат по два (IV, V) и три ряда элементов (VI, VII периоды).

Группы – вертикальный столбик элементов, имеющих хотя бы одну общую валентность. Группы делятся на **главную** и **побочную** подгруппы. Главная подгруппа – подгруппа, начинающаяся элементом малого периода (например, C, Si, Ge, Sn, Pb (IV); F, Cl, Br, I, At (VII)), побочная подгруппа - подгруппа, начинающаяся элементом большого периода (например, Cu, Ag, Au (I); Cr, Mo, W (VI)). Символы элементов, входящих в главные и побочные подгруппы в таблице сдвинуты относительно друг друга, этим подчёркивается их различие.

3. Закономерности в изменении свойств элементов.

В малых периодах с увеличением порядкового номера:

- ✓ Ослабевают металлические свойства
- ✓ Усиливаются неметаллические свойства
- ✓ Валентность в соединении с кислородом возрастает от 1 до 7.

В главных подгруппах с увеличением порядкового номера:

- ✓ Усиливаются металлические свойства
- ✓ Ослабевают неметаллические свойства
- ✓ Высшая валентность равна номеру группы.

4. Современная формулировка периодического закона.

1. В начале 20 века была создана теория строения атома, на основе которой периодический закон в настоящее время формулируется так:

Свойства химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра атома.

1. Между положением элемента в периодической системе и его электронным строением существует связь.
2. *Порядковый номер* элемента в периодической системе равен заряду ядра атома (следовательно, порядковый номер показывает число протонов в ядре и число электронов в атоме).
3. Каждый период начинается элементом, в атомах которого начинает застраиваться новый электронный слой, причём номер этого слоя равен номеру периода (следовательно, *номер периода* показывает число электронных слоёв в атомах элементов данного периода).
4. Элементы, атомы которых обладают *сходными по строению электронными оболочками*, попадают в одну подгруппу периодической системы. У всех элементов главных подгрупп электронами заполняется внешний электронный слой, причём число электронов на этом слое равно номеру группы. У элементов I и II групп электронами

заполняется *s-подуровень*, поэтому они называются *s-элементами*. У элементов III - VIII групп происходит заполнение *p-подуровня*, поэтому эти элементы относятся к семейству *p-элементов*. У элементов побочных подгрупп происходит заполнение электронами *d-подуровня* предпоследнего слоя, а у лантаноидов и актиноидов *f-подуровня* предпредпоследнего слоя.

5. Свойства элементов определяются их строением. Элементы, имеющие на последнем слое 1 – 2 электрона являются *металлическими*, 2 – 5 электронов – *переходными*, 4 – 8 электронов – *неметаллическими*.

В периоде с возрастанием заряда ядра атомов *металлические свойства уменьшаются*, а *неметаллические усиливаются*. Это связано с увеличением числа электронов на последнем слое.

В главной подгруппе с возрастанием заряда ядра атомов *металлические свойства усиливаются*, а *неметаллические уменьшаются*. Это связано с увеличением числа электронных слоёв, а следовательно с уменьшением сил притяжения электронов последнего слоя к ядру.

Периодическое повторение свойств элементов объясняется периодическим повторением числа электронов на внешнем энергетическом уровне и повторением электронных структур атома.

Химическая активность элементов определяется строением внешнего электронного слоя. Активность галогенов объясняется нехваткой 1 электрона до завершения внешнего слоя. У инертных элементов внешний электронный слой завершён, поэтому они химически неактивны. У атомов щелочных металлов 1 электрон на последнем слое является как бы лишним.

Лекция № 32 «Химическая связь. Классификация химических связей»

Одним из наиболее важных вопросов химии является вопрос химической связи, требующий объяснения причин и выявления закономерностей образования связей между атомами, ионами, молекулами на основе теории строения атома и периодического закона Д.И.Менделеева, а

также характеристики этих связей посредством интерпретации физических и химических свойств веществ. В настоящее время для изучения химической связи в основном используют два метода:

- 1) *валентных связей*;
- 2) *молекулярных орбиталей*.

В рамках первого метода рассматривают индивидуальные атомы, вступающие во взаимодействие, исходя из принципа завершенности электронной оболочки (правило октета). Ковалентная связь с точки зрения метода валентных связей образуется за счет обобществления электронной пары.

Простой метод валентных связей для химика наиболее понятен, удобен и нагляден, лучше всего отвечает целям первичного обучения. Недостаток метода валентных связей состоит в том, что в его рамках нельзя объяснить некоторые экспериментальные данные.

Большой эффективностью обладает метод молекулярных орбиталей, в котором рассматриваются электроны, находящиеся в поле притяжения, созданном всеми атомными ядрами молекулы. С точки зрения метода молекулярных орбиталей в молекуле нет атомов как таковых, а есть взаимно отталкивающиеся ядра и взаимодействующие с ними и между собой электроны. Метод молекулярных орбиталей позволяет полнее объяснить экспериментальные данные.

При характеристике химической связи обычно пользуются такими понятиями, как «валентность», «степень окисления» и «кратность связи».

Валентность – способность атома химического элемента к образованию связи с другими атомами. За величину валентности принимают для ионных соединений количество отданных или принятых электронов. Для ковалентных соединений валентность равна числу обобществленных электронных пар.

Степень окисления – это условный заряд, который был бы на атоме в том случае, когда все полярные ковалентные связи были бы ионными.

Кратность связи между данными атомами равна числу их обобществленных электронных пар.

Все связи, рассматриваемые в химии, можно разделить на *связи, приводящие к образованию новых веществ, и межмолекулярные связи*.

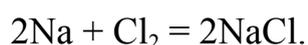
Связи, приводящие к образованию новых веществ, возникают в результате спаривания электронов. Спаренные электроны находятся в поле притяжения всех ядер молекул. Такое перераспределение электронной плотности дает

выигрыш в энергии в сравнении с несвязанными атомами. Именно наличием этого выигрыша и обусловлено образование химической связи. В зависимости от способа перераспределения электронов выделяют **связи ковалентные, ионные и металлические**. По наличию или отсутствию поляризации ковалентные связи делят на **полярные** – между атомами разных элементов – и **неполярные** – между атомами одного элемента. По способу образования ковалентные связи разделяют на **обычные, донорно-акцепторные и дативные**.

Электроотрицательность – способность атома, связанного с другим атомом, притягивать к себе электронное облако, вызывая тем самым поляризацию связи. Используют различные количественные оценки электроотрицательности атома, например полусумму его сродства к электрону и потенциала ионизации (метод Малликена).

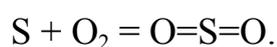
Типы химической связи

Метод валентных связей основывается на постулате, согласно которому все атомы стремятся обрести законченную электронную оболочку, но достигают этого разными способами. Атомы металлов обычно отдают электроны, приобретая при этом электронную конфигурацию атома предшествующего инертного газа. Атомы *d*- и *f*-элементов, проявляющие переменную валентность, могут иметь и другие устойчивые электронные конфигурации. Атомы неметаллов часто достраивают свой внешний электронный слой. Если в соединении присутствует более электроотрицательный элемент, неметалл может отдавать электроны до обретения устойчивой степени окисления (например, для Cl – это +1, +3, +5, +7). Когда атом металла образует связь с атомом неметалла, первый отдает электроны, а второй принимает. В случае взаимодействия типичного металла с типичным неметаллом между их атомами образуется **ионная связь**:



При реакции неметалла с неметаллом возникает **ковалентная связь**. Для атомов одного вида такая связь будет **неполярной**: $\text{O} + \text{O} = \text{O}_2$.

Связь между атомами разных неметаллов является **ковалентной полярной**:



Атомы металла в простом веществе достигают октета за счет образования валентными электронами единой системы (электронного газа), что называется *металлической связью* и обуславливает высокую электро- и теплопроводность металла, а также его пластичность. Для образования простой ковалентной связи каждый из атомов предоставляет по одному электрону: $A \bullet | \bullet B$. При возникновении *донорно-акцепторной связи* один атом – *донор* – предоставляет два электрона, а другой атом – *акцептор* – выделяет для этого вакантную электронную орбиталь: $A : | \quad B$. В случае *дативной связи* оба атома либо обе частицы одновременно выступают в роли и донора, и акцептора электронов. Например,

в димере Al_2Cl_6 : «акцепторные» атомы хлора отдают свои неподеленные электронные пары, которыми заселяются вакантные *d*-орбитали «донорных» атомов алюминия. *Межмолекулярные связи* (взаимодействия) носят как электростатический, так и донорно-акцепторный характер (орбитальное связывание). Среди межмолекулярных взаимодействий можно выделить *диполь-дипольное*. Очевидно, что два диполя будут ориентироваться относительно друг друга противоположными полюсами.

Рис.	15	Схема
диполь-дипольного взаимодействия		

Наиболее ярким примером диполь-дипольного взаимодействия является водородная связь:



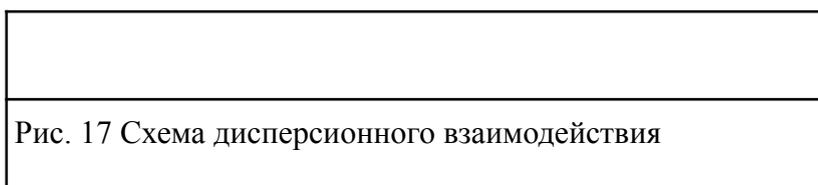
Другой тип межмолекулярного взаимодействия – *индукционное*. Любой диполь, безусловно, оказывает электростатическое воздействие на рядом находящиеся неполярные молекулы, вызывая их поляризацию.

Рис. 16 Схема индукционного взаимодействия

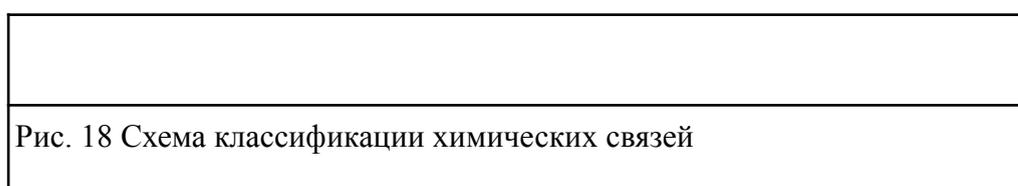
Например, неполярная молекула брома, подходя к -облаку молекулы этилена, поляризуется так, что атакующим центром оказывается атом брома с

частично положительным зарядом на нем. Об этом свидетельствует образование промежуточного бромониевого катиона:

Возможно межмолекулярное взаимодействие и между совершенно неполярными молекулами. Мы привыкли рассматривать электронную плотность как нечто неизменное во времени. Однако электронная плотность, как и атмосфера Земли, подвержена колебаниям (флуктуациям). Смещение электронной плотности у одного атома (образование мгновенного диполя) вызовет соответствующее смещение и у другого (рис. 3.3).



Следствием подобных сдвигов электронной плотности является взаимное притяжение атомов. Данное взаимодействие называется *дисперсионным* и позволяет объяснить возможность существования конденсированных фаз (жидкой и твердой) для совершенно неполярных атомов и молекул, например для гелия.



Лекция № 33 «Строение вещества. Классификация веществ. Атомно-молекулярное учение»

Атомно–молекулярное учение

Изучение строения вещества стало возможным после создания атомно-молекулярного учения. Одним из первых строение вещества стал изучать М.В. Ломоносов, применивший теорию, согласно которой все вещества включают в свой состав «корпускулы». Этим термином Ломоносов называл молекулы. Корпускулы состоят из «элементов». Этот термин Ломоносов применял для обозначения атомов. Все частицы (и атомы, и молекулы) непрерывно движутся. Молекулы простых веществ состоят из одинаковых атомов, а сложных – из различных атомов. Учение М.В. Ломоносова нашло дальнейшее развитие в работах Дж. Дальтона, который сделал первые попытки определить атомные массы известных в то время элементов. Однако он отрицал наличие молекул в простых веществах,

утверждая, что простое вещество состоит лишь из одних атомов, а сложные вещества состоят из «сложных атомов».

Согласно современным представлениям, молекулы составляют парообразные и газообразные тела. В твердых телах присутствие молекул возможно только при наличии кристаллической решетки, имеющей молекулярное строение.

В атомно-молекулярном учении имеется несколько базисных утверждений: наличие между частицами определенных промежутков, размеры которых зависят от температуры и агрегатного состояния объекта. Наибольшие промежутки между молекулами наблюдаются в газообразных телах, что обуславливает их способность легко сжиматься. Значительно меньше расстояние между молекулами в жидкостях, поэтому они сжимаются труднее. Твердые тела практически не поддаются сжатию, т.к. промежутки между частицами имеют небольшой размер.

Молекулы постоянно находятся в движении. Чем выше температура тела, тем выше скорость движения. Наличие сил взаимного отталкивания и притяжения между молекулами. Молекулы состоят из атомов, находящихся в непрерывном движении. Атомов отличают друг от друга по своим свойствам и массе. Вещества в твердом агрегатном состоянии, обладающие кристаллической решеткой, имеют в узлах этих решеток молекулы. Связи между атомами и молекулами в таких веществах слабые и разрываются при нагревании, что придает им такие физические свойства как низкая температура плавления.

Молекула – некоторая совокупность атомов, обладающая рядом характерных отличительных свойств.

Однако свойства, которые характерны для одной молекулы, могут быть характерными и для целой группы молекул.

Характерные свойства молекул – свойства, позволяющие ее идентифицировать (качественный и количественный состав, пространственное расположение атомов, энергия взаимодействия атомов, реакционная способность и др.).

Рассмотрим следующие примеры: молекулы, имеющие разный качественный состав

H_2 (водород), N_2 (азот), O_2 (кислород), F_2 (фтор), S_n (сера), C (алмаз)

молекулы, имеющие одинаковый качественный, но различный количественный состав

N_2O (оксид азота (I)), NO (оксид азота (II)), N_2O_3 (оксид азота (III)),

NO_2 (оксид азота (IV)), N_2O_4 (оксид азота (IV)), N_2O_5 (оксид азота (V))

молекулы, обладающие разным качественным и количественным составом

HNO_3 (азотная кислота), CH_3OH (метилловый спирт), SiO_2 (оксид кремния).

Структура молекулы складывается из молекулярной и электронной структур. Молекулярная структура включает типы и порядок расположения атомов молекулы в пространстве, длины связей, углы между ними, т.е. координаты всех атомов, входящих в состав молекулы. Реакционная способность – свойство молекулы вступать в химическое взаимодействие с другими молекулами. Она зависит от прочности химических связей внутри молекулы, а также её пространственного строения.

Электронная структура – это информация о состоянии и характере движения электронов в молекуле (состав и вид волновых функций, описывающих движение электронов, энергия электронов, распределение электронной плотности в пределах молекулы, энергии взаимодействия отдельных атомов в молекуле и т.д.).

Молекулярная и электронная структуры связаны между собой. Информацию о молекулярной структуре получают из экспериментальных данных, а об электронной – с применением различных теорий электронного строения.

Число атомов в молекуле не ограничено, так, например молекулы газообразных веществ могут иметь в своем составе один атом (Ar), два (O_2) или более (S_8 , $(C_{738}H_{1165}O_{208}N_{203}S_2Fe)_n$ — гемоглобин). Молекулы, содержащие повторяющиеся группы атомов общей численностью не более 100 называют олигомерами, более крупные – полимерами.

Молекула конкретного состояния не обязательно должна существовать при нормальных условиях. Так, молекулы щелочных металлов при н.у. полимерны, а при высокой температуре, в газовой фазе – двухатомны.

Объединение атомов в молекулы происходит за счет образования химических связей. Химическая связь образуется, если электроны взаимодействующих атомов получают возможность двигаться одновременно вблизи положительных зарядов нескольких ядер. Для объяснения свойств химических связей используют разнообразные подходы, из которых наибольшую значимость имеют метод валентных связей (МВС) и метод молекулярных орбиталей (ММО).

Метод валентных связей

МВС основан на предположении о том, что химическая связь обеспечивается 2-мя электронами, движущимися в ограниченном участке электростатического поля двух ядер – концепция двухэлектронных локализованных связей. МВС позволяет понять способность атомов к образованию определенного числа ковалентных связей, дает удовлетворительное описание структуры и свойств большого числа молекул. Согласно МВС все ковалентные связи осуществляются общей парой электронов.

Рис. 19 Схема перекрывания 1s-электронов в молекуле водорода.

Метод молекулярных орбиталей

ММО представляет собой естественное распространение модели атома, как системы из ядра и электронных оболочек, на случай молекулы. Вся молекула рассматривается как единое целое, состоящее из ядер (вывших атомов) и электронов (ранее принадлежавших атомам). Все электроны являются общими для всех ядер, т.е. химические связи – многоцентровые, каждая связь простирается между всеми ядрами. в той или иной степени. Состояние электронов в молекуле описывается решением соответствующего уравнения Шредингера для молекулярной системы.

Распределение электронов по молекулярным орбиталям в рамках одноэлектронного приближения основано на тех же принципах, что и в строении атома – принципе Паули, правилах Клечковского и правиле Хунда.

Рис. 20 Схема молекулярных орбиталей молекулы водорода.

Лекция № 34 «Полимеры. Общая характеристика, строение и свойства»

Большая часть современных строительных материалов, лекарственных средств, тканей, предметов быта, упаковочных и расходных веществ является полимерами. Это целая группа соединений, имеющих характерные отличительные признаки. Их очень много, но несмотря на это, число полимеров продолжает расти. Ведь химики-синтетики ежегодно открывают все новые и новые вещества. При этом особенное значение во все времена имел именно природный полимер.

Полимером принято считать молекулу, имеющую огромную молекулярную массу: от нескольких тысяч до миллионов единиц. Однако, помимо этого признака, существует и еще несколько, по которым вещества можно классифицировать именно как природные и синтетические полимеры. Это: постоянно повторяющиеся мономерные звенья, которые соединяются при помощи разных взаимодействий; степень полимеризации (то есть число мономеров) должна быть очень высокой, иначе соединение будет считаться олигомером; определенная пространственная ориентация макромолекулы; набор важных физико-химических свойств, характерных только для данной группы. В целом вещество полимерной природы отличить от других достаточно легко. Стоит лишь взглянуть на его формулу, чтобы понять это. Типичным примером может служить всем известный полиэтилен, широко применяемый в быту и промышленности. Он является продуктом реакции полимеризации, в которую вступает непредельный углеводород этен или этилен.

Реакция в общем виде записывается следующим образом: $n\text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow (-\text{CH}-\text{CH}-)_n$, где n - это степень полимеризации молекул, показывающая, сколько мономерных звеньев входит в ее состав. Также в качестве примера можно привести природный полимер, который всем хорошо известен, это крахмал. Кроме того, к данной группе соединений принадлежат амилопектин, целлюлоза, куриный белок и многие другие вещества. Реакции, в результате которых могут образоваться макромолекулы, бывают двух типов: полимеризации; поликонденсации. Разница в

том, что во втором случае продукты взаимодействия являются низкомолекулярными.

Строение полимера может быть различным, это зависит от тех атомов, что его образуют. Часто встречаются линейные формы, но есть и трехмерные сетчатые, очень сложные. Если же говорить о силах и взаимодействиях, которые удерживают мономерные звенья вместе, то можно обозначить несколько основных: Ван-Дер-Ваальсовы силы; химические связи (ковалентные, ионные); электростатическое взаимодействие. Все полимеры нельзя объединять в одну категорию, так как они имеют совершенно различную природу, способ образования и выполняют неодинаковые функции. Свойства их также разнятся. Поэтому существует классификация, которая позволяет делить всех представителей этой группы веществ на разные категории. В ее основе может лежать несколько признаков.

Классификация полимеров Если брать за основу качественный состав молекул, то все рассматриваемые вещества можно определить в три группы. **Органические** – это те, в состав которых входят атомы углерода, водорода, серы, кислорода, фосфора, азота. То есть те элементы, которые являются биогенными. Примеров можно привести массу: полиэтилен, поливинилхлорид, полипропилен, вискоза, нейлон, природный полимер – белок, нуклеиновые кислоты и так далее.

Элементарноорганические – такие, в состав которых входит какой-то посторонний неорганический и не биогенный элемент. Чаще всего это кремний, алюминий или титан. Примеры подобных макромолекул: органическое стекло, стеклополимеры, композиционные материалы.

Неорганические – в основе цепи лежат атомы кремния, а не углерода. Радикалы же могут быть частью боковых ответвлений. Они открыты совсем недавно, в середине XX века. Используются в медицине, строительстве, технике и прочих отраслях. Примеры: силикон, киноварь. Если разделять полимеры по происхождению, то можно выделить три их группы.

Природные полимеры, применение которых широко осуществлялось с самой древности. Это такие макромолекулы, для создания которых человек не прилагал никаких усилий. Они являются продуктами реакций самой природы. Примеры: шелк, шерсть, белок, нуклеиновые кислоты, крахмал, целлюлоза, кожа, хлопок и прочие. **Искусственные.** Это такие

макромолекулы, которые создаются человеком, но на основе природных аналогов. То есть просто улучшаются и изменяются свойства уже имеющегося природного полимера. Примеры: искусственный каучук, резина. **Синтетические** – это такие полимеры, в создании которых участвует только человек. Природных аналогов для них нет. Ученые разрабатывают методы синтеза новых материалов, которые отличались бы улучшенными техническими характеристиками. Так рождаются синтетические полимерные соединения разного рода. Примеры: полиэтилен, полипропилен, вискоза, ацетатное волокно и прочее. Есть и еще один признак, который лежит в основе разделения рассматриваемых веществ на группы. Это реакционная способность и термоустойчивость. Выделяют две категории по этому параметру: *термопластичные; термореактивные*.

Самым древним, важным и особенно ценным является все же природный полимер. Его свойства уникальны. Поэтому дальше рассмотрим именно эту категорию макромолекул. Это такие соединения, как: белки; нуклеиновые кислоты; полисахариды. Так вот, природным полимером является каждое из приведенных соединений. Таким образом, выходит, что жизнь вокруг нас существует только благодаря наличию этих молекул. С самых древних времен люди использовали глину, строительные смеси и растворы для укрепления и создания жилища, ткали пряжу из шерсти, применяли для создания одежды хлопок, шелк, шерсть и кожу животных. Природные органические полимеры сопровождали человека на всех ступенях его становления и развития и во многом помогли ему добиться тех результатов, что мы имеем сегодня. Сама природа давала все для того, чтобы жизнь людей была максимально комфортной. Со временем был открыт каучук, выяснены его замечательные свойства. Человек научился использовать в пищевых целях крахмал, в технических – целлюлозу.

Можно выделить несколько самых распространенных вариантов строения цепи: линейные; разветвленные; звездчатые; плоские; сетчатые; ленточные; гребневидные. Искусственные и синтетические представители макромолекул имеют очень большую массу, огромное число атомов. Их создают со специально заданными свойствами. Поэтому и строение их изначально планируется человеком. Натуральные же полимеры чаще всего либо линейные, либо сетчатые по своей структуре. Примеры природных макромолекул. Природные и искусственные полимеры очень близки друг другу. Ведь первые становятся основой для создания вторых. Примеров

подобных превращений много. Приведем некоторые из них. Обычная пластмасса молочно-белого цвета – это продукт, получаемый при обработке азотной кислотой целлюлозы с добавлением природной камфоры. Реакция полимеризации приводит к затвердеванию полученного полимера и превращению в нужный продукт. А пластификатор – камфора, делает его способным размягчаться при нагревании и менять свою форму. Ацетатный шелк, медно-аммиачное волокно, вискоза – все это примеры тех нитей, волокон, которые получают на основе целлюлозы. Ткани из натурального хлопка и льна не так прочны, не блестящи, легко сминаемы. А вот искусственные аналоги их этих недостатков лишены, что и делает их использование весьма привлекательным. Искусственные камни, строительные материалы, смеси, кожзаменители – это также примеры полимеров, полученных на основе натурального сырья. Вещество, являющееся природным полимером, может использоваться и в истинном виде. Таких примеров тоже немало: канифоль; янтарь; крахмал; амилопектин; целлюлоза; мех; шерсть; хлопок; шелк; цемент; глина; известь; белки; нуклеиновые кислоты и так далее. Очевидно, что рассматриваемый нами класс соединений очень многочисленный, практически важный и значимый для людей.

Природный полимер **крахмал** является продуктом жизнедеятельности растений. Они производят его в результате процесса фотосинтеза и накапливают в разных частях тела. Его химический состав: амилопектин; амилоза; альфа-глюкоза. Пространственная структура крахмала очень разветвленная, неупорядоченная. Благодаря входящему в состав амилопектину, он способен набухать в воде, превращаясь в так называемый клейстер. Этот коллоидный раствор используется в технике и промышленности. Медицина, пищевая отрасль, изготовление обойных клеев – это также области использования данного вещества. Среди растений, содержащих максимальное количество крахмала, можно выделить: кукурузу; картофель; рис; пшеницу; маниок; овес; гречиху; бананы; сорго. На основе этого биополимера выпекают хлеб, изготавливают макаронные изделия, варят кисели, каши и прочие пищевые продукты.

Целлюлоза С точки зрения химии, данное вещество – это полимер, состав которого выражается формулой $(C_6H_5O_5)_n$. Мономерным звеном цепи является бета-глюкоза. Основные места содержания целлюлозы – это клеточные стенки растений. Именно поэтому древесина – ценный источник

этого соединения. Целлюлоза – природный полимер, который имеет линейное пространственное строение. Она используется для производства следующих видов изделий: целлюлозно-бумажной продукции; искусственного меха; разных видов искусственных волокон; хлопка; пластмассы; бездымного пороха; киноплёнок и так далее. Очевидно, что промышленное значение ее велико. Чтобы данное соединение возможно было использовать в производстве, его следует для начала извлечь из растений. Это делают путем длительной варки древесины в специальных устройствах. Дальнейшая обработка, а также реагенты, используемые для вываривания, различаются. Есть несколько способов: сульфитный; азотнокислый; натронный; сульфатный. После подобной обработки продукт все еще содержит примеси. В основе это лигнин и гемицеллюлоза. Чтобы избавиться от них, массу обрабатывают хлором или щелочью. В организме человека не существует таких биологических катализаторов, которые сумели бы расщепить этот сложный биополимер. Однако некоторые животные (травоядные) приспособились к этому. В их желудке поселяются определенные бактерии, которые делают это за них. Взамен микроорганизмы получают энергию для жизни и среду обитания. Такая форма симбиоза является крайне выгодной для обеих сторон.

Каучук Это природный полимер, имеющий ценное хозяйственное значение. Впервые он был описан еще Робертом Куком, который в одном из своих путешествий его обнаружил.

Химическая природа данного соединения известна – это изопрен, подвергшийся естественной полимеризации. Формула каучука $(C_5H_8)_n$. Его свойства, благодаря которым он так высоко ценится, следующие: эластичность; износостойкость; электроизоляция; водонепроницаемость. Однако есть и недостатки. На холоде он становится хрупким и ломким, а на жаре – липким и тягучим. Именно поэтому появилась необходимость синтеза аналогов искусственной или синтетической основы. Сегодня каучуки широко используются в технических и промышленных целях. Самые главные продукты на их основе: резины; эбониты.

Янтарь Является природным полимером, поскольку по своей структуре представляет смолу, ископаемую ее форму. Пространственная структура – каркасный аморфный полимер. Очень горюч, зажечь его можно пламенем спички. Обладает свойствами люминесценции. Это очень важное и

ценное качество, которое используется в ювелирном деле. Украшения на основе янтаря очень красивы и востребованы. Кроме того, этот биополимер используют и в медицинских целях. Из него же изготавливают наждачную бумагу, лаковые покрытия для различных поверхностей.

Лекция № 35 «Дисперсные системы. Классификация дисперсных систем»

Дисперсными называют системы, состоящие из множества малых частиц, распределенных в жидкой, твердой или газообразной среде.

Понятие «дисперсный» происходит от лат. *dispersus* - раздробленный, рассеянный.

Для всех дисперсных систем характерны два основных признака: высокая раздробленность (дисперсность) и гетерогенность.

Гетерогенность дисперсных систем проявляется в том, что эти системы состоят из двух (или более) фаз: дисперсной фазы и дисперсионной среды. **Дисперсная фаза** - это раздробленная фаза. Она состоит из частиц нерастворимого тонкоизмельченного вещества, распределенных по всему объему дисперсионной среды.

Высокая дисперсность придает веществам новые качественные признаки: повышенную реакционную способность и растворимость, интенсивность окраски, светорассеяние и т. п. Большая поверхность раздела создает в этих системах большой запас поверхностной энергии, которая делает их термодинамически неустойчивыми, чрезвычайно реакционноспособными. В них легко протекают самопроизвольные

процессы, приводящие к снижению запаса поверхностной энергии: адсорбция, коагуляция (слипание дисперсных частиц), образование макроструктур и т. п. Таким образом, самые важные и неотъемлемые черты всякой дисперсной системы - гетерогенность и высокая дисперсность - полностью определяют свойства и поведение этих систем.

Классификацию дисперсных систем проводят на основе различных признаков, а именно: по размеру частиц, по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды, по характеру взаимодействия частиц дисперсной фазы между собой и со средой.

Классификация по размеру частиц (дисперсности)

Дисперсность D является основной характеристикой дисперсной системы и мерой раздробленности вещества. Математически дисперсность определяют как величину, обратную размеру частицы:

$$D = 1/a,$$

где a — размер частицы (диаметр или длина ребра), м⁻¹.

С другой стороны, для характеристики степени раздробленности служит величина удельной поверхности $S_{y\partial}$. Удельную поверхность находят как отношение поверхности S частицы к ее объему V или массе m : $S_{y\partial} = S/V$ или $S_{y\partial} = S/m$. Если удельную поверхность определяют по отношению к массе частицы раздробленного вещества, то ее размерность м²/кг, если же по отношению к объему, то размерность совпадает с размерностью дисперсности (м⁻¹).

Физический смысл понятия «удельная поверхность» заключается в том, что это суммарная поверхность всех частиц, общий объем которых составляет 1 м³ или общая масса которых равна 1 кг.

По дисперсности системы подразделяют на типы:

- 1) грубо-дисперсные (грубые взвеси, суспензии, эмульсии, порошки) с радиусом частиц 10^{-4} - 10^{-7} м;
- 2) коллоидно-дисперсные (золи) с размером частиц 10^{-7} - 10^{-9} м;
- 3) молекулярные и ионные растворы с размером частиц менее 10^{-9} м.

В коллоидных системах достигается высшая степень раздробления вещества, при которой еще сохраняются понятия «фаза» и «гетерогенность». Уменьшение размера частиц еще на порядок переводит системы в гомогенные молекулярные или ионные растворы.

Дисперсность влияет на все основные свойства дисперсных систем: кинетические, оптические, каталитические и т. д.

Таблица 14

Свойства дисперсных систем разных типов

Грубодисперсные системы	Коллоидно-дисперсные системы	Молекулярные и ионные (истинные) растворы
Непрозрачные - отражают свет	Прозрачные - опалесцирующие - рассеивают свет, дают конус Тиндаля	Прозрачные - неопалесцирующие, конус Тиндаля не наблюдается
Частицы не проходят через фильтр	Частицы проходят через бумажный фильтр	Частицы проходят через бумажный

		фильтр
Частицы задерживаются ультрафильтрами	Частицы задерживаются ультрафильтрами	Частицы проходят через ультрафильтры
Гетерогенные	Гетерогенные	Гомогенные
Неустойчивы кинетически и термодинамически	Относительно устойчивы кинетически	Устойчивы кинет. и термодинамически
Стареют во времени	Стареют во времени	Не стареют
Частицы видны в оптический микроскоп	Частицы видны в электрон. микроскоп и ультрамикроскоп	Частицы не видны в современные микроскопы

Помимо размера частиц большое значение для свойств дисперсных систем имеет геометрическая форма частиц. В зависимости от условий дробления вещества форма частиц дисперсной фазы может быть очень разнообразной. Один м³ исходного вещества принципиально возможно

раздробить на кубики с длиной ребра $l=10^{-8}$ м, вытянуть в нить с сечением $10^{-8} \times 10^{-8}$ м или расплющить в пластину (пленку) толщиной 10^{-8} м. В каждом из этих случаев система будет дисперсной со всеми присущими признаками.

Удельная поверхность частиц кубической формы возрастает от исходного значения в 6 м^2 до значения, определяемого по формуле

$$S_{\text{уд}} = S/V = 6l^2 / l^3 = 6 \cdot 10^8 \text{ м}^{-1}$$

Для нитей $S_{\text{уд}} = 4 \cdot 10^8 \text{ м}^{-1}$; для пленки $S_{\text{уд}} = 2 \cdot 10^8 \text{ м}^{-1}$.

Частицы кубической, шарообразной или близкой к ним неправильной формы характерны для многих коллоидных растворов - золь и более грубодисперсных систем – эмульсий.

Классификация по агрегатному состоянию фаз

Наиболее распространена классификация дисперсных систем по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды. Каждая из этих фаз может быть в трех агрегатных состояниях: газообразном, жидком и твердом. Поэтому возможно существование восьми типов коллоидных систем. Система «газ в газе» не входит в это число, так как является гомогенной молекулярной, в ней отсутствуют границы раздела. Высокодисперсные коллоидные растворы, относящиеся к типу систем т/ж, носят название золь (от лат. solutio - раствор). Золи, у которых дисперсионной средой является вода, называют гидрозолями. Если дисперсионной средой служит органическая жидкость, коллоидный раствор носит название органозоля. Эти последние, в свою очередь, подразделяют на алкозоли, бензоли, этерозоли и т.п., в которых дисперсионной средой являются соответственно спирт, бензол, эфир и т. д. В зависимости от агрегатного состояния дисперсионной среды различают лиозоли - золи с жидкой дисперсионной средой (от греч. lios — жидкость), аэрозоли - золи с газообразной дисперсионной средой, твердые золи - системы типа т/т. Грубодисперсные системы типа т/ж называют суспензиями, типа ж/ж – эмульсиями.

Таблица 15

Основные типы дисперсных систем

Дисп фаза	Дисп.среда	Обознач.	Примеры
Газ	Газ		Не существ.
Жидкость	»	ж/г	Туман, облака, аэрозоли жидких лекарств
Твердое тело	»	т/г	Дым, пыль, порошки, аэрозоли твердых лекарств
Газ	Жидкость	г/ж	Пены, газовые эмульсии
Жидкость	«	ж/ж	Эмульсии (молоко, лекарственные эмульсии)
Твердое тело	«	т/ж	Суспензии, коллоидные растворы
Газ	Твердое тело	г/т	Твердые пены, хлеб, пемза, силикагель, активные угли
Жидкость	«	ж/т	Жемчуг, капиллярные системы, цементный камень, гели
Твердое тело	«	т/т	Цветные стекла,

			минералы, сплавы
--	--	--	---------------------

Классификация по отсутствию или наличию взаимодействия между частицами дисперсной фазы

По кинетическим свойствам дисперсной фазы все дисперсные системы можно подразделить на два класса: свободно-дисперсные, в которых частицы дисперсной фазы не связаны между собой и могут свободно перемещаться (лиозоли, аэрозоли, суспензии, эмульсии), и связно-дисперсные, в которых одна из фаз структурно закреплена и не может перемещаться свободно. К этому классу относят гели и студни, пены, капиллярно-пористые тела (диафрагмы), твердые растворы и др.

Классификация по степени взаимодействия дисперсной фазы с дисперсионной средой

Для характеристики взаимодействия между веществом дисперсной фазы и жидкой дисперсионной средой служат понятия «лиофильность» и «лиофобность». Под взаимодействием фаз дисперсных систем подразумевают процессы сольватации (гидратации), т. е. образование сольватных (гидратных) оболочек из молекул дисперсионной среды вокруг частиц дисперсной фазы. Системы, в которых сильно выражено взаимодействие частиц дисперсной фазы с растворителем, называют *лиофильными* (по отношению к воде — *гидрофильными*). Если частицы дисперсной фазы состоят из вещества, слабо взаимодействующего со средой, системы являются *лиофобными* (по отношению к воде — *гидрофобными*). Термин «лиофильный» происходит от греч. *lyo* - растворяю и *philia* - любовь; «лиофобный» от *lyo* - растворяю и *phobia* - ненависть, что означает «не любящий растворения». Хорошо сольватирующиеся лиофильные дисперсные системы образуются путем самопроизвольного диспергирования. Такие системы термодинамически устойчивы. Примерами таких систем являются дисперсии некоторых глин и поверхностно-активных веществ (ПАВ), растворы высокомолекулярных веществ (ВМВ).

У гидрофобных золь частицы состоят из труднорастворимых соединений, отсутствует или слабо выражено сродство дисперсной фазы к растворителю. Такие частицы плохо сольватированы. Гидрофобные золи

являются основным классом коллоидных растворов, у которых ярко выражены гетерогенность и высокая удельная поверхность.

Лекция № 36-39 «Типы химических реакций»

I. По типу взаимодействия реакции можно разделить на такие типы:

1) *реакции соединения*, при которых из двух или нескольких веществ получают одно вещество:

в общем виде $A + B \rightarrow C$;

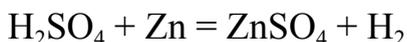


2) *реакции разложения*, при которых из одного вещества образуется несколько веществ: в общем виде $C = A + B \dots$;



3) *реакции замещения*, при которых простое вещество замещает составную часть сложного вещества и в результате образуются новое простое и новое сложное вещества:

в общем виде $AB + C = AC + B$;



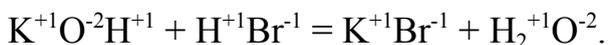
4) *реакции двойного обмена*, при которых молекулы сложных веществ обмениваются своими составными частями:

в общем виде $AB + CD = AD + CB$,

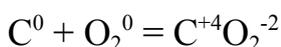


II. По изменению степеней окисления элементов, которые входят в состав реагирующих веществ, выделяют

1) *обменные реакции*, протекающие без изменения степеней окисления всех элементов, входящих в исходные вещества

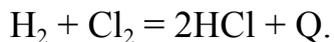


2) *окислительно-восстановительные реакции*, протекающие с изменением степеней окисления всех или некоторых элементов

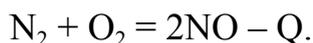


III. По тепловому эффекту реакции делят на

1) *экзотермические реакции*, протекающие с выделением энергии в форме теплоты (+Q)



2) *эндотермические реакции*, протекающие с поглощением энергии в форме теплоты (-Q)

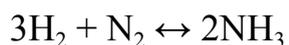


IV. По направлению:

1) *необратимые реакции*, которые протекают только в прямом направлении и завершаются полным превращением реагентов в продукты (т.е. реакции идут до конца слева направо)



2) *обратимые реакции*, которые протекают одновременно в прямом и обратном направлениях, при этом реагенты превращаются в продукты лишь частично (т.е. реакции не идут до конца слева направо)



Существуют и другие признаки, по которым классифицируют химические реакции. Одна и та же реакция в зависимости от признака классификации может относиться к разным типам реакций.

Скорость химической реакции зависит от нескольких факторов.

1. *Природа реагентов. Энергией активации* E_a (в кДж/моль) называют избыточную энергию, которой должны обладать молекулы для того, чтобы их столкновение могло привести к образованию нового вещества. E_a различных реакций различна. Посредством этого фактора сказывается влияние природы реагирующих веществ на $v_{x.p.}$. Если $E_a < 40$ кДж/моль (т.е. мала), то скорость

такой реакции велика (например, ионные реакции в растворах, протекающие практически мгновенно). Если $E_a > 120$ кДж/моль (т.е. очень значительна), то скорость такой реакции незначительна (например, реакция синтеза аммиака $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ – скорость этой реакции при обычных T вследствие высоких значений E_a настолько мала, что заметить её протекание практически невозможно).

2. *Концентрация реагирующих веществ.* Чем выше концентрация реагирующих веществ, тем выше скорость химической реакции

3. *Температура реакции.* Зависимость скорости реакции от температуры передается уравнением *Вант-Гоффа*: где и - скорости реакции при температурах t_2 и t_1 ; g - температурный коэффициент скорости реакции (для многих реакций

$g = 2 \dots 4$). Это правило говорит о том, что скорость реакций возрастает в 2 - 4 раза при увеличении температуры на $10^\circ C$.

4. *Поверхность соприкосновения реагентов.* Чем больше поверхность соприкосновения реагирующих веществ, тем быстрее протекает реакция. Реакция в растворах протекает практически мгновенно.

5. *Катализаторы* – это вещества, не расходуемые в реакции, но оказывающие влияние на её скорость. Явление изменения скорости реакции под действием катализаторов называется *катализом*, а сами эти реакции являются *каталитическими*. Действие катализатора обусловлено снижением величины энергии активации. Под воздействием катализаторов реакции могут ускоряться в миллионы и более раз.

Различают *гомогенный* и *гетерогенный катализ*. При *гомогенном катализе* катализатор и реагенты образуют одну фазу (газ или раствор), а при *гетерогенном катализе* – катализатор находится в системе в виде

самостоятельной фазы. Примером гомогенного катализа служит разложение перекиси водорода на воду и кислород в присутствии катализаторов $K_2Cr_2O_7$, K_2WO_4 и др. Примером гетерогенного катализа является окисление диоксида серы в триоксид при контактном способе получения серной кислоты из отходящих газов металлургических производств:

$$SO_2 + 0,5O_2 + H_2O = (NO_2) = H_2SO_4.$$

Окислительно-восстановительные реакции – это реакции, сопровождающиеся переходом электронов от одних атомов или ионов к другим, другими словами – это реакции, в результате которых изменяются степени окисления элементов.

Степень окисления – это заряд атома элемента в соединении, вычисленный из условного предположения, что все связи в молекуле являются ионными.

Степень окисления принято указывать арабской цифрой над символом элемента со знаком плюс или минус перед цифрой. Например, если связь в молекуле HCl ионная, то водород и хлор ионы с зарядами (+1) и (-1), следовательно .

Для того чтобы рассчитать степень окисления любого элемента, необходимо пользоваться **следующими правилами:**

1. Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю: (металл в свободном состоянии).
2. Степень окисления (+1) во всех соединениях имеют щелочные металлы (IA группа) и водород, за исключением гидридов активных металлов, где степень окисления водорода равна (-1), например

3. Степень окисления +2 во всех соединениях имеют щелочноземельные металлы (II A группа).
4. Кислород имеет степень окисления (-2), во всех соединениях, кроме пероксидов (O₂) и фторида кислорода.
5. Алгебраическая сумма степеней окисления всех частиц в молекуле равна нулю, а в ионе – заряду иона $\rightarrow +1-1 = 0$.
6. Степень окисления иона элемента равна заряду иона: $\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^{1-}$.
7. Не следует путать понятия «валентность» и «степень окисления». Так в N_2 , NH_3 , N_2H_4 , NH_2OH валентность (ковалентность) азота равна трем, так как азот образует три ковалентные связи, а степень окисления различна:

Используя выше указанные правила, рассчитаем степени окисления хрома в $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, хлора в NaClO , серы в H_2SO_4 , азота в NH_4NO_2 :

$$2(+1) + 2 \cdot x + 7(-2) = 0, x = +6;$$

$$+1 + x + (-2) = 0, x = +1;$$

$$2(+1) + x + 4(-2) = 0, x = +6;$$

$$x + 4(+1) = +1, y + 2(-2) = -1,$$

$$x = -3, y = +3.$$

Окисление и восстановление. Окислением называется отдача электронов, в результате чего степень окисления элемента повышается. Восстановлением называется присоединение электронов, в результате чего степень окисления элемента понижается.

Окислительные и восстановительные процессы тесно связаны между собой, так как химическая система только тогда может отдавать электроны, когда другая система их присоединяет (*окислительно-восстановительная система*). Присоединяющая электроны система (*окислитель*) сама восстанавливается (превращается в соответствующий восстановитель), а отдающая электроны система (*восстановитель*), сама окисляется (превращается в соответствующий окислитель).

Пример 1. Рассмотрим реакцию:

Число электронов, отдаваемых атомами восстановителя (калия), равно числу электронов, присоединяемых молекулами окислителя (хлора). Поэтому одна молекула хлора может окислить два атома калия. Уравнивая число принятых и отданных электронов, получаем:

К типичным окислителям относят:

1. Элементарные вещества – Cl_2 , Br_2 , F_2 , I_2 , O , O_2 .
2. Соединения, в которых элементы проявляют высшую степень окисления (определяется номером группы) –
3. Катион H^+ и ионы металлов в их высшей степени окисления – Sn^{4+} , Cu^{2+} , Fe^{3+} и т. д.

К типичным восстановителям относят:

1. Элементарные вещества – металлы (наибольшая восстановительная способность у щелочных металлов), H_2 , C, CO.
2. Соединения, в которых элементы проявляют низшую степень окисления –
3. Ионы металлов низшей степени окисления – Sn^{2+} , Cu^+ , Cr^{3+} , Fe^{2+} .

Рис. 21 Окислительно- восстановительные реакции

Лекция № 40-41 «Растворы. Физические и химические взгляды на природу растворов»

Растворы - однородная многокомпонентная система, состоящая из растворителя, растворённых веществ и продуктов их взаимодействия.

По агрегатному состоянию растворы могут быть жидкими (морская вода), газообразными (воздух) или твёрдыми (многие сплавы металлов).

Размеры частиц в истинных растворах - менее 10^{-9} м (порядка размеров молекул).

Ненасыщенные, насыщенные и перенасыщенные растворы

Если молекулярные или ионные частицы, распределённые в жидком растворе присутствуют в нём в таком количестве, что при данных условиях не происходит дальнейшего растворения вещества, раствор называется насыщенным. (Например, если поместить 50 г NaCl в 100 г H₂O, то при 20°С растворится только 36 г соли).

Насыщенным называется раствор, который находится в динамическом равновесии с избытком растворённого вещества.

Поместив в 100 г воды при 20°С меньше 36 г NaCl мы получим ненасыщенный раствор.

При нагревании смеси соли с водой до 100°С произойдёт растворение 39,8 г NaCl в 100 г воды. Если теперь удалить из раствора нерастворившуюся соль, а раствор осторожно охладить до 20°С, избыточное количество соли не всегда выпадает в осадок. В этом случае мы имеем дело с перенасыщенным раствором. Перенасыщенные растворы очень неустойчивы. Помешивание, встряхивание, добавление крупинок соли может вызвать кристаллизацию избытка соли и переход в насыщенное устойчивое состояние.

Ненасыщенный раствор - раствор, содержащий меньше вещества, чем в насыщенном.

Перенасыщенный раствор - раствор, содержащий больше вещества, чем в насыщенном.

Растворение как физико-химический процесс

Растворы образуются при взаимодействии растворителя и растворённого вещества. Процесс взаимодействия растворителя и растворённого вещества называется сольватацией (если растворителем является вода - гидратацией).

Растворение протекает с образованием различных по форме и прочности продуктов - гидратов. При этом участвуют силы как физической, так и химической природы. Процесс растворения вследствие такого рода взаимодействий компонентов сопровождается различными тепловыми явлениями.

Энергетической характеристикой растворения является теплота образования раствора, рассматриваемая как алгебраическая сумма тепловых эффектов всех эндо- и экзотермических стадий процесса. Наиболее значительными среди них являются:

- поглощающие тепло процессы - разрушение кристаллической решётки, разрывы химических связей в молекулах;
- выделяющие тепло процессы - образование продуктов взаимодействия растворённого вещества с растворителем (гидраты) и др.

Если энергия разрушения кристаллической решетки меньше энергии гидратации растворённого вещества, то растворение идёт с выделением теплоты (наблюдается разогревание). Так, растворение NaOH – экзотермический процесс: на разрушение кристаллической решётки тратится 884 кДж/моль, а при образовании гидратированных ионов Na^+ и OH^- выделяется соответственно 422 и 510 кДж/моль.

Если энергия кристаллической решётки больше энергии гидратации, то растворение протекает с поглощением теплоты (при

приготовлении водного раствора NH_4NO_3 наблюдается понижение температуры).

Растворимость

Предельная растворимость многих веществ в воде (или в других растворителях) представляет собой постоянную величину, соответствующую концентрации насыщенного раствора при данной температуре. Она является качественной характеристикой растворимости и приводится в справочниках в граммах на 100 г растворителя (при определённых условиях).

Растворимость зависит от природы растворяемого вещества и растворителя, температуры и давления.

Природа растворяемого вещества. Кристаллические вещества подразделяются на:

Р - хорошо растворимые (более 1,0 г на 100 г воды);

М - малорастворимые (0,1 г - 1,0 г на 100 г воды);

Н - нерастворимые (менее 0,1 г на 100 г воды).

Природа растворителя. При образовании раствора связи между частицами каждого из компонентов заменяются связями между частицами разных компонентов. Чтобы новые связи могли образоваться, компоненты раствора должны иметь однотипные связи, т.е. быть одной природы. Поэтому ионные вещества растворяются в полярных растворителях и плохо в неполярных, а молекулярные вещества - наоборот.

Влияние температуры. Если растворение вещества является экзотермическим процессом, то с повышением температуры его растворимость уменьшается (Например, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в воде) и наоборот. Для большинства солей характерно увеличение растворимости при нагревании.

Практически все газы растворяются с выделением тепла. Растворимость газов в жидкостях с повышением температуры уменьшается, а с понижением увеличивается.

Влияние давления. С повышением давления растворимость газов в жидкостях увеличивается, а с понижением уменьшается.

Лекция № 42-44 «Окислительно-восстановительные реакции. Виды ОВР»

Степень окисления - это условный заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что молекула состоит из ионов и в целом электронейтральна.

Наиболее электроотрицательные элементы в соединении имеют отрицательные степени окисления, а атомы элементов с меньшей электроотрицательностью - положительные.

Степень окисления - формальное понятие; в ряде случаев степень окисления не совпадает с валентностью.

Например:



степень окисления азота – -2; валентность азота – 3.

Расчет степени окисления

Для вычисления степени окисления элемента следует учитывать следующие положения:

1. Степени окисления атомов в простых веществах равны нулю (Na^0 ; H_2^0).
2. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, всегда равна нулю, а в сложном ионе эта сумма равна заряду иона.

3. Постоянную степень окисления имеют атомы: щелочных металлов (+1), щелочноземельных металлов (+2), водорода (+1) (кроме гидридов NaH , CaH_2 и др., где степень окисления водорода -1), кислорода (-2) (кроме $\text{F}_2^{-1}\text{O}^{+2}$ и пероксидов, содержащих группу $-\text{O}-\text{O}-$, в которой степень окисления кислорода -1).

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

Примеры:



Реакции без и с изменением степени окисления

Существует два типа химических реакций:

А Реакции, в которых не изменяется степень окисления элементов:

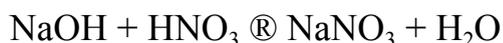
Реакции присоединения



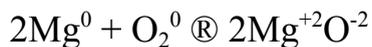
Реакции разложения



Реакции обмена



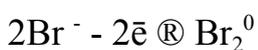
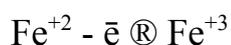
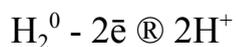
Реакции, в которых происходит изменение степеней окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих соединений:



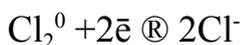
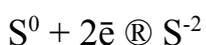
Такие реакции называются *окислительно - восстановительными*.

Окисление, восстановление

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



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



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

Окислительно-восстановительные свойства вещества и степени окисления входящих в него атомов

Соединения, содержащие атомы элементов с максимальной степенью окисления, могут быть только окислителями за счет этих атомов, т.к. они уже отдали все свои валентные электроны и способны только принимать электроны. Максимальная степень окисления атома элемента равна номеру группы в периодической таблице, к которой относится данный элемент. Соединения, содержащие атомы элементов с минимальной степенью окисления могут служить только восстановителями, поскольку они способны

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

Таблица 16

Важнейшие восстановители и окислители

Восстановители	Окислители
<p>Металлы,</p> <p>водород,</p> <p>уголь.</p> <p>Оксид углерода (II) (CO).</p> <p>Сероводород (H₂S);</p> <p>оксид серы (IV) (SO₂);</p> <p>сернистая кислота H₂SO₃ и ее соли.</p> <p>Галогеноводородные кислоты и их соли.</p> <p>Катионы металлов в низших степенях окисления: SnCl₂, FeCl₂, MnSO₄, Cr₂(SO₄)₃.</p> <p>Азотистая кислота HNO₂;</p> <p>аммиак NH₃;</p> <p>гидразин NH₂NH₂;</p> <p>оксид азота(II) (NO).</p> <p>Катод при электролизе.</p>	<p>Галогены.</p> <p>Перманганат калия(KMnO₄);</p> <p>манганат калия (K₂MnO₄);</p> <p>оксид марганца (IV) (MnO₂).</p> <p>Дихромат калия (K₂Cr₂O₇);</p> <p>хромат калия (K₂CrO₄).</p> <p>Азотная кислота (HNO₃).</p> <p>Серная кислота (H₂SO₄) конц.</p> <p>Оксид меди(II) (CuO);</p> <p>оксид свинца(IV) (PbO₂);</p> <p>оксид серебра (Ag₂O);</p> <p>пероксид водорода (H₂O₂).</p> <p>Хлорид железа(III) (FeCl₃).</p> <p>Бертоллегова соль (KClO₃).</p> <p>Анод при электролизе.</p>

Классификация окислительно-восстановительных реакций

Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции

Окислитель и восстановитель находятся в разных веществах; обмен электронами в этих реакциях происходит между различными атомами или молекулами:



S - восстановитель; O₂ - окислитель



CO - восстановитель; CuO - окислитель

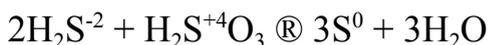


Zn - восстановитель; HCl - окислитель



KI - восстановитель; MnO₂ - окислитель.

Сюда же относятся реакции между веществами, в которых атомы одного и того же элемента имеют разные степени окисления



Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции

Во внутримолекулярных реакциях окислитель и восстановитель находятся в одной и той же молекуле. Внутримолекулярные реакции протекают, как правило, при *термическом разложении* веществ, содержащих окислитель и восстановитель.



Cl⁺⁵ - окислитель; O⁻² - восстановитель



N⁺⁵ - окислитель; N⁻³ - восстановитель



N^{+5} - окислитель; O^{-2} - восстановитель

Опыт. Разложение дихромата аммония



Cr^{+6} - окислитель; N^{-3} - восстановитель.

Диспропорционирование - окислительно-восстановительная реакция, в которой один элемент одновременно повышает и понижает степень окисления.



Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

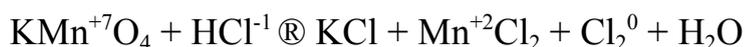
Электронный баланс - метод нахождения коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, в котором рассматривается обмен электронами между атомами элементов, изменяющих свою степень окисления. *Число электронов, отданное восстановителем равно числу электронов, получаемых окислителем.*

Уравнение составляется в несколько стадий:

1. Записывают схему реакции.



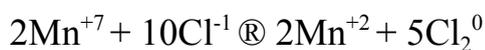
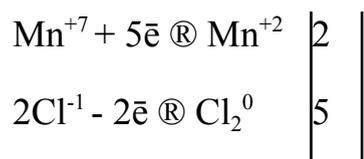
2. Проставляют степени окисления над знаками элементов, которые меняются.



3. Выделяют элементы, изменяющие степени окисления и определяют число электронов, приобретенных окислителем и отдаваемых восстановителем.



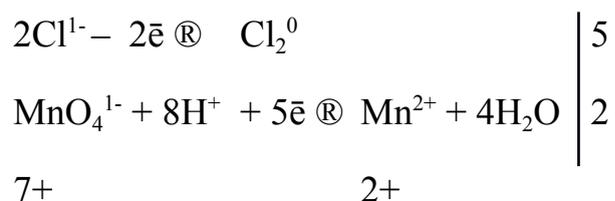
4. Уравнивают число приобретенных и отдаваемых электронов, устанавливая тем самым коэффициенты для соединений, в которых присутствуют элементы, изменяющие степень окисления.



5. Подбирают коэффициенты для всех остальных участников реакции.



Электронно-ионный баланс (метод полуреакций) метод нахождения коэффициентов, в котором рассматривается обмен электронами между ионами в растворе с учетом характера среды:



(для уравнивания ионной полуреакции используют H^+ , OH^- или воду)

Типичные реакции окисления-восстановления

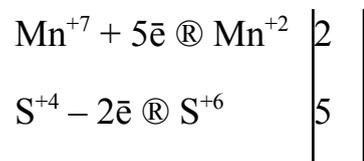
Реакции с участием перманганата калия в качестве окислителя

При взаимодействии перманганата калия с восстановителем образуются различные продукты восстановления в зависимости от pH среды.

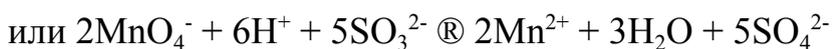
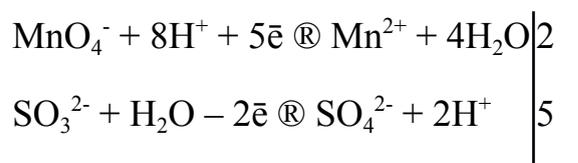
Реакции в кислой среде.



электронный баланс

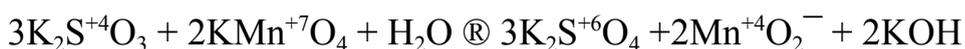


метод полуреакций

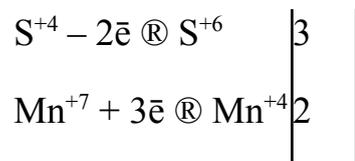


Фиолетовый раствор KMnO_4 обесцвечивается при добавлении раствора K_2SO_3 .

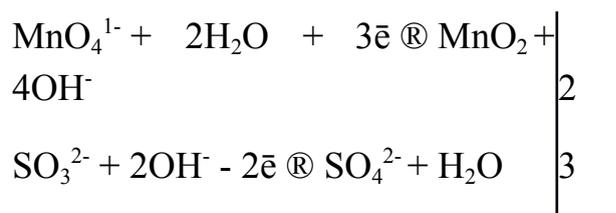
Реакции в нейтральной среде

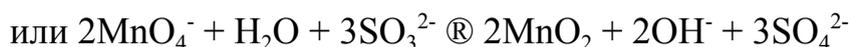
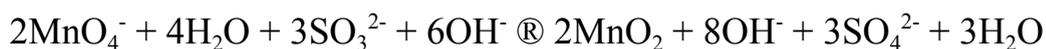


электронный баланс



метод полуреакций:



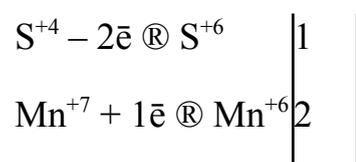


Фиолетовый раствор KMnO_4 после окончания реакции обесцвечивается и наблюдается выпадение бурого осадка.

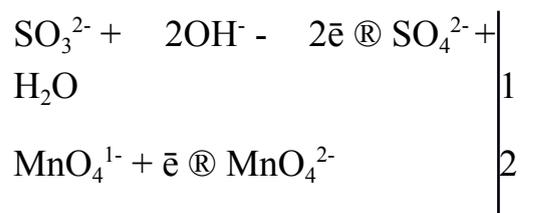
Реакции в щелочной среде.



электронный баланс



метод полуреакций:



Фиолетовый раствор KMnO_4 превращается в зеленоватый раствор K_2MnO_4 .

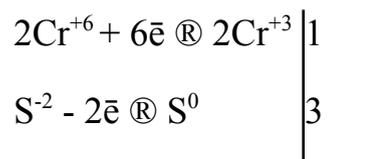
Рис. 22 Окрашивание раствора KMnO_4

Реакции с дихроматом калия в качестве окислителя

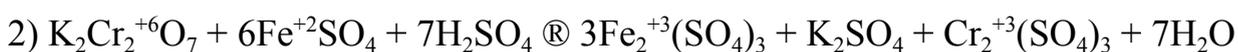
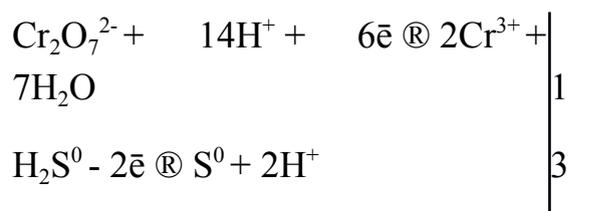
Степень окисления хрома понижается с +6 до +3. Наблюдается изменение окраски реакционной массы с желто-оранжевого цвета до зеленого или фиолетового.



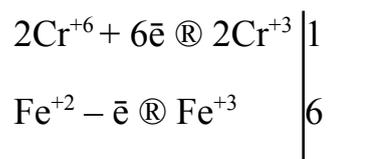
электронный баланс:



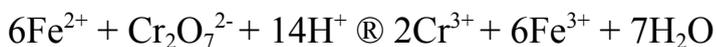
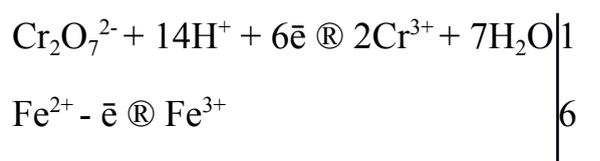
метод полуреакций:



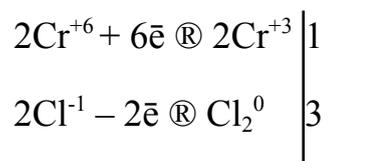
электронный баланс:



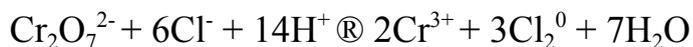
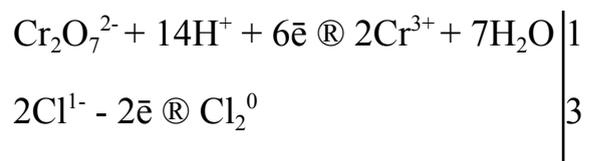
метод полуреакций:



электронный баланс:



метод полуреакций:

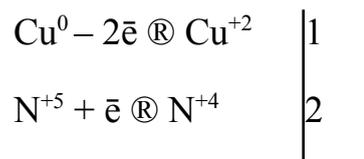


Окислительные свойства азотной кислоты

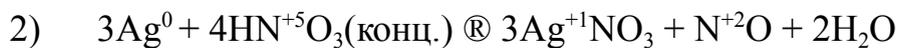
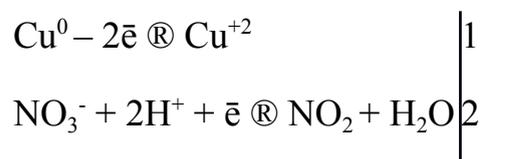
Окислителем в молекуле (см. также "Азотная кислота") азотной кислоты является N^{+5} , который в зависимости от концентрации HNO_3 и силы восстановителя (например, активности металла - см. также тему " Азотная кислота") принимает от 1 до 8 электронов, образуя N^{+4}O_2 ; N^{+2}O ; N_2^{+1}O ; N_2^0 ; $\text{N}^{-3}\text{H}_3(\text{NH}_4\text{NO}_3)$;



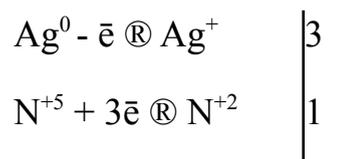
электронный баланс:



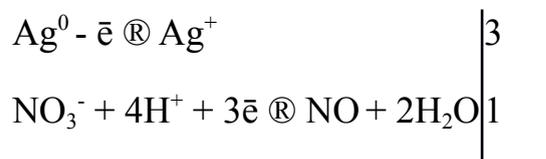
метод полуреакций:

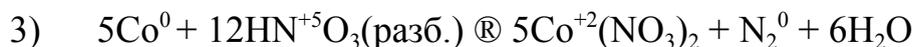


электронный баланс:

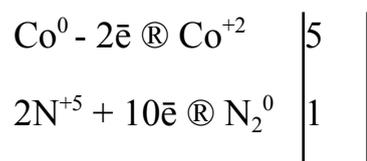


метод полуреакций:

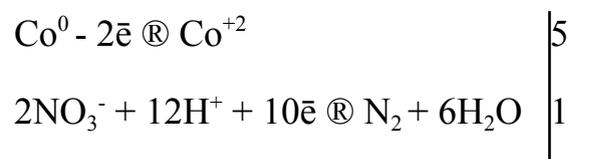




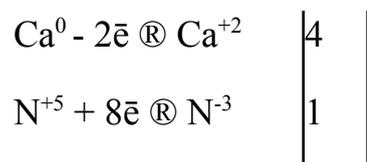
электронный баланс:



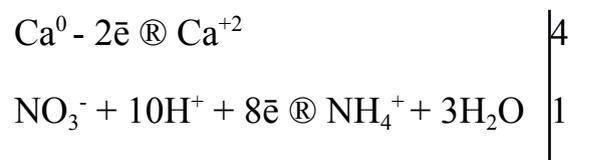
метод полуреакций:



электронный баланс:



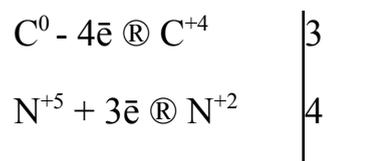
метод полуреакций:



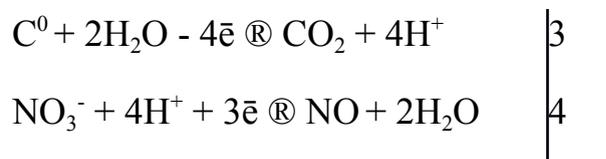
При взаимодействии HNO_3 с неметаллами выделяется, как правило, NO :



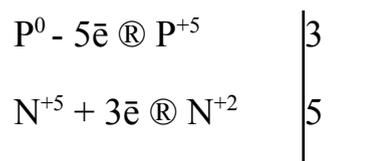
электронный баланс:



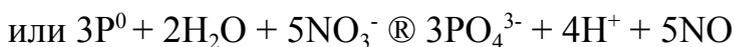
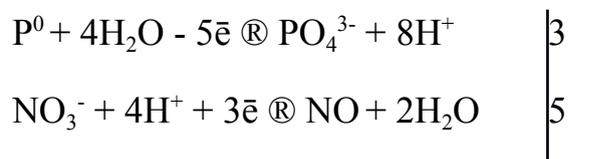
метод полуреакций:



электронный баланс:

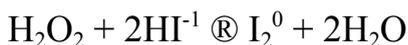


метод полуреакций:

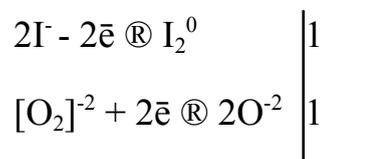


Пероксид водорода в окислительно-восстановительных реакциях

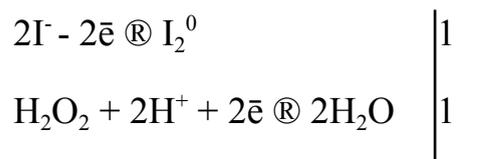
1. Обычно пероксид водорода используют как окислитель:



электронный баланс:



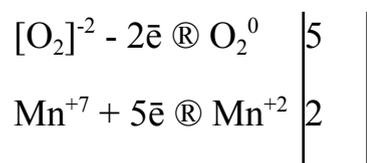
метод полуреакций:



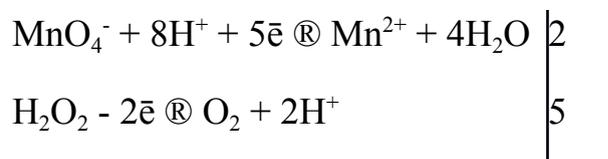
При действии сильных окислителей пероксид водорода может окисляться, образуя кислород и воду.



электронный баланс:



метод полуреакций:



Лекция № 45-48 «Классификация неорганических и органических веществ. Основные классов органических и неорганических соединений. Ациклические и циклические соединения»

Классификация неорганических веществ

Неорганические вещества по составу делят на простые и сложные.

Рис. 23 Классы неорганических веществ

Простые вещества состоят из атомов одного химического элемента и подразделяются на металлы, неметаллы, благородные газы. Сложные вещества состоят из атомов разных элементов, химически связанных друг с другом.

Сложные неорганические вещества по составу и свойствам распределяют по следующим важнейшим классам: оксиды, основания, кислоты, амфотерные гидроксиды, соли.

- Оксиды — это сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых — кислород со степенью окисления (-2). Общая формула оксидов: $\text{Э}_m\text{O}_n$, где m — число атомов элемента Э, а n — число атомов кислорода. Оксиды, в свою очередь, классифицируют на солеобразующие и несолеобразующие. Солеобразующие делятся на основные, амфотерные, кислотные, которым соответствуют основания, амфотерные гидроксиды, кислоты соответственно.
- Основные оксиды — это оксиды металлов в степенях окисления $+1$ и $+2$. К ним относятся:
 - оксиды металлов главной подгруппы первой группы (щелочные металлы) Li — Fr
 - оксиды металлов главной подгруппы второй группы (Mg и щелочноземельные металлы) Mg — Ra
 - оксиды переходных металлов в низших степенях окисления
- Кислотные оксиды — образуют неметаллы со С.О. более $+2$ и металлы со С.О. от $+5$ до $+7$ (SO_2 , SeO_2 , P_2O_5 , As_2O_3 , CO_2 , SiO_2 , CrO_3 и

Mn_2O_7). *Исключение: у оксидов NO_2 и ClO_2 нет соответствующих кислотных гидроксидов, но их считают кислотными.*

- Амфотерные оксиды — образованы амфотерными металлами со С.О. +2, +3,+4 (BeO , Cr_2O_3 , ZnO , Al_2O_3 , GeO_2 , SnO_2 и PbO).
- Несолеобразующие оксиды — оксиды неметаллов со С.О.+1, +2 (CO , NO , N_2O , SiO).
- Основания — это сложные вещества, состоящие из атомов металла и одной или нескольких гидроксогрупп (-ОН). Общая формула оснований: $M(OH)_y$, где y — число гидроксогрупп, равное степени окисления металла M (как правило, +1 и +2). Основания делятся на растворимые (щелочи) и нерастворимые.
- Кислоты — (кислотные гидроксиды) — это сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на атомы металла, и кислотных остатков. Общая формула кислот: H_xAc , где Ac — кислотный остаток (от английского «acid» — кислота), x — число атомов водорода, равное заряду иона кислотного остатка.
- Амфотерные гидроксиды — это сложные вещества, которые проявляют и свойства кислот, и свойства оснований. Поэтому формулы амфотерных гидроксидов можно записывать и в форме кислот, и в форме оснований.
- Соли — это сложные вещества, состоящие из катионов металла и анионов кислотных остатков. Такое определение относится к средним солям.
- Средние соли — это продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла или полного замещения гидроксогрупп в молекуле основания кислотными остатками.
- Кислые соли — атомы водорода в кислоте замещены атомами металла частично. Они получают при нейтрализации основания избытком кислоты. Чтобы правильно назвать *кислую соль*, необходимо к названию нормальной соли прибавить приставку гидро- или дигидро- в зависимости от числа атомов водорода, входящих в состав кислой соли. Например, $KHCO_3$ – гидрокарбонат калия, KH_2PO_4 –

дигидроортофосфат калия. Нужно помнить, что кислые соли могут образовывать только двух и более основные кислоты.

- Основные соли — гидроксогруппы основания (OH^-) частично замещены кислотными остатками. Чтобы назвать *основную соль*, необходимо к названию нормальной соли прибавить приставку гидрокси- или дигидрокси- в зависимости от числа OH – групп, входящих в состав соли. Например, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ – гидроксокарбонат меди (II). Нужно помнить, что основные соли способны образовывать лишь основания, содержащие в своём составе две и более гидроксогрупп.
- Двойные соли — в их составе присутствует два различных катиона, получаются кристаллизацией из смешанного раствора солей с разными катионами, но одинаковыми анионами. Например, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, KNaSO_4 .
- Смешанные соли — в их составе присутствует два различных аниона. Например, $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$.
- Гидратные соли (кристаллогидраты) — в их состав входят молекулы кристаллизационной воды. Пример: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Классификация органических веществ

Соединения, состоящие только из атомов водорода и углерода, называют углеводородами.

Циклические углеводороды

В зависимости от строения углеродной цепи органические соединения разделяют на соединения с открытой цепью — ациклические (алифатические) и циклические — с замкнутой цепью атомов.

Циклические делятся на две группы: карбоциклические соединения и гетероциклические.

Карбоциклические соединения, в свою очередь, включают два ряда соединений: алициклические и ароматические.

Ароматические соединения в основе строения молекул имеют плоские углеродсодержащие циклы с особой замкнутой системой π -электронов, образующих общую π -систему (единое π -электронное облако).

Как ациклические (алифатические), так и циклические углеводороды могут содержать кратные (двойные или тройные) связи. Такие углеводороды называют непредельными (ненасыщенными), в отличие от предельных (насыщенных), содержащих только одинарные связи.

Пи-связь (π -связь) — ковалентная связь, образуемая перекрыванием p -атомных орбиталей. В отличие от сигма-связи, осуществляемой перекрыванием s -атомных орбиталей вдоль линии соединения атомов, пи-связи возникают при перекрывании p -атомных орбиталей по обе стороны от линии соединения атомов.

В случае образования ароматической системы, например, бензола C_6H_6 , каждый из шести атомов углерода находится в состоянии sp^2 — гибридизации и образует три сигма-связи с валентными углами 120° . Четвёртый p -электрон каждого атома углерода ориентируется перпендикулярно к плоскости бензольного кольца. В целом возникает единая связь, распространяющаяся на все атомы углерода бензольного кольца. Образуются две области пи-связей большой электронной плотности по обе стороны от плоскости сигма-связей. При такой связи все атомы углерода в молекуле бензола становятся равноценными и, следовательно, подобная система более устойчива, чем система с тремя локализованными двойными связями.

Рис. 24 Строение молекулы бензола

Ациклические углеводороды

Предельные алифатические углеводороды называют алканами, они имеют общую формулу C_nH_{2n+2} , где n — число атомов углерода. Старое их название часто употребляется и в настоящее время — парафины:

Непредельные алифатические углеводороды с одной тройной связью называют алкинами. Их общая формула C_nH_{2n-2}

Предельные алициклические углеводороды — циклоалканы, их общая формула C_nH_{2n} :

Рис. 25 Классификация углеводов

Мы рассмотрели классификацию углеводородов. Но если в этих молекулах один или большее число атомов водорода заменить на другие атомы или группы атомов (галогены, гидроксильные группы, аминогруппы и др.), образуются производные углеводородов: галогенопроизводные, кислородсодержащие, азотсодержащие и другие органические соединения.

Рис. 26 Классификация углеводов (по типу химических связей)

Атомы или группы атомов, которые определяют самые характерные свойства данного класса веществ, называются функциональными группами.

Углеводороды в их производные с одной и той же функциональной группой образуют гомологические ряды.

Гомологическим рядом называют ряд соединений, принадлежащих к одному классу (гомологов), по отличающихся друг от друга по составу на целое число групп $-CH_2-$ (гомологическую разность), имеющих сходное строение и, следовательно, сходные химические свойства.

Сходство химических свойств гомологов значительно упрощает изучение органических соединений.

Замещенные углеводороды

- Галогенопроизводные углеводородов можно рассматривать как продукты замещения в углеводородах одного или нескольких атомов водорода атомами галогенов. В соответствии с этим могут существовать предельные и непредельные моно-, ди-, три- (в общем случае поли-) галогенопроизводные. Общая формула галогенопроизводных предельных углеводородов $R-G.K$ кислородсодержащим органическим веществам относят спирты,

фенолы, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты, простые и сложные эфиры.

- Спирты — производные углеводородов, в которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксильные группы. Спирты называют одноатомными, если они имеют одну гидроксильную группу, и предельными, если они — производные алканов. Общая формула предельных одноатомных спиртов: $R-OH$.
- Фенолы — производные ароматических углеводородов (ряда бензола), в котором один или несколько атомов водорода в бензольном кольце замещены на гидроксильные группы.
- Альдегиды и кетоны — производные углеводородов, содержащие карбонильную группу атомов (карбонил). В молекулах альдегидов одна связь карбонила идет на соединение с атомом водорода, другая — с углеводородным радикалом. В случае кетонов карбонильная группа связана с двумя (в общем случае разными) радикалами.
- Простые эфиры представляют собой органические вещества, содержащие два углеводородных радикала, соединенные атомом кислорода: $R-O-R$ или $R-O-R_2$. Радикалы могут быть одинаковыми или разными. Состав простых эфиров выражается формулой $C_nH_{2n}+2O$.
- Сложные эфиры — соединения, образованные замещением атома водорода карбоксильной группы в карбоновых кислотах на углеводородный радикал.
- Нитросоединения — производные углеводородов, в которых один или несколько атомов водорода замещены на нитрогруппу $-NO_2$.
- Амины — соединения, которые рассматривают как производные аммиака, в котором атомы водорода замещены на углеводородные радикалы. В зависимости от природы радикала амины могут быть алифатическими. В зависимости от числа замещенных на радикалы атомов водорода различают первичные амины, вторичные, третичные. В частном случае у вторичных, а также третичных аминов радикалы могут быть и одинаковыми. Первичные амины можно также рассматривать как производные углеводородов (алканов), в которых один атом водорода замещен на аминогруппу. Аминокислоты содержат

две функциональные группы, соединенные с углеводородным радикалом, — аминогруппу —NH_2 и карбоксил —COOH .

Известны и другие важные органические соединения, которые имеют несколько разных или одинаковых функциональных групп, длинные линейные цепи, связанные с бензольными кольцами. В таких случаях строгое определение принадлежности вещества к какому-то определенному классу невозможно. Эти соединения часто выделяют в специфические группы веществ: углеводы, белки, нуклеиновые кислоты, антибиотики, алкалоиды и др. В настоящее время известно также много соединений, которые можно отнести и к органическим, и к неорганическим. Их называют элементоорганическими соединениями. Некоторые из них можно рассматривать как производные углеводов.

Номенклатура

Для названия органических соединений используют 2 номенклатуры – рациональную и систематическую (ИЮПАК) и тривиальные названия.

Составление названий по номенклатуре ИЮПАК:

1) Основу названия соединения составляет корень слова, обозначающий предельный углеводород с тем же числом атомов, что и главная цепь.

2) К корню добавляют суффикс, характеризующий степень насыщенности:

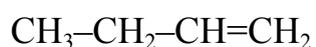
-ан (предельный, нет кратных связей);

-ен (при наличии двойной связи);

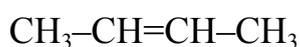
-ин (при наличии тройной связи).

Рис. 27 Функциональные группы

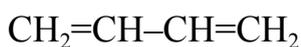
Если кратных связей несколько, то в суффиксе указывается число таких связей (-диен, -триен и т.д.), а после суффикса обязательно указывается цифрами положение кратной связи, например:



бутен-1



бутен-2



бутадиен-1,3

3) Далее в суффикс выносится название самой старшей характеристической группы в молекуле с указанием ее положения цифрой.

Такие группы как нитро-, галогены, углеводородные радикалы, не входящие в главную цепь выносятся в приставку. При этом они перечисляются по алфавиту. Положение заместителя указывается цифрой перед приставкой.

Порядок составления названия следующий:

1. Найти самую длинную цепь атомов С.
2. Последовательно пронумеровать атомы углерода главной цепи, начиная с ближайшего к разветвлению конца.
3. Название алкана складывается из названий боковых радикалов, перечисленных в алфавитном порядке с указанием положения в главной цепи, и названия главной цепи.

Виды формул в органической химии

Химический язык, в состав которого в качестве одной из наиболее специфических частей входит химическая символика (включающая и химические формулы), является важным активным средством познания химии и требует поэтому четкого и осознанного применения.

Химические формулы — это условные изображения состава и строения химически индивидуальных веществ посредством химических символов, индексов и других знаков. При изучении состава, химического, электронного и пространственного строения веществ, их физических и химических свойств, изомерии и других явлений применяют химические формулы разных видов.

Особенно много видов формул (простейшие, молекулярные, структурные, проекционные, конформационные и др.) применяют при изучении веществ молекулярного строения — большинства органических веществ и сравнительно небольшой части неорганических веществ при обычных условиях. Значительно меньше видов формул (простейшие)

применяют при изучении немолекулярных соединений, строение которых более наглядно отражают шаростержневые модели и схемы кристаллических структур или их элементарных ячеек.

Рис. 28 Виды формул в органической химии

Составление полных и кратких структурных формул углеводородов

Пример:

Составить полную и краткую структурные формулы пропана C_3H_8 .

Решение:

1. Записать в строчку 3 атома углерода, соединить их связями:



2. Добавить черточки (связи) так, чтобы от каждого атома углерода отходило 4 связи:

3. Напротив каждой свободной связи расставить атомы водорода:

4. Записать краткую структурную формулу:



Лекция № 49- 50 «Химия элементов. Водород и углерод. Химические свойства. Получение, производство и применение »

Химия занимает центральное место в ряду естественных наук, поскольку она изучает элементы и образуемые ими соединения, которые составляют Вселенную. Миллионы неорганических и органических веществ существуют в природе или синтезированы человеком, и среди них такие, которые являются основой самой жизни.

Химия является центральной, фундаментальной наукой также и потому, что в любой отрасли человеческой деятельности, связанной с какими-либо проявлениями материального мира, неизбежно приходится сталкиваться со свойствами различных веществ – их прочностью, токсичностью, способностью взаимодействовать с другими веществами, а также с их изменениями при тех или иных условиях.

Трудно переоценить практическую роль химии в нашей жизни.

Химия создаёт новые материалы и разрабатывает новые химические методы, которые используются в различных областях человеческой деятельности; играет первостепенную роль в решении продовольственной проблемы. В мире производится миллионы тонн минеральных удобрений, повышающих плодородие почвы и урожайность сельскохозяйственных культур. Многогранна роль химии в развитии строительных материалов, транспорта, компьютерных технологий, фармации и других отраслей.

В основе классификации элементов – сопоставление физических и химических свойств элементов с их электронным строением, что делает описательную химию значительно более интересной и легко запоминающейся.

Таким образом, представители многих профессий могут считаться по-настоящему квалифицированными специалистами, если они понимают химические идеи, лежащие в основе их работы, и умеют при необходимости их использовать.

УГЛЕРОД И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

ИСТОРИЯ ОТКРЫТИЯ

Углерод в виде угля, копоти и сажи известен человечеству с незапамятных времён; около 100 тыс. лет назад, когда наши предки овладели огнём, они каждодневно имели дело с углём и сажей.

В 1791 г. английский химик С. Теннант первым получил свободный углерод. Он пропускал пары фосфора над прокалённым мелом, в результате чего образовывался фосфат кальция и углерод. То, что алмаз при сильном нагревании сгорает без остатка, было известно давно. Ещё в 1751 г. французский король Франц I согласился дать согласие на опыты с алмазом и рубином по сжиганию. Оказалось, что сгорает лишь алмаз, а рубин (оксид алюминия с примесью хрома) выдерживает без повреждения длительное нагревание в фокусе зажигательной линзы. Лавуазье А. поставил новый опыт по сжиганию алмаза с помощью большой зажигательной машины, по результатам которого пришёл к выводу, что алмаз представляет собой кристаллический углерод.

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА И РАСПРОСТРАНЕНИЕ В ПРИРОДЕ

Содержание углерода в земной коре $2,3 \cdot 10^{-2}$ % по массе ($1 \cdot 10^{-2}$ % в ультраосновных, $1 \cdot 10^{-2}$ % в основных, $2 \cdot 10^{-2}$ % в средних, $3 \cdot 10^{-2}$ % в кислых горных породах). Значительная часть углерода литосферы со-

средоточена в известняках и доломитах. Число собственных минералов углерода более 112. Исключительно велико число органических соединений углерода – углеводородов и их производных.

С накоплением углерода в земной коре связано накопление и многих других элементов, сорбируемых органическим веществом и осаждающихся в виде нерастворимых карбонатов и т.д. По сравнению со средним содержанием в земной коре человечество в исключительно больших количествах извлекает углерод из недр в виде угля, нефти, природного газа, так как эти ископаемые – основные источники энергии.

Углерод широко распространён также в космосе, на Солнце он занимает 4 место после водорода, гелия и кислорода.

Аллотропные модификации углерода

Углерод имеет четыре основных аллотропных модификации: алмаз, графит, карбин и фуллерен.

Алмаз – кристаллическое вещество, прозрачное, сильно преломляет лучи света, очень твёрдое, не проводит электрический ток, плохо проводит тепло, $\rho = 3,5 \text{ г/см}^3$; $t_{\text{пл}} = 3730 \text{ }^\circ\text{C}$; $t_{\text{кип}} = 4830 \text{ }^\circ\text{C}$. В структуре алмаза каждый атом углерода находится в состоянии sp^3 -гибридизации и имеет четырёх соседей, которые расположены в вершинах правильного тетраэдра. Весь кристалл представляет собой трёхмерный каркас, с этим связана высокая твёрдость алмаза, самая высокая среди природных веществ. Кристаллизуется в виде двух полиморфных модификаций – кубической и гексагональной.

Графит – мягкое вещество серого цвета со слабым металлическим блеском, жирное на ощупь, проводит электрический ток; $\rho = 2,5 \text{ г/см}^3$.

Атомы углерода находятся в состоянии sp^2 -гибридизации и связаны в плоские слои, состоящие из соединённых рёбрами шестиугольников, наподобие пчелиных сот.

Рис. 29 Строение алмаза

Рис 30 Кристаллическая решетка графита

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

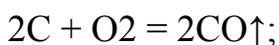
Углерод – малоактивен, на холоду реагирует только со фтором; химическая активность проявляется при высоких температурах. Во многих реакциях он проявляет восстановительные свойства:

1) горит на воздухе с выделением большого количества тепла (один из важнейших источников тепловой энергии):

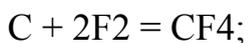


2↑.

При недостатке кислорода среди продуктов сгорания углерода преобладает оксид углерода (II) или угарный газ:



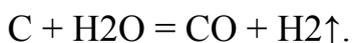
2) из галогенов углерод наиболее легко взаимодействует с фтором:



3) раскалённый углерод реагирует с серой:

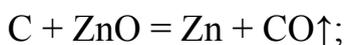
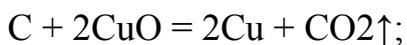


4) при пропускании через раскалённый уголь водяного пара углерод восстанавливает воду до водорода, а сам окисляется до оксида углерода (II):



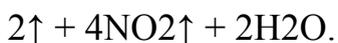
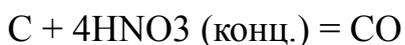
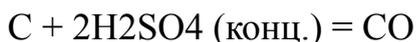
Образовавшаяся смесь CO и H₂ называется водяным газом: он используется как топливо и для синтеза различных органических веществ;

5) при нагревании углерод восстанавливает оксиды металлов до металлов (используется в металлургии):



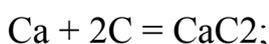
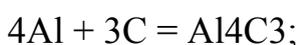
6) активированный или древесный уголь окисляется кислотами –

окислителями:

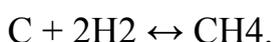


Окислительные свойства у углерода выражены в значительно меньшей степени. Только в реакциях с активными металлами при высоких температурах углерод выступает в роли окислителя:

1) с некоторыми металлами образует карбиды



2) как окислитель углерод взаимодействует также с водородом, однако эта реакция протекает при очень высокой температуре в присутствии катализатора и является обратимой:



ПРИМЕНЕНИЕ

Углерод играет огромную роль в жизни человека. Его применения столь же разнообразны, как сам этот многоликий элемент. Является основой всех органических веществ. Любой живой организм состоит в значительной степени из углерода.

Углерод – основа жизни. Источником углерода для живых организмов обычно является CO_2 из атмосферы или воды.

В результате фотосинтеза он попадает в биологические пищевые цепи. Биологический цикл углерода заканчивается либо окислением и возвращением в атмосферу, либо захоронением в виде угля или нефти.

Углерод в виде графита используется в производстве карандашей.

В промышленности углерод (графит) часто используется в качестве смазки. Коррозионная стойкость графита используется в судостроении.

Кроме того, на основе графита изготавливают так называемые композиционные материалы, в частности углепластики, в которых волокна графита находятся на матрице из эпоксидной смолы. Эти композиционные материалы широко применяются в авиационной и космической технике.

Алмазным напылением обладают шлифовальные насадки бормашии. Огранённые алмазы – бриллианты используются в качестве драгоценных камней в ювелирных украшениях.

Лекция № 51-52 «Литий, натрий, калий. Атомные и физические свойства. Химические свойства элементов. Магний, кальций, стронций.»

ИСТОРИЯ ОТКРЫТИЯ

Литий был открыт в 1817 г. шведским химиком А. Арфведсоном сначала в минерале петалите $(\text{Li,Na})[\text{Si}_4\text{AlO}_{10}]$, а затем в сподумене $\text{LiAl}[\text{Si}_2\text{O}_6]$.

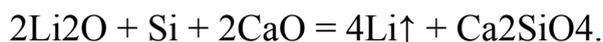
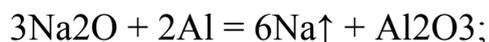
Арфведсон заинтересовался петалитом, произвёл полный его анализ и обнаружил необъяснимую вначале потерю вещества – около 4%. Повторяя анализы более тщательно, он установил, что в петалите содержится «огнепостоянная щёлочь до сих пор неизвестной природы». Берцелиус предложил назвать её литионом (Lithion), поскольку эта щёлочь впервые была найдена в «царстве минералов» (камней); (от греческого Litos – камень). Позднее Арфведсон обнаружил литиевую землю и в некоторых других минералах, однако его попытки выделить свободный металл не увенчались успехом. Характерное для соединений лития красное окрашивание пламени впервые наблюдал немецкий химик Х. Гмелин (1818). В этом же году английский химик Г. Дэви электролизом расплава гидроксида лития получил небольшой кусочек металла. Только в 1855 г. Р. Бунзен и А. Маттиссен разработали промышленный способ получения металлического лития электролизом расплава хлорида лития.

Натрий и калий. 19 ноября 1807 г. в Лондоне на заседании Королевского общества Г. Дэви объявил об открытии им новых элементов – натрия (от арабского «натрон») и калия (по арабски «аль-кали» – зола растений) с помощью электрического тока, проходящего через расплавы соответствующих гидроксидов.

ПОЛУЧЕНИЕ

Натрий получают электролизом расплавленных солей, чаще всего электролиз. Калий и более тяжёлые щелочные металлы также могут быть

получены электролитически, однако на практике этого не делают из-за их высокой химической активности при повышенной температуре. Поскольку расплавленные щелочные металлы заметно испаряются в вакууме (при 300 °C), то их можно получать из солей или оксидов восстановлением менее активными (и менее летучими) металлами, коксом или кремнием:



Образующийся щелочной металл уходит из сферы реакции в виде пара, что приводит к смещению равновесия вправо. Калий в промышленности получают также действием паров натрия на расплав хлорида или гидроксида калия:



При этом образуется сплав натрия с калием, который разделяют перегонкой. Li и Na высокой чистоты получают электролизом расплава смеси LiCl с LiBr и NaOH соответственно. Небольшие количества Na, K, Rb и Cs можно получить термическим разложением их соединений.

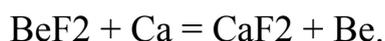
Литий этим способом получить нельзя из-за высокой устойчивости нитрида Li₃N.

Бериллий получают:

а) электролизом расплава BeCl₂;

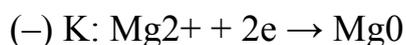
б) электролизом расплава тетрафторбериллата натрия Na₂[BeF₄];

в) термическим восстановлением BeF₂ кальцием в вакууме (металлотермия):



Магний и кальций получают электролизом расплавов их солей:

MgCl₂ при 750 °C (со стальным катодом и угольным анодом):

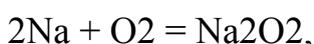


ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Щелочные и щёлочноземельные металлы – это самые активные металлы и сильные восстановители. Во всех химических реакциях они легко отдают валентные электроны и превращаются в положительно заряженные ионы. В соединениях преобладает ионная связь. Они взаимодействуют:

1) с водородом. Все рассматриваемые металлы (исключая Be) непосредственно взаимодействуют с водородом при нагревании, образуя гидриды состава MeH (подгруппа натрия) и MeH_2 (подгруппа Be).

2) с кислородом. Все щелочные металлы активно взаимодействуют с кислородом. Характер окисления зависит от условий. Только литий образует обычный оксид Li_2O , остальные же металлы кроме оксидов образуют пероксиды (Na_2O_2) и надпероксиды (KO_2). Na_2O может быть получен путём пропускания над натрием, нагретым не выше $180\text{ }^\circ\text{C}$, умеренного количества кислорода или нагреванием пероксида натрия с металлическим натрием:



Оксид натрия бурно реагирует с водой с образованием гидроксида натрия и выделением большого количества теплоты:



Для металлов подгруппы бериллия известны оксиды состава MeO . Кроме того, известен пероксид бария (BaO_2).

Кроме оксидов, пероксидов, надпероксидов щелочные металлы образуют озониды, которые получают при действии озона на твёрдые щёлочи:



Пероксиды, надпероксиды и озониды – это соли соответственно с O^{2-} , O_2^{2-} и O_3^- , которые при взаимодействии с водой образуют щёлочи, пероксид водорода и кислород:



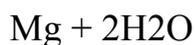
Добавки Na_2O_2 к стиральным порошкам дают щёлочность раствору и оказывают отбеливающее действие;

3) с водой, разбавленными кислотами и щелочами. Если проследить активность щелочных элементов, то она возрастает по группе сверху вниз.

Стандартные электродные потенциалы щелочных металлов и металлов подгруппы Be отрицательны и близки по величине. Поэтому они все взаимодействуют с разбавленными кислотами с выделением водорода:

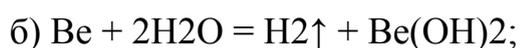


Магний с водой взаимодействует только при нагревании:

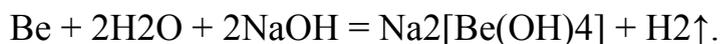


С растворами щелочей реагирует только бериллий (амфотерен).

Этот процесс можно представить следующими реакциями:



Суммарно этот процесс можно представить реакцией:



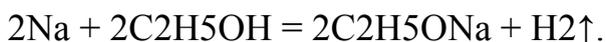
Комплексообразование для ионов щелочных металлов нехарактерно.

Следует также отметить, что литий существенно отличается от остальных

элементов группы. По ряду свойств он ближе к магнию, чем к щелочным металлам;

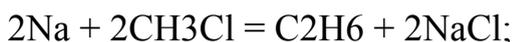
4) со спиртами и органическими галогенидами. Очень часто возни-

кает проблема уничтожения остатков щелочных металлов. Самый простой метод – гашение в спиртах (этиловый, пропиловый, бутиловый):



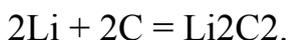
этилат натрия

Щелочные металлы, в частности натрий, взаимодействуют с органическими галогенидами. Эта реакция называется реакцией Вюрца:



5) с азотом, галогенами, серой, кремнием и углеродом. Непосредственно взаимодействуя со многими неметаллами, элементы подгруппы Li и Be образуют нитриды (Li_3N , Ca_3N_2), галогениды (NaCl , BaCl_2), сульфиды (Li_2S , CaS), силициды (Mg_2Si), карбиды (CaC_2 , Mg_2C , Be_2C).

Карбиды металлов подгруппы лития получают следующим способом:



карбид лития

ПРИМЕНЕНИЕ

Благодаря способности лития легко соединяться с водородом, азотом, кислородом, серой он стал эффективным средством для связывания и удаления газов из расплавленных металлов. Для улучшения механических свойств сплавов небольшими добавками лития легируют чугун, бронзы, а также сплавы на основе Mg, Al, Zn, Pb. Применяется литий в керамической, стекольной и других отраслях химической промышленности. Нашёл применение литий в ядерной энергетике и в медицине. Он способен регулировать активность некоторых ферментов, участвующих в переносе из межклеточной жидкости в клетки мозга ионов натрия и калия. Используется при изготовлении батарей для кардиостимуляторов.

В 1928 г. группа ленинградских химиков во главе с профессором С.В. Лебедевым синтезировала первый в мире синтетический каучук. При

этом натрия играл роль катализатора процесса полимеризации. Нашёл он также применение в производстве тетраэтилсвинца (антидетонатор моторных топлив), в сплавах свинца с натрием, используемых в производстве подшипников осей железнодорожных вагонов; при получении некоторых редких металлов (золота); для очистки трансформаторных масел, спиртов, эфиров от следов влаги; для определения влаги во многих соединениях (с помощью амальгамы натрия).

Калий используется: в качестве катализатора в производстве некоторых видов синтетического каучука; в лабораторной практике; в производстве пероксида калия K_2O_2 , используемого для регенерации кислорода.

Сплав К с Na служит теплоносителем в атомных реакторах, а в производстве титана – восстановителем.

Рубидиевые препараты применяются в медицине как снотворное и болеутоляющее средство. Отдельные его соединения применяются в аналитической химии как специфические реактивы. Сам металл изредка употребляют для изготовления фотоэлементов, специальных катализаторов. На практике франций широко не используется. Однако по его излучению можно быстро определить присутствие в природных объектах актиния; применяется для ранней диагностики сарком.

Применение бериллия: ракетное топливо с наивысшим удельным импульсом; пружины, не знающие усталости, практически вечные. Легко образует сплавы со многими металлами, придавая им большую твёрдость, прочность, жаростойкость и коррозионную стойкость. Один из его сплавов – бериллиевая бронза – позволил решить многие сложные технические задачи. Интересными свойствами отличаются и бериллиды – интерметаллические соединения бериллия с танталом, ниобием, цирконием и другими тугоплавкими металлами. Они могут проработать более 10 часов

при температуре 1650 °С. Бериллий может выполнять роль отражателя нейтронов, ему свойственна также значительная радиационная стойкость. Применяется в теплозащитных конструкциях космических кораблей и в радиоэлектронике (изготовление ламп бегущей волны), рентгентехнике (окна для рентгеновских трубок).

Магний используется для получения сплавов, придавая им лёгкость. Так, детали из магниевых сплавов весят на 10...30% меньше алюминиевых и на 50...75% – чугуновых и стальных. Области применения магниевых сплавов: авиация и реактивная техника, ядерные реакторы, детали моторов, баки для бензина и масел, приборы, корпуса вагонов, автомобилей, колеса, масляные насосы, отбойные молотки, пневмобуры, фото- и кино-аппаратура, бинокли. В металлургии магний применяется как восстановитель в производстве некоторых ценных металлов – ванадия, хрома, титана, циркония. Свойство магния гореть белым ослепительным пламенем широко используется в военной технике для изготовления осветительных и сигнальных ракет, трассирующих пуль и снарядов, зажигательных бомб, а также в фотографии.

Кальций постоянно окружает горожан – почти все основные строительные материалы – бетон, стекло, кирпич, цемент, известь – содержат этот элемент в значительных количествах. Входит он в состав некоторых сплавов. Металлический кальций является активным восстановителем и применяется для получения тория, ванадия, циркония, урана, тантала и других металлов; используется также для очистки инертных газов и для поглощения газов в вакуумной радиоаппаратуре. Кальций – основной элемент костной системы человека и животных.

Лекция № 53 «Химия в повседневной жизни общества. Предметы бытовой химии. Химия и питание»

Химия находит применение в различных отраслях деятельности человека – медицине, сельском хозяйстве, производстве керамических изделий, лаков, красок, автомобильной, текстильной, металлургической и других отраслях промышленности. В повседневной жизни человека химия нашла отражение прежде всего в различных предметах бытовой химии (моющие и дезинфицирующие средства, средства по уходу за мебелью, стеклянными и зеркальными поверхностями и т.д.), лекарственных препаратах, косметических средствах, различных изделиях из пластмасс, красках, клеях, средствах для борьбы с насекомыми, удобрениями и т.д. Этот список можно продолжать практически бесконечно, рассмотрим лишь некоторые его пункты.

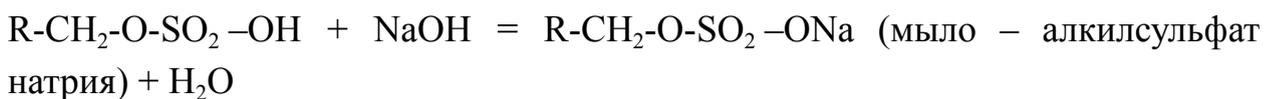
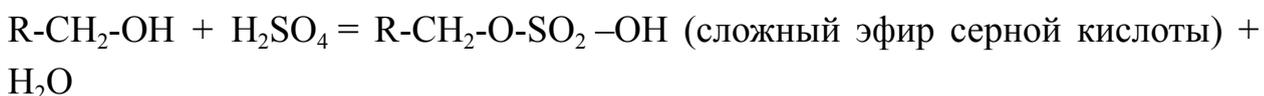
Из предметов бытовой химии первое место по масштабам производства и применения занимают моющие средства, среди которых наиболее популярны различные мыла, стиральные порошки и жидкие моющие средства (шампуни и гели).

Мыла представляют собой смеси солей (калиевые или натриевые) жирных ненасыщенных кислот (стеариновая, пальмитиновая и др.), причем натриевые соли образуют твердые мыла, а калиевые – жидкие.

Мыла получают по реакции гидролиза жиров в присутствии щелочей (омыление). Рассмотрим получение мыла на примере омыления тристеарина (триглицерид стеариновой кислоты):

где $C_{17}H_{35}COONa$ и есть мыло – натриевая соль стеариновой кислоты (стеарат натрия).

Получение мыла возможно и с использованием в качестве сырья алкилсульфатов (соли сложных эфиров высших спиртов и серной кислоты):



В зависимости от сферы применения выделяют хозяйственные, косметические (жидкие и твердые) мыла, а также мыло ручной работы. В мыло дополнительно можно ввести различные ароматизаторы, красители или отдушки.

Синтетические моющие средства (стиральные порошки, гели, пасты, шампуни) представляют собой сложные по химическому составу смеси нескольких компонентов, главной составляющей частью которых являются поверхностно-активные вещества (ПАВ). Среди ПАВов выделяют ионогенные (анионные, катионные, амфотерные) и неионогенные ПАВ. Для производства синтетических моющих средств обычно применяют ионогенные анионные ПАВы, представляющие собой алкилсульфаты, аминосульфаты, сульфосукцинаты и др. соединения, которые диссоциируют на ионы в водном растворе.

Порошкообразные моющие средства обычно содержат различные добавки для устранения жировых загрязнений. Чаще всего это кальцинированная или питьевая сода, фосфаты натрия.

К некоторым порошкам добавляют химические отбеливатели — органические и неорганические соединения, при разложении которых происходит выделение активного кислорода или хлора. Иногда, в качестве отбеливающих добавок используют ферменты, которые за счет быстрого процесса расщепления белка хорошо удаляют загрязнения органического происхождения.

Полимеры— высокомолекулярные соединения, макромолекулы которых, состоят из «мономерных звеньев» — молекул неорганических или органических веществ, соединённых соединённых между собой химическими или координационными связями.

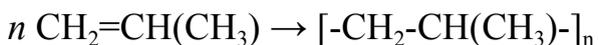
Изделия из полимеров нашли широкое применение в повседневной жизни человечества – это всевозможные бытовые принадлежности — кухонная утварь, предметы для ванной комнаты, приборы хозяйственного и бытового назначения, емкости, для хранения, упаковочные материалы и т.д. Волокна полимеров применяются для изготовления разнообразных тканей, трикотажа, чулочно-носочных изделий, искусственного меха гардин, ковров, обивочных материалов для мебели и автомашин. Из синтетического каучук производят резинотехнические изделия (сапоги, галоши, кеды, коврики, подошвы для обуви и т.д.).

Среди множества полимерных материалов широко используют полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид, тефлон, полиакрилат и пенопласт.

Среди изделий из полиэтилена наибольшую известность в быту получили полиэтиленовая плёнка, всевозможная тара (бутылки, банки, ящики, канистры и т.д.), трубы для канализации, дренажа, водо-, газоснабжения, броня, теплоизоляторы, термоклей и т.д. Всю эту продукцию производят из полиэтилена, получаемого двумя способами – при высоком (1) и низком давлении (2):

ОПРЕДЕЛЕНИЕ

Полипропилен – полимер, полученный полимеризацией пропилена в присутствии катализаторов (например, смесь $TiCl_4$ и AlR_3):



Широкое применение этот материал нашел в производстве упаковочных материалов, предметов домашнего обихода, нетканых материалов, одноразовых шприцов, в строительстве для вибро- и шумоизоляции межэтажных перекрытий в системах «плавающий пол».

Поливинилхлорид (ПВХ) – полимер, полученный суспензионной или эмульсионной полимеризацией винилхлорида, а также полимеризацией в массе:

Применяется для электроизоляции проводов и кабелей, производства листов, труб, пленок для натяжных потолков, искусственных кож, линолеума, профилей для изготовления окон и дверей.

Поливинилхлорид используют как уплотнитель в бытовых холодильниках, вместо относительно сложных механических затворов. Из ПВХ также делают презервативы для людей с аллергией на латекс.

Основные продукты косметической химии – это всевозможные кремы, лосьоны, маски для лица, волос и тела, духи, туалетная вода, краски для волос, туши, лаки для волос и ногтей и т.д. В состав косметических средств входят вещества, которые содержатся в тканях, для которых предназначены эти средства. Так, в косметические препараты по уходу за ногтями, кожей и волосами входят аминокислоты, пептиды, жиры, масла, углеводы и витамины, т.е. вещества, необходимые для жизни клеток, составляющих эти ткани.

Помимо веществ, получаемых из природного сырья (например, всевозможные растительные экстракты) в производстве косметических средств широко используют синтетические виды сырья, которые получают путем химического (чаще органического) синтеза. Вещества, полученные таким путем, характеризуются высокой степенью чистоты.

Основные виды сырья для производства косметических средств естественные и синтетические животные (куриный, норковый, свиной) и

растительные (хлопковое, льняное, касторовое масло) жиры, масла и воски, углеводороды, ПАВы, витамины и стабилизаторы.

Химия – часть нашей жизни, и без определенных процессов, которые происходили на Земле до того, как зародилась жизнь, естественно, нас бы не было. Усвоение пищи, дыхание человека и животного основано именно на химических реакциях. Тот же процесс фотосинтеза, без которого люди не смогут жить, тоже сопровождается химическими процессами.

Некоторые ученые считают, что зарождение жизни на нашей планете происходило в среде, состоящей из диоксида углерода, аммиака, воды и метана, и первые организмы получали энергию для жизни, разлагая молекулы без окисления. Это простейшие химические реакции, сопровождающие зарождение жизни на Земле.

Химия в жизни человека: производство. Знания такого рода процессах широко применяются в промышленности, на их основе разрабатываются новые технологии. Еще в древности были распространены ремесла, в основе которых лежали химические процессы: например, создание керамики, обработка металла, использование природных красителей.

Сегодня нефтехимическая и химическая промышленность – одни из самых значимых отраслей экономики, и это говорит о том, что химические процессы и знания о них играют немаловажную роль в обществе. Лишь от человечества зависит, как их использовать – в созидательных или разрушительных целях, ведь среди разнообразия химических веществ можно встретить и опасные для человека (взрывоопасные, окисляющие, воспламеняющиеся и т.д.).

Таким образом, химия в жизни человека – это и панацея от заболеваний, и оружие, и экономика, и приготовление пищи, и, конечно же, сама жизнь.

Литературные источники информации и электронные ресурсы

- 1.Беляев Д.К., Воронцов Н.Н., Дымищц Г.М. и др. Общая биология. М.: Просвещение, 1999, 287 с
- 2.Гладышева И.В., Е.Ю. Никифорова, Е.Ю. Кондракова ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ Утверждено Учёным советом университета в качестве учебного пособия для студентов 1 курса очной и заочной форм обучения Тамбов Издательство ФГБОУ ВПО «ТГТУ» 2013
- 3.Колтун М. Мир химии. М.: Детская литература, 1988; Книга для чтения по органической химии. Сост. П.Ф.Буцкус. М.: Просвещение, 1985;
- 4.Краснодембский Е. Г."Общая биология: Пособие для старшеклассников и поступающих в вузы"
- 5.Кузová Т.В., Калякина Е.А. Белки. «Химия» (Издательский дом «Первое сентября»), 2003, № 3,с. 14;
- 6.Курбатова Н. С., Е. А. Козлова "Конспект лекций по общей биологии"
- 7.Макареня А.А. Повторим химию. М.: Высшая школа, 1989; Пособие по химии. Органическая химия для подготовки в учебные заведения медико-биологического профиля. Ростов-на-Дону: Изд-во Ростовского ун-та, 1995;

8.Чертков И.Н. Эксперимент по полимерам в средней школе. М.: Просвещение, 1971;

Электронные ресурсы

9.<https://studfiles.net/preview/6064544/page:4/> Изомерия. Сайт в открытом доступе

10.<http://fb.ru/article/160968/istoriya-razvitiya-organicheskoy-himii-predmet-i-znachenie-organicheskoy-himii> История и предмет органической химии. Сайт в открытом доступе

11.<https://www.calc.ru/Tsikloalkany-Svoystva-Tsikloalkanov.html> Циклоалканы. Свойства циклоалканов Сайт в открытом доступе

12.<http://ru.solverbook.com/spravochnik/svoystva-po-ximii/fizicheskie-i-ximicheskie-svoystva-alkenov/> Физические и химические свойства алкенов Сайт в открытом доступе

13.<https://sites.google.com/site/himulacom/zvonok-na-urok/10-klass---tretij-god-obucenia/urok-no13-fiziceskie-i-himiceskie-svoystva-alkenov> Физические и химические свойства алкенов. Сайт в открытом доступе

14.<http://ru.solverbook.com/spravochnik/svoystva-po-ximii/fizicheskie-i-ximicheskie-svoystva-alkadienov/> Физические и химические свойства водорода. Сайт в открытом доступе

15.<http://fb.ru/article/239761/himicheskie-svoystva-alkinov-stroenie-poluchenie-primenenie> Химические свойства алкинов. Строение и получение. Сайт в открытом доступе

16.<https://infourok.ru/pererabotka-gaza-nefti-i-uglya-ekologicheskie-aspekti-dobychi-pererabotki-v-kazahstane-proishozhdenie-prirodnih-istochnikov-ugle-1197304.html> Переработка и добыча газа, нефти и угля. Экологические аспекты добычи. Сайт в открытом доступе

17. <http://www.himhelp.ru/section25/section22/section121/99.html> Получение и свойства фенолов. Сайт в открытом доступе

18.<http://www.yaklass.ru/materiali?mode=lsntheme&themeid=142> Карбоновые кислоты. Сайт в открытом доступе

19. <http://www.yaklass.ru/materiali?mode=lsntheme&themeid=143> Углеводы.
Сайт в открытом доступе
20. <http://www.yaklass.ru/materiali?mode=lsntheme&themeid=144> Амины.
Аминокислоты. Сайт в открытом доступе
21. <http://p11.irk.ru/student/New%20Folder/lelikov.pdf> Витамины, ферменты и
гормоны. Их роль в организме. Сайт в открытом доступе
22. http://lidijavk.ucoz.ru/load/studentam/lekcii/osnovnye_khimicheskie_ponjatija_i_zakony/44-1-0-580 Основные химические понятия и законы. Сайт в
открытом доступе
23. <https://himi4ka.ru/arhiv-urokov/urok-1-shema-stroenija-atomov.html#i-4> Схема
строения атомов. Сайт в открытом доступе
24. http://onx.distant.ru/posobie-1/chemistry/ex_2.htm Примеры решения задач.
Сайт в открытом доступе
25. <https://distant-lessons.ru/zadachi-na-naxozhdenie-massy.html> Задачи на
нахождение массы. Сайт в открытом доступе
26. <http://lib.repetitors.eu/himiya/160-2010-07-16-04-24-25/2143-2010-08-21-05-07-24> Периодический закон и периодическая система химических элементов.
Сайт в открытом доступе
27. <https://studfiles.net/preview/4552887/page:3/> Типы химической связи. Сайт в
открытом доступе
28. <http://him.1september.ru/article.php?ID=200402302> Ахметов М. конспект
лекций по общей химии. Сайт в открытом доступе
29. <http://ru.solverbook.com/spravochnik/ximiya/11-klass/stroenie-veshhestva/>
Строение вещества в химии. Сайт в открытом доступе
30. <http://fb.ru/article/202127/prirodnyiy-polimer---formula-i-primenenie>
Природный полимер, формула и применение. Сайт в открытом доступе
31. <https://studfiles.net/preview/2193732/> Дисперсные системы. Сайт в
открытом доступе
32. <http://alhimikov.net/dopmat/rastvory.html> растворы. Растворимость. Сайт
открытом доступе

33.http://school-sector.relarn.ru/nsm/chemistry/Rus/Data/Text/Ch1_8-1.html
Окислительно-Восстановительные реакции. Электрохимия. Сайт в открытом доступе

34.<http://fb.ru/article/40846/himiya-v-jizni-cheloveka> Химия в жизни человека.
Сайт в открытом доступе