

Министерство просвещения Приднестровской Молдавской Республики
Государственное образовательное учреждение дополнительного профессионального образования
«Институт развития образования и повышения квалификации»
ГОУ СПО «Тираспольский техникум коммерции»
НУО ВППО «Тираспольский Межрегиональный Университет»
ГОУ СПО «Приднестровский колледж технологий и управления»

ХИМИЯ

В СХЕМАХ И ТАБЛИЦАХ

(объем – 78 часов)



Тирасполь
2025

ББК 24я723

X46

*Одобрено Учебно-методическим советом ГОУ ДПО «ИРОиПК»
(протокол № 7 от 17.11.2025 г.)*

Составители:

В. А. Терехова, преподаватель химии ГОУ СПО ТТК;

В. Г. Федорчукова, преподаватель химии НУО ВППО «ТМУ»;

Ю. Н. Политова, преподаватель химии ГОУ СПО ПКТУ.

Химия в схемах и таблицах (объем – 78 часов) / составители В. А. Терехова, В. Г. Федорчукова, Ю. Н. Политова. – Ти-
Х46 располь: ИРОиПК, 2025. – 52 с.

ББК 24я723

© ГОУ ДПО «ИРОиПК», 2025.

© В. А. Терехова, В. Г. Федорчукова,
Ю. Н. Политова, составление, 2025

СОДЕРЖАНИЕ

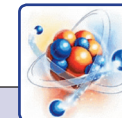
Таблица 1. Основные понятия и законы химии	4
Таблица 2. Периодический закон Д. И. Менделеева. Строение атома	5
Таблица 3. Понятие о дисперсных системах. Вода. Растворы. Растворение	6
Таблица 4. Электролитическая диссоциация. Реакции ионного обмена	8
Таблица 5. Основные классы неорганических соединений и их свойства	9
Таблица 6. Химические реакции	10
Таблица 7. Скорость химической реакции. Химическое равновесие	11
Таблица 8. Неметаллы. Галогены	12
Таблица 9. Сера. Азот. Фосфор. Углерод. Кремний	13
Таблица 10. Общая характеристика и способы получения металлов	16
Таблица 11. Свойства металлов А- и Б(В)-групп	17
Таблица 12. Хром. Марганец. Железо	20
Таблица 13. Предмет органической химии. Теория строения органических соединений	22
Таблица 14. Классификация органических соединений	23
Таблица 15. Общая характеристика предельных углеводородов. Алканы	24
Таблица 16. Общая характеристика этиленовых углеводородов (алкены)	25
Таблица 17. Общая характеристика диеновых углеводородов (алкадиены)	26
Таблица 18. Общая характеристика ацетиленовых углеводородов (алкины)	27
Таблица 19. Ароматические углеводороды (арены)	28
Таблица 20. Природные источники углеводородов	29
Таблица 21. Предельные одноатомные спирты	30
Таблица 22. Предельные многоатомные спирты	31
Таблица 23. Ароматические спирты. Фенолы	32
Таблица 24. Карбонильные соединения (альдегиды и кетоны)	33
Таблица 25. Карбоновые кислоты. Мыла. СМС	34
Таблица 26. Сложные эфиры. Жиры	37
Таблица 27. Углеводы и их классификация. Глюкоза	39
Таблица 28. Амины	41
Таблица 29. Аминокислоты	42
Таблица 30. Белки	43
Таблица 31. Общая характеристика ВМС. Полимеры. Пластмассы	44
Таблица 32. Химия и жизнь	45
ПРИЛОЖЕНИЯ	46

Таблица 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ



Основные понятия химии		
1	Химия	Химия – это наука о взаимопревращениях веществ.
2	Вещество	Вещество – это та материя, из которой состоят физические тела.
3	Атом	Атом – это электронейтральная частица, которая состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.
4	Молекула	Молекула – это наименьшая частица вещества, обладающая его свойствами и состоящая из соединенных между собой атомов.
5	Химический элемент	Химический элемент – это определенный вид атомов с одинаковым зарядом ядра.
6	Простые вещества	Простые вещества состоят из атомов одного элемента. Они делятся на металлы (Na, Al, Cu...) и неметаллы (H ₂ , O ₂ , C, P, S...).
7	Сложные вещества	Сложные вещества состоят из атомов разных элементов. Например, H ₂ O, NaOH, C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ .
8	Аллотропия	Аллотропия – это существование какого-либо элемента в виде нескольких простых веществ. Например, углерод встречается в виде алмаза и графита, фуллерена, графена, угля и др.
9	Химическая формула	Химическая формула показывает, атомы каких элементов и в каких относительных количествах соединены между собой.
10	Относительная атомная масса	Ar – это отношение массы атома к 1/12 массы атома углерода. 1 а.е.м. = 1,66 · 10 ⁻²⁴ г.
11	Относительная молекулярная масса	Mr – это отношение массы молекулы к 1/12 массы атома углерода.
12	Валентность	Валентность – это способность атомов присоединять определенное число атомов других элементов.
Основные законы химии		
1	Закон сохранения массы веществ	Суммарная масса продуктов реакции равна суммарной массе вступивших в химическое взаимодействие веществ. Масса веществ до реакции равна массе веществ после реакции. (<i>Михаил Васильевич Ломоносов, 1748 г.</i>).
2	Закон постоянства состава веществ	Вещества имеют постоянный состав независимо от способов их получения. (<i>Жозеф Луи Пруст, 1808 г.</i>).
3	Закон Авогадро	В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (t, p) содержится одинаковое количество вещества (<i>начало 19 века</i>). Следствие из закона Авогадро: 1 моль любого газа при нормальных условиях (t = 0°C, p = 1 атм) занимает объем 22,4 л (молярный объем газа – V _м).

Таблица 2. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ АТОМА



Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева		
1	Современная формулировка Периодического закона	Свойства элементов, а также формы и свойства образуемых ими простых веществ и соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда их атомных ядер.
2	Периодическая система	Периодическая система – это графическое изображение Периодического закона (более 500 вариантов).
3	Строение периодической системы	<ul style="list-style-type: none"> По горизонтали элементы делятся на 7 периодов. Период – это ряд элементов, расположенных по возрастанию их порядковых номеров, начинающийся щелочным металлом и заканчивающийся инертным газом. Периоды 1,2,3 состоят из одного ряда элементов и называются малыми, а остальные – большими. Период 7 пока не завершен. По вертикали элементы делятся на 8 групп. Каждая группа состоит из двух подгрупп – главной (А) и побочной (В).
4	Значение Периодического закона	<ol style="list-style-type: none"> 1. Систематизация и обобщение всех сведений о химических элементах и их соединениях, объединение их в единое целое. 2. Возможность предсказывать существование неоткрытых химических элементов и прогнозировать их свойства. 3. Развитие теории строения атома. 4. Демонстрирует основные законы философии. 5. Периодический закон имеет общенаучное значение и является фундаментальным законом природы.
Строение атома		
1	Состав атома	<ul style="list-style-type: none"> Атом состоит из ядра и электронов. В ядре атома сосредоточена почти вся масса атома. В состав ядра входят <i>протоны</i> (положительно заряженные частицы) и <i>нейтроны</i> (не имеющие заряда частицы). Число электронов в атоме численно равно заряду ядра и равно порядковому номеру элемента. Число нейтронов определяется по разности между массой атома (Ar) и порядковым номером элемента (N). Например: Ar (Al) = 27, N (Al) = 13. Значит, протонов – 13, электронов – 13, нейтронов 27 – 13 = 14.
2	Строение электронных оболочек	<ul style="list-style-type: none"> Число электронных оболочек совпадает с номером периода, в котором находится элемент. Электронные оболочки делятся на подуровни: s-, p-, d-, f-подуровни. Подуровни делятся на орбитали – это область пространства вокруг ядра атома, где движется электрон. На s-подуровне – 1 орбиталь; на p-подуровне – 3 орбитали; на d-подуровне – 5 орбиталей и на f-подуровне – 7. 1s 2s2p 3s3p3d 4s4p4d4f 5s5p5d5f 6s6p6d6f 7s7p7d7f
3	Электронные формулы	${}_1^1\text{H}) 1s^1$ ${}_2^4\text{He}) 1s^2$ ${}_3^7\text{Li}) 1s^2 2s^1 2p^0$ ${}_4^{10}\text{Be}) 1s^2 2s^2 2p^0$ ${}_5^{11}\text{B}) 1s^2 2s^2 2p^1$ ${}_6^{12}\text{C}) 1s^2 2s^2 2p^2$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> 1 2 2 1 2 2 2 3 2 4 </div>



Таблица 3. ПОНЯТИЕ О ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМАХ. ВОДА. РАСТВОРЫ. РАСТВОРЕНИЕ



1	Дисперсная система	Это система, состоящая из двух или более веществ, причём одно из них в виде очень маленьких частиц равномерно распределено (диспергировано) в объёме другого.		
2	Дисперсная фаза	Это вещество, которое присутствует в меньшем количестве и распределено в объёме другого вещества. Дисперсная фаза может состоять из нескольких веществ.		
3	Дисперсионная среда	Это вещество, присутствующее в большем количестве, в объёме которого распределена дисперсная фаза.		
Между дисперсионной средой и частицами дисперсной фазы существует поверхность раздела, поэтому дисперсные системы являются гетерогенными (неоднородными). Обязательное условие получения дисперсных систем – взаимная нерастворимость веществ, образующих дисперсную фазу и дисперсионную среду.				
4	Классификация дисперсных систем	По агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды различают:		
		Дисперсионная среда	Дисперсная фаза, обозначение	Примеры некоторых природных и бытовых дисперсных систем
		Газ	Газ (г/г)	Всегда гомогенная смесь (воздух, природный газ)
			Жидкость (ж/г)	Аэрозоли: туман, попутный газ с капельками нефти, карбюраторная смесь в двигателях автомобилей (капельки бензина в воздухе)
			Твёрдое вещество (т/г)	Аэрозоли: пыль в воздухе, дым, смог, самум (пыльные и песчаные бури)
		Жидкость	Газ (г/ж)	Жидкие пены: шипучие напитки, взбитые сливки, взбитый куриный белок
			Жидкость (ж/ж)	Эмульсии: молоко, нефть, крем, жидкие среды организма (плазма крови, лимфа, пищеварительные соки), жидкое содержимое клеток (цитоплазма, кариоплазма)
			Твёрдое вещество (т/ж)	Суспензии, золи, гели, пасты (кисели, студни, клеи), речной и морской ил, взвеси в воде, строительные растворы
		Твердое вещество	Газ (г/т)	Твердые пены: пемза, почва, снежный наст с пузырьками воздуха в нем, кирпич и керамика, поролон, пористый шоколад
			Жидкость (ж/т)	Твердые золи, гели: влажная почва, медицинские и косметические средства (мази, тушь, помада)
			Твердое вещество (т/т)	Твердые растворы: горные породы, цветные стекла, некоторые сплавы
		По размерам частиц дисперсной фазы различают:		
		<ul style="list-style-type: none">• грубодисперсные системы, размер частиц $>10^{-7}$ м (суспензии и эмульсии)• мелкодисперсные (коллоидные), размер частиц $10^{-7} - 10^{-9}$ м (золи, аэрозоли, пены, твёрдые коллоидные растворы)• истинные растворы, размер частиц менее 10^{-9} м (менее 1 нм).		
Истинные р-ры гомогенны (однородны), в них нет поверхности раздела между частицами дисперсной фазы и дисперсионной среды.				



Вода		
1	Строение молекулы	Молекула воды – угловая (угол НОН равен 104,5°), электронная плотность смещена к атому кислорода, как более электроотрицательному элементу ($\text{ЭО}_\text{H} = 2,1$; $\text{ЭО}_\text{O} = 3,5$), поэтому молекула воды полярная.
2	Вода как растворитель	Благодаря высокой полярности молекулы, вода – хороший растворитель. Она обеспечивает диссоциацию электролитов.
Растворы. Растворение		
1	Определение	Раствор – это химическая система, образованная несколькими веществами, между которыми нет поверхности раздела.
2	Классификация растворов	<p>1. Ненасыщенный – раствор, в котором может быть растворено еще некоторое количество растворяемого вещества при данной температуре.</p> <p>2. Насыщенный – раствор, находящийся в равновесии с растворенным веществом.</p> <p>3. Пересыщенный – раствор с концентрацией растворенного вещества более высокой, чем нужно для насыщения (легко разрушается с образованием насыщенного раствора и избытка растворенного вещества).</p>
3	Растворимость веществ	<p>Растворимость – это способность вещества образовывать растворы.</p> <p>Растворимость твердых веществ зависит от температуры (как правило, тем выше t°, тем больше растворимость) и степени измельченности.</p> <p>Растворимость газов зависит от температуры (чем выше t°, тем меньше растворимость) и давления (чем больше давление, тем растворимость больше).</p>
4	Массовая доля (ω)	<p>Массовая доля – это отношение массы растворенного вещества к массе раствора.</p> <p>Измеряется в долях единицы или в процентах. $\omega_{\text{в-ва}} = m_{\text{в-ва}} / m_{\text{р-ра}}$</p>
5	Растворение	<p>Растворение – физико-химический процесс, состоящий из 2 этапов:</p> <p>Первый этап – распад кристаллической решетки вещества и равномерное распределение частиц в растворе (эндотермическая реакция).</p> <p>Второй этап – взаимодействие частиц растворенного вещества с молекулами растворителя (экзотермическая реакция).</p>
6	Водородный показатель рН	<p>рН – водородный показатель – это отрицательный десятичный логарифм молярной концентрации ионов водорода в растворе. $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$. Изменяется в пределах $0 \div 14$. При $\text{pH} = 7$ среда раствора нейтральная. При $\text{pH} < 7$ среда кислая. При $\text{pH} > 7$ среда щелочная</p>

Таблица 4. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА



№ п/п	Понятие	Определение
1	Электролитическая диссоциация (ЭД)	Электролитическая диссоциация (ЭД) – это процесс распада электролита на ионы при расплавлении или растворении в воде. Процесс сопровождается появлением подвижных ионов.
2	Электролиты	Электролиты – это вещества, обладающие ионной электропроводимостью (кислоты, соли, основания).
3	Неэлектролиты	Неэлектролиты – это вещества, не обладающие ионной электропроводимостью (органические вещества)
4	Степень ЭД	Степень электролитической диссоциации – это доля продиссоциированных молекул.
5	Сильные электролиты	Сильные электролиты диссоциируют в растворе полностью, их диссоциация происходит необратимо: $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ $\text{MgSO}_4 = \text{Mg}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
6	Слабые электролиты	Слабые электролиты образуют мало ионов в растворе, их диссоциация происходит обратимо: $\text{BaSO}_4 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{Mg(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^-$
7	Теория электролитической диссоциации (ТЭД)	Основные положения ТЭД (автор – шведский ученый Сванте Аррениус, 1887 г.): 1. При растворении в воде молекулы электролитов диссоциируют (распадаются) на положительно (катионы) и отрицательно (анионы) заряженные ионы. 2. Диссоциация – обратимый процесс. 3. Ионы в водном растворе находятся в хаотическом движении; но если в раствор опустить электроды и приложить к ним электрическое напряжение, то катионы перемещаются к катоду (отрицательному электроду), а анионы – к аноду (положительному электроду).
8	Кислоты	Кислоты – это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только H^+ $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
9	Основания	Основания – это электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только OH^- $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
10	Соли	Соли – это электролиты, которые диссоциируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков $\text{BaCl}_2 = \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^-$
11	Реакции ионного обмена (РИО)	Реакции ионного обмена – это реакции между сложными веществами в растворах, в результате которых реагирующие вещества обмениваются своими составными частями. Так как в этих реакциях происходит обмен ионами – они называются ионными.
12	Условия течения реакций	<div> <div> <p align="center">Реакции в растворах электролитов протекают между ионами до конца в 3 случаях:</p> <p align="center">1. Выпадает осадок</p> $\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu(OH)}_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$ </div> <div> <p align="center">2. Выделяется газ</p> $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow + 2\text{NaCl}$ </div> <div> <p align="center">3. Образуется слабый электролит</p> $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ </div> </div>
13	Ионные уравнения	<p>Ионные уравнения - уравнения реакций между ионами. Сильные электролиты записываем в виде ионов, а слабые электролиты, малорастворимые вещества и газообразные вещества записываем в виде молекул.</p> <p>Молекулярное уравнение реакции $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$</p> <p>Полное ионное уравнение реакции $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$</p> <p>Сокращённое ионное уравнение реакции $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$</p>

Таблица 5. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И ИХ СВОЙСТВА



№ п/п	Определение	Классификация	Свойства
1	Оксиды – это сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород	Оксиды делятся на: 1. Основные – им соответствуют основания. Na_2O , CaO 2. Амфотерные – им соответствуют и основания и кислоты. Al_2O_3 , ZnO 3. Кислотные – им соответствуют кислоты. CO_2 , SO_3	1. Основные и кислотные реагируют с водой: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$ $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ 2. Основные и амфотерные реагируют с кислотами: $\text{Na}_2\text{O} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ 3. Кислотные и амфотерные реагируют с основаниями: $2\text{NaOH} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2	Кислоты – это сложные вещества, имеющие в своем составе водород, способный замещаться на металл	По числу атомов водорода: 1. Одноосновные HCl , HNO_3 2. Двухосновные H_2S , H_2CO_3 3. Трехосновные H_3PO_4 По наличию кислорода: 1. Кислородосодержащие H_2CO_3 , H_3PO_4 2. Бескислородные HCl , H_2S	1. Реагируют с Me в ряду активности до водорода: $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ 2. Реагируют с оксидами: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 3. Реагируют с основаниями: $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ 4. Реагируют с солями: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
3	Основания – это сложные вещества, состоящие из атома металла и одной или нескольких гидроксильных групп OH^-	От растворимости в воде: 1. Растворимые в воде – щелочи NaOH , Ca(OH)_2 2. Нерастворимые в воде Cu(OH)_2 , Al(OH)_3 , Mg(OH)_2	1. Реагируют с кислотами: $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ 2. Щелочи реагируют с кислотными оксидами: $2\text{KOH} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 3. Нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются: $2\text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
4	Соли – это сложные вещества, состоящие из атомов металлов, соединенных с кислотным остатком	Соли делятся на 4 вида: 1. Средние – CaCl_2 , Na_3PO_4 2. Кислые – CaHPO_4 , NaHCO_3 3. Основные – CuOHCl , Al(OH)SO_4 4. Двойные – NaKSO_4 , KCaPO_4	1. Реагируют с более сильными кислотами: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ 2. Реагируют со щелочами: $\text{MgCl}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2\downarrow + 2\text{KCl}$ 3. Реагируют с другими солями: $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$ 4. Реагируют с более активными металлами: $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu}\downarrow + \text{FeSO}_4$

Таблица 6. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ



№ п/п	Критерии	Классификация химических реакций
1	По числу и составу исходных и образующихся веществ	<p>Реакции соединения: в результате из нескольких исходных веществ образуется одно сложное вещество. $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$</p> <p>Реакции разложения: в результате из одного сложного вещества образуются несколько новых веществ. $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$</p> <p>Реакции обмена: в результате два сложных вещества обмениваются атомами или группами атомов. $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>Реакции замещения: реакции между простым и сложным веществами, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы одного из химических элементов сложного вещества. $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$</p>
2	По признаку обратимости	<p>Обратимые – в данных условиях протекают одновременно в двух противоположных направлениях. $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 + Q$</p> <p>Необратимые – в данных условиях протекают до конца.</p>
3	По тепловому эффекту	<p>Экзотермические – протекающие с выделением теплоты $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + Q$</p> <p>Эндотермические – протекающие с поглощением теплоты $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2 - Q$</p>
4	По изменению степени окисления атомов реагирующих веществ	<p>С изменением степени окисления атомов, молекул или ионов $\text{Zn}^0 + 2\text{H}^+\text{Cl} = \text{Zn}^{+2}\text{Cl}_2 + \text{H}_2^0$</p> <p>Без изменения степени окисления атомов, молекул или ионов $\text{H}^+\text{Cl} + \text{Na}^+\text{O}^{2-} \text{H}^- = \text{Na}^+\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}^{2-}$</p>
Основные понятия		
1	Степень окисления	Это условный заряд, который предположительно обретет атом после перемещения электронов.
2	Восстановитель	Это частица, отдающая электроны. Активными восстановителями являются щелочные металлы.
3	Окислитель	Это частица, принимающая электроны. Активными окислителями являются галогены.
4	Окисление – восстановление	Окисление – это процесс отдачи электронов. Восстановление – это процесс присоединения электронов.
5	Тепловой эффект реакции	Это количество теплоты (Q), которое выделяется или поглощается в результате реакции. [Q] = [кДж/моль]
6	Термохимическое уравнение	Это уравнение химической реакции, в котором указан тепловой эффект реакции. $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{CO}_2 + Q$
7	Теплота образования	Это тепловой эффект образования 1 моль вещества из простых веществ в стандартных состояниях. Теплота образования простого вещества равна 0.
8	Теплота сгорания	Это количество теплоты, выделившейся при сгорании 1 моль вещества до образования высших оксидов.
9	Закон Гесса (1841 г.)	Тепловой эффект химической реакции не зависит от пути реакции, а определяется только состоянием исходных веществ и продуктов реакции.

Таблица 7. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ



№ п/п	Понятие	Определение
1	Скорость химической реакции	Скорость химической реакции (Δv) – это изменение концентрации реагирующего вещества или продукта реакции (Δc) в единицу времени (Δt). $\Delta v = \pm \Delta c / \Delta t$
2	Влияние природы веществ на скорость реакции	Металлы с водой реагируют с разной скоростью. 1. Активные металлы (Li – Al) бурно реагируют с водой при обычных условиях: $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2 \uparrow$ 2. Металлы средней активности (Be – Pb) с водой реагируют при нагревании: $Fe + H_2O = FeO + H_2$ 3. Малоактивные металлы (Sb – Au) с водой не реагируют.
3	Влияние концентрации веществ на скорость реакции	Закон действия масс: скорость реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ. Например, для реакции $2H_2 + O_2 = 2H_2O$ $v = k \cdot [H_2]^2 \cdot [O_2]$, где k – константа скорости реакции, зависящая от природы веществ и температуры. В закон действия масс не входят твердые вещества.
4	Влияние температуры на скорость реакции	Правило Вант-Гоффа: при повышении температуры на $10^\circ C$ скорость большинства химических реакций увеличивается в 2–4 раза. $\Delta v = \gamma^{\Delta t / 10}$, где γ – температурный коэффициент скорости реакции.
5	Катализаторы	Катализаторы – это вещества, изменяющие скорость реакции, но сами при этом не расходующиеся.
6	Обратимые реакции	Обратимые реакции протекают в двух направлениях: в прямом направлении и обратном. $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 + Q$
7	Химическое равновесие	Химическое равновесие – это состояние обратимой реакции, при котором скорости прямой и обратной реакции равны.
8	Константа равновесия	Константа равновесия – это отношение произведения концентраций продуктов реакции к произведению концентраций исходных веществ. Например, для реакции $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 + Q$, константа равновесия равна: $k = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}$
9	Принцип Ле Шателье (1884 г.)	Принцип Ле Шателье: если на систему, находящуюся в равновесии, воздействовать извне, изменяя какое-нибудь из условий (температуру, давление, концентрацию), то равновесие смещается таким образом, чтобы компенсировать изменение. Увеличение концентрации исходных веществ смещает равновесие вправо, и наоборот. Повышение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции, и наоборот. Увеличение давления смещает равновесие в сторону меньшего числа молекул, и наоборот.

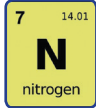
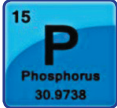
Таблица 8. НЕМЕТАЛЛЫ. ГАЛОГЕНЫ



№ п/п	Понятие	Определение
1	Определение	Неметаллы – это химические элементы, которые образуют в свободном состоянии простые вещества, не обладающие физическими и химическими свойствами металлов
2	Положение в Периодической системе	Элементы с неметаллическими свойствами находятся в III-A -VII-A- группах Периодической системы Д. И. Менделеева
3	Строение атомов	Радиус атомов неметаллов меньше, чем у металлов. Это определяет их большую способность к присоединению электронов и проявлению высокой окислительной активности. У неметаллов на внешнем электронном уровне находится от 3 до 7 электронов, у водорода – 1 электрон, у гелия – 2 электрона. Атомы инертных газов имеют завершённый внешний электронный уровень. Характерны высокие значения электроотрицательности. Самым электроотрицательным элементом является фтор
4	Физические свойства	Для неметаллов не характерна общность физических свойств. Среди неметаллов распространено явление аллотропии. При нормальных условиях (н. у.) в газообразном состоянии находятся H_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 и инертные газы. Br_2 – единственный жидкий неметалл, остальные неметаллы – твёрдые вещества
5	Химические свойства	Неметаллы отличаются по своим химическим свойствам, однако обладают и рядом общих свойств. Так, элементы-неметаллы, кроме фтора, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства
6	Галогены	Галогены – это элементы VII-A группы: F, Cl, Br, I . В этом ряду размер атомов увеличивается, так как увеличивается число электронных оболочек. Молекулы галогенов двухатомны: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2
7	Галогеноводороды	Галогеноводороды – это соединения галогенов с водородом. HF, HCl, HBr, HI – это газы, которые при взаимодействии с водой образуют кислоты
8	Галогеноводородные кислоты	HF – фтороводородная (плавиковая) кислота, соли – фториды (NaF – фторид натрия). HCl – хлороводородная (соляная) кислота; соли – хлориды ($NaCl$ – хлорид натрия). HBr – бромоводородная кислота; соли – бромиды ($CaBr_2$ – бромид кальция). HI – йодоводородная кислота; соли – йодиды (KI – йодид калия). HF – слабая кислота (мало диссоциирует, т.к. атом фтора маленького размера и прочнее связан с атомом водорода); HCl, HBr и HI – сильные кислоты. HF взаимодействует с оксидом кремния (IV), который входит в состав стекла: $SiO_2 + 4HF = SiF_4 \uparrow + 2H_2O$. HBr и HI обладают восстановительными свойствами, что применяется для обнаружения веществ – окислителей в воздухе, например, озона: $2KI + O_3 + H_2O = 2KOH + O_2 + I_2$



№ п/п	Сера	Серная кислота	Сернистая кислота	Сероводородная кислота
1	Сера – неметалл	H_2SO_4 – серная кислота	H_2SO_3 – сернистая кислота	H_2S – сероводородная кислота
2	Электронная формула атома серы $_{16}\text{S})) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^0$ 2 8 6	Физические свойства: бесцветная тяжелая жидкость, неограниченно растворимая в воде.	Физические свойства: неустойчива, разлагается на оксид серы (IV) SO_2 и воду, поэтому в свободном виде не существует.	Физические свойства: сероводород – бесцветный газ с за- пахом тухлых яиц, ядовит, раство- рим в воде с образованием кислоты.
3	Нахождение в природе: 1. Самородная сера; 2. В виде сульфидов: FeS_2 , CuS , ZnS 3. В виде сульфатов: CaSO_4 , Na_2SO_4	Химические свойства: 1. H_2SO_4 – сильная двухосновная кислота; 2. Реагирует с металлами: $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ 3. Реагирует с оксидами металлов: $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 4. Реагирует с основаниями: $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ 5. Реагирует с солями: $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$ белый 6. Концентрированная H_2SO_4 – сильный окислитель, в качестве окислителя выступают сульфат- ионы SO_4^{2-}	Химические свойства: 1. H_2SO_3 – слабая двухосновная кислота. 2. Сера в H_2SO_3 и в ее кислотном оксиде SO_2 находится в промежуточной степени окисления, поэтому проявляет окислительно-восстановительные свойства: $\overset{+4}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}_2} + \overset{+1}{\text{S}}\overset{-2}{\text{H}_2} = \overset{0}{\text{S}} + \overset{+1}{\text{S}}\overset{-2}{\text{H}_2}\text{O}$ ок-ль в-ль $\overset{+4}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}_2} + \overset{0}{\text{O}_2} + \overset{+1}{\text{S}}\overset{-2}{\text{H}_2} = \overset{+1}{\text{S}}\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}_4}$ в-ль ок-ль	Химические свойства: 1. H_2S – слабая двухосновная кислота; 2. Сера в H_2S находится в состоянии низшей валентности, поэтому проявляет восстановительные свойства: $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{S}} + \overset{0}{\text{O}_2} = \overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{O}} + \overset{+4}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}_2}$ в-ль ок-ль 3. Качественная реакция на H_2S и её соли: $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS}\downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4$ черный
4	Физические свойства: Сера – желтое кристаллическое вещество.			
5	Химические свойства: 1. С металлами образует сульфиды: $2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$ 2. С неметаллами: $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ $\text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S}$			
6	Применение: 1. Для производства H_2SO_4 2. В производстве красителей, резины, пороха, спичек, лекарств.	Применение: 1. В производстве пластмасс. 2. В производстве минеральных удобрений. 3. Для синтеза красителей и лекарств.	Применение: соли H_2SO_3 – сульфиты – применяются в пищевой промышленности для изготовления полуфабрикатов из картофеля (чтобы они не темнели на воздухе).	Применение: H_2S и ее соли – сульфиды – применяются в аналитической химии для качественного определения состава вещества, смеси, раствора.

№ п/п	Признаки	Азот	Фосфор
1	Электронная формула	${}^7\text{N})) 1s^2 2s^2 2p^3$ 2 5 	${}^{15}\text{P}))) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^0$ 2 8 5 
2	Валентности	I II III IV V	III и V
3	Оксиды	N_2O NO N_2O_3 NO_2 N_2O_5 N_2O_3 и N_2O_5 – кислотные оксиды	P_2O_3 P_2O_5 кислотные оксиды
4	Кислоты	$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_2$ HNO_2 – азотистая кислота – слабая кислота, в свободном виде не существует, известна только в растворах. $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$ HNO_3 – азотная кислота – сильная кислота, в свободном виде существует; сильный окислитель.	$\text{P}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HPO}_2$ HPO_2 – фосфористая кислота – сильный восстановитель. $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HPO}_3$ HPO_3 – метафосфорная кислота $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$ H_3PO_4 – ортофосфорная кислота – трехосновная кислота средней силы. $2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ – дифосфорная кислота
5	Соли	Соли азотистой кислоты HNO_2 – нитриты – устойчивы к нагреванию, кроме нитрита аммония: $\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ Нитриты образуются в почве при неправильном внесении азотных удобрений и представляют опасность для здоровья человека. Соли азотной кислоты – нитраты – не устойчивы к нагреванию: 1. Li – Al: $2\text{NaNO}_3 = 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2\uparrow$ 2. Be – Cu: $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2\uparrow$ 3. Hg – Au: $2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$	Соли фосфористой кислоты – фосфиты – сильные восстановители. Соли метафосфорной кислоты – метафосфаты – легко полимеризуются в полиметафосфаты и применяются в качестве: – моющих и чистящих средств; – средств для умягчения воды; – средств для удаления накипи; – для очистки железных изделий от ржавчины и защиты их от коррозии.

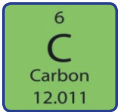

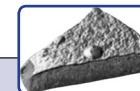
№ п/п	Признаки	Углерод	Кремний
1	Электронная формула	${}_6\text{C})) 1s^2 2s^2 2p^2$ 2 4 	${}_{14}\text{Si}))) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 3d^0$ 2 8 4 
2	Аллотропные видоизменения	<p>Алмаз – бесцветное кристаллическое вещество (кристаллическая решетка тетраэдрическая), высоко твёрдое и не проводит тепло и электричество.</p> <p>Графит – кристаллическое вещество (кристаллическая решетка слоистая) серого цвета с металлическим блеском, проявляет хорошую электропроводность; легко расслаивается.</p>	<p>Кремний – кристаллическое вещество темно-серого цвета с металлическим блеском, обладает полупроводниковыми свойствами.</p>
3	Валентности	II и IV	IV
4	Оксиды	<p>CO – оксид углерода (II) – угарный газ – несолеобразующий оксид.</p> <p>CO_2 – оксид углерода (IV) – углекислый газ – кислотный оксид.</p>	<p>SiO_2 – оксид кремния (IV) – кислотный оксид.</p>
5	Кислоты	<p>$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$</p> <p>$\text{H}_2\text{CO}_3$ – угольная кислота – слабая двухосновная кислота, в свободном виде не существует, известна только в растворах.</p>	<p>H_2SiO_3 – кремниевая кислота – слабая двухосновная кислота.</p> <p>При высыхании кремниевой кислоты образуется силикагель – высокопористое вещество – хороший адсорбент.</p>
6	Соли	<p>Соли угольной кислоты – карбонаты и гидрокарбонаты – при взаимодействии с кислотами выделяют углекислый газ:</p> <p>$\text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$</p> <p>$\text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$</p> <p>$\text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$</p>	<p>Соли кремниевой кислоты – силикаты – используются в производстве стекла, керамики, фарфора.</p>

Таблица 10. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА И СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ МЕТАЛЛОВ

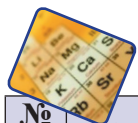


Общая характеристика металлов		
1	Определение	Металлы – химические элементы, атомы которых легко отдают электроны внешнего электронного слоя, превращаясь в положительные ионы.
2	Положение в Периодической системе	В Периодической системе металлы находятся в начале периодов, а также в побочных подгруппах. Все элементы побочных подгрупп являются металлами. Условной границей, отделяющей металлы от неметаллов, служит диагональ В — At, левее и ниже которой все элементы относятся к металлам. Элементы вблизи диагонали имеют двойственную природу.
3	Строение атомов	Для типичных металлов характерен большой размер атомов, поэтому они легко отдают валентные электроны. На внешнем уровне элементов металлов находится небольшое число электронов (1–3), значения электроотрицательности невысокие.
4	Физические свойства	Все металлы, кроме ртути, при нормальных условиях в виде простых веществ находятся в твёрдом агрегатном состоянии и образуют металлическую кристаллическую решётку. В узлах металлической решётки находятся катионы металла, между которыми перемещаются электроны, образуя так называемый «электронный газ». «Электронный газ» движется между узлами решётки, обеспечивая её устойчивость. Важнейшие характерные физические свойства металлов: электропроводность, теплопроводность, пластичность, металлический блеск.
5	Химические свойства	В химических реакциях металлы являются только восстановителями . В соединениях они могут иметь только положительные степени окисления. 1. Взаимодействие с типичными неметаллами – галогенами, кислородом, серой и другими. 2. Взаимодействие с водой. 3. Взаимодействие с кислотами. 4. Взаимодействие с солями менее активных металлов. 5. Взаимодействие с оксидами.
Общие способы получения металлов		
1	Общие способы	Металлы в природе встречаются в свободном (самородном) виде и в виде соединений (оксидов, солей). Различают три общих способа получения металлов: пирометаллургия, гидрометаллургия и электрометаллургия.
2	Пирометаллургия	Это процесс получения металлов восстановлением их соединений при высоких температурах с помощью углерода (кокса), оксида углерода (II) CO или водорода: $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{C} = 3\text{Fe} + 4\text{CO} \quad \text{ZnO} + \text{CO} = \text{Zn} + \text{CO}_2 \quad \text{WO}_3 + 3\text{H}_2 = \text{W} + 3\text{H}_2\text{O}$
3	Гидрометаллургия	Это получение металлов восстановлением их соединений в водных растворах: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$
4	Электрометаллургия	Это получение металлов с помощью электрического тока. $\text{CuCl}_2 = \text{Cu} + \text{Cl}_2 \uparrow \quad 2\text{Al}_2\text{O}_3 = 4\text{Al} + 3\text{O}_2 \uparrow$
5	Сплавы	Сплав – это однородный металлический материал, состоящий из смеси двух или большего числа химических элементов с преобладанием металлических компонентов. Сплавы состоят из основы (одного или нескольких металлов) и малых добавок специально вводимых в сплав легирующих добавок. Сплавы являются одним из основных конструкционных материалов. Наибольшее значение имеют сплавы на основе железа и алюминия. Применяется более 5 тыс. сплавов.

Таблица 11. СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ А- И Б(В)-ГРУПП



Характеристика элементов-металлов А-групп (I–III групп главных подгрупп)		Характеристика элементов-металлов Б (В)-групп (побочных подгрупп)	
<ul style="list-style-type: none">Семейство (тип элемента) – <i>s</i> или <i>p</i>.Число электронов на последнем энергетическом уровне (валентные электроны) – соответствует номеру группы.Степени окисления в соединениях – постоянные.Свойства простого вещества – металлические.Свойства соединений элементов с позиций теории окислительно-восстановительных реакций – восстановительные.Характер оксидов и гидроксидов – основной, у Al – амфотерный.		<ul style="list-style-type: none">Семейство (тип элемента) – <i>d</i>.Число электронов на последнем энергетическом уровне 1–2.Число валентных электронов – как правило, соответствует номеру группы (кроме VIII).Степени окисления в соединениях – переменные.Свойства простого вещества – металлические.Свойства соединений элементов – окислительные и восстановительные.Характер оксидов и гидроксидов – основной (в низшей степени окисления), амфотерный (в промежуточной степени окисления) и кислотный (в высшей степени окисления).	
Ряд активности металлов			
Определение	Ряд активности металлов (ряд Бекетова, электрохимический ряд, ряд стандартных электродных потенциалов металлов). Он показывает сравнительную активность металлов в реакциях окисления-восстановления. Li→K→Ba→Ca→Na→Mg→Al→Be→Mn→Zn→Cr→Fe→Cd→Co→Ni→Sn→Pb→<u>H₂</u>→Sb→Cu→Hg→Ag→Pt→Au Активность металлов увеличивается.		
Взаимодействие с кислотами	Реагируют с кислотами с образованием соли и водорода.		<u>H₂</u> Не реагируют с кислотами.
Взаимодействие с водой	Реагируют с водой при обычных условиях, образуют щелочь.	Вытесняют водород из воды при высокой температуре, образуют оксиды.	С водой не взаимодействуют.
Взаимодействие с растворами солей	Из водного раствора соли металл вытеснить невозможно.	Металл можно получить вытеснением его более активным металлом из раствора соли.	
Применение	1. Металл, находящийся в ряду левее <u>H₂</u> , способен вытеснить водород из кислот и воды. 2. Металл, находящийся в ряду левее другого металла, способен вытеснять другие металлы из растворов их солей.		



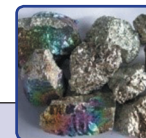
№ п/п		Отличительные признаки	Щелочные металлы	Щелочноземельные металлы
1		Нахождение в Периодической системе	Щелочные металлы – это элементы I-A группы: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.	Щелочноземельные металлы – это некоторые элементы II-A группы: Ca, Sr, Ba, Ra.
2		Металлические свойства	От Li до Fr металлические свойства усиливаются, так как с появлением новой электронной оболочки увеличивается размер атомов, и внешний электрон слабее связан с ядром, поэтому его легче оторвать.	От Ca до Ra металлические свойства усиливаются, так как с появлением новой электронной оболочки увеличивается размер атомов, и внешние электроны слабее связаны с ядром, поэтому их легче оторвать.
3		Окраска пламени солями металлов	Li – карминово-красная Na – желтая K – фиолетовая Rb – синевато-красная Cs – синяя	Ca – оранжево-красная Sr – карминово-красная Ba – желтовато-зеленая
4		Химическая активность	От Li до Fr химическая активность возрастает.	От Ca до Ra химическая активность возрастает.
5		Химические свойства	1. С простыми веществами – неметаллами: $4\text{Na} + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O}$ $2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\text{NaH}$ $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$ $3\text{Na} + \text{P} = \text{Na}_3\text{P}$ 2. С водой: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$ 3. С кислотами: $2\text{Na} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\uparrow$	1. С простыми веществами – неметаллами: $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ $\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2$ $\text{Ca} + \text{Cl}_2 = \text{CaCl}_2$ $3\text{Ca} + 2\text{P} = \text{Ca}_3\text{P}_2$ 2. С водой: $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\uparrow$ 3. С кислотами: $\text{Ca} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
6		Оксиды	Оснóвные: Li₂O, Na₂O, K₂O, Rb₂O, Cs₂O, Fr₂O Химические свойства: 1. С водой: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ 2. С кислотами: $\text{Na}_2\text{O} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	Оснóвные: CaO, SrO, BaO, RaO Химические свойства: 1. С водой: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$ 2. С кислотами: $\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
7		Гидроксиды	Щелочи: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH	Щелочи: Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂, Ra(OH)₂
8		Применение	1. Na – в производстве металлов и их сплавов. 2. K, Rb, Cs – для создания фотоэлементов.	1. Входят в состав сплавов, отличающихся легкостью и коррозионной стойкостью. 2. В металлургии в качестве восстановителей.
Амфотерность				
1	Определение	Амфотерность (греческий amphoteros – и тот и другой) – это способность некоторых веществ в зависимости от условий проявлять либо оснóвные, либо кислотные свойства.		
2	Примеры	Алюминий, его оксид и гидроксид; цинк, его оксид и гидроксид проявляют амфотерные свойства.		



Алюминий		
1	Строение атома	Ar (Al) = 27, порядковый номер – 13. Значит, в атоме Al протонов – 13, электронов – 13 и нейтронов $27 - 13 = 14$. Электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 3d^0$ 2 8 3
2	Физические свойства	Алюминий – серебристо-белый металл, легкоплавкий ($t = 660^\circ\text{C}$) и легкий ($\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$); высокопластичный, хорошо проводит тепло и электричество.
3	Химические свойства	Алюминий – очень активный металл, но при обычных условиях его активность снижена из-за наличия тонкой пленки оксида, которая всегда образуется на поверхности металла при контакте его с воздухом. 1. Взаимодействие с неметаллами: $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$ $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$ $4\text{Al} + 3\text{C} = \text{Al}_4\text{C}_3$ 2. Взаимодействие с водой: при удалении оксидной пленки происходит реакция: $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ 3. Взаимодействие с кислотами: $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ 4. Взаимодействие со щелочами: $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2$ 5. Восстановление оксидов металлов: $2\text{Al} + \text{Cr}_2\text{O}_3 = 2\text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$ $8\text{Al} + 3\text{Fe}_3\text{O}_4 = 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Fe}$
4	Применение	1. Сплавы алюминия используются в авиа- и машиностроении. 2. Алюминий применяют для получения многих металлов (Mn, Cr...). 3. Для производства посуды. 4. Алюминиевая фольга используется в производстве радиотехнических изделий (конденсаторов) и для упаковки товаров.
Оксид и гидроксид алюминия		
1	Оксид алюминия Al_2O_3	Al_2O_3 – это твердый порошок белого цвета, практически нерастворим в воде, проявляет амфотерные свойства: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ Al_2O_3 применяется для получения алюминия.
2	Гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$	$\text{Al}(\text{OH})_3$ – белый порошок, нерастворимый в воде, проявляет амфотерные свойства: $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}(\text{OH})_3$ применяется: 1. для получения соединений алюминия; 2. в производстве лакокрасочных материалов и пластмасс; 3. является компонентом зубных паст; 4. применяется как обволакивающее и адсорбирующее средство в медицине; 5. изготовление кабельной изоляции, ленточных транспортёров, кровельных материалов и шлангов.



Таблица 12. ХРОМ. МАРГАНЕЦ. ЖЕЛЕЗО



Хром и марганец		
1	Электронное строение	${}_{24}\text{Cr })))) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2 4p^0 4d^0 4f^0$ $2 \ 8 \ 12 \ 2$ ${}_{25}\text{Mn })))) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2 4p^0 4d^0 4f^0$ $2 \ 8 \ 13 \ 2$
2	Физические свойства	<p>Хром – серебристо-белый металл, $t_{\text{пл}} = 1890^\circ \text{C}$, пластичный, самый твердый из всех металлов.</p> <p>Марганец – светло-серый твердый и хрупкий металл, $t_{\text{пл}} = 1245^\circ \text{C}$.</p>
3	Химические свойства	<p>Хром – химически малоактивен. При обычных условиях реагирует со фтором, соляной и разбавленной серной кислотой:</p> $\text{Cr} + 2\text{HCl} = \text{CrCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Cr} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CrSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ <p>Марганец – химически высоко активный металл. Реагирует с соляной, разбавленными серной и азотной кислотами:</p> $\text{Mn} + 2\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ $3\text{Mn} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
4	Применение	<p>Хром – легирующая добавка всех нержавеющей, жароупорных, кислотоупорных, инструментальных сталей; применяется в качестве металлического покрытия для защиты металлов от коррозии.</p> <p>Марганец придает стали твердость, прочность, что используется для изготовления железнодорожных рельсов, брони для сейфов, касок для бойцов; сплав – манганин – применяется для производства реостатов измерительных приборов.</p>
5	Соединения хрома	<p>Соединения хрома (II): оксид CrO и гидроксид $\text{Cr}(\text{OH})_2$ проявляют основные свойства:</p> $\text{CrO} + 2\text{HCl} = \text{CrCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CrCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>Соединения хрома (III): оксид Cr_2O_3 и гидроксид $\text{Cr}(\text{OH})_3$ проявляют амфотерные свойства:</p> $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>Соединения хрома (VI): оксид CrO_3 и хромовая кислота H_2CrO_4 проявляют кислотные свойства:</p> $\text{CrO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
6	Соединения марганца	<p>Соединения марганца (II): оксид MnO и гидроксид $\text{Mn}(\text{OH})_2$ проявляют основные свойства:</p> $\text{MnO} + 2\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>Соединения марганца (IV): оксид MnO_2 и гидроксид $\text{Mn}(\text{OH})_4$ проявляют амфотерные свойства:</p> $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{MnO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{MnO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p>Соединения марганца (VII): оксид Mn_2O_7 и марганцовая кислота HMnO_4 проявляют кислотные свойства:</p> $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HMnO}_4$
Железо		
1	Электронное строение	${}_{26}\text{Fe })))) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2 4p^0 4d^0 4f^0$ $2 \ 8 \ 14 \ 2$

2	Физические свойства	<p>Fe — пластичный серебристо-серый металл, обладающий магнитными свойствами.</p> <p>Fe относится к тяжёлым тугоплавким металлам; его плотность составляет 7,874 г/см³, а температура плавления – 1539°С.</p>
3	Химические свойства	<p>Fe - металл средней активности. При обычной температуре Fe не взаимодействует даже с сильными окислителями, но при нагревании его активность повышается. При обычных условиях Fe не реагирует с водой и растворами щелочей.</p> <p>При нагревании взаимодействует с простыми веществами.</p> <p>С кислородом: $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$ С галогенами: $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$ С серой: $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$</p> <p>При высокой температуре раскалённое Fe реагирует с парами воды: $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2\uparrow$</p> <p>Во влажном воздухе оно реагирует с кислородом и водой и постепенно покрывается ржавчиной:</p> $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ <p>Состав ржавчины переменный, часто его записывают так: $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$</p> <p>Концентрированные растворы азотной и серной кислот пассивируют поверхность Fe, и оно в них не растворяется.</p> <p>При нагревании Fe реагирует с концентрированными кислотами.</p> <p>Fe вытесняет малоактивные металлы из растворов их солей: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}\downarrow$</p>
4	Биологическая роль железа	<p>Fe - важнейший микроэлемент в организме человека и животных, т. к. входит в состав гемоглобина, ферментов, других сложных комплексов и стимулирует функцию кроветворных органов. Недостаток железа в организме приводит к болезни крови – анемии.</p>
5	Применение	<p>Fe применяют для изготовления сердцевин трансформаторов электромоторов, электромагнитов и мембран микрофонов, потому что оно способно быстро намагничиваться и размагничиваться.</p> <p>Оксид железа (III) – Fe_2O_3 применяется для производства чугуна и стали, приготовления коричневой краски.</p> <p>Хлорид железа (III) – FeCl_3 применяют для очистки воды, в текстильной промышленности, в органическом синтезе как катализатор.</p> <p>Сульфат железа (III) – FeSO_4 применяют при очистке воды, а также в медицине.</p>
Коррозия металлов		
1	Определение	<p>Коррозия - это взаимодействие металла с веществами окружающей среды (воздухом, водой, водными растворами). Она наносит большой экономический ущерб (выходят из строя оборудование, механизмы...).</p>
2	Меры борьбы с коррозией	<ol style="list-style-type: none"> Нанесение металлических покрытий из цинка, никеля, хрома, свинца, олова, меди, кадмия. Нанесение неметаллических покрытий для которых используют лаки, краски, эмали, полимеры. Легирование металлов –добавление в состав сплавов легирующих добавок, повышающих коррозионную стойкость, например, коррозионная стойкость меди возрастает при добавлении к ней алюминия. Электрохимические методы применяются для защиты металлических конструкций от морской и почвенной коррозии. К ним присоединяют протекторы – более активные металлы. Два металла образуют электрохимическую цепь: металл основного оборудования защищен за счет процесса окисления (растворения) протектора. Химические методы основаны на использовании ингибиторов коррозии – веществ, снижающих скорость коррозии. Ингибиторы поглощаются на поверхности металла, препятствуя протеканию коррозионных процессов.

**Таблица 13. ПРЕДМЕТ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ.
ТЕОРИЯ СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**



Особенности органической химии		
1	Предмет органической химии	Органическая химия — это химия соединений углерода. Органическая химия изучает строение, способы получения, химические свойства органических веществ, их практическое применение.
2	Особенности органической химии	<ul style="list-style-type: none"> • Органические вещества – это вещества <i>молекулярного строения</i>. • В их молекулах <i>ковалентный тип</i> химической связи. • Это чаще всего <i>жидкости или твердые вещества</i> с низкой температурой плавления. <i>Неэлектролиты</i>. • Многие <i>нерастворимы или плохо растворимы в воде</i>. • При нагревании происходит <i>разложение, крекинг</i> органических веществ. • Реакции с участием органических веществ, проводят в присутствии <i>катализаторов</i>. • В органической химии встречаются <i>параллельные реакции</i> – это реакции, в которых одновременно образуются разные вещества: $ \begin{array}{ccc} \text{H}_2\text{SO}_4, t > 140^\circ\text{C} & & \text{H}_2\text{SO}_4, t < 140^\circ\text{C} \\ \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} & & 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O} \\ \text{этанол} \quad \quad \quad \text{этилен} & & \text{этанол} \quad \quad \quad \text{диэтиловый эфир} \end{array} $ <ul style="list-style-type: none"> • В органической химии встречаются <i>последовательные реакции</i> – это стадии на пути к конечному продукту: $ \begin{array}{ccccccc} \text{CH}_4 & \xrightarrow{h\nu} & \text{CH}_3\text{Cl} & \xrightarrow{h\nu} & \text{CH}_2\text{Cl}_2 & \xrightarrow{h\nu} & \text{CHCl}_3 & \xrightarrow{h\nu} & \text{CCl}_4 \\ \text{метан} & & \text{хлорметан} & & \text{дихлорметан} & & \text{трихлорметан} & & \text{тетрахлорметан} \end{array} $
3	Причины многообразия и разнообразия органических соединений	<ol style="list-style-type: none"> 1. Углерод в органических соединениях проявляет валентность IV, т. е. образует 4 связи с другими атомами или между собой. 2. Атомы углерода между собой могут соединяться одинарными (–), двойными (=) или тройными (≡) связями. 3. Для органических веществ характерно явление гомологии – это существование рядов веществ, сходных по строению, но отличающихся по составу на одну или несколько групп – CH₂ – (гомологическая разность). Например, гомологи метана CH₄: этан C₂H₆, пропан C₃H₈, бутан C₄H₁₀, пентан C₅H₁₂, гексан C₆H₁₄, гептан C₇H₁₆. 4. Для органических веществ характерно явление изомерии – это существование веществ с одинаковым составом молекул, но имеющих разное строение и свойства: CH₃ – CH₂ – CH₂ – CH₃ <i>бутан</i> и CH₃ – CH(CH₃) – CH₃ <i>изобутан</i>
Теория строения органических соединений А. М. Бутлерова		
	Положения теории А. М. Бутлерова	<ol style="list-style-type: none"> 1. Атомы в молекулах соединены между собой в определенном порядке согласно их валентности. 2. Свойства органических веществ зависят не только от химического состава, но и от порядка соединения атомов в молекуле, т. е. от химического строения. 3. Атомы в молекуле взаимно влияют друг на друга. 4. Химическое строение органического вещества можно установить на основании знаний его свойств.

Таблица 14. КЛАССИФИКАЦИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ



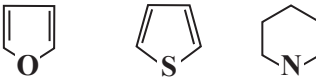
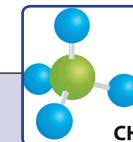
Классификация органических веществ						
1	Классификация органических веществ в зависимости от строения углеродной цепи	Алифатические (с открытой углеродной цепью)		Циклические (с замкнутой углеродной цепью)		
		Предельные (насыщенные) содержат только простые, одинарные связи	Непредельные (ненасыщенные) содержат простые и кратные (двойные, тройные) связи	Карбоциклические (в цикле только атомы углерода)		Гетероциклические (в цикле есть атомы других элементов)
		Алканы	<ul style="list-style-type: none">АлкеныАлкадиеныАлкины	Ароматические (содержат бензольное кольцо)	Алициклические (все остальные)	
2	Классификация органических веществ в зависимости от наличия функциональных групп	<p>1. Углеводороды (УВ) – это органические вещества, состоящие из атомов углерода и водорода. Они делятся на 3 группы: предельные (алканы), непредельные (алкены, алкадиены, алкины) и ароматические (арены).</p> <p>2. Производные углеводородов получают путем замены в углеводородах одного или бóльшего числа атомов водорода на атомы других элементов или группы атомов (функциональные группы ФГ).</p>				
		№ п/п	Формула ФГ	Название функциональной группы	Класс органических соединений	
		1	- OH	гидроксильная группа	спирты, фенолы	
		2	- CHO	альдегидная группа	альдегиды	
		3	- COOH	карбоксильная группа	карбоновые кислоты	
		4	- COO -	сложноэфирная группа	сложные эфиры, жиры	
		5	- NO ₂	нитрогруппа	нитросоединения	
		6	- NH ₂	аминогруппа	амины	
Монофункциональные соединения содержат одну функциональную группу, а полифункциональные соединения содержат 2 и более функциональных групп (например, аминокислоты, белки ...).						
Химическая связь в органических соединениях						
<p>1. Для органических веществ характерен ковалентный тип химической связи, так как в состав органических соединений входят в основном атомы неметаллов.</p> <p>2. Ковалентная связь в органических веществах бывает двух видов: сигма-связь и пи-связь. Сигма – связь (σ-связь) – образуется за счет перекрывания орбиталей двух атомов на линии, соединяющей их ядра. Так перекрываются две s – АО, s – и p – АО, две p –АО. Пи-связь (π-связь) – образуется за счет бокового перекрывания двух p – АО с образованием двух максимумов электронной плотности, расположенных симметрично линии, соединяющей ядра.</p> <p>3. Элементы – неметаллы, входящие в состав органических соединений (O, H, N, Cl, F...), имеют другое значение электроотрицательности, чем углерод. Поэтому ковалентная связь в органических веществах – полярная.</p>						

Таблица 15. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ПРЕДЕЛЬНЫХ УГЛЕВОДОРОДОВ. АЛКАНЫ



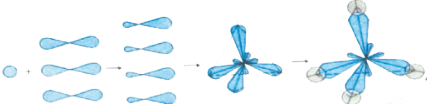
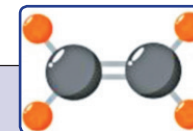
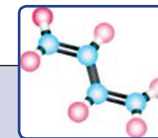
№ п/п	Параметры	Характеристика	
1	Определение и историческое название	Алканы (предельные, или насыщенные) – это алифатические углеводороды, в молекулах которых атомы углерода связаны простыми ковалентными σ -связями. Раньше эти соединения именовались парафинами (от лат. parumaffinitas – лишённые сродства), что указывает на их сравнительно низкую реакционную способность.	
2	Общая формула	$C_n H_{2n+2}$	
3	Первый представитель	Метан CH_4	
4	Тип гибридизации	sp^3	
5	Строение молекулы	<p>Форма молекулы тетраэдрическая Валентный угол составляет $109^{\circ}28'$ Длина одинарной связи 0,154 нм</p> 	
6	Связь между атомами углерода	Простая, одинарная, σ (C–C)	
7	Номенклатура	<ol style="list-style-type: none"> 1. Выбирают самую длинную углеродную цепь и нумеруют атомы углерода в ней. 2. Определяют местонахождение радикалов. 3. Составляют приставку в виде цифр и греческих числительных. 4. Определяют корень названия по числу атомов углерода в длинной цепи. 	
8	Изомерия	Структурная – это разная последовательность связывания атомов углерода в молекуле (изомерия углеродной цепи или углеродного скелета) бутан $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ и 2 – метилпропан $CH_3-CH(CH_3)-CH_3$	
9	Получение	<ol style="list-style-type: none"> 1. Гидрирование (присоединение водорода) алкенов: $C_2H_4 + H_2 \rightarrow C_2H_6$ (в присутствии катализатора: Ni, Pt, Pd). 2. Реакция Вюрца: $2C_2H_5Cl + 2Na \rightarrow C_4H_{10} + 2NaCl$ (при нагревании) 	
10	Физические свойства	$C-C_4$ газы; C_5-C_{10} жидкости; остальные – твердые вещества.	Чем больше атомов углерода, тем выше температуры плавления и кипения и меньше растворимость углеводорода в воде.
11	Химические свойства	<ol style="list-style-type: none"> 1. Горение: $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$ 2. Замещение: а) галогенирование: $CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$ (при облучении: $h\nu$) б) нитрование (реакция Коновалова): $CH_4 + HONO_{2(разб.)} \rightarrow CH_3NO_2 + H_2O$ 3. Окисление: $2CH_4 + O_2 \rightarrow 2CH_3OH$ $CH_4 + O_2 \rightarrow HCHO + H_2O$ 	<p>Малоактивные ($\uparrow t$, с, р; $h\nu$, кат.) Характерная реакция – замещение</p>
12	Применение	<ol style="list-style-type: none"> 1. CH_4 – дешевое топливо. 2. В органическом синтезе. 3. $C_{18} - C_{40}$ в производстве парафина, высших карбоновых кислот, смазочных масел, свечей, электроизоляторов, синтетических моющих средств. 	

Таблица 16. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭТИЛЕНОВЫХ УГЛЕВОДОРОДОВ (АЛКЕНЫ)



№ п/п	Параметры	Характеристика
1	Определение и историческое название	Алкены (этиленовые) – алифатические углеводороды, содержащие одну двойную углерод-углеродную связь. Сохранилось также исторически сложившееся название «олефины» (маслообразующие), поскольку низшие гомологи этой группы соединений при взаимодействии с хлором или бромом образуют маслянистые жидкости.
2	Общая формула	C_nH_{2n}
3	Первый представитель	Этен (этилен) C_2H_4
4	Тип гибридизации	sp^2
5	Строение молекулы	Форма молекулы плоская. Валентный угол составляет 120° Длина двойной связи 0,134 нм
6	Связь между атомами углерода	Одна двойная ($C=C$), одна из которых – σ -связь, а другая – π -связь.
7	Номенклатура	Двойную связь обозначают с помощью суффикса -ен . Основная цепь должна включать кратную связь. Нумерация цепи проводится с того конца, к которому ближе двойная связь. $\begin{array}{cccc} 4 & 3 & 2 & 1 \\ CH_3 & -CH_2- & CH= & CH_2 \\ \text{бутен - 1} \end{array}$
8	Изомерия	I. Структурная: 1) углеродного скелета; 2) положения двойной связи; 3) межклассовая изомерия. II. Пространственная: <i>цис-транс</i> -изомерия
9	Получение	1. Крекинг алканов: $C_6H_{14} \rightarrow C_3H_8 + C_3H_6$ 2. Дегидратация (отщепление воды) спиртов: $C_2H_5OH \rightarrow C_2H_4 + H_2O$ 3. Дегидрирование (отщепление водорода) алканов: $C_4H_{10} \rightarrow C_4H_8 + H_2$
10	Физические свойства	C_2-C_4 газы; C_5-C_{17} жидкости; остальные – твердые вещества
11	Химические свойства	1. Горение: $C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$ 2. Присоединение: а) гидрирование: $C_2H_4 + H_2 \rightarrow C_2H_6$ б) галогенирование: $C_2H_4 + Cl_2 \rightarrow C_2H_4Cl_2$ в) гидратация: $C_2H_4 + H_2O \rightarrow C_2H_5OH$ г) гидрогалогенирование: $C_2H_4 + HCl \rightarrow C_2H_5Cl$ 3. Полимеризация: $nC_2H_4 \rightarrow (-CH_2-CH_2-)_n$ полиэтилен
12	Применение	1. В органическом синтезе. 2. Этилен C_2H_4 ускоряет созревание плодов. 3. В производстве полимерных материалов: полиэтилена, полипропилена.

Таблица 17. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ДИЕНОВЫХ УГЛЕВОДОРОДОВ (АЛКАДИЕНЫ)



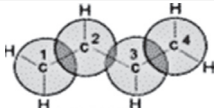
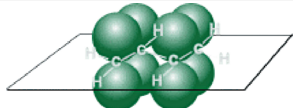
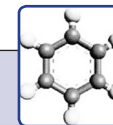
№ п/п	Параметры	Характеристика
1	Определение	Алкадиены (диеновые) – это алифатические углеводороды, содержащие две двойные углерод-углеродные связи.
2	Общая формула	C_nH_{2n-2}
3	Первый представитель	Бутадиен (дивинил) C_4H_6
4	Строение молекулы	<p>Форма молекулы плоская Валентный угол составляет 120° Длина двойной связи 0,134 нм</p>  
5	Тип гибридизации	sp^2
6	Связь между атомами углерода	Две двойные ($C=C-C=C$)
7	Номенклатура	Двойные связи обозначают с помощью суффикса -диен . Основная цепь должна включать обе двойные связи. Нумерация цепи проводится с того конца, к которому ближе одна из двойных связей.
8	Изомерия	<p>Структурная</p> <p>1. Углеродного скелета</p> <p>2. Положения двойной связи а) кумулированные, т. е. примыкающие к одному атому углерода, например, пропadiен-1,2 или аллен $CH_2=C=CH_2$ б) сопряженные, т.е. разделенные одной простой связью, например, бутадиен -1,3 или дивинил $CH_2=CH-CH=CH_2$ в) изолированные, т.е. разделенные двумя и более простыми связями, например, пентадиен -1,4 $CH_2=CH-CH_2-CH=CH_2$</p> <p>3. Межклассовая (с алкинами и циклоалкенами)</p>
9	Получение	<p>1. Дегидрирование алканов: $C_4H_{10} \rightarrow C_4H_6 + 2H_2$</p> <p>2. Способ Лебедева (дегидрированием и дегидратацией этилового спирта): $2C_2H_5OH \rightarrow C_4H_6 + H_2 + 2H_2O$</p>
10	Физические свойства	Бутадиен – газ. Изопрен – жидкость с неприятным запахом. Диены с изолированными двойными связями – жидкости. Высшие диены – твердые вещества.
11	Химические свойства	<p>1. Горение: $2C_4H_6 + 11O_2 \rightarrow 8CO_2 + 6H_2O$</p> <p>2. Присоединение: а) гидрирование: $C_4H_6 + 2H_2 \rightarrow C_4H_{10}$ б) галогенирование: $CH_2=CH-CH=CH_2 + 2Cl_2 \rightarrow CH_2Cl-CHCl-CHCl-CH_2Cl$</p> <p>3. Полимеризация: $nCH_2=CH-CH=CH_2 \rightarrow (-CH_2-CH=CH-CH_2-)_n$</p>
12	Применение	<p>В производстве:</p> <p>1) синтетических каучуков: бутадиеновый $(-CH_2-CH=CH-CH_2-)_n$, изопреновый $(-CH_2-C(CH_3)=CH-CH_2-)_n$</p> <p>2) резины, которая применяется для производства шин, шлангов, уплотнителей, конвейерных лент, предметов быта.</p>

Таблица 18. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА АЦЕТИЛЕНОВЫХ УГЛЕВОДОРОДОВ (АЛКИНЫ)



№ п/п	Параметры	Характеристика
1	Определение	Алкины (ацетиленовые) – это алифатические углеводороды, содержащие тройную углерод-углеродную связь.
2	Общая формула	$C_n H_{2n-2}$
3	Первый представитель	Этин (ацетилен) C_2H_4
4	Строение молекулы	<p>Форма молекулы линейная. Валентный угол составляет 180°. Длина тройной связи 0,120 нм.</p>
5	Тип гибридизации	sp
6	Связь между атомами углерода	Одна тройная ($C \equiv C$). Это сложная, неоднородная связь. Ее составляют одна простая σ -связь и две π -связи.
7	Номенклатура	Тройные связи обозначают с помощью суффикса -ин . По номенклатуре IUPAC правила построения названий такие же, как и для алкенов, но вместо окончания -ен используют окончание -ин .
8	Изомерия	<p>Структурная:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Изомерия углеродного скелета. 2. Изомерия положения тройной связи. 3. Изомерия межклассовая (с алкадиенами и циклоалкенами).
9	Получение	<ol style="list-style-type: none"> 1. Гидролиз карбида кальция: $CaC_2 + 2H_2O \rightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$ 2. Пиролиз метана: $2CH_4 \rightarrow C_2H_2 + 3H_2$
10	Физические свойства	C_2 - C_4 газы C_5 - C_6 жидкости; остальные – твердые вещества.
11	Химические свойства	<ol style="list-style-type: none"> 1. Горение: $2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O$ 2. Присоединение: <ol style="list-style-type: none"> а) гидрирование: $C_2H_2 + 2H_2 \rightarrow C_2H_6$ б) галогенирование: $C_2H_2 + 2Cl_2 \rightarrow C_2H_2Cl_4$ в) гидратация (реакция Кучерова): $C_2H_2 + H_2O \rightarrow CH_3CHO$ уксусный альдегид 3. Тримеризация: $3C_2H_2 \rightarrow C_6H_6$ бензол
12	Применение	<ol style="list-style-type: none"> 1. Автогенная сварка и резка металлов ($t = 3500^\circ C$); 2. В органическом синтезе для получения уксусного альдегида, уксусной кислоты, винилхлорида.

Таблица 19. АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АРЕНЫ)



№ п/п	Параметры	Характеристика
1	Определение и историческое название	Арены – ароматические углеводороды, содержащие одно или несколько бензольных колец. Название «ароматические соединения» сложилось исторически, так как первые производные бензола были выделены из ароматических природных масел, бальзамов, ладанов и т. д., обладавших приятным запахом.
2	Общая формула	C_nH_{2n-6}
3	Первый представитель	Бензол C_6H_6
4	Строение молекулы	Молекула бензола плоская. Угол между связями составляет 120° . Длина связи 0,140 нм. 6 гибридных атомов углерода образуют шестичленный плоский цикл, в котором каждый атом углерода образует 3 одинарные связи. У каждого атома углерода остается ещё по 1 негибридному электрону. 6 негибридных электронов располагаются перпендикулярно плоскому скелету параллельно друг другу. При их взаимодействии образуется единое электронное облако, которое изображают кружочком внутри шестичленного цикла.
5	Тип гибридизации	sp^2
6	Связь между атомами углерода	Ароматическая
7	Номенклатура	Название ароматических углеводородов включает слово «бензол» с указанием заместителей в бензольном кольце и их положения. Положение заместителей указывают цифрами или обозначают приставками: орто (о-), мета (м-), пара (п-).
8	Изомерия	Структурная 1. Изомерия числа и строения заместителей. 2. Изомерия положения заместителей: <i>орто</i> - (при соседних атомах углерода), <i>мета</i> - (через один атома углерода), <i>пара</i> - (через два атома углерода)
9	Получение	1. Дегидрирование алканов: $C_7H_{16} \rightarrow C_7H_8 + 4H_2$ 2. Риформинг (превращение алканов в арены): $C_6H_{14} \rightarrow C_6H_6 + 4H_2$
10	Физические свойства	Арены – бесцветные жидкости со специфическим запахом, в воде нерастворимы, сами растворители.
11	Химические свойства	1. Горение: $2C_6H_6 + 15O_2 \rightarrow 12CO_2 + 6H_2O$ 2. Замещение: а) галогенирование: $C_6H_6 + Cl_2 \rightarrow C_6H_5Cl + HCl$ б) нитрование: $C_6H_6 + HONO_2 \rightarrow C_6H_5NO_2 + H_2O$ 3. Присоединение: а) галогенирование: $C_6H_6 + 3Cl_2 \rightarrow C_6H_6Cl_6$ б) гидрирование: $C_6H_6 + 3H_2 \rightarrow C_6H_{12}$ циклогексан 4. Окисление: $C_6H_5CH_3 + [O] \rightarrow C_6H_5COOH + H_2O$
12	Применение	Бензол C_6H_6 в органическом синтезе. Толуол $C_6H_5CH_3$ в производстве взрывчатых веществ, красителей и сахараина. Ксилолы $C_6H_4(CH_3)_2$ хорошие растворители. Стирол – в производстве пластмасс: $(-CH_2-CH(C_6H_5)-)_n$ полистирол.

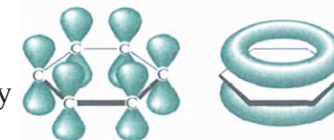


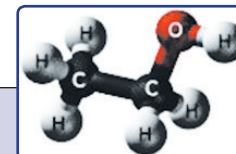
Таблица 20. ПРИРОДНЫЕ ИСТОЧНИКИ УГЛЕВОДОРОДОВ



К природным источникам углеводородов относят **газ, нефть и уголь**. Они являются топливом и сырьем для химической промышленности.

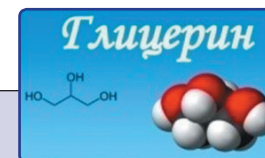
№ п/п	Вид	Характеристика
1	Газ	<p>Газ заполняет пустоты, образующиеся в горных породах под землей. Газ – это смесь разнообразных алканов, главным компонентом является метан CH_4 (содержание 76–98%), а также этан C_2H_6 (2–4%), пропан C_3H_8 (0,1–3%), бутан C_4H_{10} (1%), высшие гомологи (1%) и незначительные количества CO_2, N_2, H_2S, He.</p> <p>Попутный нефтяной газ по происхождению является природным газом. Особое название он получил потому, что находится в залежах вместе с нефтью, образуя газовую «шапку» над ней или растворён в ней за счёт высокого давления. Состав нефтяного газа отличается от природного тем, что содержит меньше метана (до 50 %), но больше его гомологов (этан, пропан, бутан и др.). Однако примеси те же, что и в природном газе.</p>
2	Нефть	<p>Нефть – это маслянистая жидкость ($\rho = 0,8\text{--}0,95 \text{ г/см}^3$), цвет которой меняется от светло-коричневого до темно-коричневого. В воде нефть практически не растворяется. В состав любой нефти входят алканы, циклоалканы, арены. Их соотношение различно в нефтях разных месторождений. Нефть также содержит примеси (4–5 %): органические кислоты, сероводород H_2S, сероорганические соединения, соединения металлов (Ni, Ca, Mg, V, Fe).</p> <p>Нефть подвергается фракционной перегонке в ректификационной установке – это стальная башня с внутренними поперечными тарелками с отверстиями. Нефть нагревается до 350 °С и пары компонентов нефти постепенно конденсируются. В первую очередь конденсируются компоненты с наибольшей температурой кипения (мазут), а наиболее легкокипящая фракция нефти – бензин – конденсируется в последнюю очередь. В результате перегонки нефти образуются следующие фракции: мазут, газойль, керосин, лигроин, бензин.</p> <p>Наиболее ценным нефтепродуктом является бензин. Для повышения выхода бензина и улучшения его качества более тяжелые нефтепродукты подвергают дальнейшей переработке: крекингу, пиролизу, риформингу.</p> <p>Крекинг – это разложение углеводородов нефти на более легкие: $\text{C}_{12}\text{H}_{26} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{14} + \text{C}_6\text{H}_{12}$</p> <p>Пиролиз – это термическое разложение нефтепродуктов с образованием легких алкенов и аренов: $\text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2$</p> <p>Риформинг – это процесс превращения алканов в арены: $\text{C}_6\text{H}_{14} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 + 4\text{H}_2$</p> <p>Одной из важнейших характеристик бензина является его детонационная стойкость. Детонация – чрезмерно быстрое сгорание топливной смеси в карбюраторных двигателях. Способность к детонации определяется октановым числом (содержание изооктана и н-гептана; детонация изооктана равна 100, гептана 0).</p> <p>Например, бензин 76 марки содержит 95 % изооктана и 5 % н-гептана.</p>
3	Уголь	<p>Уголь образовался из частей древних растений под землей без доступа кислорода. Различают бурые угли, каменные угли, антрациты и графиты. Переработка угля включает в себя следующие стадии: подготовку к коксованию, собственно коксование, улавливание и переработка летучих продуктов. Собственно коксование – это термическое разложение угля без доступа воздуха при $t = 900\text{--}1100 \text{ }^\circ\text{C}$. При коксовании угля получают коксовый газ, каменноугольную смолу, аммиак и др.</p>

Таблица 21. ПРЕДЕЛЬНЫЕ ОДНОАТОМНЫЕ СПИРТЫ



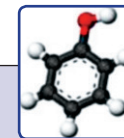
№ п/п	Параметры	Характеристика
1	Определение и историческое название	Предельные одноатомные спирты (алканолаы) – это органические соединения, содержащие одну гидроксильную группу – OH, связанную с алкильным радикалом.
2	Общая формула	$C_nH_{2n+1}OH$
3	Первые представители	CH_3OH метанол (метиловый спирт, древесный спирт) C_2H_5OH этанол (этиловый спирт, винный спирт)
4	Номенклатура	Выбирают самую длинную цепь углеродных атомов и нумеруют с того конца, к которому ближе гидроксильная группа. Основой служит название соответствующего углеводорода с добавлением суффикса -ол . Цифра после названия указывает положение гидроксильной группы в цепи.
5	Изомерия	Структурная 1. Изомерия углеродного скелета. 2. Изомерия положения функциональной группы. 3. Межклассовая (с простыми эфирами).
6	Получение	1. Гидратация алкенов: $C_2H_4 + H_2O \rightarrow C_2H_5OH$ 2. Восстановление альдегидов водородом: $CH_3CHO + H_2 \rightarrow C_2H_5OH$
7	Физические свойства	Низшие спирты – бесцветные жидкости со специфическим запахом, неограниченно растворимые в воде. Содержат множество водородных связей, поэтому имеют высокие температуры кипения.
8	Химические свойства	1. Горение: $2C_2H_5OH + 7O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6H_2O$ 2. Со щелочными металлами с образованием алкоголятов: $2C_2H_5OH + 2Na \rightarrow 2C_2H_5ONa + H_2\uparrow$ 3. Дегидратация: а) внутримолекулярная ($t > 140^\circ C$): $C_2H_5OH \rightarrow C_2H_4 + H_2O$ б) межмолекулярная ($t < 140^\circ C$): $2C_2H_5OH \rightarrow C_2H_5OC_2H_5 + H_2O$
9	Применение	1. Метанол CH_3OH: растворитель; горючее; в производстве формальдегида, лаков, красителей. 2. Этанол C_2H_5OH: растворитель; горючее; в производстве лекарственных препаратов, в производстве спиртоводочных изделий.

Таблица 22. ПРЕДЕЛЬНЫЕ МНОГОАТОМНЫЕ СПИРТЫ



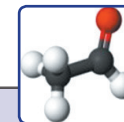
№ п/п	Параметры	Характеристика
1	Определение	Производные углеводов, в молекулярной структуре которых находится две и более гидроксильные группы –ОН, называются многоатомными спиртами . По-другому соединения называются полиспиртами или полиолами.
2	Общая формула	$C_nH_{2n+2}(OH)_n$
3	Первые представители	Этиленгликоль или этандиол-1,2 $HO-CH_2-CH_2-OH$ или $C_2H_4(OH)_2$ Глицерин или пропандиол-1,2,3 $CH_2OH-CHOH-CH_2OH$ или $C_3H_5(OH)_3$
4	Номенклатура	Основой названий многоатомных спиртов служит название предельного углеводорода с тем же числом углеродных атомов. После основы добавляют суффиксы – диол или – триол и т. д., затем цифрами указывают положение гидроксильных групп в углеродной цепи.
5	Изомерия	Структурная 1. Изомерия углеродного скелета. 2. Изомерия положения функциональных групп.
6	Получение	Окисление алкенов: $CH_2 = CH_2 + [O] + H_2O \rightarrow CH_2OH-CH_2OH$ этиленгликоль
7	Физические свойства	Бесцветные вязкие сиропообразные жидкости из-за густой сетки водородных связей, сладковатые на вкус, хорошо растворимые в воде (этиленгликоль, глицерин) или твердые вещества. Этиленгликоль и глицерин смешиваются с водой в любых соотношениях. Этиленгликоль ядовит.
8	Химические свойства	<p>1. Качественная реакция на многоатомные спирты – взаимодействие со свежеосажденным гидроксидом меди (II) с образованием раствора ярко-синего цвета:</p> $\begin{array}{c} CH_2OH \\ \\ CH_2OH \end{array} + Cu(OH)_2 \rightarrow \begin{array}{c} CH_2O \\ \\ CH_2O \end{array} Cu + 2H_2O$ <p>2. С щелочными металлами:</p> $\begin{array}{c} CH_2OH \\ \\ CH_2OH \end{array} + 2Na \rightarrow \begin{array}{c} CH_2ONa \\ \\ CH_2ONa \end{array} + H_2\uparrow$
9	Применение	<p>1. Антифризы.</p> <p>2. Этиленгликоль для получения синтетического волокна лавсана.</p> <p>3. Глицерин в производстве косметических кремов, мазей, для отделки тканей, чтобы придать мягкость и эластичность.</p>

Таблица 23. АРОМАТИЧЕСКИЕ СПИРТЫ. ФЕНОЛЫ



№ п/п	Параметры	Характеристика
1	Определение и историческое название	Одноатомные ароматические спирты – соединения, в которых гидроксильная группа находится в боковой цепи, то есть, не связана непосредственно с бензольным ядром. Фенолы – производные ароматических углеводородов, в молекулах которых гидроксильная группа (-ОН) непосредственно связана с атомами углерода в бензольном кольце.
2	Общая формула	$C_nH_{2n+2}(OH)_n$
3	Первые представители	Первым представителем ряда одноатомных ароматических спиртов является бензиловый спирт, или фенилметанол. Простейший представитель фенолов – гидроксибензол, который и называют фенолом: C_6H_5OH
4	Номенклатура	Номенклатура ароматических спиртов – главной является цепь, содержащая –ОН группу, а бензольное ядро представляет собой заместитель (радикал – фенил). В соответствии с правилами систематической номенклатуры: – углеводородную цепь нумеруют с того конца, к которому ближе расположена –ОН группа; – далее используют эту нумерацию, чтобы указать положение различных заместителей вдоль основной цепи; – в конце названия добавляют суффикс «ол» и цифру, указывающую положение – ОН группы. Номенклатура фенолов – используются также приставки « <i>орто</i> –», « <i>мета</i> –» и « <i>пара</i> –», употребляемые в номенклатуре ароматических соединений. Для более сложных соединений, в соответствии с систематической номенклатурой, нумеруют атомы, входящие в состав ароматических циклов и с помощью цифровых индексов указывают положение заместителей
5	Изомерия	Структурная 1. Изомерия углеродного скелета боковой цепи. 2. Изомерия расположения заместителей в бензольном кольце. Метильный радикал может находиться в бензольном кольце в <i>орто</i> -, <i>мета</i> - и <i>пара</i> -положениях относительно гидроксогруппы. Межклассовая изомерия (с ароматическими спиртами)
6	Получение	При взаимодействии хлорбензола со щелочью: $C_6H_5Cl + NaOH \rightarrow C_6H_5OH + NaCl$
7	Физические свойства	Фенол – легкоплавкое ($t_{\text{плавл}} = 40,9^\circ\text{C}$) кристаллическое вещество, хорошо растворимое в горячей воде с характерным запахом, на воздухе окисляется, приобретая розовую окраску.
8	Химические свойства	1. Качественная реакция на фенол – взаимодействие с раствором хлорида железа (III) с образованием раствора фиолетового цвета: $3C_6H_5OH + FeCl_3 \rightarrow 3HCl + (C_6H_5O)_3Fe$ фенолят железа (III) 2. Со щелочными металлами: $2C_6H_5OH + 2Na \rightarrow H_2\uparrow + 2C_6H_5ONa$ фенолят натрия 3. Со щелочами: $C_6H_5OH + NaOH \rightarrow H_2O + C_6H_5ONa$ фенолят натрия
9	Применение	1. Дезинфицирующее средство. 2. Для получения лекарственных препаратов, красителей. 3. В производстве пластмасс и синтетических волокон (капрона, нитрона).

Таблица 24. КАРБОНИЛЬНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ (АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ)



№ п/п	Признак	Характеристика	
		Альдегиды	Кетоны
1	Определение	Альдегиды – органические вещества, содержащие карбонильную группу, в которой атом углерода связан с радикалом и одним атомом водорода.	Кетоны – органические вещества, в молекулах которых карбонильная группа связана с двумя углеводородными радикалами.
2	Функциональная группа (ФГ)	- СНО или - СОН альдегидная группа	Кетогруппа или карбонильная группа -СО
3	Общая формула	$C_nH_{2n}O$ или $R-CHO$ или $R-COH$	$C_nH_{2n}O$ или R_1-CO-R_2
4	Первые представители	$HCHO$ метаналь (муравьиный альдегид, формальдегид) CH_3CHO этаналь (уксусный альдегид, ацетальдегид)	CH_3COCH_3 пропанон (ацетон)
5	Изомерия	Структурная: изомерия углеродного скелета. Межклассовая (с кетонами)	Структурная: изомерия углеродного скелета, изомерия положения карбонильной группы. Межклассовая (с альдегидами)
6	Получение	1. Окисление первичных спиртов: $CH_3CH_2OH + CuO \rightarrow CH_3CHO + Cu + H_2O$ 2. Гидратация алкинов (реакция Кучерова): $C_2H_2 + H_2O \rightarrow CH_3CHO$	1. Окисление вторичных спиртов: $CH_3CH_2OHCH_3 + CuO \rightarrow CH_3COCH_3 + Cu + H_2O$
7	Физические свойства	$HCHO$ – газ, следующие представители – жидкости, а высшие – твердые вещества. Температура кипения возрастает с увеличением молекулярной массы. Метаналь и этаналь хорошо растворяются в воде, остальные – хуже. Низшие альдегиды имеют резкий, неприятный запах.	Низшие кетоны легкокипящие жидкости, хорошо растворимы в воде. Отличительной чертой многих кетонов является их запах.
8	Химические свойства	1. Окисление оксидом серебра в аммиачном растворе (реакция «серебряного зеркала»): $RCHO + Ag_2O \rightarrow RCOOH + 2Ag\downarrow$ 2. Присоединение водорода: $CH_3CHO + H_2 \rightarrow CH_3CH_2OH$	1. Реакция «серебряного зеркала» не идет. 2. Присоединение водорода: $CH_3COCH_3 + H_2 \rightarrow CH_3CH(OH)CH_3$
9	Применение	1. Формалин – 40 % раствор метанала в воде – применяется в производстве фенолформальдегидных смол, для дубления кожи, как дезинфицирующее средство. 2. Этаналь применяется для производства этилового спирта и уксусной кислоты. 3. Высшие предельные альдегиды имеют приятный цветочный запах и применяются в парфюмерии.	1. Растворители лаков, красок, а также в органическом синтезе, в том числе синтезе лекарственных препаратов. 2. Ацетон имеет наибольшее применение. Он применяется в лакокрасочной промышленности, в производстве ацетатного шелка, пироксилина (бездымного пороха), киноплёнки.

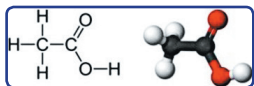


Таблица 25. КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ. МЫЛА. СМС



№ п/п	Параметры	Характеристика
1	Функциональная группа (ФГ)	Карбоксильная группа -COOH
2	Общая формула	R - COOH
3	Классификация	<p>I. По строению углеродного скелета:</p> <p>1. Предельные: C₃H₇-COOH (масляная или бутановая) C₄H₉-COOH (валериановая или пентановая).</p> <p>2. Непредельные: CH₂=CH-COOH (акриловая или пропеновая) C₁₇H₃₃COOH (олеиновая 1 «=» связь). C₁₇H₃₁COOH (линолевая 2 «=» связи) C₁₇H₂₉COOH (линоленовая 3 «=» связи).</p> <p>3. Ароматические: C₆H₅-COOH (бензойная) C₆H₅-CH=CH-COOH (коричная).</p> <p>II. По числу карбоксильных групп:</p> <p>1. Одноосновные: C₂H₅COOH (пропионовая или пропановая).</p> <p>2. Двухосновные: HOOC-COOH или H₂C₂O₄ (щавелевая или этандиовая).</p> <p>3. Многоосновные: HOOC-CH₂C(OH)(COOH)CH₂-COOH (лимонная)</p>
		Предельные одноосновные карбоновые кислоты C_nH_{2n+1}COOH или C_nH_{2n}O₂
4	Представители	<p>HCOOH муравьиная или метановая C₁₅H₃₁COOH пальмитиновая или пентадекановая</p> <p>CH₃COOH уксусная или этановая C₁₇H₃₅COOH стеариновая или гептадекановая</p>
5	Получение	<p>I. Окисление: 1. Первичных спиртов: R-CH₂-OH + [O] → R-COOH</p> <p>2. Альдегидов: R-CHO + [O] → R-COOH</p> <p>3. Алканов: 2C₄H₁₀ + 5O₂ → 4CH₃COOH + 2H₂O</p> <p>II. Взаимодействие солей в сильными кислотами: CH₃COONa + H₂SO₄ \xrightarrow{t} CH₃COOH + NaHSO₄</p>
6	Физические свойства	<p>Первые три кислоты (муравьиная, уксусная, пропионовая) – жидкости, хорошо растворимые в воде. Следующие представители – маслянистые жидкости, слабо растворимые в воде. Кислоты, начиная с капроновой C₉H₁₉COOH, – твердые вещества, нерастворимые в воде, но растворимые в спирте, эфире.</p> <p>Жидкие кислоты имеют своеобразный запах. Твердые кислоты запаха не имеют. Благодаря наличию водородных связей карбоновые кислоты имеют самые высокие температуры кипения и плавления по сравнению с углеводородами, альдегидами и спиртами.</p>
7	Химические свойства	<p>I. Общие свойства кислот:</p> <p>1. Диссоциация кислот: R - COOH ⇌ R - COO⁻ + H⁺</p> <p>2. С металлами: Ca + 2CH₃COOH → H₂↑ + (CH₃COO)₂Ca ацетат кальция</p> <p>3. С основными оксидами: CaO + 2CH₃COOH → (CH₃COO)₂Ca + H₂O</p> <p>4. С основаниями: Ca(OH)₂ + 2CH₃COOH → (CH₃COO)₂Ca + 2H₂O</p>



5. С солями более слабых кислот: $\text{CaCO}_3 + 2\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$



II. Реакция этерификации: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ этиловый эфир уксусной кислоты (этилацетат)

8

Применение

1. Муравьиная кислота HCOOH применяется в текстильной промышленности для протрав при крашении шерстяных и х/б тканей, для декальцинации кож перед дублением, в виноделии для дезинфекции бочек, в медицине.

2. Уксусная кислота CH_3COOH применяется в текстильной промышленности для получения ацетатного волокна, х/б тканей, в кожевенном производстве, парфюмерии, медицине, при изготовлении пластмасс, в органическом синтезе.

3. Высшие карбоновые кислоты – пальмитиновая, стеариновая, линолевая $\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$ и линоленовая $\text{C}_{17}\text{H}_{29}\text{COOH}$ кислоты и другие в виде сложных эфиров содержатся во всех растительных и животных жирах, используются для производства свечей, в производстве резины, линолеума, смазочных масел, олифы, лакокрасочных изделий.

Мыла

1

Определение

Мыла – это натриевые и калиевые соли высших карбоновых кислот (стеариновой $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$, пальмитиновой $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$, миристиновой $\text{C}_{13}\text{H}_{27}\text{COOH}$, лауриновой $\text{C}_{11}\text{H}_{23}\text{COOH}$ и олеиновой $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$).

2

Общая формула

R -COONa или R - COOK

3

Классификация

В зависимости от вида металла мыла делятся на два вида:

1. Натриевые: $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ (стеарат натрия), $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COONa}$ (пальмитат натрия)

2. Калиевые: $\text{C}_{13}\text{H}_{27}\text{COOK}$ (миристат калия), $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOK}$ (олеат калия)

4

Получение

1. Щелочной гидролиз жиров (реакция омыления):

$$\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{-COO-C}_{15}\text{H}_{31} \\ | \\ \text{CH -COO-C}_{15}\text{H}_{31} \\ | \\ \text{CH}_2\text{-COO-C}_{15}\text{H}_{31} \end{array} + 3\text{NaOH} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2\text{-OH} \\ | \\ \text{CH -OH} \\ | \\ \text{CH}_2\text{-OH} \end{array} + 3\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COONa}$$

жир (трипальмитин) глицерин пальмитат натрия (мыло)

2. Из высших углеводородов нефти – парафина. Сначала его окисляют до карбоновых кислот, а затем действуют содой Na_2CO_3 и переводят их в натриевую соль: $2\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

5

Физические свойства

Натриевые соли – твердые вещества, **калиевые соли** – жидкие, хорошо растворимые в воде, обладающие моющим действием.

Причины моющего действия мыла:

1. При гидролизе мыла образуется щелочь, которая растворяет жир.

		<p>2. При гидролизе мыла образуется жирная кислота, которая является поверхностно-активным веществом.</p> <p>3. Мыла понижают поверхностное натяжение воды в два раза и мыльная вода лучше проникает в поры тканей.</p> <p>В жёсткой воде (содержащей растворимые соли Ca и Mg) теряется моющая способность, т.к. образуются нерастворимые соли высших карбоновых кислот кальция и магния: $2C_{15}H_{31}-COONa + Ca(HCO_3)_2 \rightarrow (C_{17}H_{35}-COO)_2Ca + 2NaHCO_3$</p>
6	Химические свойства	<p>Гидролиз (мыла – соли слабой кислоты и сильного основания гидролизуются с образованием щелочи):</p> $C_{15}H_{31}-COONa + H_2O \rightarrow C_{15}H_{31}-COOH + NaOH$ $C_{15}H_{31}-COO^- + Na^+ + H_2O \rightarrow C_{15}H_{31}-COOH + Na^+ + OH^-$ $C_{15}H_{31}-COO^- + H_2O \rightarrow C_{15}H_{31}-COOH + OH^- \text{ (среда щелочная } pH > 7)$
7	Применение	<p>1. Косметические средства и средства бытовой химии.</p> <p>2. Хромовые, железные, свинцовые, кобальтовые, никелевые мыла – ускорители высыхания лакокрасочных материалов на основе растительных масел (сиккативы).</p> <p>3. Алюминиевые – загустители смазок, наполнители резины, добавки к лакам, краскам, в производстве брезента.</p>
	Признаки	Синтетические моющие средства (СМС)
1	Определение	Синтетическими моющими средствами называются соли эфиров серной кислоты с высшими спиртами.
2	Общая формула	$R-OSO_3^- X^+$, где R – предельный углеводородный радикал содержащий 8–18 атомов углерода, X – катион Na^+ , K^+ или NH_4^+
3	Получение	<p>В основе образования СМС лежит процесс этерификации серной кислоты с высшими спиртами. Полученный эфир подвергается нейтрализации щёлочью:</p> $ROH + H_2SO_4 = R-OSO_2OH + H_2O; \quad R-OSO_2OH + NaOH = R-OSO_2ONa + H_2O$
4	Общая характеристика	<p>Синтетические моющие средства (СМС) – это высокоэффективные моющие препараты, содержащие в своей основе от 10 до 40% поверхностно-активных веществ, а также различные добавки, повышающие моющую способность средства. Моющие средства являются продуктами повседневного использования человеком. Моющие средства должны быть многофункциональны. СМС должны обеспечивать не только чистоту, но и обладать отбеливающими, дезинфицирующими свойствами, оказывать мягкое воздействие на кожу человека, придавать красоту, аромат, оказывать лечебное действие и т.д. При этом они не должны нарушать экологических требований, важнейшим из которых является биоразлагаемость ПАВ, входящих в состав моющих средств.</p>
5	Преимущества	<p>1. Обладают высокой моющей способностью. Поскольку молекулы синтетических моющих средств образованы сильной кислотой и сильным основанием, они не подвергаются гидролизу. Следовательно, их растворы нейтральны.</p> <p>2. Сохраняют моющее действие в жёсткой и морской воде. При взаимодействии СМС с ионами кальция и магния образуются растворимые соли, благодаря этому СМС не теряют своего моющего действия ни в жёсткой, ни в морской воде.</p> <p>3. Небольшой расход по сравнению с обычными мылами. Молекулы СМС не связывают в растворах ионы кальция и магния. Благодаря этому их расход на 25% меньше, чем у обычного мыла.</p>
6	Недостатки	Загрязнение окружающей среды. Молекулы СМС устойчивы и трудно поддаются биоразложению.

Таблица 26. СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ И ЖИРЫ



№ п/п	Параметры	Характеристика	
		Сложные эфиры	Жиры
1	Функциональная группа (ФГ)	Сложноэфирная группа – COO -	
2	Общая формула	R ₁ – COO – R ₂	
3	Определение	Сложные эфиры – это производные карбоновых кислот, в молекулах которых атом водорода гидроксильной группы замещён на углеводородный радикал.	Жиры – это сложные эфиры трехатомного спирта глицерина и высших карбоновых кислот.
4	Представители	H-COO-CH₃ метилформиат (метилвый эфир муравьиной кислоты) CH₃-COO-C₂H₅ этилацетат (этиловый эфир уксусной кислоты)	<div><div>CH₂-COO-C₁₅H₃₁ CH - COO-C₁₅H₃₁ CH₂-COO-C₁₅H₃₁ трипальмитин</div><div>CH₂-COO-C₁₇H₃₃ CH - COO-C₁₅H₃₁ CH₂-COO-C₁₇H₃₅ олеопальмитостеарин</div></div>
5	Получение	Реакция этерификации – это взаимодействие карбоновой кислоты и спирта в присутствии концентрированной серной кислоты: <div>H₂SO₄</div> R₁-COOH + R₂-OH → R₁ – COO – R₂ + H₂O	1. Вытапливание – нагревание животных тканей. 2. Отжимание – прессование нагретых растительных семян под давлением. 3. Экстрагирование – растворение жиров в растворителях с последующим их извлечением.
6	Физические свойства	Бесцветные жидкости, легче воды, с приятным ароматом плодов, ягод и фруктов, плохо растворимы в воде, хорошо растворимы в органических растворителях, кипят при более низких температурах, чем исходные карбоновые кислоты.	Жидкие, мазеобразные или твердые вещества; легкоплавкие, нерастворимы в воде, хорошо растворимы в неполярных растворителях (ацетоне, бензине), плохо – в низших спиртах. Не имеют точки плавления, плавятся в интервале температур, т. к. являются смесями разных молекул. Плотность < 1 г/мл.
7	Химические свойства	Гидролиз сложных эфиров: 1. Водный гидролиз: R ₁ – COO – R ₂ + H ₂ O → R ₁ -COOH + R ₂ -OH <div>H-COO-CH₃ + H₂O → H-COOH + CH₃-OH муравьиная к-та метанол</div>	1. Водный гидролиз жиров: <div><div>CH₂-COO-C₁₅H₃₁ CH - COO-C₁₅H₃₁ CH₂-COO-C₁₅H₃₁ трипальмитин</div><div>+ 3H₂O →</div><div><div>CH₂-OH CH -OH CH₂-OH глицерин</div><div>+ 3C₁₅H₃₁-COOH пальмитиновая к-та</div></div></div>

		<p>2. Щелочной гидролиз (реакция омыления): $R_1 - \text{COO} - R_2 + \text{NaOH} \rightarrow R_1 - \text{COONa} + R_2 - \text{OH}$</p> <p>$\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{C}_2\text{H}_5 + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{COONa} + \text{C}_2\text{H}_5 - \text{OH}$ ацетат натрия этанол</p>	<p>2. Щелочной гидролиз (реакция омыления) жиров:</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{COO} - \text{C}_{15}\text{H}_{31} \\ \\ \text{CH} - \text{COO} - \text{C}_{15}\text{H}_{31} \\ \\ \text{CH}_2 - \text{COO} - \text{C}_{15}\text{H}_{31} \end{array} + 3\text{NaOH} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{OH} \\ \\ \text{CH} - \text{OH} \\ \\ \text{CH}_2 - \text{OH} \end{array} + 3\text{C}_{15}\text{H}_{31} - \text{COONa}$ <p style="text-align: center;">глицерин пальмитат натрия</p> <p>3. Гидрирование непредельных жиров:</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{COO} - \text{C}_{17}\text{H}_{33} \\ \\ \text{CH} - \text{COO} - \text{C}_{17}\text{H}_{33} \\ \\ \text{CH}_2 - \text{COO} - \text{C}_{17}\text{H}_{33} \end{array} + 3\text{H}_2 \xrightarrow{\text{т,р}} \begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{COO} - \text{C}_{17}\text{H}_{35} \\ \\ \text{CH} - \text{COO} - \text{C}_{17}\text{H}_{35} \\ \\ \text{CH}_2 - \text{COO} - \text{C}_{17}\text{H}_{35} \end{array}$ <p style="text-align: center;">триолеин тристеарин</p>
8	Применение	<p>1. Растворители; 2. В производстве пластмасс; 3. В производстве искусственных фруктовых эссенций и парфюмерных изделий: H-COO-C₂H₅ – запах рома H-COO-C₅H₁₁ – запах вишни CH₃-COO-C₅H₁₁ – запах груши C₃H₇-COO-C₂H₅ – запах абрикосов C₃H₇-COO-C₄H₉ – запах ананасов</p>	<p>1. Продукты питания – пищевые жиры: сливочное масло, растительное масло, маргарин, майонез, кулинарные жиры; 2. Источники витаминов: А, D, Е; 3. В медицине и парфюмерии; 4. В кожевенной промышленности; 5. Лакокрасочной промышленности; 6. В производстве мыла, глицерина, олифы.</p>

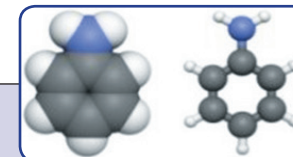
Таблица 27. УГЛЕВОДЫ И ИХ КЛАССИФИКАЦИЯ. ГЛЮКОЗА



№ п/п	Параметры	Характеристика		
1	Определение	Углеводы (сахара́, сахары́ды) – это вещества с общей формулой $C_n(H_2O)_m$, где n и $m \geq 3$		
2	Классификация	По строению углеводы делятся на 3 вида: 1. Моносахариды (монозы) – простейшие углеводы не гидролизуются. 2. Дисахариды (биозы) – гидролизуются с образованием 2 молекул моносахаридов. 3. Полисахариды (полиозы) – гидролизуются с образованием большого числа молекул моносахаридов.		
		Моносахариды	Дисахариды	Полисахариды
3	Представители	В зависимости от числа атомов углерода различают: триозы, тетрозы, пентозы, гексозы . Наибольшее значение имеют гексозы – фруктоза и глюкоза .	Общая формула дисахаридов $C_{12}H_{22}O_{11}$ 1. Сахароза – свекловичный или тростниковый сахар 2. Лактоза – молочный сахар 3. Мальтоза – солодовый сахар	Общая формула полисахаридов $(C_6H_{10}O_5)_n$ 1. Крахмал 2. Целлюлоза (клетчатка) 3. Гликоген (животный крахмал находится в печени и мускулатуре)
4	Строение	Фруктоза или фруктовый сахар – $C_6H_{12}O_6$ – кетонспирт. Глюкоза или виноградный сахар – $C_6H_{12}O_6$ – альдегидспирт.	Сахароза состоит из остатков глюкозы и фруктозы. Лактоза состоит из остатков глюкозы и галактозы. Мальтоза состоит из двух остатков α – глюкозы.	Крахмал состоит из двух полисахаридов: амилозы (10–20%) и амилопектина (80–90%). Молекулы амилозы линейные, состоят из остатков α -глюкозы, $n \div 200–900$. Молекулы амилопектина разветвленные, остатков α -глюкозы $(n) \div 600–6000$.
5	Получение	В результате фотосинтеза: $6CO_2 + 6H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2 - 2816 \text{ кДж}$	В результате фотосинтеза: $xCO_2 + yH_2O \rightarrow C_x(H_2O)_y + xO_2 - Q$	Молекулы целлюлозы состоят из остатков β -глюкозы, имеют линейное строение, $n \div 1800–10000$. Молекулы гликогена состоят из остатков α -глюкозы, но n – больше, чем в крахмале.
6	Физические свойства	Белые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде, сладкие на вкус, легко образуют сиропы, в спирте растворяются плохо, в эфире не растворяются.	Сахароза – белое кристаллическое вещество, растворимое в воде, сладкое на вкус, гигроскопичное. Лактоза – кристаллическое вещество, плохо растворимое в воде, менее сладкое, чем сахароза, не гигроскопичное.	Крахмал – белый аморфный порошок. В воде не растворяется, но в горячей воде набухает, образуя крахмальный клейстер. Целлюлоза – волокнистое вещество без цвета и запаха, механически очень прочное. Гликоген – белый аморфный порошок, растворимый в воде и легко набухающий.

7	Химические свойства	<p>1. Реакция «серебряного зеркала»: $\text{CH}_2\text{OH}-(\text{CHOH})_4-\text{CHO} + \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_2\text{OH}-(\text{CHOH})_4-\text{COOH} + 2\text{Ag}\downarrow$ глюконовая кислота</p> <p>2. Восстановление (гидрирование): $\text{CH}_2\text{OH}-(\text{CHOH})_4-\text{CHO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{OH}-(\text{CHOH})_4-\text{CH}_2\text{OH}$ шестиатомный спирт – сорбит</p> <p>3. Брожение глюкозы: а) Спиртовое брожение: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CO}_2\uparrow$ этиловый спирт б) Молочнокислое брожение: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2\text{CH}_3-\text{CHOH}-\text{COOH}$ молочная к-та</p>	<p>Гидролиз дисахаридов протекает в кислой среде с образованием 2 молекул моносахаридов:</p> $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+, t^\circ\text{C}} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ <p>Гидролиз сахарозы называется инверсией:</p> $\text{сахароза} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+, t^\circ\text{C}} \underbrace{\text{глюкоза} + \text{фруктоза}}_{\text{инвертный сахар}}$	<p>1. Крахмал – химически малоактивное вещество, с йодом дает сине-фиолетовое окрашивание.</p> <p>2. Гидролиз крахмала: Крахмал → декстрины → мальтоза → α-глюкоза</p> <p>3. Гидролиз целлюлозы: Целлюлоза → β-глюкоза</p> <p>4. Целлюлоза вступает в реакции этерификации с азотной и уксусной кислотами: $(\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_2(\text{OH})_3)_n + 3n\text{HNO}_3 \rightarrow (\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_2(\text{ONO}_2)_3)_n + 3n\text{H}_2\text{O}$ тринитрат целлюлозы (нитроклетчатка)</p>
8	Применение	<p>Глюкоза – пищевой продукт, лечебный препарат – универсальное антиоксидантное средство.</p> <p>Фруктоза – пищевой продукт.</p>	<p>Сахароза – важный пищевой продукт.</p> <p>Инвертный сахар задерживает кристаллизацию сахарозы (в кондитерском производстве, при варке варенья, приготовлении помадки).</p> <p>Лактоза – важное питательное вещество, применяется в диетическом питании и в производстве лекарств.</p> <p>Мальтоза образуется при производстве вина и пива.</p>	<p>Крахмал – как питательное вещество используют в кулинарии; перерабатывают в патоку – густую сиропобразную массу, которая используется для производства мармелада, конфет, джемов и варенья; в медицине для приготовления мазей, таблеток.</p> <p>Целлюлоза применяется: в деревообрабатывающей промышленности; для получения бумаги; в текстильной промышленности; в производстве этилового спирта, синтетических волокон, пластмасс.</p>

Таблица 28. АМИНЫ



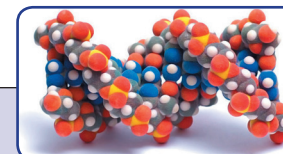
№ п/п	Параметры	Характеристика
1	Определение	Амины – это производные аммиака, в молекулах которого 1, 2 или 3 атома водорода замещены на углеводородные радикалы.
2	Функциональная группа (ФГ)	$-\text{NH}_2$ первичная аминогруппа, $=\text{NH}$ вторичная аминогруппа, $\equiv\text{N}$ третичная аминогруппа
3	Общая формула	Первичных аминов RNH_2 вторичных аминов R_1NHR_2 третичных аминов $\text{R}_1\text{R}_2\text{R}_3\text{N}$
4	Первые представители	CH_3NH_2 метиламин $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ триметиламин $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ диметиламин $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ фениламин (анилин)
5	Классификация	<p>I. От числа радикалов у атома азота:</p> <ol style="list-style-type: none"> Первичные CH_3NH_2 Вторичные $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ Третичные $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ <p>II. От природы УВ радикала:</p> <ol style="list-style-type: none"> Алифатические $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ Ароматические $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$
6	Изомерия	Структурная: изомерия углеродного скелета
7	Получение	<p>1. Восстановление нитросоединений водородом (реакция Зинина): $\text{R} - \text{NO}_2 + 6\text{H} \rightarrow \text{R} - \text{NH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>2. Галогеналканы с аммиаком: $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{NH}_4\text{Cl}$ хлорбензол анилин</p>
8	Физические свойства	Простейшие представители алифатических аминов – газы или легкокипящие жидкости с запахом аммиака, хорошо растворимые в воде. Анилин (ароматический амин) – маслянистая жидкость, плохо растворимая в воде, $t_{\text{кип}} = 184^\circ\text{C}$.
9	Химические свойства	<p>1. Горение: $4\text{CH}_3\text{NH}_2 + 9\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O} + 2\text{N}_2$</p> <p>2. С водой: $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{NH}_3\text{OH}$ гидроксид метиламмония</p> <p>3. С кислотами: $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ хлорид метиламмония</p> <p>4. Анилин с бромом: $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + 3\text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_2\text{Br}_3\text{NH}_2 + 3\text{HBr}$ 2,4,6 – триброманилин</p> <div style="text-align: center;"> </div>
10	Применение	<p>1. Анилин $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ применяют для получения: красителей, фармацевтических препаратов, пластмасс, взрывчатых веществ.</p> <p>2. Фенилэтиламин $\text{C}_6\text{H}_5\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}$ стимулирует нервную систему и повышает настроение (содержится в шоколаде).</p>

Таблица 29. АМИНОКИСЛОТЫ



№ п/п	Параметры	Характеристика
1	Определение	Аминокислоты – это органические вещества, в состав которых входят две функциональные группы: аминогруппа - NH_2 и карбоксильная группа - COOH .
2	Общая формула α -аминокислот	$\text{R-CH(NH}_2\text{)-COOH}$
3	Номенклатура	$\text{H}_2\text{N-CH}_2\text{-COOH}$ $\text{CH}_3\text{-CH(NH}_2\text{)-COOH}$ аминоуксусная к-та (глицин) 2 – аминoproпановая к-та
4	Получение	1. При гидролизе белков. 2. При взаимодействии галогенозамещенных кислот с аммиаком: $\text{Cl-CH}_2\text{-COOH} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{N-CH}_2\text{-COOH} + \text{HCl}$ хлоруксусная к-та аминоксусная к-та
5	Физические свойства	Аминокислоты – бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. Многие имеют сладкий вкус (глицин, аланин, триптофан), некоторые горькие (валин, лейцин, тирозин). Температура плавления разных аминокислот лежит в пределах 230–280°C.
6	Химические свойства	1. Образование солей со щелочами и кислотами (амфотерные свойства): а) со щелочами: $\text{H}_2\text{N-CH}_2\text{-COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2\text{N-CH}_2\text{-COONa} + \text{H}_2\text{O}$ аминоуксусная к-та натриевая соль аминоксусной кислоты б) с кислотами: $\text{H}_2\text{N-CH}_2\text{-COOH} + \text{HCl} \rightarrow [\text{H}_3\text{N-CH}_2\text{-COOH}]\text{Cl}$ хлороводородная соль аминоксусной кислоты 2. Образование сложных эфиров – реакция этерификации: $\text{H}_2\text{N-CH}_2\text{-COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{H}_2\text{N-CH}_2\text{-COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ этиловый эфир аминоксусной к-ты 3. Образование пептидов: $\text{H}_2\text{N-CH}_2\text{-COOH} + \text{H}_2\text{N-CH}_2\text{-COOH} \rightarrow \text{H}_2\text{N-CH}_2\text{-CO-NH-CH}_2\text{-COOH} + \text{H}_2\text{O}$
7	Применение	1. α – аминокислоты входят в состав природных соединений – белков. 2. Некоторые аминокислоты используются в качестве белковых обогатителей пищи, для подкормки животных, для приготовления лекарств. 3. ω – аминокaproновая кислота $\text{H}_2\text{N-(CH}_2\text{)}_5\text{-COOH}$ используется в производстве синтетического волокна – капрона.

Таблица 30. БЕЛКИ



№ п/п	Параметры	Характеристика
1	Определение	Белки – это природные полимерные вещества, состоящие из остатков α – аминокислот $R - CH(NH_2) - COOH$. Белки – основное вещество, из которого построены клетки.
2	Структуры белковой молекулы	<p>1. Первичная структура – это полипептидная цепь, состоящая из множества аминокислотных остатков, соединенных пептидными связями $-CO-NH-$ (20 аминокислот могут дать $2,3 \cdot 10^{18}$ изомеров белковых молекул).</p> <p>2. Вторичная структура – это полипептидная цепь, скрученная в спираль; поддерживается водородными связями.</p> <p>3. Третичная структура – это более сложная структура, определяющая конфигурацию макромолекулы белка (в виде глобулы или фибриллы); поддерживается различными связями: дисульфидными ($-S-S-$), солевыми мостиками, гидрофильно-гидрофобными взаимодействиями.</p> <p>4. Четвертичная структура наиболее сложная структура макромолекулы, характерна для некоторых белков (гемоглобина, хлорофилла).</p>
3	Классификация	<ul style="list-style-type: none"> По строению белки делят на: простые (содержат только белковые в-ва) и сложные (содержат и небелковые в-ва – нуклеиновые кислоты, липиды, углеводы). В зависимости от пищевой ценности белки делят на 2 вида: полноценные и неполноценные. В зависимости от растворимости в воде делят на 2 вида: глобулярные (альбумины, глобулины, ферменты, гормоны, антитела, гемоглобин) и фибриллярные (кератин, коллаген, фиброин, эластин).
4	Физические свойства	Белки крайне разнообразны: встречаются жидкие и твердые, некоторые имеют консистенцию вязких жидкостей или студней. Большинство природных белков имеет вид белых аморфных порошков. Растворимость белков различна.
5	Химические свойства	<p>1. Денатурация – это разрушение IV, III и II структур белковой молекулы под действием нагревания, изменения pH, под действием растворителей, кроме воды.</p> <p>2. Гидролиз – это разрушение первичной структуры белка под действием кислот или ферментов с образованием α – аминокислот.</p> <p>3. Цветные реакции – качественные реакции на белки:</p> <p>а) биуретовая реакция (реакция на пептидную группу $(-CO-NH-)$) – действие на белок раствора щелочи и раствора сульфата меди (II), при этом раствор приобретает фиолетовую окраску.</p> <p>б) ксантопротеиновая реакция (для белков содержащих бензольные кольца) – действие концентрированной азотной кислоты с появлением желтого окрашивания.</p>
6	Применение	<p>1. Белки – основной продукт питания. Средняя суточная потребность человека в белке 80–100 г.</p> <p>2. Белки применяют в легкой промышленности: натуральные шелка, шерсть, лен используют в производстве тканей.</p> <p>3. Кожевенная промышленность перерабатывает шкуры животных путем дубления в кожу.</p> <p>4. Из отходов кожевенной и мясной промышленности получают желатин.</p>

Таблица 31. Полимеры. ПЛАСТМАССЫ



№ п/п	Параметры	Характеристика
1	Определение	Высокомолекулярные соединения (полимеры, ВМС) – это соединения, молекулы которых состоят из большого числа повторяющихся звеньев. $M_r > 5000$.
2	Классификация по происхождению	1. Природные – встречаются в природе: белки, крахмал, целлюлоза, каучук; графит, силикаты. 2. Искусственные – получают из природных ВМС, не затрагивая главную цепь: нитроцеллюлоза, резина, ацетатцеллюлоза. 3. Синтетические – получают при помощи реакций полимеризации и поликонденсации низкомолекулярных веществ: полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид, полистирол, фенолформальдегидные смолы, капрон, лавсан.
3	Получение	1. Реакция полимеризации протекает за счет «раскрытия» двойных связей без образования каких-либо продуктов, кроме полимера: $n\text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow (-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; width: 100%;"> этилен полиэтилен </div> $n\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3 \rightarrow (-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-)_n$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; width: 100%;"> пропилен полипропилен </div> $n\text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}_6\text{H}_5 \rightarrow (-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{C}_6\text{H}_5)-)_n$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; width: 100%;"> стирол полистирол </div> 2. Реакция поликонденсации протекает с образованием побочных продуктов – низкомолекулярных веществ (H_2O , HCl , NH_3): В реакциях полимеризации и поликонденсации могут участвовать разные молекулы. Продукты этих реакций называются сополимерами : $n\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + n\text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}_6\text{H}_5 \rightarrow (-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{C}_6\text{H}_5)-\text{CH}_2-)_n$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; width: 100%;"> бутадиен – 1,3 стирол бутадиен-стирольный каучук </div>
4	Строение ВМС	Мономер – низкомолекулярное вещество, из которого получают полимеры: этилен $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ Структурное звено – повторяющийся участок структуры молекулы полимера: $-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$ Степень полимеризации – среднее число звеньев в молекуле полимера n
5	Классификация по строению молекулы	1. Молекулярные полимеры состоят из больших, отдельных линейных или разветвленных молекул (полиэтилен, капрон, лавсан, каучук). Они термопластичны , т. е. при нагревании плавятся, принимают заданную форму и сохраняют ее при затвердевании. 2. Пространственные полимеры представляют собой одну гигантскую молекулу (резина). Они термореактивны , так как получаются в результате реакции «сшивания» отдельных цепей молекулярных полимеров, и при нагревании они не плавятся и не меняют свою форму.
6	Физические свойства	ВМС при нагревании разлагаются при температурах более низких, чем температуры их плавления и кипения. Для ВМС известно два агрегатных состояния – твердое и жидкое. При растворении ВМС сначала происходит их набухание, при этом масса и объем увеличиваются; набухание заканчивается растворением полимера. Хотя так происходит не всегда. Белок (желатин) в холодной воде только набухает, но не растворяется, а в горячей воде растворяется.
7	Применение	1. В электротехнической и радиотехнической промышленности в качестве конструкционных и изоляционных материалов при производстве электродвигателей, трансформаторов, электрических кабелей и проводов, радиоаппаратуры, телевизоров и др. 2. В машиностроении для производства конструкционных элементов машин и механизмов. 3. В строительстве из них изготавливают высококачественные термо-, гидро- и звукоизоляционные материалы, арматуру, санитарно-техническое оборудование и др. 4. В хирургии для сшивания ран применяют «нитки» из шелка, кетгута (тонких полосок из телячьих кишок).

Таблица 32. ХИМИЯ И ЖИЗНЬ



Химия тесно связана с повседневной жизнью человека. Из химических веществ производят ткань, материалы (пластмассы, резину, сплавы), пищевые добавки, лекарства, моющие средства, косметику. Химические соединения присутствуют в пище и участвуют в обмене веществ организма. Существует различные разделы химической науки, изучающие отдельные области применения химии, а также взаимосвязанные с другими естественными науками.

<i>Отрасль промышленности</i>	<i>Описание</i>	<i>Примеры продукции</i>
Фармацевтическая промышленность	Все лекарства содержат химические вещества, благотворно воздействующие на организм человека.	Аспирин, нашатырный спирт, раствор йода.
Косметическая промышленность	Очищающие средства содержат глицерин, щёлочь, ферменты, эфирные масла. В аэрозолях используются сжиженные газы. Сода, соединения фтора и кальция являются главными компонентами зубных паст. Из воска изготавливается губная помада. В краску для волос добавляют металлы, водород.	Зубная паста, крем, шампунь, лаки для волос и ногтей.
Производство бытовой химии	Сульфаты, ПАВ (поверхностно-активные вещества), щёлочь, ферменты, глицерин используются для производства стиральных порошков, мыла, средств для мытья посуды и т. д.	Мыло, чистящие и стиральные порошки, гели.
Энергетическая промышленность	Главным источником топлива являются полезные ископаемые. При переработке нефти, газа, каменного угля выделяются различные фракции веществ, большая часть из которых используется для производства бензина, керосина, дизеля.	Метан, пропан, бензин, керосин, уголь.
Химическая промышленность	Из нефтепродуктов, металлов и неметаллов изготавливают различные предметы быта и материалы. Сплавы металлов используются для изготовления корпусов машин, металлических деталей, инструментов. Металлическое напыление предохраняет предметы от повреждений. Органические соединения используются для изготовления пластмасс, резины, нитей, растворителей и т. д.	Бронза, чугун, сталь, пластмассы, каучуки, синтетическая ткань, клей, лаки, краски
Пищевая промышленность	Энергия, которую получает человек вместе с пищей, это тоже химия. В процессе пищеварения сложные вещества расщепляются на более простые, из которых синтезируются белки, жиры, углеводы, необходимые человеческому организму. Еда включает химические соединения растительного и животного происхождения. Для улучшения вкуса, продления срока хранения, поддержания цвета используются химические консерванты, стабилизаторы, красители.	Уксус, пищевая сода, пищевые добавки, консерванты, лимонная кислота, сложные эфиры (ароматизаторы).

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																	
	A	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII	XIII	XIV
1	(H)																	
2	Li Литий	Be Бериллий	B Бор	C Углерод	N Азот	O Кислород	F Фтор	Ne Неон										
3	Na Натрий	Mg Магний	Al Алюминий	Si Кремний	P Фосфор	S Сера	Cl Хлор	Ar Аргон										
4	K Калий	Ca Кальций	Sc Скандий	Ti Титан	V Ванадий	Cr Хром	Mn Марганец	Fe Железо	Co Кобальт	Ni Никель								
5	Rb Рубидий	Sr Стронций	Y Иттрий	Zr Цирконий	Nb Ниобий	Mo Молибден	Tc Технеций	Ru Рутений	Rh Родий	Pd Палладий								
6	Cs Цезий	Ba Барий	La* Лантан	Hf Гафний	Ta Тантал	W Вольфрам	Re Рений	Os Осмий	Ir Иридий	Pt Платина								
7	Fr Франций	Ra Радий	Ac** Актиний	Rf Резерфордий	Db Дубний	Sg Сиборгий	Bh Борий	Hs Хассий	Mt Мейтнерий									
ФОРМУЛЫ ВЫСШИХ ОКСИДОВ	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄										
ФОРМУЛЫ ЛЕГУЩИХ ВОДОРОДНЫХ СОЕДИНЕНИЙ				RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH											
ЛАНТАНОИДЫ*	Ce Церий	Pr Прозерий	Nd Неодим	Pm Прометий	Sm Самарий	Eu Европий	Gd Гадолиний	Tb Тербий	Dy Диспрозий	Ho Гольмий	Er Эрбий	Tm Туллий	Yb Иттербий	Lu Лютеций				
АКТИНОИДЫ**	Th Торий	Pa Протактиний	U Уран	Np Нептуний	Pu Плутоний	Am Америций	Cm Кюриум	Bk Берклий	Cf Калифорний	Es Эйнштейний	Fm Фермий	Md Менделеев	No Нобелий	Lr Лаврушин				
РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ	Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al,	Be, Mn, Zn, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb,	H ₂ ,	Sb, Cu, Hg, Ag, Pt, Au														

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ И РЕАКЦИЯ ИХ РАСТВОРОВ

	Сильные основания					Слабые основания													
	H ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ag ⁺
ОН ⁻ гидроксид		Р	Р	М	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	-	-
NO ₃ ⁻ нитрат	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
SO ₄ ²⁻ сульфат	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	М
I ⁻ иодид	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	М	-	Н	Н
Br ⁻ бромид	Р	Р	Р	Р	Р	Р		Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н
Cl ⁻ хлорид	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н
SO ₃ ²⁻ сульфит	Р↑	Р	М	М	Р	Р	М	-	Н	М	-	М	-	Н	Н	Н	-	-	М
PO ₄ ³⁻ фосфат	Р	Р	Н	Н	Р	-	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH ₃ COO ⁻ ацетат	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CO ₃ ²⁻ карбонат	Р↑	Р	Н	Н	Р	Р	М	-	Н	Н	-	Н	-	Н	Н	Н	-	-	М
S ²⁻ сульфид	Р	Р	-	Р	Р	Р	-	-	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SiO ₃ ²⁻ силикат	Н	Р	Н	Н	Р	-	Н	-	-	Н	-	Н	-	-	-	Н	-	-	-

Реакция раствора: – кислая – щелочная – нейтральная

ОТНОСИТЕЛЬНЫЕ МОЛЕКУЛЯРНЫЕ МАССЫ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ (ОКРУГЛЁННЫЕ)

		Сильные основания					Слабые основания												
	H ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ag ⁺
ОН ⁻ гидроксид	18	56	171	74	40	35	58	78	89	99	103	90	107	93	93	241	98	235	125
NO ₃ ⁻ нитрат	63	101	261	164	85	80	148	213	179	189	238	180	236	183	183	331	188	325	170
SO ₄ ²⁻ сульфат	98	174	233	136	142	132	120	342	151	161	392	152	400	155	155	303	160	297	310
I ⁻ иодид	128	166	391	294	150	145	278	408	309	319	433	310	366	313	313	461	318	455	235
Br ⁻ бромид	81	119	297	200	103	98	184	267	215	225	292	216	296	219	219	367	224	361	188
Cl ⁻ хлорид	36,5	74,5	208	111	58,5	53,5	95	133,5	126	136	158,5	127	162,5	130	130	278	135	272	143,5
SO ₃ ²⁻ сульфит	82	158	217	120	126	116	104	294	135	145	344	136	352	139	139	287	144	281	296
PO ₄ ³⁻ фосфат	98	212	601	310	164	149	262	122	355	385	147	358	151	367	367	811	382	793	419
CH ₃ COO ⁻ ацетат	60	98	255	158	82	77	142	204	173	183	229	174	233	177	177	325	182	319	167
CO ₃ ²⁻ карбонат	62	138	197	100	106	96	84	234	115	125	284	116	292	298	298	267	124	261	276
S ²⁻ сульфид	34	110	169	72	78	68	56	150	87	97	200	88	208	91	91	239	96	233	248
SiO ₃ ²⁻ силикат	78	154	213	116	122	112	100	282	131	141	332	132	340	135	135	283	140	277	292

ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ ПО ШКАЛЕ ПОЛИНГА

Атом	H	S	Csp ³	I	Csp ²	Br	Cl	N	Csp	O	F
Электроотрицательность	2,1	2,5	2,5	2,6	2,8	2,8	3,0	3,0	3,2	3,5	4,0

СИСТЕМАТИЧЕСКАЯ НОМЕНКЛАТУРА ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Приставка	Корень	Суффикс
<p><u>1) Названия углеводородных радикалов:</u></p> <p>CH₃ – метил- C₂H₅ – этил- C₃H₇ – пропил-</p> <p><u>2) Функциональные группы:</u></p> <p>- F, - Cl, - Br, - I галоген- - NO₂ нитро-</p>	<p>C мет C₂ эт C₃ проп C₄ бут C₅ пент C₆ гекс C₇ гепт C₈ окт C₉ нон C₁₀ дек</p>	<p><u>1) Тип химической связи:</u></p> <p>«—» -ан «=» -ен «≡» -ин</p> <p><u>2) Функциональные группы:</u></p> <p>- OH -ол - CHO -аль - COOH -овая кислота - NH₂ -амин</p>

УГЛЕВОДОРОДЫ

№ п/п	Отличительные признаки	Предельные УВ	Непредельные УВ			Ароматические УВ
		Алканы	Алкены	Алкадиены	Алкины	Арены
1	Общая формула	$C_n H_{2n+2}$	$C_n H_{2n}$	$C_n H_{2n-2}$	$C_n H_{2n-2}$	$C_n H_{2n-6}$
2	Первый представитель	Метан CH_4	Этилен (этен) C_2H_4	Бутадиен (дивинил) C_4H_6	Ацетилен (этин) C_2H_2	Бензол C_6H_6
3	Тип гибридизации	sp^3	sp^2	sp^2	sp	sp^2
4	Связь между атомами С	Одинарная (C-C)	Двойная (C=C)	Две двойные (C=C-C=C)	Тройная (C≡C)	Ароматическая
5	Изомерия	Структурная 1. углеродного скелета $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ бутан $CH_3-CH-CH_3$ $ $ CH_3 2 – метилпропан	I. Структурная 1. углеродного скелета; 2. положения двойной связи; II. пространственная: 1. <i>цис-транс</i> -изомерия	Структурная 1. углеродного скелета; 2. положения двойной связи <i>а) Кумулированные</i> <i>б) Сопряженные</i> <i>в) Изолированные</i> 3. межклассовая (с алкинами)	Структурная 1. углеродного скелета; 2. положения двойной связи; 3. межклассовая с алкадиенами	Структурная 1. числа и строения заместителей 2. положения заместителей (<i>орто</i> -, <i>мета</i> -, <i>пара</i> -)
6	Получение	1. Гидрирование алкенов $C_2H_4 + H_2 \rightarrow C_2H_6$ 2. Реакция Вюрца $2C_2H_5Cl + 2Na \rightarrow C_4H_{10} + 2NaCl$	1. Крекинг алканов $C_6H_{14} \rightarrow C_3H_8 + C_3H_6$ 2. Дегидратация спиртов $C_2H_5OH \rightarrow C_2H_4 + H_2O$ 3. Дегидрирование алканов $C_4H_{10} \rightarrow C_4H_8 + H_2$	1. Дегидрирование алканов $C_4H_{10} \rightarrow C_4H_6 + 2H_2$ 2. Способ Лебедева $2C_2H_5OH \rightarrow C_4H_6 + H_2 + 2H_2O$	1. Гидролиз карбида кальция $CaC_2 + 2H_2O \rightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$ 2. Пиролиз метана $2CH_4 \rightarrow C_2H_2 + 3H_2$	1. Дегидрирование алканов $C_6H_{14} \rightarrow C_6H_6 + 4H_2$ 2. Риформинг (превращение алканов в арены) $C_6H_{14} \rightarrow C_6H_6 + 4H_2$

№ п/п	Отличительные признаки	Предельные УВ	Непредельные УВ			Ароматические УВ
		Алканы	Алкены	Алкадиены	Алкины	Арены
7	Физические свойства	C-C ₄ газы; C ₅ -C ₁₀ жидкости; остальные – твердые вещества	C ₂ -C ₄ газы; C ₅ -C ₁₇ жидкости; остальные – твердые вещества	Бутадиен – газ; Изопрен – жидкость с неприятным запахом	C ₂ -C ₄ газы; C ₅ -C ₆ жидкости; остальные – твердые вещества	Бесцветные жидкости со специфическим запа- хом, в воде нераствори- мы, сами растворители
8	Химические свойства	Малоактивные (↑t, c, p; hν, кат.) 1. Горение $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ 2. Замещение а) галогенирование $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$ б) нитрование (реак- ция Коновалова) $\text{CH}_4 + \text{HONO}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 3. Окисление $2\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CH}_3\text{OH}$ $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{HCHO} + \text{H}_2\text{O}$ 4. Изомеризация $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-CH}_3$	1. Горение $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ 2. Присоединение: а) гидрирование $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$ б) галогенирование $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$ в) гидратация $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ г) гидрогалогенирование $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ 3. Полимеризация $n\text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow (-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$ полиэтилен	1. Горение $2\text{C}_4\text{H}_6 + 11\text{O}_2 \rightarrow 8\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ 2. Присоединение а) гидрирование $\text{C}_4\text{H}_6 + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_4\text{H}_{10}$ б) галогенирование $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + 2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{-CH(Cl)-CH(Cl)-CH}_2\text{Cl}_2$ 3. Полимеризация $n\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 \rightarrow (-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-)_n$	1. Горение $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ 2. Присоединение а) гидрирование $\text{C}_2\text{H}_2 + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$ б) галогенирование $\text{C}_2\text{H}_2 + 2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_4$ в) гидратация (реакция Кучерова) $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHO}$ 3. Тримеризация $3\text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6$ бензол	1. Горение $2\text{C}_6\text{H}_6 + 15\text{O}_2 \rightarrow 12\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ 2. Замещение а) галогенирование $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{FeCl}_3} \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} + \text{HCl}$ б) нитрование $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{HONO}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 3. Присоединение: а) гидрирование $\text{C}_6\text{H}_6 + 3\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}$ б) галогенирование $\text{C}_6\text{H}_6 + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6$ гексахлоран 4. Окисление $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$

№ п/п	Отличительные признаки	Предельные УВ	Непредельные УВ			Ароматические УВ
		Алканы	Алкены	Алкадиены	Алкины	Арены
9	Применение	<p>1. CH_4 – дешевое топливо.</p> <p>2. В органическом синтезе.</p> <p>3. $\text{C}_{18} - \text{C}_{40}$ в производстве: – парафина; – высших карбоновых кислот; – смазочных масел; – свечей; – электроизоляторов; – синтетических моющих средств</p>	<p>1. В органическом синтезе.</p> <p>2. Этилен C_2H_4 ускоряет созревание томатов, лимонов...</p> <p>3. В производстве полимерных материалов:</p> <p>полиэтилена</p> $(-\text{CH}_2 - \text{CH}_2 -)_n$ <p>полипропилена</p> $(-\text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} -)_n$	<p>1. В производстве:</p> <p>а) синтетических каучуков: бутадиеновый</p> $(-\text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 -)_n$ <p>изопреновый</p> $(-\text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{C}} = \text{CH} - \text{CH}_2 -)_n$ <p>б) резины, которая применяется, для:</p> <ul style="list-style-type: none"> – производства шин; – амортизаторов; – шлангов; – уплотнителей; – конвейерных лент; – предметов быта 	<p>1. Автогенная сварка и резка металлов ($t = 3500^\circ\text{C}$)</p> <p>2. В органическом синтезе для получения:</p> <ul style="list-style-type: none"> – уксусного альдегида; – уксусной кислоты; – винилхлорида 	<p>1. Бензол C_6H_6 в органическом синтезе.</p> <p>2. Тoluол $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$ – в производстве взрывчатых веществ, красителей и сахараина.</p> <p>3. Ксилолы $\text{C}_6\text{H}_4(\text{CH}_3)_2$ – хорошие растворители</p> <p>3. Стирол – в производстве пластмасс</p> $(-\text{CH}_2 - \underset{\text{C}_6\text{H}_5}{\text{CH}} -)_n$ <p>полистирол</p>