Министерство просвещения ПМР
ГОУ ДПО «Институт развития образования и повышения квалификации»
ГОУ ВПО «Приднестровский государственный медицинский колледж им. Л. А. Тарасевича»

ХИМИЯ В СХЕМАХ И ТАБЛИЦАХ (на 140 часов)

Учебно-методическое пособие

Тирасполь
2026

ББК 24я723
Х46

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

Составители:
***– Л. П. Кушнир**, преподаватель химии и биологии ГОУ ВПО «ПГМК им. Л. А. Тарасевича»;*
***– О. О. Наумова**, преподаватель химии и профессиональных учебных дисциплин ГОУ ВПО «ПГМК им. Л. А. Тарасевича».*

Химия в схемах и таблицах (на 140 часов): *учеб.-метод. пособие* / сост.: *Л. П. Кушнир, О. О. Наумова*. – Тирасполь:
Х46 ИРОиПК, 2026. – 98 с.

Пособие «Химия в схемах и таблицах» может применяться в аудиторной, самостоятельной и дистанционной работе обучающихся учреждений среднего профессионального образования и общеобразовательных школ, а также служить опорным материалом для учителей и преподавателей при подготовке и проведении занятий.

ББК 24я723

© ГОУ ДПО «ИРОиПК», 2026;
© Кушнир Л. П., Наумова О. О., составление, 2026

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Изучение химии сопряжено с необходимостью усвоения большого объема разнообразной информации – от фундаментальных законов до свойств конкретных веществ. Создание учебно-методического пособия «Химия в схемах и таблицах» обусловлено потребностью в эффективном инструменте для систематизации, структурирования и визуализации этих знаний.

Пособие разработано в соответствии со структурой и содержанием Примерной программы учебной дисциплины «Химия» для организаций профессионального образования, реализующих основные профессиональные образовательные программы начального и среднего профессионального образования, утвержденной приказом Министерства просвещения Приднестровской Молдавской Республики № 1153 от 26.12.2022 г. Учебно-методическое пособие составлено на основании календарно-тематического плана по химии на 140 часов, рассмотренного и рекомендованного к использованию Республиканским методическим объединением преподавателей биологии, химии и географии (протокол № 2 от 15.03.2023 г.).

Цель пособия – предоставить обучающимся и преподавателям компактный справочный материал, который позволит быстро найти, повторить и установить логические связи между ключевыми химическими понятиями и закономерностями.

Учебно-методическое пособие «Химия в схемах и таблицах» является практико-ориентированным справочником.

Весь теоретический материал представлен в виде схем, таблиц и алгоритмов действий. Это максимально упрощает восприятие сложных тем.

Пособие строго структурировано по основным разделам курса химии (общая, неорганическая, органическая) в соответствии с календарно-тематическим планом дисциплины. Такое построение способствует формированию целостного представления о предмете.

Учебно-методическое пособие особенно полезно:

– для быстрого повторения пройденного материала перед контрольными работами или занятиями;

– для визуального сравнения свойств веществ и закономерностей в рамках самостоятельной работы;

– преподаватель может использовать схемы и таблицы пособия в качестве раздаточного или демонстрационного материала для объяснения новых или обобщения изученных тем.

Материал предельно сжат и содержит только ключевую информацию, необходимую для успешной сдачи экзаменов и глубокого понимания предмета.

Применение пособия «Химия в таблицах и схемах» способствует:

– улучшению качества запоминания материала за счет визуального представления;

– повышению скорости поиска необходимой информации;

– развитию навыков логического мышления и умения устанавливать причинно-следственные связи между химическими явлениями и понятиями.

СОДЕРЖАНИЕ

Таблица 1. Химия – наука о веществах. Научные методы исследования химических веществ и превращений 5
Таблица 2. Периодический закон Д. И. Менделеева. Строение атома 6
Таблица 3. Строение вещества 9
Таблица 4. Дисперсные системы 11
Таблица 5. Химические реакции 12
Таблица 6. Растворы 15
Таблица 7. Окислительно-восстановительные реакции 18
Таблица 8. Классификация неорганических веществ 20
Таблица 9. Оксиды 21
Таблица 10. Гидроксиды 25
Таблица 11. Кислоты 27
Таблица 12. Соли 28
Таблица 13. Общая характеристика и способы получения неметаллов 32
Таблица 14. Свойства неметаллов 32
Таблица 15. Водородные соединения неметаллов 33
Таблица 16. Оксиды неметаллов и соответствующие им гидроксиды 35
Таблица 17. Общая характеристика и способы получения металлов 36
Таблица 18. Свойства металлов 37
Таблица 19. Общая характеристика d-элементов. Хром и его соединения 38
Таблица 20. Марганец и его соединения 40
Таблица 21. Железо и его соединения 42
Таблица 22. Медь и серебро 43
Таблица 23. Цинк и ртуть 44
Таблица 24. Предмет органической химии. Теория строения органических соединений 45
Таблица 25. Классификация органических соединений. Типы химической связи и типы реакций в органической химии 47
Таблица 26. Предельные углеводороды. Алканы. Химические свойства алканов 49
Таблица 27. Циклоалканы 51
Таблица 28. Этиленовые углеводороды 53
Таблица 29. Диеновые углеводороды 55
Таблица 30. Ацетиленовые углеводороды 56
Таблица 31. Ароматические углеводороды. Природные источники углеводородов 58
Таблица 32. Спирты 60
Таблица 33. Фенолы 64
Таблица 34. Карбонильные соединения 66
Таблица 35. Карбоновые кислоты 69
Таблица 36. Мыла́ и синтетические моющие средства 71
Таблица 37. Сложные эфиры. Жиры 74
Таблица 38. Моносахариды 76
Таблица 39. Дисахариды. Полисахариды 80
Таблица 40. Амины 82
Таблица 41. Аминокислоты. Белки 85
Таблица 42. Азотсодержащие гетероциклические соединения 89
Таблица 43. Общее понятие о химии высокомолекулярных соединений. Химия и жизнь 91
Приложения 93

Таблица 1. Химия – наука о веществах. Научные методы исследования химических веществ и превращений

Термин	Определение
Основные понятия химии	
ХИМИЯ	Естественная наука, которая изучает вещества, их свойства, состав, структуру, а также превращения, которые с ними происходят, и законы, управляющие этими превращениями
ВЕЩЕСТВО	Это форма существования материи, обладающая массой покоя
	Простые вещества: состоят из атомов одного химического элемента (например, кислород O_2, железо Fe)
	Сложные вещества (соединения): состоят из атомов разных химических элементов, соединенных в определенной пропорции (например, вода H_2O, углекислый газ CO_2)
ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ	Совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра. Каждый элемент обозначается символом из **Периодической таблицы Д. И. Менделеева**
АТОМ	Мельчайшая, химически неделимая частица элемента. Атом состоит из ядра (протоны и нейтроны) и электронов, движущихся вокруг него
МОЛЕКУЛА	Наименьшая частица вещества, сохраняющая его химические свойства. Молекула состоит из двух или более атомов, связанных между собой **химическими связями**
ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ	Процесс, при котором одни вещества (реагенты) превращаются в другие (продукты). В ходе реакции происходит перегруппировка атомов, но сами атомы не исчезают и не появляются. Это ключевой принцип, который лежит в основе законов химии
ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ (ЭО)	Способность атомов притягивать валентные электроны других атомов
ВАЛЕНТНОСТЬ	Число ковалентных химических связей, которые атом образует с другими атомами
СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ (С.О.)	Условный показатель, который характеризует заряд атома в соединении и его поведение в ОВР (окислительно-восстановительной реакции). В простых веществах С.О. всегда равна нулю, в сложных - ее определяют исходя из постоянных степеней окисления у некоторых элементов
МОЛЬ	Единица измерения количества вещества. Один моль любого вещества содержит $6{,}022 \cdot 10^{23}$ частиц (атомов, молекул, ионов). Это число называется **числом Авогадро** (N_A)
МОЛЯРНАЯ МАССА	Масса одного моля вещества. Измеряется в граммах на моль (г/моль). Например, молярная масса воды (H_2O) равна 18 г/моль, так как масса 1 моля водорода – 1 г/моль, а 1 моля кислорода – 16 г/моль ($2 \cdot 1 + 16 = 18$)

Основные законы химии	
Закон сохранения массы (открыт **М. В. Ломоносовым и А. Лавуазье**)	Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции
Закон постоянства состава (открыт **Ж. Прустом**)	Каждое чистое химическое соединение, независимо от способа его получения, имеет один и тот же качественный и количественный состав
Закон кратных отношений (открыт **Д. Дальтоном**)	Если два элемента образуют несколько соединений, то массы одного из них, приходящиеся на одну и ту же массу другого, относятся между собой как небольшие целые числа

Таблица 2. Периодический закон Д. И. Менделеева. Строение атома

Периодический закон	
Историческая формулировка (1869 г.)	**Современная формулировка**
Свойства элементов, а также свойства образуемых ими простых и сложных тел стоят в периодической зависимости от их атомного веса (относительной атомной массы).	Свойства химических элементов, а также формы и свойства образуемых ими простых веществ и соединений, находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов (порядкового номера).

Графическое выражение Периодического закона – Периодическая система Д. И. Менделеева

ПСХЭ Д. И. Менделеева (короткая форма)

	I		II		II		IV		V		VI		VII		VIII		
	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	
1	H 1														He 2		
2	Li 3		Be 4		B 5		C 6		N 7		O 8		F 9		Ne 10		
3	Na 11		Mg 12		Al 13		Si 14		P 15		S 16		Cl 17		Ar 18		
4	K 19		Ca 20		21 Sc		22	Ti	23	V	24	Cr	25	Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni
	29	Cu	30	Zn	Ga 31		Ge	32	As 33		Se 34		Br 35		Kr 36		
5	Rb 37		Sr 38		39 Y		40	Zr	41	Nb	42	Mo	43	Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd
	47	Ag	48	Cd	In 49		Sn	50	Sb 51		Te 52		I 53		Xe 54		
6	Cs 55		Ba 56		57La-Lu		72	Hf	73	Ta	74	W	75	Re	76 Os	77 Ir	78 Pt
	79	Au	80	Hg	Tl 81		Pb	82	Bi 83		Po 84		At 85		Rn 86		
7	Fr 87		Ra 88		89Ac-Lr		104	Rf	105	Db	106	Sg	107	Bh	108 Hs	109 Mt	

Лантаноиды (№ 58–71)													
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	o	Er	Tm	Yb	Lu
Актиноиды (№ 90–103)													
Th	Pa	U	Np	u	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

ГРУППА	ПОДГРУППА	ПЕРИОД

ПСХЭ Д. И. Менделеева (полудлинная форма)

	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B			I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
1	H																	He
2	Li	Be												C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4		Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hn	Mt									

Лантаноиды (№ 58–71)													
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Актиноиды (№ 90–103)													
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Порядковый номер элемента (Z) равен заряду ядра атома (числу протонов) и числу электронов в нейтральном атоме.
Номер периода *(горизонтальный ряд)* равен числу энергетических уровней (электронных слоев) в атоме.
Номер группы *(вертикальный столбец объединяет элементы со сходными химическими свойствами, для главных подгрупп А)* равен числу валентных электронов (электронов на внешнем энергетическом уровне) атомов, которые определяют их химические свойства.

Изменение свойств в периоде (слева направо): – ослабление металлических свойств, усиление неметаллических свойств; – увеличение заряда ядра, уменьшение атомного радиуса, увеличение числа электронов на внешнем уровне, усиление притяжения внешних электронов к ядру	**Изменение свойств в группе (сверху вниз):** – усиление металлических свойств (для главных подгрупп); – увеличение числа энергетических уровней, увеличение атомного радиуса, ослабление связи внешних электронов с ядром

Строение атома

Атом – *это химически неделимая электронейтральная частица, которая состоит из положительно заряженного ядра и движущихся вокруг него отрицательно заряженных электронов.* $^{A}_{Z}Э$	**Ядро** состоит из **протонов** и **нейтронов.** **Атом электронейтрален.** **Число $^{+}_{1}p$ = числу $\bar{e}$**	**Состав ядра:** **A = Z + N,** где A – массовое число (атомная масса); Z – протонное число (число протонов = порядковому номеру); N – число нейтронов

Элементарные частицы атомов

Название частицы	Обозначение	Масса	Заряд
Электрон	$\bar{e}$	≈0	–1
Протон	$^{+}_{1}p$	1	+1
Нейтрон	$^{0}_{1}n$	1	0

Состояние электронов в атоме описывается четырьмя квантовыми числами

Квантовое число	Значение
***n* – главное квантовое число**, может принимать любые целочисленные значения от единицы до бесконечности	Характеризует ***энергетические уровни*** (оболочки), на которых могут располагаться электроны. **Наименьшей энергией обладают электроны первого энергетического уровня, наиболее близкого к ядру. Наибольшее число электронов** на энергетическом уровне определяется по формуле $N = 2n^2$, *где N – максимальное число электронов; n – номер уровня, или главное квантовое число*

***l* – орбитальное (побочное) квантовое число**, может принимать любые целочисленные значения от 0 до (n–1)	Определяет форму орбитали и влияет на энергию и размеры орбиталей. Энергетические подуровни традиционно обозначаются буквами латинского алфавита: l = 0, s-подуровень, s-орбиталь; формы орбиталей: s – сферическая; l = 1, p-подуровень, p-орбиталь; формы орбиталей: p – гантелеобразная; l = 2, d-подуровень, d-орбиталь; формы орбиталей: d – четырехлепестковая «розетка» и «гантель с тором»; l = 3, f-подуровень, f-орбиталь, формы орбиталей: f – шестилепестковая «розетка». **Максимальное число электронов на орбиталях** данного э.у. равно (X_l): $\mathbf{X_l = 2(2l + 1)}$
$\boldsymbol{m_l}$ **– магнитное квантовое число**, может принимать любые целочисленные значения от –l до + l (включая 0)	Определяет ориентацию орбиталей в пространстве. *Каждой атомной орбитали атома соответствует набор из трех квантовых чисел n, l, m_l:* **s** $m_l = 0$ **p** $m_l = -1, 0, +1$ **d** $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ **f** $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$
$\boldsymbol{m_s}$ **– спиновое квантовое число**, принимает значения +1/2 и –1/2	Определяет два возможных направления вращения электрона вокруг оси, совпадающей с направлением движения электрона, по часовой стрелке (такой электрон обозначается символом ↑) и против часовой стрелки (↓)

Совокупность орбиталей с одинаковым значением главного квантового числа называется электронным слоем (уровнем). Совокупность орбиталей с одинаковыми значениями n и L называется подуровнем.

Правила заполнения электронных орбиталей

Принцип/правило	Суть	Наглядность
Правило Клечковского – принцип минимума энергии	Из множества возможных состояний электрона реализуется то, в котором энергия атома минимальна. 1. Из множества свободных орбиталей электрон займет ту, где меньше значение суммы ($n + L$). 2. Из множества свободных орбиталей с одинаковыми значениями сумм ($n + L$) электрон займет ту, где меньше $\boldsymbol{n}$. Электронная формула номер энергетического уровня (электронного слоя) → $1s^1$ ← число электронов тип энергетического подуровня	n 1 2 3 4 5 6 7 8 s → s s s s s s s p p p p p p d d d d d f f f f

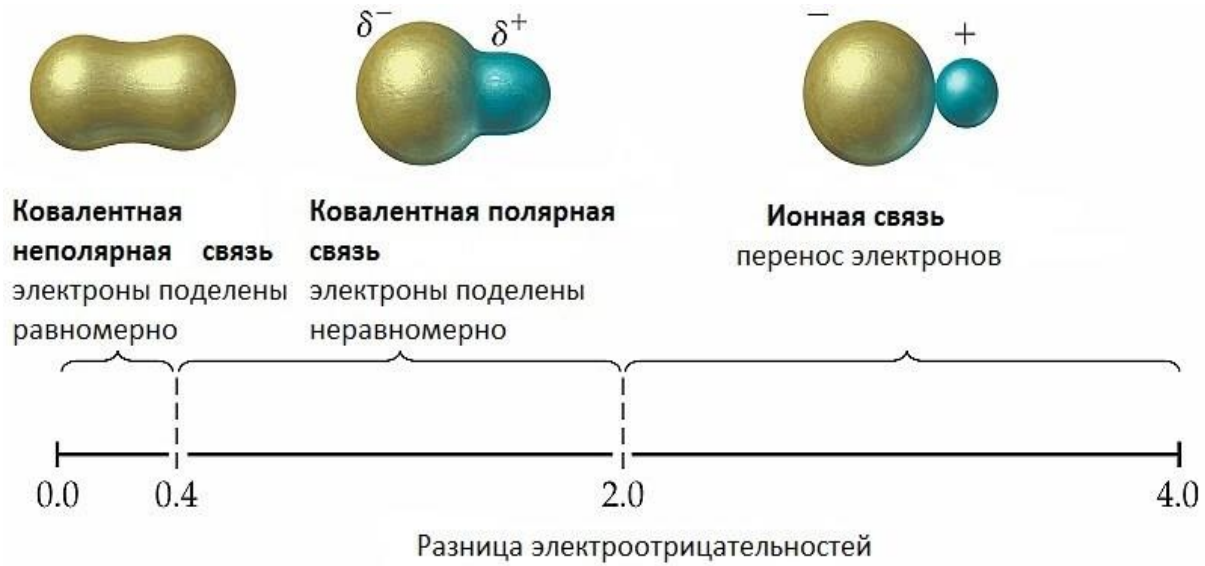
Принцип Паули	В атоме не могут одновременно находиться электроны, состояние которых описывается одинаковыми значениями всех квантовых чисел Следствие: на одной орбитали могут находиться максимум два электрона, у которых значения m_s обязательно различны	[↑↑] **Запрещено**	[↑↓] **Разрешено**
Правило Гунда (Хунда)	При заполнении подуровня модуль суммы спиновых квантовых чисел электронов должен быть максимально возможным	[↑↓][↑][ ] запрещено	[↑][↑][↑] разрешено

Таблица 3. Строение вещества

Химическая связь – все виды взаимодействий между атомами, которые обеспечивают устойчивое существование двух- и многоатомных соединений.

Различают: ***ковалентную, ионную, металлическую, водородную и межмолекулярную***.

Основные типы химической связи				
Ионная	**Ковалентная**		**Металлическая**	**Водородная**
Ионы металлов + неметаллов	Атомы одного неметалла	Атомы двух разных неметаллов	Ионы и атомы металлов	Молекулы
Связь, которая возникает, когда одни атомы почти полностью отдают, а другие присоединяют валентные электроны	*Связь, возникающая за счет образования общих электронных пар*		*Связь, которую осуществляют относительно свободные электроны между ионами металлов в металлической кристаллической решетке*	*Связь между атомами водорода одной молекулы и элементом с высокой ЭО (O, N, F) другой молекулы*
	Неполярная	***Полярная***		
	Связь, между атомами с одинаковой ЭО	*Связь, между атомами, ЭО которых различается незначительно*		
Na^+Cl^-	**$H\cdot + \cdot H \rightarrow H{:}H$**	**$H\cdot + \cdot F \rightarrow H^{\delta+}{:}H^{\delta-}$**		
Твердые кристаллические вещества с высокими температурами плавления, тугоплавкие, малолетучие, не имеющие запаха, часто хорошо растворимые в воде. Вещества с ионной связью образуют ионную кристаллическую решетку	Газообразные, жидкие и твердые вещества	Жидкие и газообразные вещества	Твердые вещества, ковкие, электро- и теплопроводники	Жидкие и твердые вещества. Водородная связь обеспечивает низкомолекулярным веществам способность быть при обычных условиях в жидком агрегатном состоянии (этанол, метанол, вода) или сжижающимися газами (аммиак, фтороводород)
NaF, KCl	**F_2, Br_2, алмаз, графит**	**HF**	**Na, Al, Cu, сплавы**	**HF, H_2O, спирты**



Параметры сравнения	Тип кристаллической решетки			
	Атомная	**Ионная**	**Молекулярная**	**Металлическая**
Вид частиц в узлах кристаллической решетки	Атомы	Катионы, анионы	Молекулы	Атом – ионы
Химическая связь между частицами	Ковалентная	Ионная	Водородная	Металлическая
Прочность связи	Очень прочная	Прочная	Слабая	Разной прочности
Отличительные свойства веществ	Твердые тугоплавкие, нелетучие, нерастворимые в воде	Твердые тугоплавкие, нелетучие, растворимы в воде (многие)	Хрупкие, легкоплавкие, при обычных условиях часто – жидкости или газы	Металлический блеск, хорошие электро- и теплопроводность, ковкость, пластичность
Примеры	Кремний, алмаз	Соли, основания	Йод, лед, «сухой лед»	Медь, железо, золото

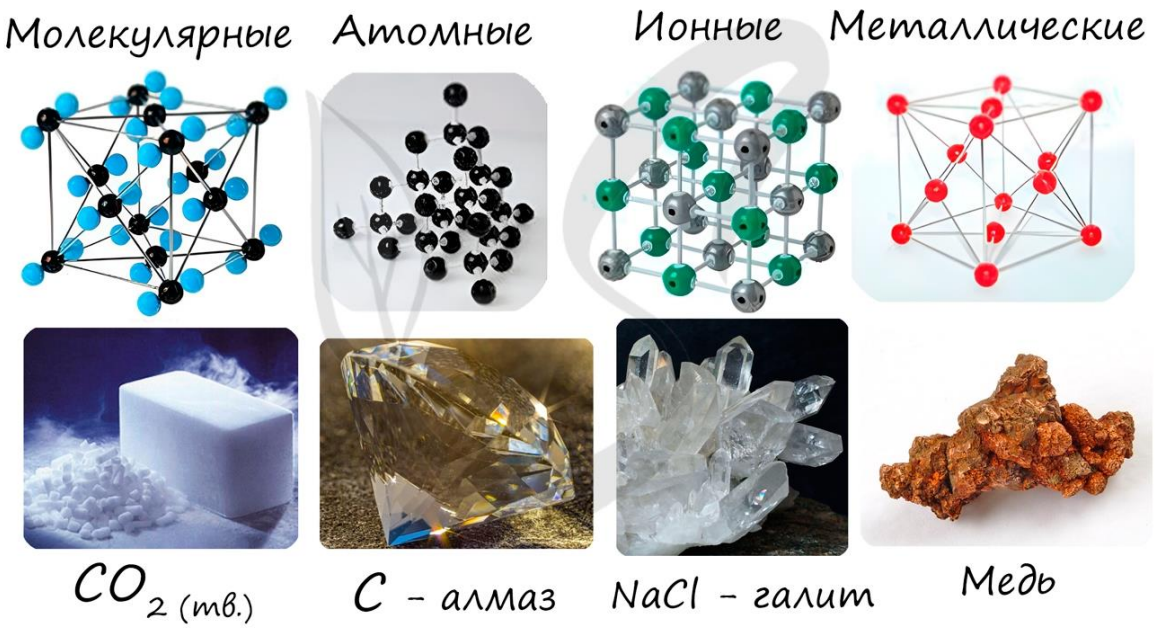


Таблица 4. Дисперсные системы

Понятие	Определение
Дисперсная система	Это гетерогенная (неоднородная) система, состоящая как минимум из двух фаз
Дисперсная фаза	Вещество, которое распределено в объеме другой фазы в виде мелких частиц (капель, пузырьков, твердых крупинок)
Дисперсионная среда	Вещество, которое окружает частицы дисперсной фазы и в объеме которого они распределены

Классификация дисперсных систем осуществляется по нескольким основным критериям:

1. По размерам частиц дисперсной фазы.

Название системы	Размер частиц	Примеры
Грубодисперсные системы	d > 100 нм (10^{-7} м)	Эмульсии (молоко, масло в воде), суспензии (глина в воде), пены (пена для бритья), порошки
Коллоидно-дисперсные системы	1 нм ≤ d ≤ 100 нм	Золи (краски, туман, дым), некоторые гели, большинство биологических жидкостей
Истинно-дисперсные системы (истинные растворы)	d <1 нм	Растворы сахара, соли в воде, кислоты

2. По агрегатному состоянию компонентов дисперсной системы. Дисперсионная среда и дисперсная фаза могут находиться в любом из трех агрегатных состояний (твердое (Т), жидкое (Ж), газообразное (Г)).

Среда	Фаза	Тип системы	Пример
Ж	**Т**	Суспензия	Глина в воде, суспензии лекарств
Ж	**Ж**	Эмульсия	Молоко, майонез, косметические кремы
Ж	**Г**	Пена	Пивная пена, взбитые сливки
Г	**Т**	Аэрозоль (дым)	Дым, пыль в воздухе
Г	**Ж**	Аэрозоль (туман)	Туман, облака, спреи
Т	**Т**	Твердая суспензия	Цветное стекло, сплавы
Т	**Ж**	Гель/Твердая эмульсия	Опал, масло
Т	**Г**	Твердая пена	Пемза, пенопласт

Коагуляция *– явление слипания коллоидных частиц и выпадение их в осадок, которое наблюдается при нейтрализации зарядов частиц, когда в коллоидный раствор добавляют электролит.*

Гели, или студни, представляющие собой *студенистые осадки, образующиеся при коагуляции золей.* Со временем структура гелей нарушается – из них выделяется вода. Это явление называется ***синерезисом***.

Таблица 5. Химические реакции

Химическая реакция – это процесс превращения одних веществ (реагентов, исходных веществ) в другие (продукты реакции).

1. Классификация химических реакций по числу и составу реагентов и продуктов

Реагенты		Продукты		Тип химической реакции	
Число	**Состав (простые/сложные)**	**Число**	**Состав (простые/сложные)**	**Схема**	**Название**
> 1	Любые	**1**	Сложное	**A + B + C → ABC**	**Соединения**
1	Сложное	**> 1**	Любые	**ABC → A + B + C**	**Разложение**
2	Простое + сложное	**2**	Сложное + простое	**A + BC → AB + C**	**Замещения**
2	Сложное + сложное	**2**	Сложное + сложное	**AB + CD → AD + CB**	**Обмена**

2. Классификация химических реакций по изменению степеней окисления химических элементов

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)	***Не окислительно-восстановительные***
Реакции, идущие с изменением степеней окисления химических элементов. $\mathbf{Na^0} + \underline{\mathbf{H}}^{+}{}_2O^{-2} = \mathbf{Na}^{+}O^{-2}H^{+} + \underline{\mathbf{H}^0{}_2}$	*Реакции, идущие без изменения степеней окисления химических элементов.* $Ca^{+2}C^{+4}O^{-2}{}_3 = Ca^{+2}O^{-2} + C^{+4}O^{-2}{}_2$

3. Классификация химических реакций по тепловому эффекту. Количество выделенной или поглощенной энергии называется **тепловым эффектом (*Q* или Δ*H*)**. ***Уравнения реакций***, в которых указан **тепловой эффект реакции**, называются **термохимическими**.

Экзотермические ($Q > 0$, $\Delta H < 0$)	**Эндотермические ($Q < 0$, $\Delta H > 0$)**
Реакции протекают с ***выделением энергии***. К ним относятся почти все реакции соединения. **Искл.** $N_2 + O_2 = 2NO - Q$; $H_2 + I_2 = 2HI - Q$. Экзотермические реакции, которые протекают с выделением тепла и света, называют *реакциями горения*. Например, $C + O_2 = CO_2 + Q$	*Реакции протекают с* ***поглощением энергии***. К ним относятся почти все реакции разложения. *Например,* $CaCO_3 \rightarrow t^o\ CaO + CO_2\uparrow - Q$

4. Классификация химических реакций по агрегатному состоянию реагирующих веществ (фазовому составу) (наличие или отсутствие поверхности раздела между реагентами).

Гомогенные	**Гетерогенные**
Реакции, в которых реагирующие вещества и продукты реакции находятся в одном агрегатном состоянии. Например, $H_{2(газ)} + Cl_{2(газ)} = 2HCl_{(газ)}$; $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$	*Реакции, в которых реагирующие вещества и продукты реакции находятся в разных агрегатных состояниях.* Например, $Zn_{(тв.)} + 2HCl_{(ж.)} = ZnCl_2 + H_2\uparrow$; $C_{(тв.)} + O_{2(газ)} = CO_2 + Q$

5. Классификация химических реакций по участию катализатора.

Каталитические	**Некаталитические**
Реакции, идущие с участием катализатора. Например, $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2$ (кат. MnO_2)	*Реакции, идущие без участия катализатора.* Например, $CuSO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + Cu(OH)_2\downarrow$

6. По направлению протекания реакции.

Обратимые реакции	**Необратимые**
В данных условиях протекают одновременно в двух противоположных направлениях. Например, $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$	*Протекают в данных условиях только в одном направлении.* Реакции, сопровождающиеся образованием осадка, выделением газа или малодиссоциирующего вещества (воды)

Скорость реакции. Химическое равновесие

Скорость гомогенной реакции	Скорость гетерогенной реакции
υ гомогенной реакции определяется изменением количества вещества в единицу времени в единице объема	υ гетерогенной реакции определяется изменением количества вещества в единицу времени на единице поверхности соприкосновения веществ

Факторы, влияющие на υ (количество соударений частиц и их эффективность)

1. Природа реагирующих веществ: их состав, строение => энергия активации: чем меньше $E_{акт}$, тем больше υ

2. Температура: при повышении t^o на каждые 10º, υ реакции увеличивается в 2–4 раза (правило Вант-Гоффа), а ферментативных реакций в 7–12 раз.
$\boldsymbol{\upsilon_2 = \upsilon_1 \cdot \gamma^{\Delta t/10}}$

3. Концентрация: чем больше, тем чаще происходят соударения частиц и $\upsilon\uparrow$.
При постоянной температуре для реакции $\boldsymbol{mA + nB = C}$ по ***закону действующих масс***: $\boldsymbol{\upsilon = k \cdot C_A^m \cdot C_B^n}$,
где k – константа скорости; C – концентрация (моль/л).
Закон действующих масс: *скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных их коэффициентам в уравнении реакции.*
З.д.м. не учитывает *концентрации реагирующих веществ*, находящихся в **твердом состоянии**, так как они реагируют на поверхности и их концентрации обычно остаются постоянными

4. Катализаторы – вещества, которые изменяют механизм реакции, уменьшают $E_{акт}$ => $\upsilon\uparrow$. **Ингибиторы** – вещества, которые $\downarrow\upsilon$

5. Для гетерогенных реакций υ зависит также от состояния поверхности соприкосновения реагирующих веществ. Растертый в порошок мел гораздо быстрее растворяется в соляной кислоте, чем равный по массе кусочек мела

Химическое равновесие – состояние химической системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной (характерно для обратимых реакций).

Принцип Ле-Шателье (1844 г.): **если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказать внешнее воздействие (изменить t^o, p, C), то равновесие сместится в ту сторону, которая ослабит это воздействие.** Равновесие смещается: **A + B ↔ C+ D**

Показатель	Исходные вещества: A + B	Продукты реакции: C + D
Концентрация (C)	Увеличение реагирующих веществ	В сторону продуктов реакции (прямая реакция)
	В сторону исходных веществ (обратная реакция)	Увеличение продуктов реакции
Давление (P) для газов	При **увеличении P** – в сторону *уменьшения объема*, при **уменьшении P** – в сторону *увеличения объема*, если реакция протекает без изменения числа молекул газообразных веществ, то давление не влияет на равновесие в данной системе	
Температура (T или t^o)	При **увеличении t^o** – равновесие смещается в сторону *эндотермической реакции* (– Q), при **уменьшении** t^o – равновесие смещается в сторону *экзотермической реакции* (+ Q)	
Катализатор	Не смещает равновесие, но ускоряет его достижение	

Таблица 6. Растворы

***Раствор** – это термодинамически устойчивая, гомогенная (однофазная) система переменного состава, состоящая из двух или более компонентов.*

Компоненты раствора: растворяемое вещество, растворитель, продукты их взаимодействия.

Растворитель – преобладающий компонент, агрегатное состояние которого в процессе растворения остается неизменным.

Процесс распада электролитов на ионы при растворении в воде или расплавлении называется **электролитической диссоциацией**.

С. Аррениусом и В. Оствальдом в 1887 г. была предложена теория электролитической диссоциации (ТЭД).

Основные положения теории электролитической диссоциации

1. Электролиты при растворении в воде распадаются (диссоциируют) на ионы – положительные (катионы) и отрицательные (анионы)
2. Под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение: положительно заряженные частицы движутся к катоду, отрицательно заряженные – к аноду. Поэтому *положительно заряженные частицы* называются катионами, а *отрицательно заряженные* – анионами
3. Направленное движение происходит в результате притяжения их противоположно заряженными электродами (катод заряжен *отрицательно*, а анод – *положительно*)
4. Ионизация – *обратимый процесс: параллельно с распадом молекул на ионы (диссоциация) протекает процесс соединения ионов в молекулы (ассоциация)*

Реакциями ионного обмена (РИО) называются реакции, протекающие в водной среде между ионами, а уравнения этих реакций – **ионными уравнениями**.

При составлении ионных уравнений реакций следует руководствоваться следующими **правилами**:

1. Нерастворимые в воде соединения (простые вещества, оксиды, некоторые кислоты, основания и соли) не диссоциируют.
2. В реакциях используют растворы веществ, поэтому даже малорастворимые вещества находятся в растворах в виде ионов.
3. Если малорастворимое вещество образуется в результате реакции, то при записи ионного уравнения его считают нерастворимым.
4. Сумма электрических зарядов ионов в левой и в правой части уравнения должна быть одинаковой

Условия необратимости реакций ионного обмена: 1) образуется осадок; 2) выделяется газ; 3) образуется малодиссоциированное вещество (H_2O).

Среда, в которой концентрация ионов **H^+** *больше концентрации* **OH^-**-*ионов*	*Среда, в которой концентрация ионов* ***H^+*** *равна концентрации* ***OH^-***-*ионов*	*Среда, в которой концентрация ионов* ***H^+*** *меньше концентрации* ***OH^-***-*ионов*
Кислая среда	**Нейтральная среда**	**Щелочная среда**
$[H^+] > [OH^-]$ **$[H^+] > 10^{-7}$ моль/л**	**$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л**	**$[H^+] < [OH^-]$** **$[H^+] < 10^{-7}$ моль/л**

Условия протекания РИО в растворах электролитов *(электролиты – кислоты, основания, амфотерные гидроксиды, соли).*

РЕАГЕНТАМИ являются:					ПРОДУКТЫ, среди которых есть:		
Растворимый электролит	+	Растворимый электролит	→	Газ (обозначается ↑) **H_2S↑** или **$H_2CO_3 \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O$** или **$H_2SO_3 \rightarrow SO_2\uparrow + H_2O$** или **$NH_4OH \rightarrow NH_3\uparrow + H_2O$**	или	Не/малорастворимое в воде вещество (осадок) (обозначается ↓). См. таблицу растворимости в приложении	или	Неэлектролит (H_2O) или электролит более слабый, чем реагенты. Слабые растворимые электролиты: а) основания – NH_4OH ($NH_3 \cdot H_2O$); б) кислоты (в порядке убывания силы): $H_2SO_3 > H_3PO_4 > HF > HNO_2 > H_2CO_3 > H_2S$
или							
Нерастворимое основание/амфотерный гидроксид	+	Растворимая кислота	→				
или							
Нерастворимый карбонат/сульфит	+	Кислота более сильная, чем H_2CO_3/H_2SO_3	→				
или							
Нерастворимый сульфид (кроме Ag_2S, CuS)	+	Кислота более сильная, чем H_2S	→				

Составление уравнений реакций ионного обмена (РИО)

Программа деятельности	Пример выполнения
1. Проверьте, соблюдаются ли 1, 2 и 3 условия протекания РИО	**$Ca\underline{CO_3} + H\underline{Cl} \rightarrow$** нераств. карбонат — кислота более сильная, чем H_2CO_3
2. Составьте формулы продуктов, для этого: а) соедините катионы каждого из реагентов с анионами другого; б) рассчитайте индексы	Реакция обмена, поэтому продукты: а) **Ca^{2+} Cl^- H^+ CO_3^{2-}** б) **$CaCl_2$ H_2CO_3**
3. Проверьте, соблюдается ли п. 4 протек. РИО	**$H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow$** – образуется газ
4. Если все условия соблюдаются, запишите схему реакции, расставьте коэффициенты	Молекулярное уравнение: **$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$**
5. Если необходимо, запишите полное и краткое ионное уравнение: а) при записи **полного ионного уравнения растворимые электролиты** записываются ***в виде ионов*, нерастворимые вещества и неэлектролиты – *в виде молекул***; б) для записи **краткого ионного уравнения** из полного ионного уравнения удаляются те частицы, которые и в левой, и в правой части присутствуют в неизменном виде	**Полное ионное уравнение:** $CaCO_3 + 2H^+ + 2Cl^- \rightarrow Ca^{2+} + 2Cl^- + CO_2\uparrow + H_2O$. **Краткое ионное уравнение:** $CaCO_3 + 2H^+ \rightarrow Ca^{2+} + CO_2\uparrow + H_2O$

Гидролиз – реакция ионного обмена между различными веществами и водой – является частным случаем сольволиза, то есть реакцией обменного разложения растворенного вещества с растворителем.

Факторы, влияющие на гидролиз:

1. Добавление воды (усиливает).
2. Температура (усиливает).
3. Добавление кислоты: а) сильный катион (усилит); б) сильный анион (ослабит).
4. Добавление основания: а) сильный катион (ослабит); б) сильный анион (усилит).

В зависимости от силы кислот и оснований образуемые ими соли делят на четыре типа:

Тип соли	Пример
1. Соли, образованные катионом **сильного** основания и анионом **сильной** кислоты	Na_2SO_4, KNO_3
2. Соли, образованные катионом **сильного** основания и анионом слабой кислоты	Na_2CO_3, CH_3COOK
3. Соли, образованные катионом слабого основания и анионом **сильной** кислотой	$ZnCl_2$, $Cu(NO_3)_2$
4. Соли, образованные катионом слабого основания и анионом слабой кислотой	$(NH_4)_2S$, $(CH_3COO)_2Cu$

Гидролиз идет по **слабому иону**, а **среду** задает **сильный**.

Гидролиз солей (MeAn)	MeAn	Сильное	**Нейтральная среда** **pH ≈ 7**
	HAn	Сильная	
	Гидролиз не протекает		
	MeAn	Сильное	**Щелочная среда** **pH > 7**
	HAn	Слабая	
	Гидролиз по An (аниону), частичный		
	$An^- + HOH \leftrightarrow \mathbf{OH^-} + HAn$ (гидроксид ион и слабая соль)		
	MeAn	Слабое	**Кислая среда** **pH < 7**
	HAn	Сильная	
	Гидролиз по Kt (катиону), частичный		
	$Me^+ + HOH \leftrightarrow \mathbf{H^+} + MeOH$ (ион водорода и слабое основание)		
	MeAn	Слабое	**Нейтральная среда** **pH ≈ 7**
	HAn	Слабая	
	Гидролиз по Kt (катиону) и An (аниону), полный		
	$Me^+ + An^- + HOH = \mathbf{MeOH} + \mathbf{HAn}$ (слабое основание и слабая кислота)		

Таблица 7. Окислительно-восстановительные реакции

ОВР – это химические реакции, протекающие с **изменением степеней окисления** атомов элементов, входящих в состав реагирующих веществ, за счет **перехода электронов** от одного атома к другому.

Основные понятия ОВР

Термин	Определение	Примеры/Характеристики
Степень окисления (С.О.)	**Условный заряд** атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что все связи являются ионными	Обозначается **арабскими цифрами со знаком** (+3, –2). Изменение С.О. – ключевой признак ОВР
Окисление	**Процесс отдачи электронов** атомом, ионом или молекулой	**Степень окисления повышается.** $Mg^0 – 2ē = Mg^{+2}$. Происходит у **восстановителя**
Восстановление	**Процесс присоединения электронов** атомом, ионом или молекулой	**Степень окисления понижается.** $S^{+6} + 2ē = S^{+4}$. Происходит у **окислителя**
Окислитель	**Вещество (или частица), которое принимает электроны** и при этом **восстанавливается**	Имеет атомы, способные принимать электроны. Часто содержит элементы в **высшей** или **положительной** степени окисления (например, $KMn^{+7}O_4$, $HN^{+5}O_3$, $H_2S^{+6}O_{4\,(конц.)}$)
Восстановитель	**Вещество (или частица), которое отдает электроны** и при этом **окисляется**	Имеет атомы, способные отдавать электроны. Часто содержит элементы в **низшей** или **отрицательной** степени окисления (например, Zn^0, H_2S^{-2}, HI^{-})

Алгоритм уравнивания ОВР методом электронного баланса

$$\mathbf{KMnO_4 + HCl \rightarrow KCl + MnCl_2 + Cl_2\uparrow + H_2O}$$

1. Определяют степени окисления всех атомов и атомы, изменившие степень окисления.

$$K\mathbf{Mn}^{+7}O_4 + H\underline{\mathbf{Cl}}^{-1} \rightarrow KCl + \mathbf{Mn}^{+2}Cl_2 + \underline{\mathbf{Cl}}_2{}^0\uparrow + H_2O.$$

2. Составляют схемы процессов окисления и восстановления.

Восстановление $Mn^{+7} + 5ē \rightarrow Mn^{+2}$

Окисление $2Cl^{-1} – 1ē*2 \rightarrow Cl_2{}^0$

3. Записывается число отданных и число принятых электронов, для этих чисел находится наименьшее общее кратное, разделив которое на число отданных и принятых электронов, получаем коэффициенты перед окислителем и восстановителем.

$$\begin{array}{lc|c|c} \mathbf{Mn^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{+2}} & 5 & & \mathbf{2} \\ & & 10 & \\ \mathbf{2Cl^{-1} - 1\bar{e}*2 \rightarrow Cl_2^0} & 2 & & \mathbf{5} \end{array} \qquad \mathbf{2}Mn^{+7} + \mathbf{10}Cl^{-1} \rightarrow \mathbf{2}Mn^{+2} + \mathbf{5}Cl_2^0$$

4. Найденные коэффициенты (основные коэффициенты) проставляются в левую часть уравнения (межмолекулярная ОВР), затем уравнивают элементы, изменившие степень окисления в правой части уравнения.

$$\mathbf{2KMn^{+7}O_4 + 16HCl^{-1} \rightarrow 2KCl + 2Mn^{+2}Cl_2 + 5Cl_2^0 + 8H_2O}$$

5. В последнюю очередь уравнивают атомы H.

6. Для проверки подсчитывают число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения.

Химические источники тока (ХИТ)

ХИТ – это устройства, которые непосредственно преобразуют **химическую энергию** окислительно-восстановительной реакции в **электрическую энергию**.

Типы химических источников тока

Тип ХИТ	Характеристика (принцип действия)	Примеры использования	Возможность перезарядки
Гальванический элемент (батарейка) (первичный ХИТ)	**Необратимая** химическая реакция. После разрядки не подлежит восстановлению	Пульты ДУ, часы, фонарики, игрушки	**Нет** (одноразовые)
Аккумулятор (вторичный ХИТ)	**Обратимая** химическая реакция. Может многократно восстанавливать свои рабочие свойства за счет пропускания тока в обратном направлении (зарядки)	Автомобили, мобильные телефоны, ноутбуки, ИБП (источники бесперебойного питания)	**Да** (многоразовые)
Топливный элемент	Реагенты (топливо и окислитель) **подаются** в него **извне** непрерывно, а продукты реакции удаляются	Энергетические установки, транспорт (например, водородные автомобили), космическая техника	**Не требуется** (работает непрерывно при подводе реагентов)

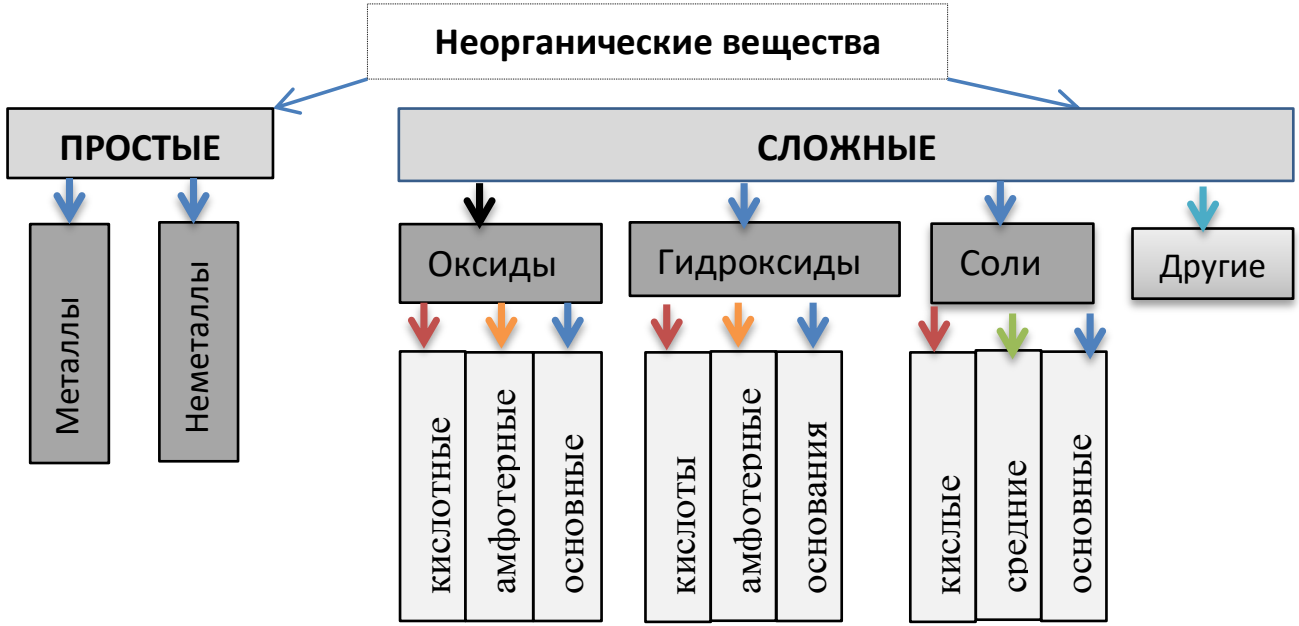
Ключевые отличия:

1. Первичные ХИТ (батарейки): выдают ток до полного исчерпания реагентов (окислителя/восстановителя). Процесс необратим.

2. Вторичные ХИТ (аккумуляторы): способны накапливать электрическую энергию. Процесс разряда/заряда обратим.

3. Топливные элементы: функционируют как электрохимические генераторы, пока подается топливо (например, H_2) и окислитель (например, O_2).

Таблица 8. Классификация неорганических веществ



Простые вещества состоят из атомов одного химического элемента.

По своим свойствам они делятся на:

Класс	Состав	Общие свойства	Примеры
Металлы	Образованы атомами металлов	Проявляют восстановительные (основные) свойства. Твердые, имеют металлический блеск, электропроводны	Na (натрий), Fe (железо), Al (алюминий)
Неметаллы	Образованы атомами неметаллов	Проявляют окислительные (кислотные) свойства, а также восстановительные. Могут быть твердыми, жидкими или газообразными, неэлектропроводны (кроме графита)	O_2 (кислород), Cl_2 (хлор), S (сера)
Благородные газы	Образованы одиночными атомами (в обычных условиях)	Химически инертны (не вступают в реакции)	Ne (неон), Ar (аргон)

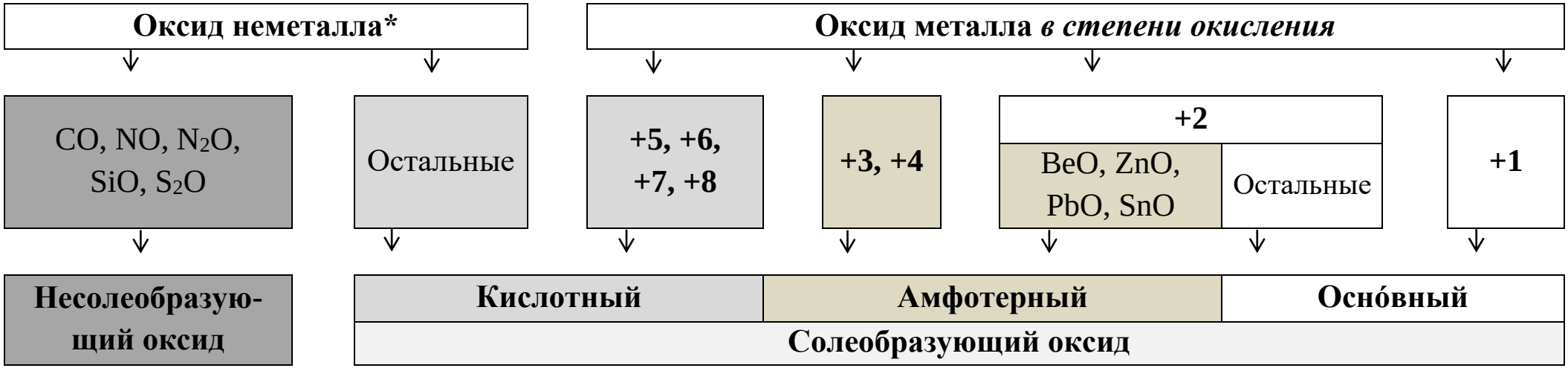
Сложные вещества состоят из атомов двух или более химических элементов. Основные классы сложных неорганических веществ представлены в таблицах 9–12.

Таблица 9. Оксиды

Оксиды – соединения двух элементов, один из которых кислород в степени окисления **–2**.

Общая формула: $Э_xO_y$, где Э – металл (основные, амфотерные или кислотные образуются оксиды) или неметалл (кислотные).

1. Классификация оксидов



** искл. – H_2O (вода), ее часто относят к амфотерным оксидам.*

2. Основные способы получения оксидов

№ п/п	Реагенты	Примеры
1	Простое вещество + O_2	
2	Сложное вещество + O_2	$P_2O_3 + O_2 \xrightarrow{t^o} P_2O_5$ $\quad$ $4NH_3 + 3O_2 \xrightarrow{t^o} 6H_2O + 2N_2\uparrow$ $C_xH_y + O_2 \xrightarrow{t^o} xCO_2\uparrow + 0{,}5yH_2O$ $\quad$ $4FeS + O_2 \xrightarrow{t^o} 2Fe_2O_3 + 8SO_2\uparrow$
3	Металл (в ряду напр. от Al до H_2) + H_2O	
4	Термическое разложение оксидов	$2N_2O_5 \xrightarrow{t^o} 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$ $2Mn_2O_7 \xrightarrow{t^o} 4MnO_2 + 3O_2\uparrow$
5	Термическое разложение оснований/амфотерных гидроксидов	
6	Термическое разложение кислот	
7	Термическое разложение солей	

3. Химические свойства основных оксидов

А. **Осно́вный оксид** + **Вода** = **Щелочь**

С водой взаимодействуют только оксиды щелочных (I A группа) и щелочноземельных (Ca, Sr, Ba) металлов.

$K_2O + H_2O \rightarrow 2KOH$

$MgO + H_2O \neq$

Б. **Осно́вный оксид** + **Кислота** = **Соль** + **Вода**

При избытке многоосновной кислоты образуется кислая соль. При избытке оксида, соответствующего многокислотному основанию, – основная соль. При образовании кислых и основных солей вода может не выделяться или даже поглощаться. Двойные оксиды образуют две соли.

$MgO + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2O$

$Na_2O + H_2S_{(изб.)} \rightarrow 2NaHS + H_2O$

$MgO_{(изб.)} + HCl \rightarrow MgOHCl$

$Fe_3O_4 + 8HCl \rightarrow FeCl_2 + 2FeCl_3 + 4H_2O$

В. **Осно́вный оксид** + **Кислотный/ амфотерный оксид** = **Соль**

Элемент из основного оксида образует катион соли, а из кислотного/амфотерного – анион. Амфотерные оксиды взаимодействуют только с оксидами щелочных/щелочноземельных металлов. Твердые оксиды взаимодействуют при нагревании или сплавлении. Нерастворимые оксиды металлов не реагируют с газообразными кислотными.

$BaO + SiO_2 \xrightarrow{t^o} BaSiO_3$

$K_2O + ZnO \xrightarrow{t^o} K_2ZnO_2$

$FeO + SO_3 \rightarrow FeSO_4$

$FeO + CO_2 \neq$

Г. **Осно́вный оксид** + **Амфотерный гидроксид** = **Соль** + **Вода**

Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов при сплавлении реагируют с амфотерными гидроксидами, которые в этом случае ведут себя как кислоты.

$Na_2O + 2Al(OH)_3 \xrightarrow{t^o} 2NaAlO_2 + 3H_2O$

4. Химические свойства кислотных оксидов

А. **Кислотный оксид** + **Вода** = **Кислота**

С водой взаимодействуют с образованием гидроксидов – кислот, в которых С.О. неметалла сохраняется (искл.: SiO_2 нерастворим в воде).

$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

$SiO_2 + H_2O \neq$

У оксидов NO_2 и ClO_2 нет соответствующих кислотных гидроксидов, при растворении в воде протекает реакция диспропорционирования, в результате которой изменяется С.О. кислотообразующего элемента.

$2NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + HNO_2$ $\quad 3NO_2 + H_2O \xrightarrow{t^o} 2HNO_3 + NO$

$2ClO_2 + H_2O \rightarrow HClO_3 + HClO_2$

$6ClO_2 + 3H_2O \xrightarrow{t^o} 5HClO_3 + HCl$

Б. **Кислотный оксид** + **Основание** = **Соль** + **Вода**

Растворимые кислотные оксиды реагируют с основаниями при **обычных условиях**, *нерастворимые* **при сплавлении** или при взаимодействии **с концентрированными растворами щелочей**.

При ***избытке кислотного оксида***, являющегося ***ангидридом многоосновной кислоты***, образуется *кислая соль*. При ***избытке многокислотного основания*** *– основная.*

$SiO_2 + 2NaOH \xrightarrow{t^o} Na_2SiO_3 + H_2O\uparrow$

$SiO_2 + 2NaOH_{(конц.)} \rightarrow Na_2SiO_3 + H_2O$

$CO_{2(изб.)} + NaOH = NaHCO_3$

$P_2O_{5(изб.)} + 2Ca(OH)_2 \rightarrow 2CaHPO_4 + H_2O$

$P_2O_{5(изб.)} + Ca(OH)_2 + H_2O \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$

$CO_2 + 2Mg(OH)_{2(изб.)} \rightarrow (MgOH)_2CO_3 + H_2O$

$CO_2 + 2Cu(OH)_2 \rightarrow (CuOH)_2CO_3\downarrow + H_2O$

В. **Кислотный оксид** + **Осно́вный/ амфотерный оксид** = **Соль**

Элемент из основного/амфотерного оксида образует катион соли, а из кислотного – анион. Твердые оксиды взаимодействуют при сплавлении. Нерастворимые основные и амфотерные оксиды реагируют только с твердыми и жидкими кислотными оксидами.

$SiO_2 + BaO \xrightarrow{t^o} BaSiO_3$

$P_2O_5 + 3CuO \xrightarrow{t^o} Cu_3(PO_4)_2$

$3SO_3 + Al_2O_3 \xrightarrow{t^o} Al_2(SO_4)_3$

Г. **Кислотный оксид нелетучий** + **Соль** $\xrightarrow{t^o}$ **Соль** + **Кислотный оксид летучий**

Нелетучие кислотные оксиды вытесняют при сплавлении летучие кислотные оксиды из их солей.

$SiO_2 + CaCO_3 \xrightarrow{t^o} CaSiO_3 + CO_2\uparrow$

$P_2O_5 + 3Na_2CO_3 \xrightarrow{t^o} 2Na_3PO_4 + 3CO_2\uparrow$

$3SiO_2 + Ca_3(PO_4)_2 \xrightarrow{t^o} 3CaSiO_3 + P_2O_5$

5. Амфотерные оксиды

Амфотерные оксиды – ***это оксиды металлов в С.О. +3, +4, а также BeO, ZnO, PbO, SnO и некоторые др.*** Амфотерные оксиды могут проявлять и кислотные, и основные свойства в зависимости от веществ, с которыми они взаимодействуют: *с кислотами и кислотными оксидами* они проявляют свойства ***основных***, а с *основаниями и основными оксидами* – свойства ***кислотных***. Часто у амфотерных оксидов основные свойства преобладают над кислотными.

Химические свойства амфотерных оксидов:

1. **Амфотерный оксид** + **Вода** ≠ **Реакция не идет**

Амфотерные оксиды с водой не взаимодействуют.

$Al_2O_3 + H_2O \neq$

2. **Амфотерный оксид** + **Кислота** = **Соль** + **Вода**

При избытке многоосновной кислоты образуется кислая соль. При избытке оксида – основная соль. Двойные оксиды образуют две соли.

$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$

$ZnO_{(изб.)} + HCl \rightarrow ZnOHCl$

$Al_2O_3 + 6H_3PO_{4(изб.)} \rightarrow 2Al(H_2PO_4)_3 + 3H_2O$

$Fe_3O_4 + 8HCl \rightarrow FeCl_2 + 2FeCl_3 + 4H_2O$

3. **Амфотерный оксид** + **Кислотный оксид** = **Соль**

См. свойства кислотных оксидов.

$Al_2O_3 + SO_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3$

4. **Амфотерный оксид** + **Щелочь** = **Соль** + **Вода**

При взаимодействии со щелочами проявляют свойства кислотных оксидов. Состав продуктов реакции зависит от условий протекания реакции – при ***сплавлении*** **– средняя соль и вода**, в ***растворе*** **– комплексная соль**.

$ZnO + 2NaOH_{(тв.)}\ t^o \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O\uparrow$

$ZnO + 2NaOH + H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$

5. **Амфотерный оксид** + **Осно́вный оксид** t^o = **Соль**

См. свойства осно́вных оксидов.

$ZnO + K_2O\ t^o \rightarrow K_2ZnO_2$

6. **Амфотерный оксид** + **Соль** t^o = **Соль** + **Летучий кислотный оксид**

Амфотерные оксиды вытесняют при сплавлении летучие кислотные оксиды из их солей.

$Al_2O_3 + K_2CO_3\ t^o \rightarrow KAlO_2 + CO_2\uparrow$

$Fe_2O_3 + Na_2CO_3\ t^o \rightarrow 2NaFeO_2 + CO_2\uparrow$

Таблица 10. Гидроксиды

Основания – электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид анионов – гидроксид – анионов **OH^-**.

Химические свойства оснований

1. **Растворимое основание** + **Индикатор** → **Изменение окраски**

Водные растворы растворимых оснований имеют щелочную среду (изб. OH^-) и окрашивают индикаторы в соответствующие цвета:

бесцветный *фенолфталеин* (ф/ф) – в **малиновый**;
фиолетовый лакмус – в **синий**;
метиловый оранжевый (метилоранж) – в **желтый**.

2. **Основание** + **Кислота** = **Соль** + **Вода**

Все основания реагируют с кислотами (***реакция нейтрализации***). При избытке многоосновной кислоты образуется кислая соль. При избытке многокислотного основания – основная соль.

$Mg(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + 2H_2O$
$Mg(OH)_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow Mg(HSO_4)_2 + 2H_2O$
$2Mg(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow (MgOH)_2SO_4 + 2H_2O$

3. **Основание** + **Кислотный оксид** = **Соль + Вода**

См. свойства кислотных оксидов.

$2NH_4OH + P_2O_5 \rightarrow 2(NH_4)_3PO_4 + 3H_2O$

4. **Щелочь** + **Амфотерный гидроксид** = **Соль** + **Вода**

Состав продуктов реакции зависит от условий протекания реакции – при ***сплавлении*** **– средняя соль и вода**, в ***растворе*** **– комплексная соль**.

$2NaOH_{(тв.)} + Zn(OH)_2 \xrightarrow{t^o} Na_2ZnO_2 + H_2O\uparrow$
$2NaOH + Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$
$3NaOH_{(конц.)} + Fe(OH)_3 \rightarrow Na_3[Zn(OH)_6]$

5. **Щелочь** + **Амфотерный оксид** = **Соль + Вода**

См. свойства осно́вных оксидов.

$2NaOH_{(тв.)} + Al_2O_3 \xrightarrow{t^o} 2NaAlO_2 + H_2O\uparrow$
$6NaOH + Al_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2Na_3[Al(OH)_6]$

6. **Основание** + **Соль**

Реакции между солями и основаниями являются реакциями ионного обмена (РИО). Взаимодействующие соль и основания должны быть растворимы. Реакция возможна, если в результате образуется осадок или слабый электролит (H_2O, NH_4OH).

А. **Растворимое основание** + **Растворимая кислая соль** = **Средняя соль** + **Вода**

Если соль и основание образованы разными катионами, то образуются две средние соли; в случае кислых солей аммония избыток щелочи приводит к образованию гидроксида аммония.

$Ba(OH)_2 + Ba(HCO_3)_2 \rightarrow 2BaCO_3\downarrow + 2H_2O$
$2KOH + 2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + K_2CO_3 + 2H_2O$
$2NaOH + 2NH_4HS \rightarrow Na_2S + (NH_4)_2S + 2H_2O$
$2NaOH_{(изб.)} + NH_4HS \rightarrow Na_2S + NH_4OH + H_2O$

Б.	**Растворимое основание**	+	**Растворимая средняя/основная соль**	=	**Нерастворимая соль↓ + Основание**
				=	**Соль + Нерастворимое основание↓**
				=	**Соль + Слабый электролит NH_4OH**
				=	***Реакция не идет***

1) $Ba(OH)_2 + Na_2SO_4 \rightarrow$ **$BaSO_4$↓** + 2NaOH; 2) $2NH_4OH + CuCl_2 \rightarrow 2NH_4Cl +$ **$Cu(OH)_2$↓**; 3) $Ba(OH)_2 + 2NH_4Cl \rightarrow BaCl_2 +$ **$2NH_4OH$**; 4) NaOH + KCl ≠

7. **Основание** ***t*° =** **Оксид + Вода**

Термостойки только основания щелочных металлов за искл. LiOH.

NH_4OH, AgOH и $Hg(OH)_2$ разлагаются даже при комнатной температуре.

$Ca(OH)_2$ *t*°→ $CaO + H_2O$ LiOH *t*°→ $Li_2O + H_2O$ $NH_4OH \rightarrow NH_3\uparrow + H_2O$

Амфотерные гидроксиды – *электролиты, образующие при диссоциации одновременно катионы* ***H^+*** *и анионы* ***OH^-***.

Амфотерные гидроксиды в кислой среде ведут себя как основания, а в *щелочной среде* – как *кислоты*.

Химические свойства амфотерных гидроксидов

1. **Амфотерный гидроксид** + **Осно́вный оксид** = **Соль + Вода**

См. свойства осно́вных оксидов. $2Al(OH)_3 + Na_2O$ *t*°→ $2NaAlO_2 + 3H_2O$

2. **Амфотерный гидроксид** + **Кислота** = **Соль** + **Вода**

См. свойства кислот. $Al(OH)_3 + 3HCl \rightarrow AlCl_3 + 3H_2O$

3. **Амфотерный гидроксид** + **Амфотерный/Кислотный оксид** ≠ **Реакция не идет**

Некоторые амфотерные гидроксиды ($Be(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$) реагируют с кислотным оксидом CO_2 с образованием основных солей и воды. $2Be(OH)_2 + CO_2 \rightarrow (BeOH)_2CO_3\downarrow + H_2O$

4. **Амфотерный гидроксид** + **Щелочь** = **Соль** + **Вода**

См. свойства оснований. $Zn(OH)_2 + 2KOH_{(тв.)}$ *t*°→ $K_2ZnO_2 + 2H_2O\uparrow$

$Zn(OH)_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$

5. **Амфотерный гидроксид** + **Нерастворимое основание/ Амфотерный гидроксид** ≠ **Реакция не идет**

6.	**Амфотерный гидроксид**	+	**Соль**	≠	**Реакция не идет**	
7.	**Амфотерный гидроксид**	+	**Металл/Неметалл**	≠	**Реакция не идет**	
8.	**Амфотерный гидроксид**	t^o =	**Амфотерный оксид**	+	**Вода**	

Все амфотерные гидроксиды (как и большинство оснований) разлагаются при нагревании на оксид и воду. В связи с этим нужно учитывать, что фактически в процессе сплавления их с щелочами и оксидами участвует не сам амфотерный гидроксид, а соответствующий ему оксид.
$2Al(OH)_3 \xrightarrow{t^o} Al_2O_3 + 3H_2O$

Таблица 11. Кислоты

Кислоты – электролиты, образующие при диссоциации только один вид катионов – катионы водорода $\mathbf{H^+}$.

Химические свойства кислот

1.	**Растворимая кислота**	+	**Индикатор**	→	**Изменение окраски**		

Водные растворы растворимых кислот имеют кислую среду (изб. H^+) и окрашивают индикаторы в соответствующие цвета:

бесцветный *фенолфталеин* (ф/ф) – остается **бесцветным**;
фиолетовый лакмус – в **красный**;
метиловый оранжевый – в **красный**

2.	**Кислота**	+	**Основание**	=	**Соль**	+	**Вода**

См. свойства оснований.

$H_2SO_4 + Mg(OH)_2 \rightarrow MgSO_4 + 2H_2O$

3.	**Кислота**	+	**Осно́вный оксид**	=	**Соль + Вода**

См. свойства осно́вных оксидов.

$2HCl + CuO \rightarrow CuCl_2 + H_2O$

4.	**Кислота**	+	**Амфотерный гидроксид**	=	**Соль**	+	**Вода**

При взаимодействии с кислотами амфотерные гидроксиды проявляют свойства оснований. Могут быть получены средние, кислые и основные соли.

$2HCl + Be(OH)_2 \rightarrow BeCl_2 + 2H_2O$
$H_3PO_{4(изб.)} + Zn(OH)_2 \rightarrow ZnHPO_4 + 2H_2O$
$HCl + Al(OH)_{3(изб.)} \rightarrow Al(OH)_2Cl + H_2O$

5. **Кислота** + **Амфотер. оксид** = **Соль + Вода**

См. свойства амфотерных оксидов. $H_2SO_4 + ZnO \rightarrow ZnSO_4 + H_2O\uparrow$

6. **Кислота** + **Соль** = **Соль** + **Кислота**

В основном реакции кислот с солями – реакции ионного обмена (РИО), реакция протекает в растворе и только в том случае, если в результате образуется нерастворимая в кислотах соль или более слабая и летучая кислота (вытеснение слабых, летучих или малорастворимых кислот из солей более сильными кислотами). $HCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl\downarrow + HNO_3$

7. **Кислота** t^o = **Оксид + Вода**

Почти все кислоты при нагревании разлагаются. Если при разложении не происходит ОВР, то продуктами являются вода и кислотный оксид (или кислота с меньшим содержанием H_2O). $H_2CO_3 \xrightarrow{t^o} CO_2\uparrow + H_2O$; $2H_3PO_4 \xrightarrow{t^o} H_4P_2O_7 + H_2O$; $H_4P_2O_7 \xrightarrow{t^o} 2HPO_3 + H_2O$

8. **Кислота** + **Металл**

В реакциях кислот – окислителей с металлами изменяет С.О. элемент, входящий в состав аниона (азот N или сера S), в реакциях кислот – неокислителей – водород H.

Металлы, стоящие в ряду напряжения до H_2, взаимодействуют с растворами *кислот – неокислителей*, образуя *H_2 и соль металла в минимальной С.О.*

Таблица 12. Соли

Солями называются соединения, состоящие из атомов металла и кислотного остатка.

Классификация солей

Средние или нормальные	Кислые (гидросоль)	Основные (гидроксосоль)	Двойные, тройные и т.д.	Смешанные	Комплексные
Na_2CO_3, $CaCl_2$, $Al_2(SO_4)_3$	$Na\mathbf{HCO_3}$, $K_2\mathbf{H_2P_2O_7}$, $Ca\mathbf{(H_2PO_4)_2}$	$\mathbf{ZnOH}Cl$, $\mathbf{(CuOH)_2}CO_3$	$NaKCO_3$, $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2$	$MgPO_3F$, $Ca(ClO)Cl$	$Na[Al(OH)_4]$, $K_3[Fe(CN)_6]$
Соли, полученные в результате **полного замещения атомов H в кислоте** на **атомы металла.**	Продукты **неполного замещения атомов H многоосновной кислоты** на **атомы металла**. Кислые соли могут образовывать двух- и более основные	Продукты **неполного замещения групп OH^-** соответствующего основания на **кислотные остатки.**	При диссоциации **дают два катиона и один анион**	Образованы **одним катионом и двумя анионами**	Содержат сложные катионы или анионы

При диссоциации дают **только катионы металла (или NH_4^+)** и анионы кислотного остатка	кислоты, как кислородсодержащие, так и бескислородные кислоты. Гидрогруппа принадлежит аниону. ***При диссоциации*** дают **катионы металла (NH_4^+), ионы водорода и анионы кислотного остатка**	***При диссоциации*** дают **катионы металла, анионы гидроксида и кислотного остатка**			

Название солей

Название соли	Числовая приставка* (число H^+/OH^-)	Кислая соль «гидро»	Основная соль «гидроксо»	Название кислотного остатка	Русское название А (в род. падеже)	С.О. А**
Примеры						
$Cr_2(SO_4)_3$	–	–	–	Сульфат	Хрома	III
$Fe(OH)_2Cl$	Ди	–	Гидроксо	Хлорид	Железа	III
NH_4HCO_3	–	Гидро	–	Карбонат	Аммония	

* Приставка «моно» опускается; указывать следует число H^+, приходящееся на один кислотный остаток или число OH^-, приходящееся на один катион металла (например: $Fe(\mathbf{H_2}PO_4)_2$ – *дигидро*…, $(Cu\mathbf{OH})_2CO_3$ – *гидроксо*…), число Н – атомов в катионе аммония NH_4^+ приставкой не указывается.
** указывают для элемента с переменной степенью окисления.

Химические свойства солей

1. **Соль** + **Вода**

При растворении многих солей в воде происходит их частичное или полное разложение – гидролиз. Некоторые соли образуют кристаллогидраты. При растворении в воде средних солей, содержащих амфотерный металл в анионе, образуется комплексная соль.

$Na_2ZnO_2 + 2H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$

2. **Соль** + **Осно́вный оксид** ≠ **Реакция не идет**

3. **Соль** + **Кислотный/ амфотерный оксид** = **Кислотный оксид летучий + Соль**

См. свойства амфотерных оксидов. $K_2CO_3 + Al_2O_3 \xrightarrow{t^o} CO_2\uparrow + KAlO_2$

См. свойства кислотных оксидов. $CaCO_3 + SiO_2 \xrightarrow{t^o} CO_2\uparrow + CaSiO_3$

4. **Соль** + **Основание** = **Основание** + **Соль**

См. свойства оснований. $Na_2SO_4 + Ba(OH)_2 \rightarrow 2NaOH + BaSO_4\downarrow$

5. **Соль** + **Амфотерный гидроксид** ≠ **Реакция не идет**

6. **Соль** + **Кислота** = **Кислота + Соль**

См. свойства кислот. $FeS + 2HCl \rightarrow H_2S\uparrow + FeCl_2$

7. **Растворимая соль** + **Растворимая соль** = **Нерастворимая соль↓** + **Соль**

Реакция между солями – РИО. В обычных условиях они протекают при условии:

а) обе соли растворимы в воде и взяты в виде растворов;

б) в результате реакции образуется осадок или слабый электролит.

$AgNO_3 + NaCl \rightarrow NaNO_3 + AgCl\downarrow$

$FeCl_3 + 6KCN \rightarrow K_3[Fe(CN)_6] + 3KCl$

$Fe_2(SO_4)_3 + 2KI \rightarrow 2FeSO_4 + I_2\downarrow + K_2SO_4$

8. **Соль менее активного металла** + **Металл более активный** = **Металл менее активный↓** + **Соль**

Более активный металл вытесняется менее активный металл (стоящий правее в ряду напряжения) из растворов его соли, при этом образуется новая соль, а менее активный металл выделяется в свободном виде (оседает на пластинке активного металла).

Искл.: щелочные и щелочноземельные металлы в растворе взаимодействуют с водой.

$FeSO_4 + Zn \rightarrow Fe\downarrow + ZnSO_4$

$ZnSO_4 + Fe \neq$

$Hg(NO_3)_2 + Cu \rightarrow Hg\downarrow + Cu(NO_3)_2$

9. **СОЛЬ** t^o = **Продукты термического разложения**

1. Соли азотной кислоты (нитраты)

Продукты термического разложения нитратов зависят от положения катиона металла в ряду напряжения металлов.

		Me левее **Mg** (искл. **Li**)	$\mathbf{MeNO_2 + O_2\uparrow}$
$\mathbf{MeNO_3}$	t^o	*Me* от **Mg** до **Cu**, а также **Li**	$\mathbf{MeO + NO_2\uparrow + O_2\uparrow}$
		Me правее **Cu**	$\mathbf{Me + NO_2\uparrow + O_2\uparrow}$

ВНИМАНИЕ! При термическом разложении нитратов железа (II) / хрома (II) образуется оксид железа (III) / хрома (III).

2. Соли аммония

Все соли аммония при прокаливании разлагаются. Чаще всего при этом выделяется аммиак и кислота или продукт ее разложения.

$NH_4Cl\ t^o\rightarrow NH_3\uparrow + HCl\uparrow$ ($\equiv NH_4Br$, NH_4I, $(NH_4)_2S$) $(NH_4)_3PO_4\ t^o\rightarrow 3NH_3\uparrow + H_3PO_4$

$(NH_4)_2HPO_4\ t^o\rightarrow 2NH_3\uparrow + H_3PO_4$ $NH_4H_2PO_4\ t^o\rightarrow NH_3\uparrow + H_3PO_4$

$NH_4HCO_3\ t^o\rightarrow NH_3\uparrow + CO_2\uparrow + H_2O$ $(NH_4)_2CO_3\ t^o\rightarrow 2NH_3\uparrow + CO_2\uparrow + H_2O$

Иногда соли аммония, содержащие анионы – окислители, разлагаются при нагревании с выделением N_2, NO и N_2O.

$(NH_4)_2Cr_2O_7\ t^o\rightarrow N_2\uparrow + Cr_2O_3 + 4H_2O$ $2NH_4MnO_4\ t^o\rightarrow N_2\uparrow + 2MnO_2 + 4H_2O$

$NH_4NO_3\ t^o\rightarrow N_2O\uparrow + 2H_2O$ $2NH_4NO_3\ t^o\rightarrow N_2\uparrow + 2NO\uparrow + 4H_2O$

$2NH_4NO_3\ t^o\rightarrow 2N_2\uparrow + O_2\uparrow + 4H_2O$ $NH_4NO_2\ t^o\rightarrow N_2\uparrow + 2H_2O$

3. Соли угольной кислоты

Почти все **карбонаты** разлагаются до **оксида металла и CO_2**. ***Карбонаты щелочных металлов кроме Li*** **не разлагаются** при нагревании. ***Карбонаты серебра и ртути*** разлагаются **до свободного металла**.

$\mathbf{MeCO_3\ t^o\rightarrow Me_xO_y + CO_2\uparrow;}$

$\mathbf{2Ag_2CO_3\ t^o\rightarrow 4Ag\downarrow + 2CO_2\uparrow + O_2\uparrow.}$

Все ***гидрокарбонаты*** разлагаются до соответствующего ***карбоната*** и выделяется $\boldsymbol{CO_2}$.

$\mathbf{MeHCO_3\ t^o\rightarrow MeCO_3 + CO_2\uparrow + H_2O\uparrow.}$

Таблица 13. Общая характеристика и способы получения неметаллов

Характеристика	Физические свойства	Химические свойства	Способы получения (примеры)
На внешнем электронном слое обычно 4–7 электронов (за исключением H, B, Si)	Существуют во всех трех агрегатных состояниях: **Газы** (O_2, N_2, H_2, Cl_2, инертные газы). **Жидкость** (только бром Br_2). **Твердые вещества** (C, S, P, I_2, Si, B). Большинство хрупкие, без металлического блеска (кроме I_2 и графита)	Характерны как окислительные (в реакциях с металлами и водородом), так и восстановительные свойства (в реакциях с более электроотрицательными неметаллами)	**Промышленность:** фракционная перегонка жидкого воздуха: O_2, N_2, Ar
Большая электроотрицательность (ЭО). Самый ЭО – фтор (F)		Образование кислотных оксидов и соответствующих кислот	Электролиз расплавов или растворов солей
В соединениях могут проявлять как отрицательные (с металлами и водородом), так и положительные (с более ЭО неметаллами) степени окисления			Восстановление из оксидов
Характерно явление аллотропии (C – алмаз, графит; O – O_2, O_3; P – белый, красный)	Плохие проводники тепла и электричества (за исключением графита и кремния)	Реакции диспропорционирования (с щелочами)	Химическое вытеснение более активным неметаллом
Тип кристаллической решетки: молекулярная (газы, I_2, S) или атомная (C алмаз, Si, B)	Низкие температуры плавления и кипения у веществ с молекулярной решеткой; высокие – у веществ с атомной решеткой		**Лабораторные способы:** 1. Реакции термического разложения. 2. Взаимодействие металлов с кислотами

Таблица 14. Свойства неметаллов

Неметаллы – это элементы, которые, как правило, обладают высокой электроотрицательностью и в химических реакциях чаще всего принимают электроны, проявляя окислительные свойства.

Главной химической особенностью неметаллов является их способность проявлять **двойственные окислительно-восстановительные свойства**. Благодаря высокой электроотрицательности они могут как **принимать электроны** (быть окислителями), так и **отдавать электроны** (быть восстановителями) в зависимости от партнера по реакции.

Химические свойства неметаллов

Реагент	Роль неметалла	Продукт реакции	Общий пример
Металлы (например, натрий Na, магний Mg, алюминий Al)	Окислитель (принимает электроны)	Соли (галогениды, сульфиды, нитриды и др.)	$Na^0 + Cl_2^0 = 2Na^+Cl^-$
Водород (H_2)	Окислитель (принимает электроны)	Летучие водородные соединения (кислоты, аммиак и др.)	$H_2^0 + S^0 = H^+_2S^{-2}$
Кислород (O_2)	Восстановитель (отдает электроны)	Кислотные оксиды (кроме F и Cl с O_2)	$C^0 + O_2^0 = C^{+4}O_2^{-2}$
Другие неметаллы	Окислитель (более ЭО) или восстановитель (менее ЭО)	Бинарные соединения (например, галогениды)	$P^0 + 3Cl_2^0 = P^{+3}Cl_3^-$
Сложные окислители (HNO_3 конц., H_2SO_4 конц.)	Восстановитель (отдает электроны)	Кислота или оксид в высшей степени окисления	$S^0 + 6HN^{+5}O_3 =$ $H_2SO_4 + 6NO_2 + 2H_2O$
Щелочи (NaOH, KOH)	Самоокислитель–самовосстановитель (диспропорционирование)	Смесь солей с низшей и высшей степенями окисления	$3Cl_2^0 + 6NaOH =$ $5NaCl^- + NaCl^{+5}O_3 + 3H_2O$

Ключевые выводы:

1. Фтор (F_2): всегда является самым сильным окислителем (С.О. –1) и не проявляет восстановительных свойств.

2. Двойственность: большинство неметаллов (например, S, C, P) могут проявлять как окислительные (с металлами и H_2), так и восстановительные (O_2 и кислотами-окислителями) свойства, поскольку они могут менять свою степень окисления.

Таблица 15. Водородные соединения неметаллов

Водородные соединения неметаллов образуются в результате взаимодействия неметалла с водородом. Их свойства сильно зависят от положения неметалла в Периодической системе.

Свойства летучих водородных соединений

Водородные соединения неметаллов	Положение неметалла в ПСХЭ Д.И. Менделеева	Физические свойства (при н.у.)	Химические свойства
Соединение углерода CH_4 (метан)	IV A	Газ, без запаха, плохо растворим в воде	Не проявляет кислотных/основных свойств (нейтральный), устойчив, горит
Соединение кремния SiH_4 (силан)	IV A	Газ	Сильный восстановитель, самовоспламеняется на воздухе

Соединение азота NH_3 (аммиак)	V A	Газ, резкий запах, хорошо растворим в воде	Слабое основание (образует NH_4OH в воде), восстановитель
Соединение фосфора PH_3 (фосфин)	V A	Газ, неприятный запах, малорастворим	Очень слабое основание, ядовит, сильный восстановитель, самовоспламеняется
Соединение кислорода H_2O (вода)	VI A	Жидкость, без запаха и цвета	Амфотерное соединение, слабый электролит, сильный растворитель
Соединение серы H_2S (сероводород)	VI A	Газ, запах тухлых яиц, ядовит	Слабая двухосновная кислота (образует соли – сульфиды), восстановитель
Соединение фтора HF (фтороводород)	VII A (галогены)	Газ (или кипящая жидкость), образует прочные водородные связи	Слабая кислота (но очень едкая, растворяет стекло!), восстановительные свойства отсутствуют
Соединение хлора HCl (хлороводород)	VII A (галогены)	Газ, резкий запах, очень хорошо растворим в воде	Сильная кислота (соляная), восстановитель
Соединение брома HBr (бромоводород)	VII A (галогены)	Газ	Сильная кислота, более сильный восстановитель, чем HCl
Соединение иода HI (иодоводород)	VII A (галогены)	Газ	Самая сильная кислота в ряду HF–HI сильный восстановитель

Общие закономерности свойств:

1. Кислотные свойства: в пределах периода (например, $CH_4 \rightarrow NH_3 \rightarrow H_2O \rightarrow HF$) кислотные свойства **возрастают**, а основные свойства (NH_3) ослабевают. **В группе:** внутри группы (например, $HF \rightarrow HI$) кислотные свойства **возрастают** из-за увеличения радиуса атома неметалла и, как следствие, ослабления связи Н-Э.

2. Восстановительные свойства: внутри группы (например, $HCl \rightarrow HI$) восстановительные свойства **возрастают** (легче отдать электроны) по той же причине.

3. Водородные связи: H_2O, HF и NH_3 резко отличаются от своих аналогов в группах более высокими температурами кипения, что объясняется наличием прочных **водородных связей**.

Таблица 16. Оксиды неметаллов и соответствующие им гидроксиды

Оксидам неметаллов, проявляющим кислотные свойства (солеобразующим оксидам), соответствуют **кислородсодержащие кислоты (гидроксиды)**.

Классификация и свойства оксидов неметаллов

Тип оксида	Степень окисления неметалла (СО)	Физические свойства (при н.у.)	Химические свойства (реакционная способность)	Типичные примеры
Кислотные оксиды	Положительная (обычно +3 и выше)	Газы, летучие жидкости, или легкоплавкие твердые вещества	Реагируют с: **H_2O** (образуют кислоты), **основными оксидами**, **основаниями** (образуют соли)	$C^{+4}O_2$; $S^{+6}O_3$; $N^{+5}{}_2O_5$; $P^{+5}{}_2O_5$
Несолеобразующие (индифферентные) оксиды	Положительная (+1, +2)	Газы	**Не реагируют** ни с кислотами, ни со щелочами, ни с водой, не образуют солей	$C^{+2}O$; $N^{+2}O$; $N^{+}{}_2O$

Свойства гидроксидов (кислот), соответствующих кислотным оксидам

Кислотный оксид (ангидрид)	Степень окисления (СО)	Соответствующий гидроксид (кислота)	Агрегатное состояние (при н.у.)	Кислотные свойства
CO_2	+4	H_2CO_3 (угольная)	Существует только в водном растворе (неустойчива)	Слабая, двухосновная
SO_2	+4	H_2SO_3 (сернистая)	Неустойчива, существует в растворе	Слабая, двухосновная, восстановитель
SO_3	+6	H_2SO_4 (серная)	Густая, маслянистая жидкость, смешивается с водой	Сильная, двухосновная, окислитель (концентрированная)
N_2O_5	+5	HNO_3 (азотная)	Жидкость, едкая, желтеет на свету	Сильная, одноосновная, сильный окислитель
P_2O_5	+5	H_3PO_4 (ортофосфорная)	Твердое кристаллическое вещество	Средняя, трехосновная

Связь между оксидом и гидроксидом:

– Кислотный оксид + H_2O = **Кислородсодержащая кислота** (гидроксид).

– Чем выше степень окисления неметалла, тем **сильнее кислотные свойства** соответствующего ему гидроксида.

Например, H_2SO_4 (С.О. +6) сильнее, чем H_2SO_3 (С.О. +4).

Таблица 17. Общая характеристика и способы получения металлов

Металлы – это химические элементы, атомы которых имеют относительно мало электронов на внешнем уровне и легко их отдают, проявляя восстановительные свойства.

Общая характеристика металлов

Критерий	Характеристика
Положение в ПС	Расположены в левой части и в главных подгруппах I и II, а также в побочных подгруппах
Строение атома	Малое число электронов на внешнем уровне (1–3 электронов), большой атомный радиус, низкая электроотрицательность
Кристаллическая решетка	Металлическая (образуется ионами-катионами и «электронным газом»)
Агрегатное состояние	Твердые (кроме ртути (Hg), которая является жидкостью)
Тепло- и электропроводность	Высокая (хорошо проводят тепло и ток)
Внешний вид	Характерный металлический блеск
Пластичность	Пластичны и ковки (можно вытягивать в проволоку и прокатывать в листы)
Тип ОВР-активности	Всегда проявляют восстановительные свойства (отдают электроны, окисляются). $Me^0 - n\bar{e} \rightarrow Me^{+n}$
Свойства оксидов и гидроксидов	Основные, у некоторых переходных металлов – амфотерные ($Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$)

Основные промышленные способы получения металлов

Способ получения металла зависит от его активности (положения в ряду активности металлов). Большинство металлов получают восстановлением из руд.

Метод получения	Подходящие металлы	Процесс	Примеры реакций
Электрометаллургия (электролиз)	Активные (Li, Na, K, Ca, Mg, Al)	Восстановление металла из расплавов его солей или оксидов постоянным электрическим током	**$2Al_2O_3$ (электролиз) $4Al + 3O_2\uparrow$**
Пирометаллургия (высокая температура)	Средней активности (Fe, Zn, Cu, Pb)	Восстановление оксидов металла (полученных из руд) с помощью сильных восстановителей при нагревании	**$Fe_2O_3 + 3CO = 2Fe + 3CO_2$**
	Восстановители: C (кокс), CO, H_2, Al (алюмотермия)		**$2Al + Fe_2O_3 = Al_2O_3 + 2Fe$**

Гидрометаллургия (растворы)	Малоактивные (Cu, Ag, Au)	Металл извлекается из руды раствором кислоты/щелочи, а затем восстанавливается из раствора солей более активным металлом	**$CuSO_4$ + Fe= $FeSO_4$ + Cu**

Таблица 18. Свойства металлов

Главная химическая черта всех металлов – это их роль **восстановителей** ($Me^0 - n\bar{e} \rightarrow Me^{+n}$). Активность металла (определяемая его положением в ряду активности) влияет на условия и продукты реакции.

Химические свойства металлов

Реагент	Активные металлы (Na, K, Ca, Mg, Al)	Металлы средней активности (Zn, Fe, Ni, Pb)	Малоактивные металлы (Cu, Ag, Au, Pt)
Неметаллы			
Кислород (O_2)	Реагируют быстро при комнатной температуре (часто с образованием пероксидов или оксидов)	Реагируют при **нагревании** (кроме Al, Cr, которые пассивируются оксидной пленкой)	Не реагируют или реагируют только при очень сильном нагревании
Галогены (Cl_2, Br_2)	Активно реагируют при комнатной температуре	Реагируют при нагревании	Реагируют при нагревании (например, Au с F_2 или Cl_2)
Водород (H_2)	Реагируют при нагревании, образуя **гидриды** (С.О. H равна –1)	**Не реагируют**	**Не реагируют**
Сложные вещества			
Вода (H_2O)	Активно реагируют с **холодной** водой с выделением H_2 и образованием **щелочи** (кроме Mg, Al)	Реагируют только с **перегретым паром** (H_2O газ) при высокой температуре, образуя H_2 и **оксид**	**Не реагируют** ни при каких условиях
Кислоты (Неокисляющие, HCl, H_2SO_4 разб.)	Реагируют, образуя соль и H_2 (Na, K – бурно, сначала реагируют с водой!)	Реагируют, если стоят в ряду активности **левее H**, образуя соль и H_2	**Не реагируют** (стоят правее H)
Кислоты-окислители (HNO_3, H_2SO_4 конц.)	Реагируют, но H_2 **не выделяется**. Продукты зависят от концентрации кислоты и активности металла	Реагируют (кроме пассивирующихся Fe, Al, Cr на холоду)	Реагируют (например, Cu растворяется в HNO_3)

Растворы солей	Сначала реагируют с **водой**, образуя щелочь, которая затем может реагировать с солью	**Вытесняют** менее активные металлы из растворов их солей	**Не вытесняют** металлы
Щелочи (растворы)	**Не реагируют** (их оксиды/гидроксиды основные)	Реагируют только **амфотерные металлы** (Zn, Al, Be) с образованием **комплексных солей** и H_2	**Не реагируют**

Ключевой момент:

Активность металла – его способность отдавать электроны – убывает в **ряду активности** (Li > K > Ca > Na > Mg > Al > Zn > Fe > H > Cu > Ag > Au). Чем левее металл, тем он более сильный восстановитель и тем активнее его химические свойства.

Таблица 19. Общая характеристика d-элементов. Хром и его соединения

d-элементы – это элементы B-групп (побочных подгрупп) Периодической системы, атомы которых имеют незавершенный предпоследний **d-подуровень** ((*n*-1)d-подуровень).

Общие свойства d-элементов

Критерий	Характеристика d-элементов	Особенности (в сравнении с s-элементами)
Положение в ПСХЭ Д. И. Менделеева	Побочные подгруппы (III B – VIII B и I B – II B). Начинаются с IV периода	Расположены между s- и p-элементами
Строение атома	Общая конфигурация внешних слоев: $(n–1)d^{1–10}ns^{1–2}$. Ключевой особенностью d-элементов является то, что при образовании химических связей (и ионов) они сначала отдают электроны с **внешнего *n*s-подуровня**, а затем уже с **предпоследнего (*n*–1)d-подуровня**. **Пример (железо, Fe):** 1. Атом Fe: [Ar] $3d^6 4s^2$. 2. Ион Fe^{+2}: [Ar] $3d^6$ (отданы 2 электрона с 4s-орбитали). 3. Ион Fe^{+3}: [Ar] $3d^5$ (отданы два электрона с 4s-орбитали и один электрон с 3d-электрон)	Заполнение идет на **предпоследнем** d-слое, а не на внешнем s-слое
Металлические свойства	**Выраженные металлы** (исключая некоторые неметаллоидные формы)	Твердые, тугоплавкие, высокой плотности

Степени окисления	Проявляют **переменную (множественную) степень окисления**	В отличие от s-элементов (Na^{+1}, Ca^{+2}) с постоянной С.О.
Высшая С.О.	Равна номеру группы (до VII B, то есть до Mn, Tc, Re), часто достигается за счет s- и d-электронов	
Соединения	Часто образуют **окрашенные** соединения и имеют **парамагнитные** свойства	Окраска обусловлена переходами электронов на незаполненных d-орбиталях
Каталитическая активность	Многие d-элементы и их соединения являются **сильными катализаторами** (Fe, Ni, Pt)	Способность d-электронов легко менять связи с молекулами реагентов
Амфотерность	В низких С.О. (+2, +3) гидроксиды проявляют **основные** или **амфотерные** свойства. В высоких С.О. (+6, +7) – **кислотные**	Двойственность свойств, зависящая от С.О.

Хром (Cr) и его соединения

Общая характеристика хрома как простого вещества		
Критерий	**Характеристика Cr**	**Примечание**
Положение в ПСХЭ	Элемент VI B группы, 4-го периода. d-элемент, переходный металл	
Электронная конфигурация	[Ar] $3d^5 4s^1$	Имеет «провал» электрона (исключение из правила), что повышает его устойчивость
Физические свойства	Твердый, блестящий, тугоплавкий, **самый твердый металл** (кроме алмаза)	Используется для придания твердости сплавам (нержавеющая сталь)
Химическая активность	**Восстановитель.** На холоду пассивируется (HNO_3, H_2SO_4 конц.), но при нагревании реагирует	По активности стоит между Al и Fe в ряду напряжений

Свойства соединений хрома

Хром проявляет наиболее устойчивые степени окисления: **+2**, **+3** и **+6**. От степени окисления зависит характер оксидов и гидроксидов, а также цвет соединений.

Степень окисления хрома	**Формула оксида**	**Формула гидроксида**	**Характер оксида, гидроксида**	**Типичный цвет соединений хрома**
+2 (низшая)	CrO	$Cr(OH)_2$	Основной	Голубой (или синий)
+3 (промежуточная)	Cr_2O_3	$Cr(OH)_3$	Амфотерный	Зеленый
+6 (высшая)	CrO_3 (хромовый ангидрид)	H_2CrO_4 (хромовая кислота)	Кислотный	Желтый (CrO_4^{-2}) или Оранжевый ($Cr_2O_7^{-2}$)

Химические свойства хрома и его соединений (ОВР-активность)

Соединения хрома	Типичная роль в реакциях	Пример реакции
Cr^0 (металл)	Восстановитель	$2Cr + 3Cl_2 = 2CrCl_3$
Соединения хрома (II) Cr^{+2} (CrO, $CrCl_2$)	Восстановитель	$4CrO + O_2 = 2Cr_2O_3$ (Cr^{+2} легко окисляется до Cr^{+3})
Соединения хрома (III) Cr^{+3} (Cr_2O_3, $Cr(OH)_3$)	Амфотерность и ОВР-двойственность	$Cr(OH)_3 + 3HCl = CrCl_3 + 3H_2O$ (основной) $Cr(OH)_3 + NaOH = Na[Cr(OH)_4]$ (кислотный)
Соединения хрома (VI) Cr^{+6} ($K_2Cr_2O_7$, Na_2CrO_4)	Сильный окислитель	$K_2Cr_2O_7 + 6KI + 7H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + 4K_2SO_4 + 3I_2 + 7H_2O$. (В кислой среде Cr^{+6} восстанавливается до Cr^{+3})

Таблица 20. Марганец и его соединения

Марганец (Mn) – это d-элемент, переходный металл VII B группы, который отличается широким спектром степеней окисления, что обусловливает разнообразие его соединений и их химических свойств.

Общая характеристика марганца (Mn)

Критерий	Характеристика Mn	Примечание
Положение в ПСХЭ	Элемент VII B группы, 4-го периода. d-элемент, переходный металл	
Электронная конфигурация	[Ar] $3d^5 4s^2$	$3d^5$ – стабильная полузаполненная конфигурация
Физические свойства	Твердый, хрупкий, серебристо-белый металл с розоватым оттенком, достаточно активный	Используется как легирующая добавка для улучшения свойств стали
Химическая активность	Восстановитель. В ряду напряжений стоит до водорода	Легко реагирует с кислотами, водой (при нагревании), неметаллами

Свойства соединений марганца

Марганец проявляет наиболее устойчивые степени окисления: +2, +4, +6 и +7. Характер оксидов и гидроксидов меняется от основного к кислотному с ростом степени окисления.

Степень окисления марганца	Формула оксида	Формула гидроксида	Характер оксида и гидроксида	Типичный цвет соединений марганца
+2 (низшая)	MnO	$Mn(OH)_2$	Основной	Бледно-розовый (или белый)
+4 (промежуточная)	MnO_2 (Пиролюзит)	$Mn(OH)_4$ (неустойчив)	Амфотерный (преобладает основный)	Темно-коричневый, черный
+6 (промежуточная)	MnO_3 (неустойчив)	H_2MnO_4 (Марганцевистая кислота)	Кислотный	Зеленый (MnO_4^{-2}, манганаты)
+7 (высшая)	Mn_2O_7 (Марганцевый ангидрид)	$HMnO_4$ (Марганцевая кислота)	Кислотный	Фиолетовый (MnO_4^-, перманганаты)

Химические свойства марганца и его соединений (ОВР-активность)

Соединения марганца	Типичная роль в реакциях	Примечание
Mn^0 (металл)	Восстановитель	Реагирует с неметаллами, кислотами, водой (при нагревании)
Соединения марганца (II) Mn^{+2} ($MnCl_2$, $MnSO_4$)	Восстановитель	В устойчивой форме, но может быть окислен сильными окислителями до Mn^{+4} или Mn^{+7}
Соединения марганца (IV) Mn^{+4} (MnO_2)	Окислитель и восстановитель	Чаще всего окислитель (напр., в реакции получения Cl_2 из HCl)
Соединения марганца (VII) Mn^{+7} ($KMnO_4$)	Сильный окислитель	Восстанавливается в зависимости от среды: Mn^{+2} – бесцветный раствор (кислая), Mn^{+4} – бурый осадок (нейтральная/вода), Mn^{+6} – зеленое окрашивание (щелочная)

Таблица 21. Железо и его соединения

Железо (Fe) – это d-элемент, переходный металл VIII B группы, который проявляет наиболее устойчивые степени окисления **+2** и **+3**. Его соединения широко используются в промышленности и биологии.

Общая характеристика железа

Критерий	Характеристика Fe	Примечание
Положение в ПСХЭ	Элемент VIII B группы, 4-го периода. d-элемент, переходный металл	
Электронная конфигурация	[Ar] $3d^6 4s^2$	Легко теряет электроны внешнего энергетического уровня, образуя Fe^{+2}
Физические свойства	Серое, ковкое, пластичное, тугоплавкое. Обладает сильными **ферромагнитными** свойствами	Основной компонент стали и чугуна
Химическая активность	**Восстановитель** средней активности	Стоит **до водорода** в ряду напряжений. На холоду **пассивируется** концентрированными HNO_3 и H_2SO_4
Взаимодействие с O_2	Во влажном воздухе легко **ржавеет** (образует гидратированные оксиды)	$4Fe + 3O_2 = 2Fe_2O_3$ (при высокой температуре)

Свойства соединений железа

Степень окисления железа	Формула оксида	Формула гидроксида	Характер оксида и гидроксида	Типичный цвет соединений железа
+2	FeO	$Fe(OH)_2$	Основной	Светло-зеленый (соли Fe^{2+}), Светло-зеленый (осадок $Fe(OH)_2$)
+3	Fe_2O_3	$Fe(OH)_3$	Амфотерный (слабо)	Желто-коричневый (Fe^{3+}), Красно-бурый (осадок $Fe(OH)_3$)
+2/3 (смешанная)	Fe_3O_4 (магнитный железняк, $FeO \cdot Fe_2O_3$)	–	Смешанный	Черный

Химические свойства соединений железа (ОВР-активность)

Соединение железа	Типичная роль в реакциях	Примеры превращений
Fe^{+2} ($FeCl_2$, $FeSO_4$)	Восстановитель	Легко окисляется до Fe^{+3} (например, кислородом воздуха в растворе или $KMnO_4$)
Fe^{+3} ($FeCl_3$, $Fe_2(SO_4)_3$)	Окислитель	Восстанавливается до Fe^{+2} (например, активным металлом Zn или K)

$Fe(OH)_2$	Основные и восстановительные свойства	$Fe(OH)_2$ легко окисляется кислородом в присутствии воды: $4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)_3$ (побурение осадка)
$Fe(OH)_3$	Амфотерность (слабо выраженная)	Реагирует с кислотами ($Fe(OH)_3 + 3HCl = FeCl_3 + 3H_2O$). Не реагирует с растворами щелочей, но реагирует с концентрированными щелочами при сплавлении

Таблица 22. Медь и серебро

Оба элемента относятся к I B группе (побочной подгруппе), являются переходными (d-) металлами и имеют схожую электронную конфигурацию внешних слоев.

Общая характеристика и физические свойства

Критерий	Медь (Cu)	Серебро (Ag)
Положение в ПСХЭ	4 период, I B группа	5 период, I B группа
Электронная конфигурация	[Ar] $3d^{10}4s^1$	[Kr] $4d^{10}5s^1$
Типичные СО	+1, +2 (наиболее устойчива +2)	+1 (наиболее устойчива), реже +2
Цвет и блеск	Красно-розовый с металлическим блеском	Серебристо-белый с ярким металлическим блеском
Плотность	Высокая (8,96 г/см^3)	Очень высокая (10,5 г/см^3)
Электро- и теплопроводность	Очень высокая, уступает только серебру	Самая высокая среди всех металлов
Ковкость и пластичность	Высокая, хорошо обрабатывается	Очень высокая (самый ковкий и пластичный металл)
Применение	Электротехника, водопровод, сплавы (бронза, латунь)	Ювелирное дело, электроника, фотография, зеркала

Химические свойства (малоактивные металлы)

Оба металла стоят правее водорода в ряду активности, поэтому они не вытесняют водород из разбавленных неокисляющих кислот (HCl, H_2SO_4 разб.).

Реагент	Медь (Cu)	Серебро (Ag)
O_2 (воздух)	Реагирует при нагревании (чернеет), образуя CuO. Во влажном воздухе медленно зеленеет ($Cu_2(OH)_2CO_3$)	Устойчиво к чистому O_2. На воздухе чернеет под действием сероводорода (образуется сульфид серебра)
Вода	**Не реагирует**	**Не реагирует**

Кислоты (неокисляющие: HCl, H_2SO_4 разб.)	**Не реагирует**	**Не реагирует**
HNO_3 (азотная кислота)	Реагирует с кислотой любой концентрации, растворяется	Реагирует с кислотой любой концентрации, растворяется
H_2SO_4 (серная кислота конц.)	Реагирует при нагревании (окислитель S^{+6}), образуя $CuSO_4$ и SO_2	Реагирует при нагревании
Растворы солей	Не вытесняет другие металлы (кроме Au)	Вытесняет только золото (Au) и платину (Pt)
Щелочи	**Не реагирует**	**Не реагирует**

Таблица 23. Цинк и ртуть

Вот сравнительная таблица с общей характеристикой и физико-химическими свойствами **Цинка** (Zn) и **Ртути** (Hg). Оба элемента относятся к **II B группе** (побочной подгруппе), но имеют кардинально разные свойства.

Общая характеристика и физические свойства

Критерий	Цинк (Zn)	Ртуть (Hg)
Положение в ПС	4 период, II B группа. d-элемент	6 период, II B группа. d-элемент
Электронная конфигурация	[Ar] $3d^{10}4s^2$	[Xe] $4f^{14}5d^{10}6s^2$
Типичные С.О.	**+2** (единственная устойчивая)	**+1, +2** (наиболее устойчива +2)
Агрегатное состояние	Твердый, хрупкий металл	**Жидкость** (единственный металл – жидкость при н.у.)
Температура плавления	Низкая (419,5 ºC)	**Очень низкая** (–38,9 ºC)
Плотность	Средняя (7,1 г/см^3)	Очень высокая (13,5 г/см^3)
Токсичность	Низкая (важный микроэлемент)	**Крайне высокая** (ядовит)
Применение	Гальванизация (антикоррозионное покрытие), аккумуляторы, сплавы (латунь)	Термометры, лампы, катализ, амальгамы

Химические свойства и активность

Реагент	Цинк (Zn)	Ртуть (Hg)
Кислород (воздух)	На воздухе покрывается защитной оксидной пленкой (ZnO). Реагирует при сильном нагревании	При комнатной температуре устойчива. Реагирует при сильном нагревании

Вода	**Не реагирует** с холодной водой. Реагирует с паром при сильном нагревании	**Не реагирует**
Кислоты (неокисляющие: HCl, H_2SO_4 разб.)	**Активно реагирует** (стоит левее водорода), образуя соль и выделяется водород	**Не реагирует** (стоит правее водорода в ряду напряжения металлов)
Кислоты-окислители (HNO_3, H_2SO_4 конц.)	Активно реагирует, восстанавливая кислоту (не выделяет водород, а образуется вода)	Реагирует, **растворяется**
Щелочи (NaOH водн.)	**Реагирует** (амфотерный металл), образуя **тетрагидроксоцинкат** и водород	**Не реагирует**
Растворы солей	**Вытесняет** все менее активные металлы из их солей	**Не вытесняет** металлы (крайне малоактивна)

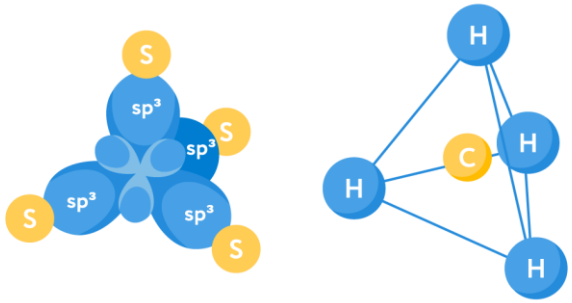
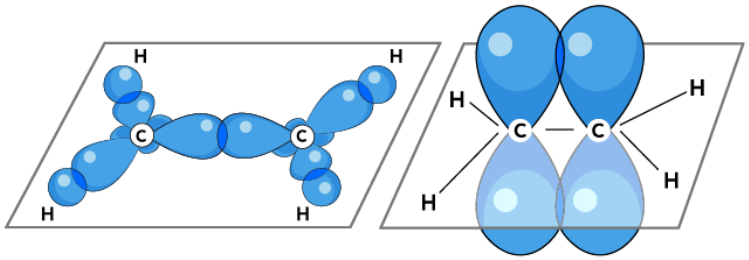
Особенности соединений:

– Цинк: его оксид (ZnO) и гидроксид ($Zn(OH)_2$) **амфотерны**, реагируют как с кислотами, так и со щелочами.

– Ртуть: известна образованием **амальгам** – жидких и твердых сплавов с другими металлами (кроме Fe, Pt, W).

Таблица 24. Предмет органической химии. Теория строения органических соединений

Определение	Раздел химии, изучающий структуру, свойства и методы синтеза соединений углерода с другими химическими элементами, относящихся к органическим соединениям
История развития	Органическая химия, как наука, возникла в первой четверти XIX века. До этого времени, конечно, были известны многие вещества: уксусная кислота, спирт, сахар, эфиры, некоторые растительные кислоты. Лавуазье обратил внимание на особенности элементарного состава органических веществ. Они содержат C, H, O, а вещества животного происхождения еще и N и P. В XIX веке на развитие органической химии большое влияние оказали потребности медицины, производства взрывчатых веществ, красителей, нефтяной промышленности. К началу XIX века была широко распространена в научном мире теория «витализма», то есть системы представлений, согласно которой живое отличается от неживого присутствием особой «жизненной силы». В 1824 г. немецкий врач и химик Вёлер синтезировал щавелевую кислоту, а в 1828 году – мочевину из изоциановокислого аммония. В 1854 году французский химик Бертло синтезировал жир из глицерина и жирных органических кислот, а А. М. Бутлеров в 1861 году – сахаристое вещество из формальдегида. Одновременно с работой по синтезу органических веществ велись работы по анализу органических соединений. Либих установил, что во всех органических веществах содержится углерод. В связи с этим в 1848 году Гмелин дает определение органической химии, как «химии соединений углерода»

Теория строения органических соединений А. М. Бутлерова	1. Атомы в молекулах веществ соединены последовательно согласно их валентности. 2. Свойства веществ определяются не только их качественным и количественным составом, но и порядком соединения атомов в молекуле, то есть химическим строением вещества. Это положение объясняет явление изомерии органических веществ. 3. Свойства органических соединений зависят не только от состава вещества и порядка соединения атомов в его молекуле, но и от взаимного влияния атомов и групп атомов друг на друга. 4. По свойствам данного вещества можно определить строение его молекулы, а по строению молекулы предвидеть его свойства
Строение атома углерода. Типы гибридизации. (1861 г.)	**Гибридизация** – выравнивание (смешивание) разных атомных орбиталей (например, и) с образованием новых одинаковых атомных орбиталей, называемых гибридными орбиталями. **Sp^3-гибридизация атома углерода** – в процессе гибридизации происходит смешение одной s- и трех p-орбиталей. В результате образуются четыре одинаковые гибридные орбитали, имеющие форму неправильной восьмерки. Гибридные орбитали за счет сил взаимного отталкивания занимают такое расположение в пространстве, при котором углы между связями 109º28′. Например, молекула метана CH_4.  **Sp^2-гибридизация атома углерода** – в процессе гибридизации происходит смешение одной s- и двух p-орбиталей. Образуются три одинаковые гибридные орбитали, которые расположены относительно друг друга под углом 120º, лежат в одной плоскости и направлены к вершинам треугольника. Например, молекула этилена C_2H_4. 

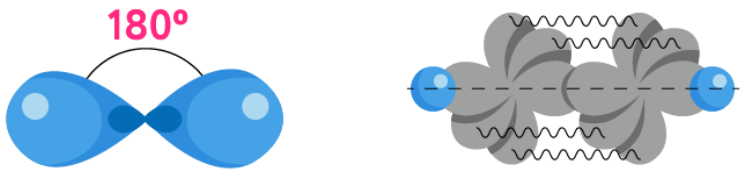
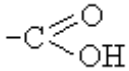
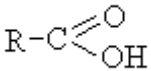
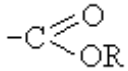
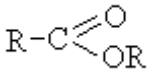
	Sp-гибридизация атома углерода – в процессе гибридизации происходит смешение одной s- и одной p-орбитали. Образуются две одинаковые гибридные орбитали, которые расположены относительно друг друга под углом 180º и лежат на одной линии. Например, молекула ацетилена C_2H_2. 

Таблица 25. Классификация органических соединений. Типы химической связи и типы реакций в органической химии

Классификация органических соединений	***1.* По типу углеродного скелета:** ***Ациклические*** (алифатические) соединения, имеющие открытую углеродную цепь как неразветвленную, так и разветвленную. К ним относятся: Алканы $CH_3–CH_2–CH_2–CH_3$ Алкены $CH=CH–CH_2–CH_3$ Алкины $CH≡C–CH_2–CH_3$ Алкадиены $CH_2=CH–CH=CH_2$ ***Циклические*** соединения, которые в свою очередь делятся на карбоциклические и гетероциклические. ***Карбоциклические*** соединения – это соединения в которых углеродная цепь замкнута в цикл (кольцо). Они в свою очередь подразделяются на **алициклические и ароматические**. Примером алициклических углеводородов является циклогексан, а ароматических – бензол. ***Гетероциклические*** соединения (от греч. *heteros* – другой), содержащие в цикле не только атомы углерода, но и атомы других элементов, чаще всего азота, кислорода, серы. ***2.* По природе функциональных групп органические соединения делят на классы.**

Функциональная группа	Класс соединений	Общая формула
Отсутствует	Углеводороды	R–H
Галоген –F, –Cl, –Br, –I (–Hal)	Галогенпроизводные	R–Hal
Гидроксильная –OH	Спирты и фенолы	R–OH Ar–OH

	Алкоксильная –OR	Простые эфиры	R–OR
	Амино $–NH_2$, >NH, >N–	Амины	RNH_2, R_2NH, R_3N
	Нитро $–NO_2$	Нитросоединения	RNO_2
	Карбонильная >C=O	Альдегиды и кетоны	
	Карбоксильная 	Карбоновые кислоты	
	Алкоксикарбонильная 	Сложные эфиры	
Типы химических связей в органических соединениях	В органических соединениях преимущественно встречается ковалентные связи – химические связи, образованные в результате обобществления электронов связываемых атомов. Ковалентные связи бывают 2-х видов: – σ-связь; – π-связь		
Типы реакций в органической химии	***1. Реакции замещения*** – реакции, в результате которых осуществляется замена одного атома или группы атомов в исходной молекуле (субстрате) на другие атомы или группы атомов. $CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$. ***2. Реакции присоединения*** – реакции, в результате которых две или более молекул реагирующих веществ соединяются в одну. ***А) Гидрирование*** – реакция присоединения молекулы водорода по кратной связи: $CH_3–CH=CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3–CH_2–CH_3$ *Пропен* *Пропан* ***Б) Гидрогалогенирование*** – реакция присоединения галогеноводорода (например, гидрохлорирование): $CH_2=CH_2 + HCl \rightarrow CH_3–CH_2–Cl$ *Этен* *Хлорэтан*		

В) Галогенирование – реакция присоединения галогена (например, хлорирование):

$$CH_2{=}CH_2 + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl{-}CH_2Cl$$

Этен *1, 2-дихлорэтан*

Г) Полимеризация – особый тип реакций присоединения, в ходе которых молекулы вещества с небольшой молекулярной массой соединяются друг с другом с образованием молекул вещества с очень высокой молекулярной массой – макромолекул.

$$\underset{\text{этен}}{nCH_2{=}CH_2} \xrightarrow{\text{УФ-свет, R}\cdot} \underset{\text{полиэтилен}}{(\ldots{-}CH_2{-}CH_2{-}\ldots)_n}$$

3. Реакции отщепления (элиминирования) – реакции, в результате которых из молекулы исходного соединения образуются молекулы нескольких новых веществ.

1. **Дегидрирование** (отщепление водорода) этана:

$$CH_3CH_3 \xrightarrow{400-600\ ^\circ C,\ Al_2O_3} CH_2{=}CH_2 + H_2$$

2. **Дегидратация** (отщепление воды) этанола:

$$CH_3{-}CH_2OH \xrightarrow{170\ ^\circ C,\ H_2SO_4} CH_2{=}CH_2 + H_2O$$

3. **Дегидрохлорирование** (отщепление хлороводорода) хлорэтана:

$$CH_3{-}CH_2Cl \xrightarrow{NaOH,\ \text{спирт}} CH_2{=}CH_2 + HCl$$

4. Реакции изомеризации – реакции, в результате которых из молекул одного вещества образуются молекулы, других веществ с той же молекулярной формулой.

$$\underset{\textit{н}\text{-пентан}}{CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3} \xrightarrow{AlCl_3,\ 450\ ^\circ C} \underset{\text{2-метилбутан}}{CH_3{-}\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}{-}CH_2{-}CH_3}$$

Таблица 26. Предельные углеводороды. Алканы. Химические свойства алканов

Определение	**Алканы** – предельные ациклические углеводороды, в молекулах которых все атомы углерода связаны одинарными связями и имеют общую формулу: C_nH_{2n+2}
Гомологический ряд	

№	Название	Молекулярная формула	Структурная формула
1	Метан	CH_4	CH_4
2	Этан	C_2H_6	$CH_3{-}CH_3$

3	Пропан	C_3H_8	$CH_3–CH_2–CH_3$
4	Бутан	C_4H_{10}	$CH_3–CH_2–CH_2–CH_3$
5	Пентан	C_5H_{12}	$CH_3–(CH_2)_3–CH_3$
6	Гексан	C_6H_{14}	$CH_3–(CH_2)_4–CH_3$
7	Гептан	C_7H_{16}	$CH_3–(CH_2)_5–CH_3$
8	Октан	C_8H_{18}	$CH_3–(CH_2)_6–CH_3$
9	Нонан	C_9H_{20}	$CH_3–(CH_2)_7–CH_3$
10	Декан	$C_{10}H_{22}$	$CH_3–(CH_2)_8–CH_3$

Способы получения

1. Крекинг нефти (промышленный способ).
2. Гидрирование непредельных углеводородов:
$C_2H_4 + H_2 \rightarrow C_2H_6$;
$C_2H_2 + 2H_2 \rightarrow C_2H_6$.
3. Газификация твердого топлива (при повышенной температуре и давлении, катализатор Ni):
$C + 2H_2 \rightarrow CH_4$.
4. Из галогенопроизводных: $2CH_3Cl + 2Na \rightarrow CH_3–CH_3 + 2NaCl$ (синтез Вюрца).
Хлорметан *Этан*
5. Из солей карбоновых кислот: сплавление со щелочью (реакция Дюма):
$CH_3COONa + NaOH \xrightarrow{t^o} CH_4 + Na_2CO_3$.
Ацетат натрия
6. Разложение карбидов металлов водой: $Al_4C_3 + 12H_2O \rightarrow 4Al(OH)_3 + 3CH_4$

Физические свойства

С увеличением числа углеродных атомов в молекуле алкана (с ростом молекулярной массы) в гомологическом ряду наблюдается *закономерное изменение физических свойств гомологов* (переход количества в качество): повышаются температуры кипения и плавления, увеличивается плотность.
Алканы от CH_4 до C_4H_{10} – газы, от C_5H_{12} до $C_{17}H_{36}$ – жидкости, далее – твердые вещества.
С увеличением относительных молекулярных масс предельных углеводородов закономерно повышаются их температуры кипения и плавления

Химические свойства

1) Замещение атомов водорода:
а) реакция галогенирования:
$CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$

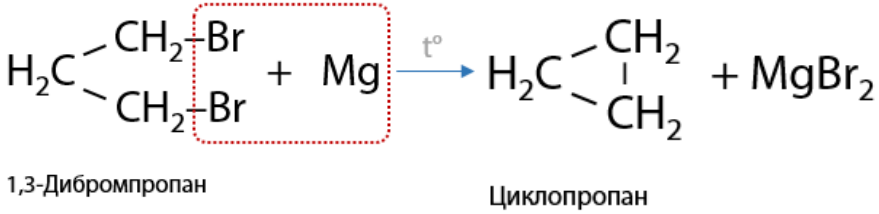
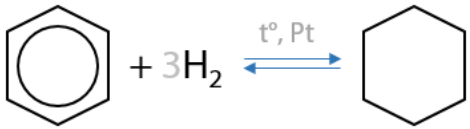
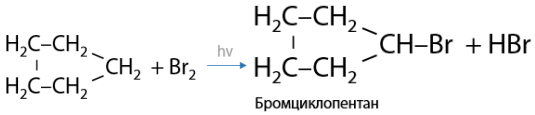
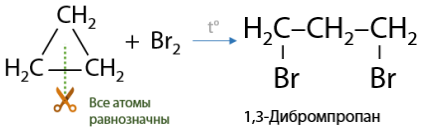
	б) реакция нитрования (Коновалова): $CH_4 + HNO_3 \rightarrow CH_3–NO_2 + H_2O + Q$ 2) Реакция с водяным паром: $CH_4 + H_2O \rightarrow CO + 3H_2$ 3) Реакция дегидрирования: $2CH_4 \rightarrow HC{=}CH + 3H_2$ 4) Реакция окисления: $CH_4 + 2O_2 \rightarrow H–C{=}O + 2H_2O$ 5) Горение метана: $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$
Применение	Алканы применяются в первую очередь как топливо (природный газ, бензин) и химическое сырье для производства широкого спектра продуктов, включая пластмассы, растворители, синтетические волокна, моющие средства, а также в медицине и парфюмерии. Основные области применения зависят от физических свойств: газообразные алканы используются как топливо, жидкие – в бензинах и как растворители, а твердые – для производства парафина и смазочных материалов

Таблица 27. Циклоалканы

Определение	**Циклоалканы** – это циклические углеводороды, молекулы которых содержат только sp^3-гибридизированные атомы углерода. Общая формула циклоалканов: C_nH_{2n}
Гомологический ряд	

№	Название	Молекулярная формула	Структурная формула
1	Циклопропан	C_3H_6	Треугольное кольцо
2	Циклобутан	C_4H_8	Четырехугольное кольцо
3	Циклопентан	C_5H_{10}	Пятичленное кольцо
4	Циклогексан	C_6H_{12}	Шестичленное кольцо (в форме кресла)
5	Циклогептан	C_7H_{14}	Семичленное кольцо
6	Циклооктан	C_8H_{16}	Восьмичленное кольцо

Способы получения	1) Выделение из нефти и природного газа Первооткрыватель циклоалканов – В. В. Марковников, именно он выделил циклоалканы из нефти. В большом количестве в ней и природном газе содержатся циклопентан и циклогексан. Другое название класса циклоалканов, исходя из этого способа получения – *нафтены* (от греч. «нефть»).

	В лаборатории 2) Дегалогенирование дигалогенпроизводных Нагревание с Mg или Zn, реже Na, Li. Может рассматриваться как внутримолекулярная реакция Вюрца:  3) Гидрирование аренов Катализатор Ni, давление, температура: 
Физические свойства	Температуры кипения и плавления циклоалканов закономерно увеличиваются с ростом числа атомов углерода в их молекулах. Так, при обычных условиях первые два члена ряда циклоалканов (C_3H_6 и C_4H_8) – газы, (C_5H_{10} – $C_{11}H_{22}$) – жидкости, начиная с $C_{12}H_{24}$ – твердые вещества. Температуры кипения и плавления циклоалканов выше, чем у соответствующих алканов
Химические свойства	1. Реакции радикального замещения S_R: А) Галогенирование:  Б) Нитрование: 2. Реакции присоединения: А) Галогенирование: 

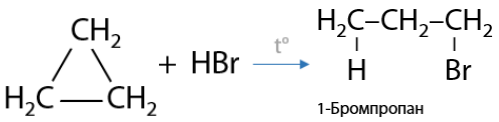
	Б) Гидрогалогенирование:  В) Гидрирование – присоединение водорода: 3. Горение – полное окисление:
Применение	Циклоалканы применяются в синтезе красителей, лекарственных препаратов, взрывчатых веществ. Циклопропан обладает анестезирующими свойствами

Таблица 28. Этиленовые углеводороды

Определение	Углеводороды, молекулы которых содержат одну двойную связь между атомами углерода в sp^2-гибридизации, называются **алкенами**. Общая формула алкенов: C_nH_{2n}
Гомологический ряд	

Молекулярная формула	Структурная формула	Рациональное название	Систематическая номенклатура
C_2H_4	$H_2C{=}CH_2$	Этилен	Этен
C_3H_8	$CH_3{-}CH{=}CH_2$	Пропилен	Пропен
C_4H_8	$H_3C{-}CH_2{-}CH{=}CH_2$ $H_3C{-}CH{=}CH{-}CH_3$ $CH_2{=}C(CH_3){-}CH_3$ $H_3C{-}C(H){=}C(H){-}CH_3$	Бутилен	Бутен – 1 Бутен – 2 Метилпропен Цис-бутен – 2

		$H–C=C–CH_3$ CH_3 H		Транс-бутен – 2
Способы получения	1. Из предельных углеводородов – дегидрирование: $CH_3–CH_3 \rightarrow CH_2=CH_2 + H_2$. 2. Из спиртов – каталитическая дегидратация: $CH_3–CH_2–OH \rightarrow CH_2=CH_2 + HOH$ *Этанол* 3. Из моногалогенпроизводных – дегидрогалогенирование: $CH_3–CH_2–Cl + KOH \rightarrow CH_2=CH_2 + KCl + HOH$ 4. Из галогенопроизводных: $CH_3–\underset{\underset{Br}{\vert}}{CH}–\underset{\underset{Br}{\vert}}{CH_2} + Zn \rightarrow CH_3–CH=CH_2 + ZnBr_2$			
Физические свойства	Низшие алкены – С2–С4 – являются газами, бесцветные. С5–С18 – жидкости, мало растворимы в воде. Последующие члены гомологического ряда – твердые вещества			
Химические свойства	1. Горение: $C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O + Q$ 2. Присоединение: – Гидрирование (присоединение водорода): $CH_3–CH=CH_2 + H_2 \xrightarrow{Ni,\ t^o} CH_3–CH_2–CH_3$ – Галогенирование (присоединение галогенов) обесцвечивание бромной воды: $CH_3–CH=CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_3–\underset{\underset{Br}{\vert}}{CH}–CH_2–Br$ *1, 2-дибромпропан* – Гидрогалогенирование (присоединение галогеноводородов): $CH_2=CH_2 + HBr \rightarrow CH_3–CH_2–Br$ *Бромэтан* *Правило Марковникова:* водород присоединяется к более гидрогенизированному атому углерода. – Гидратация (присоединение воды) согласно правилу Марковникова: $CH_2=CH_2 + HOH \rightarrow CH_3–CH_2–OH$ *Этанол*			

	3. Окисление: $CH_2{=}CH_2 + [O] + HOH \rightarrow CH_2{-}CH_2$ $\qquad\qquad\qquad\qquad\qquad\qquad\quad$ | $\quad$ | $\qquad\qquad\qquad\qquad\qquad\qquad\quad$ OH OH *Этиленгликоль* 4. Полимеризация t^o, р: $nCH_2{=}CH_2 \rightarrow (-CH_2{-}CH_2{-})_n$
Применение	1. В производстве пластмасс. 2. В качестве моторного топлива. 3. Как растворитель (дихлорэтан). 4. Получение антифризов. 5. Местная анестезия. 6. Этилен ускоряет созревание плодов

Таблица 29. Диеновые углеводороды

<table>
<tr><td>Определение</td><td>Алкадиены – непредельные углеводороды, содержащие две двойные связи. Общая формула алкадиенов – C_nH_{2n-2}</td></tr>
<tr><td>Гомологический ряд</td><td>
<table>
<tr><th>№</th><th>Название</th><th>Молекулярная формула</th><th>Структурная формула</th></tr>
<tr><td>1</td><td>Бутадиен</td><td>C_4H_6</td><td>$CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2$</td></tr>
<tr><td>2</td><td>Пентадиен</td><td>C_5H_8</td><td>$CH_2{=}CH{-}CH{=}CH{-}CH_3$</td></tr>
<tr><td>3</td><td>Гексадиен</td><td>C_6H_{10}</td><td>$CH_2{=}CH{-}CH{=}CH{-}CH_2{-}CH_3$</td></tr>
<tr><td>4</td><td>Гептадиен</td><td>C_7H_{12}</td><td>$CH_2{=}CH{-}CH{=}CH{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$</td></tr>
<tr><td>5</td><td>Октадиен</td><td>C_8H_{14}</td><td>$CH_2{=}CH{-}CH{=}CH{-}(CH_2)_4{-}CH_3$</td></tr>
<tr><td>6</td><td>Нонадиен</td><td>C_9H_{16}</td><td>$CH_2{=}CH{-}CH{=}CH{-}(CH_2)_5{-}CH_3$</td></tr>
<tr><td>7</td><td>Декадиен</td><td>$C_{10}H_{18}$</td><td>$CH_2{=}CH{-}CH{=}CH{-}(CH_2)_6{-}CH_3$</td></tr>
</table>
</td></tr>
<tr><td>Способы получения</td><td>1. Методом Лебедева из этанола (получение бутадиена):
$2CH_3{-}CH_2{-}OH \rightarrow CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2 + 2H_2O + H_2$.
2. Дегидрированием из нефтепродуктов:
$CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3 \rightarrow CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2 + 2H_2$.
3. Дегидрогалогенированием галогеналканов:
$CH_2Br{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2Br + 2KOH \rightarrow CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2 + 2KBr + 2H_2O$</td></tr>
</table>

Физические свойства	Первый член гомологического ряда алкадиенов – пропадиен – бесцветный газ; бутадиен – 1, 3 – легко сжижающийся газ с неприятным запахом; изопрен – жидкость с $t^{o}_{кип.}$ = 34 ºС; высшие алкадиены – твердые вещества. Алкадиены не растворяются в воде, но хорошо растворяются в неполярных органических растворителях
Химические свойства	1. Гидрирование – реакция протекает в присутствии катализатора Ni: $CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2 + 2H_2 \rightarrow CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$. 2. Галогенирование – присоединение галогенов с образованием тетрагалогеноалканов: $CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2(Br){-}CH(Br){-}CH{=}CH_2$ или $CH_2(Br){-}CH{=}CH{-}CH_2{-}Br$. 3. Гидрогалогенирование – присоединение галогеноводородов аналогично реакции с алканами. Реакция протекает в водной или спиртовой среде в присутствии хлорида лития: $CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2 + HBr \rightarrow CH_3{-}CH(Br){-}CH{=}CH_2$ или $CH_3{-}CH{=}CH{-}CH_2{-}Br$. 4. Полимеризация – реакция используется для получения искусственного каучука: $nCH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2 \rightarrow (-CH_2{-}CH{=}CH{-}CH_2-)_n$
Применение	Производство синтетического каучука (например, бутадиен-стирольный каучук для шин), эластичных материалов. Промежуточные соединения при производстве красителей, ароматических веществ, лекарств. Получение эластичных полимеров, пластмасс, клеевых материалов. Используются в органическом синтезе для получения сложных молекул, например, витаминов и ароматических соединений

Таблица 30. Ацетиленовые углеводороды

Определение	**Алкинами** называются углеводороды, молекулы которых содержат атомы углерода в sp-гибридизации. В молекуле содержится тройная связь между молекулами углерода. Общая формула алкинов: C_nH_{2n-2}
Гомологический ряд	

№	Название	Молекулярная формула	Структурная формула
1	Ацетилен (этин)	C_2H_2	$HC{\equiv}CH$
2	Пропин	C_3H_4	$CH{\equiv}C{-}CH_3$
3	Бутин-1	C_4H_6	$CH{\equiv}C{-}CH_2{-}CH_3$
4	Бутин-2	C_4H_6	$CH_3{-}C{\equiv}C{-}CH_3$
5	Пентин-1	C_5H_8	$CH{\equiv}C{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$
6	Пентин-2	C_5H_8	$CH_3{-}C{\equiv}C{-}CH_2{-}CH_3$

Способы получения	1. Дегидрирование алканов: $2CH_4 \rightarrow C2H_2 + 3H_2$. 2. Карбидный способ: $CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$. 3. Из дигалогенпроизводных: $CH_3–CHCl–CH_2Cl + 2KOH \rightarrow CH_3–C≡CH + 2KCl + 2H_2O$
Физические свойства	$C_2–C_4$ газы, C5–C16 жидкости, $C \geq 17$ твердые вещества, растворимость в воде небольшая, но больше чем у алкенов и алканов
Химические свойства	1. Горение: $2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O + Q$ 2. Реакция присоединения: – Гидрирование: $C_2H_2 + H_2 \rightarrow C_2H_4$ – Галогенирование: качественная реакция $C_2H_2 + Br_2 \rightarrow Br–CH=CH–Br$ – Гидрогалогенирование (правило Марковникова): $C_2H_2 + HCl \rightarrow CH_2=CHCl$ *Винилхлорид* – Гидратация: кат. $HgSO_4$ – реакция Кучерова: $C_2H_2 + HOH \rightarrow CH_3–COH$ *Уксусный альдегид* $CH_3–C≡CH + HOH \rightarrow CH_3–C(O)–CH_3$ *Ацетон* 3. Окисление: $C_2H_2 + [O] + HOH \rightarrow HOOC–COOH$ *Щавелевая кислота* 4. Тримеризация (для ацетилена): $3C_2H_2 \rightarrow C_6H_6$. 5. Замещение водорода у атома углерода с тройной связью: $CH≡CH + 2Na \rightarrow CNa≡CNa + H_2$ *Ацетиленид натрия*
Применение	1. Для резки и сварки металлов. 2. Как растворитель. 3. Для производства кожзаменителей. 4. Ацетилениды – взрывчатые вещества. 5. Для получения лекарств, лаков

Таблица 31. Ароматические углеводороды. Природные источники углеводородов

<table>
<tr><td>Определение</td><td>Арены – соединения, молекулы которых содержат устойчивые циклические структуры – бензольные кольца, с особым характером связи. Общая формула: C_nH_{2n-6}</td></tr>
<tr><td>Гомологический ряд</td><td>
<table>
<tr><th>№</th><th>Название</th><th>Молекулярная формула</th><th>Структурная формула</th></tr>
<tr><td>1</td><td>Бензол</td><td>C_6H_6</td><td></td></tr>
<tr><td>2</td><td>Толуол</td><td>C_7H_8</td><td>$CH_3–C_6H_5$</td></tr>
<tr><td>3</td><td>Этилбензол</td><td>C_8H_{10}</td><td>$C_2H_5–C_6H_5$</td></tr>
<tr><td>4</td><td>Пропилбензол</td><td>C_9H_{12}</td><td>$C_3H_7–C_6H_5$</td></tr>
<tr><td>5</td><td>Бутилбензол</td><td>$C_{10}H_{14}$</td><td>$C_4H_9–C_6H_5$</td></tr>
</table>
</td></tr>
<tr><td>Способы получения</td><td>1. Из природных источников (нефти, каменного угля).
2. Дегидрирование циклоалканов: $C_6H_{12} \rightarrow C_6H_6 + 3H_2$.
Циклогексан
3. Дегидрирование алканов: $C_6H_{14} \rightarrow C_6H_6 + 4H_2$.
4. Тримеризация алкинов: $3C_2H_2 \rightarrow C_6H_6$.
5. Алкинирование бензола: $C_6H_6 + C_3H_7Cl \rightarrow C_6H_5–C_3H_7 + HCl$</td></tr>
<tr><td>Физические свойства</td><td>Бензол в обычных условиях — бесцветная, летучая, огнеопасна жидкость с неприятным запахом. Он легче воды (P = 0,88 г/см^3) с ней не смешивается, но растворим в органических растворителях, и сам хорошо растворяет многие вещества, кипит при 80,1 ºС, при охлаждении легко застывает в белую кристаллическую массу. Бензол и его пары ядовиты. Систематическое вдыхание его паров вызывает анемию и лейкемию</td></tr>
<tr><td>Химические свойства</td><td>1. Горение: сильно коптящееся пламя (несгоревшие частицы С)
$2C_6H_6 + 15O_2 \rightarrow 12CO_2 + 6H_2O$.
2. Реакции замещения:
– нитрование: $C_6H_6 + HONO_2 \rightarrow C_6H_5NO_2 + H_2O$.
Нитробензол
– галогенирование: (t^o, кат. $FeCl_3$, $AlCl_3$):
$C_6H_6 + Br_2 \rightarrow C_6H_5Br + HBr$.
Бромбензол</td></tr>
</table>

	3. Алкинирование (кат. $AlCl_3$): – галогенопроизводным алкана $C_6H_6 + C_2H_5Cl \rightarrow C_6H_5–C_2H_5 + HCl$ *Этилбензол* – с алкенами $C_6H_6 + CH_4{=}CH_2 \rightarrow C_6H_5–C_2H_5$. *Этилбензол* 4. Реакции присоединения: происходит разрушение устойчивой ароматической системы – гидрирование: $C_6H_6 + 3H_2 \rightarrow C_6H_{12}$ *Циклогексан* – галогенирование (кат. свет): $C_6H_6 + Br_2 \rightarrow C_6H_6Br_6$ *Гексабромциклогексан*
Применение	1. Различные красители. 2. Пластмассы. 3. Волокно «лавсан». 4. Пестициды. 5. Растворители (бензол, толуол). 6. Взрывчатые вещества. 7. Сахарин. 8. Анилин. 9. Медикаменты
Природные источники углеводородов	

Каменный уголь	Торф	Нефть	Природный газ
Твердый	Твердый	Жидкость	Газ
Без запаха	Без запаха	Резкий запах	Без запаха
Однородный состав	Однородный состав	Смесь веществ	Смесь веществ
Горная порода темного цвета с большим содержанием горючего вещества, возникшего вследствие захоронения в осадочных толщах скоплений различных растений	Скопление полуперепревшей растительной массы, накопившейся на дне болот и заросших озер	Природная горючая маслянистая жидкость, состоит из смеси жидких и газообразных углеводородов	Смесь газов, образовавшихся в недрах Земли при анаэробном разложении органических веществ

Таблица 32. Спирты

<table>
<tr><th colspan="2">Одноатомные спирты</th></tr>
<tr><td>Определение</td><td>Спирты – органические соединения, в состав молекул которых входит одна гидроксильная группа, соединенная с углеводородным радикалом. Общая формула – R–OH</td></tr>
<tr><td>Гомологический ряд</td><td>
<table>
<tr><th>№</th><th>Название</th><th>Молекулярная формула</th><th>Структурная формула</th></tr>
<tr><td>1</td><td>Метанол</td><td>CH_3OH</td><td>H–C–OH</td></tr>
<tr><td>2</td><td>Этанол</td><td>C_2H_5OH</td><td>$CH_3–CH_2–OH$</td></tr>
<tr><td>3</td><td>Пропанол-1</td><td>C_3H_7OH</td><td>$CH_3–CH_2–CH_2–OH$</td></tr>
<tr><td>4</td><td>Пропанол-2</td><td>C_3H_7OH</td><td>$CH_3–CHOH–CH_3$</td></tr>
<tr><td>5</td><td>Бутанол-1</td><td>C_4H_9OH</td><td>$CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–OH$</td></tr>
<tr><td>6</td><td>Бутанол-2</td><td>C_4H_9OH</td><td>$CH_3–CHOH–CH_2–CH_3$</td></tr>
<tr><td>7</td><td>Пентанол-1</td><td>$C_5H_{11}OH$</td><td>$CH_3–(CH_2)_4–OH$</td></tr>
<tr><td>8</td><td>Гексанол-1</td><td>$C_6H_{13}OH$</td><td>$CH_3–(CH_2)_5–OH$</td></tr>
<tr><td>9</td><td>Гептанол-1</td><td>$C_7H_{15}OH$</td><td>$CH_3–(CH_2)_6–OH$</td></tr>
<tr><td>10</td><td>Октанол-1</td><td>$C_8H_{17}OH$</td><td>$CH_3–(CH_2)_7–OH$</td></tr>
</table>
</td></tr>
<tr><td>Способы получения</td><td>1. Щелочной гидролиз галогеналканов (лабораторный способ): $C_2H_5Cl + NaOH \rightarrow C_2H_5OH + NaCl$.
2. Гидратация алкенов: $C_2H_4 + H_2O \overset{P,\,t,\,к.}{\rightleftarrows} C_2H_5OH$.
3. Брожение глюкозы: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2\uparrow$.
4. Синтез метанола: $CO + 2H_2 \overset{P,\,t,\,к.}{\rightleftarrows} CH_3OH$</td></tr>
<tr><td>Физические свойства</td><td>Простейшие спирты – жидкости с характерными запахами. С увеличением числа атомов углерода температура кипения возрастает, а растворимость в воде падает. Температура кипения у первичных спиртов больше, чем у вторичных спиртов, а у вторичных – больше, чем у третичных. Метанол крайне ядовит</td></tr>
<tr><td>Химические свойства</td><td>1. Горение: $C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O + Q$.
2. Реакции с щелочными и щелочноземельными металлами («кислотные» свойства):
$2Na + 2R–O–H \rightarrow 2RONa + H_2\uparrow$.
3. Реакции с галогеноводородами: $C_2H_5OH + HBr \xrightarrow{H_2SO_4} C_2H_5Br + H_2O$.
4. Внутримолекулярная дегидратация (t^o > 140 ºC, образуются алкены): $C_2H_5OH \xrightarrow{H_2SO_{4\,конц.}} C_2H_4 + H_2O$.</td></tr>
</table>

	5. Межмолекулярная дегидратация (t^o < 140 ºС, образуются простые эфиры): $2C_2H_5OH \xrightarrow{H_2SO_{4\ конц.}} C_2H_5OC_2H_5 + H_2O$. 6. Окисление (мягкое, до альдегидов): $CH_3CH_2OH + CuO \xrightarrow{t} CH_3–CHO + Cu + H_2O$. Это *качественная реакция на спирты*: цвет осадка изменяется с черного на розовый, ощущается своеобразный «фруктовый» запах альдегида)
Применение	Одноатомные спирты широко используются в различных отраслях: как растворители и пленкообразователи в лакокрасочной промышленности, как сырье для органического синтеза, в производстве пластмасс, а также в пищевой промышленности в виде этилового спирта (этанола) для напитков. Их применяют и в медицинских целях в качестве антисептика
Многоатомные спирты	
Определение	**Многоатомные спирты** – это органические соединения, в молекулах которых содержатся две или более гидроксильных групп, соединенных с углеводородным радикалом
Гомологический ряд	

№	Название	Молекулярная формула	Структурная формула
1	Этиленгликоль (диол)	$C_2H_6O_2$	$HO–CH_2–CH_2–OH$
2	Пропиленгликоль (диол)	$C_3H_8O_2$	$CH_3–CHOH–CH_2–OH$
3	Глицерин (триол)	$C_3H_8O_3$	$HO–CH_2–CHOH–CH_2–OH$

Способы получения	1. Окислением алкенов в водной среде: $CH_2{=}CH_2 + [O] + H_2O \rightarrow CH_2(OH)–CH_2(OH)$, этилен, окислитель, этиленгликоль (этандиол-1,2) $CH_2{=}CHCH_3 + [O] + H_2O \rightarrow CH_2(OH)–CH(OH)CH_3$, пропилен, окислитель, пропиленгликоль (пропандиол-1,2)

	2. Гидролиз галогенпроизводных углеводородов: $CH_2{-}CH_2 + 2KOH$ (водн.) $\rightarrow CH_2{-}CH_2 + 2KCl$, Cl Cl OH OH 1,2-дихлорэтан этиленгликоль $CH_2{-}CH{-}CH_2 + 3NaOH$ (водн.) $\rightarrow CH_2{-}CH{-}CH_2 + 3NaCl$. Cl Cl Cl OH OH OH 1,2,3-трихлорпропан глицерин (пропантриол-1,2,3) 3. На производстве глицерин получают по схеме: $CH_3{-}CH{=}CH_2 \xrightarrow{Cl_2,\ 400\ ^\circ C} CH_2Cl{-}CH{=}CH_2 \xrightarrow{HOCl} CH_2Cl{-}CHOH{-}CH_2Cl \xrightarrow[-\ 2NaCl]{2NaOH} CH_2OH{-}CHOH{-}CH_2OH.$ пропилен 3-хлорпропен-1 1,3-дихлорпропанол-2 глицерин
Физические свойства	Этиленгликоль и глицерин – бесцветные вязкие жидкости со сладким вкусом (от греч. – сладкий). Растворимость в воде – неограниченная. Температуры кипения этиленгликоля – 197,2 ºС, глицерина – 290 ºС. Этиленгликоль – яд
Химические свойства	1. Реагируют с *активными металлами*: $CH_2{-}OH{-}CH_2{-}OH + Mg \xrightarrow{t} CH_2{-}O{-}CH_2{-}O{>}Mg + H_2\uparrow.$ этиленгликоль этиленгликолят магния 2. Многоатомные спирты в реакции с *галогеноводородами* обменивают одну или несколько гидроксильных групп ОН на атомы галогена: $HOCH_2CH_2OH + HBr \xrightarrow{t} BrCH_2CH_2OH + H_2O$, этиленгликоль 2-бромэтанол $HOCH_2CH_2OH + 2HCl \xrightarrow{t} ClCH_2CH_2Cl + 2H_2O$. этиленгликоль 1,2-дихлорэтан

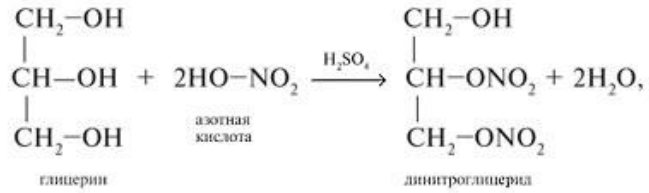
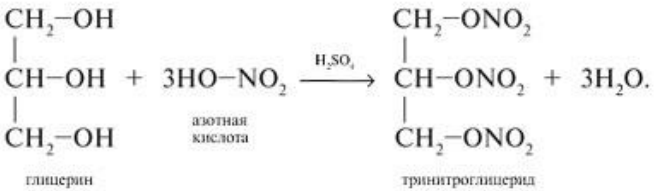
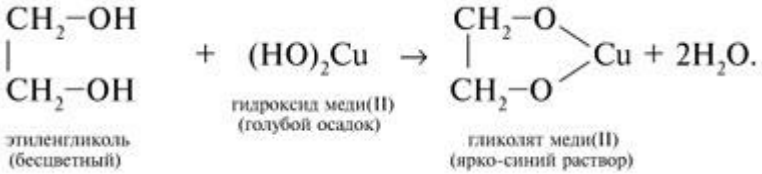
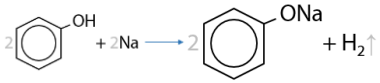
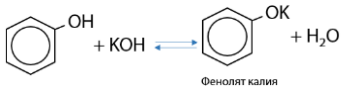
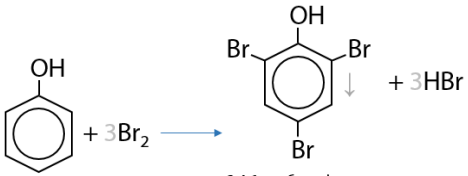
	3. Глицерин взаимодействует с *азотной кислотой* с образованием сложных эфиров. В зависимости от условий реакции (мольного соотношения реагентов, концентрации катализатора – серной кислоты и температуры) получаются моно-, ди- и тринитроглицериды:   4. *Качественная реакция многоатомных спиртов*, позволяющая отличить соединения этого класса, – взаимодействие со свежеприготовленным гидроксидом меди (II). В щелочной среде при достаточной концентрации глицерина голубой осадок $Cu(OH)_2$ растворяется с образованием раствора ярко-синего цвета – гликолята меди (II): 
Применение	Многоатомные спирты находят широкое применение в пищевой промышленности (как подсластители и увлажнители), в химии полимеров (для производства пластмасс и полиэфиров) и в медицине (как увлажнители и основа для растворов). Например, глицерин используется в кондитерских изделиях для сохранения влажности, в производстве взрывчатых веществ и в косметике. Этиленгликоль применяется как антифриз и в производстве полиэтилентерефталата (ПЭТ)

Таблица 33. Фенолы

Определение	**Фенолы** – производные ароматических углеводородов, в молекулах которых гидроксильные группы непосредственно связаны с бензольным кольцом
Гомологический ряд	Простейшим представителем этого класса органических соединений является фенол – C_6H_5OH
Способы получения	1. Фенол выделяют из каменноугольной смолы. 2. Щелочной гидролиз хлорбензола осуществляют нагреванием его с раствором гидроксида натрия под давлением: $C_6H_5Cl + NaOH \rightarrow C_6H_5OH + NaCl$. 3. Кумольный способ: $C_6H_5-C(CH_3)_2OOH \xrightarrow{H_2SO_4} C_6H_5OH + CH_3-C(=O)-CH_3$ Это – основной промышленный способ получения фенола. Достоинство его состоит в том, что помимо фенола получают другой важный промышленный продукт – ацетон
Физические свойства	Фенол – бесцветное кристаллическое вещество, легкоплавкое, с характерным запахом. На воздухе он окисляется и становится розовым, при обычной температуре мало растворим в воде, но выше 66 ºС смешивается с водой в любых соотношениях, является антисептиком. Фенол – токсичное вещество, вызывает ожоги кожи
Химические свойства	1) Взаимодействие со щелочными металлами:  2) Взаимодействие со щелочами:  Фенолят калия 3) Бромирование (качественная реакция):  2,4,6-трибромфенол

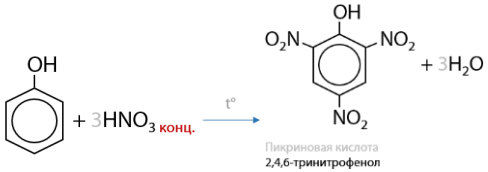
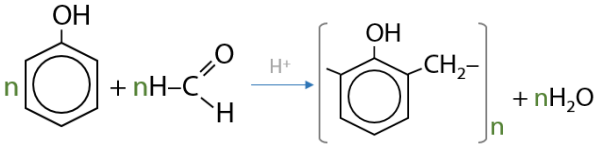
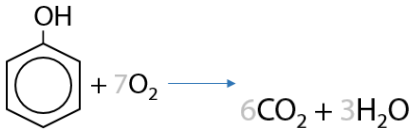
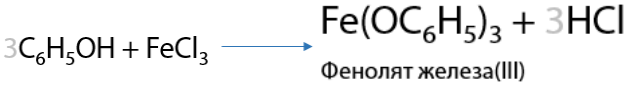
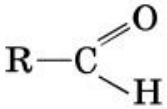
	4) Нитрование:  5) Реакция поликонденсации:  6) Горение фенолов:  7) Взаимодействие с хлоридом железа (III) (*качественная реакция*):  Причем окраска комплексных соединений зависит от природы используемых фенолов и может колебаться от фиолетовой до зеленой
Применение	Фенол и его производные – ядовитые вещества, очень опасные для человека, животных и растительных организмов. Так, даже очень малое количество фенола, попавшее в водоем, приводит к изменению вкуса употребляемых в пищу рыб. ПДК фенола в водоемах 1 мг/м^3. Поэтому при их производстве применяют соответствующее оборудование, препятствующее проникновению этих веществ в окружающую среду. Фенол является одним из важных продуктов нефтехимии. Его используют для получения синтетических волокон и красителей, моющих средств и средств защиты растений, лекарственных препаратов и взрывчатых веществ. Наибольшее количество фенола идет на производство фенолформальдегидных смол. Раствор с массовой долей фенола 3–5 % используют как антисептик в медицине для дезинфекции помещений, хирургических инструментов и т.д. Тринитрофенол применяют при лечении ожогов

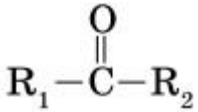
Таблица 34. Карбонильные соединения

Определение

Альдегиды – органические вещества, молекулы которых содержат карбонильную группу **C=O**, соединенную с атомом водорода и углеводородным радикалом. Общая формула альдегидов имеет вид:



Кетоны – органические вещества, в молекулах которых карбонильная группа связана с двумя углеводородными радикалами. Очевидно, общая формула кетонов имеет вид:



Гомологический ряд

Альдегиды

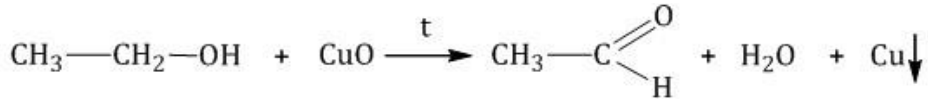
№	Название	Молекулярная формула	Структурная формула
1	Метаналь (формальдегид)	CH_2O	H–CHO
2	Этаналь (ацетальдегид)	C_2H_4O	CH_3–CHO
3	Пропаналь	C_3H_6O	CH_3–CH_2–CHO
4	Бутаналь	C_4H_8O	CH_3–CH_2–CH_2–CHO
5	Пентаналь	$C_5H_{10}O$	CH_3–$(CH_2)_3$–CHO

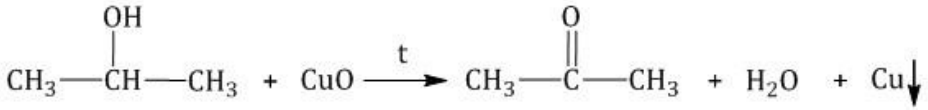
Кетоны

№	Название	Молекулярная формула	Структурная формула
1	Пропанон (ацетон)	C_3H_6O	CH_3–CO–CH_3
2	Бутанон	C_4H_8O	CH_3–CO–C_2H_5
3	Пентанон-2	$C_5H_{10}O$	CH_3–CO–CH_2–CH_2–CH_3
4	Гексанон-2	$C_6H_{12}O$	CH_3–CO–$(CH_2)_3$–CH_3
5	Гептанон-3	$C_7H_{14}O$	CH_3–CH_2–CO–$(CH_2)_3$–CH_3

Способы получения

1. Окисление спиртов оксидом меди (II):





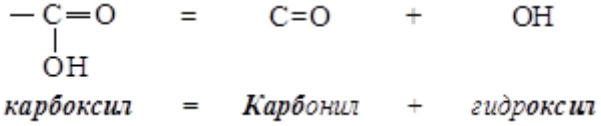
	2. Окисление спиртов кислородом на меди: $2CH_3{-}OH + O_2 \xrightarrow{Ag,\ t} 2H_2C{=}O + 2H_2O$ 3. Дегидрирование спиртов: $CH_3{-}CH_2{-}OH \xrightarrow{Cu,\ t} CH_3{-}C(=O)H + H_2$ 4. Гидратация алкинов: $CH{\equiv}CH + H_2O \xrightarrow{HgSO_4} [CH(H){=}CH(OH)] \longrightarrow CH_3{-}C(=O)H$ $CH{\equiv}C{-}CH_3 + H_2O \xrightarrow{HgSO_4} CH_3{-}C(=O){-}CH_3$ 5. Гидролиз дигалогенпроизводных алканов: $CH_3{-}CHCl_2 + 2NaOH \xrightarrow{H_2O} CH_3{-}C(=O)H + 2NaCl + H_2O$ 6. Каталитическое окисление алкенов: $2CH_2{=}CH_2 + O_2 \xrightarrow{PdCl_2,\ CuCl_2} 2\,CH_3{-}C(=O)H$
Физические свойства	Альдегиды и кетоны – полярные вещества с избыточной электронной плотностью на атоме кислорода. Низшие члены ряда альдегидов и кетонов (формальдегид, уксусный альдегид, ацетон) растворимы в воде неограниченно. Их температуры кипения ниже, чем у соответствующих спиртов. Это связано с тем, что в молекулах альдегидов и кетонов в отличие от спиртов нет подвижных атомов водорода и они не образуют ассоциатов за счет водородных связей. Низшие альдегиды имеют резкий запах; у альдегидов, содержащих от четырех до шести атомов углерода в цепи, неприятный запах; высшие альдегиды и кетоны обладают цветочными запахами и применяются в парфюмерии

Химические свойства	1. Реакции восстановления: Присоединение водорода к молекулам альдегидов происходит по двойной связи в карбонильной группе. $CH_3-C(=O)H + H_2 \xrightarrow{Ni} CH_3-CH_2OH$ $CH_3-C(=O)-CH_3 + H_2 \xrightarrow{Ni} CH_3-CH(OH)-CH_3$ 2. Реакции окисления. Альдегиды способны не только восстанавливаться, но и *окисляться*. При окислении альдегиды образуют карбоновые кислоты. *Окисление кислородом воздуха*. Например, из пропионового альдегида (пропаналя) образуется пропионовая кислота: $CH_3-CH_2-C(=O)H \xrightarrow{[O]} CH_3-CH_2-C(=O)OH$ пропионовый альдегид (пропаналь) → пропионовая кислота (пропановая кислота) *Окисление слабыми окислителями* (аммиачный раствор оксида серебра). Если поверхность сосуда, в котором проводится реакция, была предварительно обезжирена, то образующееся в ходе реакции серебро покрывает ее тонкой ровной пленкой. Получается замечательное серебряное зеркало. Поэтому эту реакцию называют реакцией «серебряного зеркала». $H_3C-C(=O)H + 2[Ag(NH_3)_2]OH \rightarrow H_3C-C(=O)ONH_4 + 2Ag\downarrow + 3NH_3 + H_2O$ 3. Реакция полимеризации: $nCH_2{=}O \rightarrow (-CH_2-O-)_n$
Применение	Формальдегид (метаналь, муравьиный альдегид) $H_2C{=}O$: а) для получения фенолформальдегидных смол; б) получение мочевино-формальдегидных (карбамидных) смол; в) полиоксиметиленовые полимеры; г) синтез лекарственных средств (уротропин); д) дезинфицирующее средство; е) консервант биологических препаратов (благодаря способности свертывать белок). Уксусный альдегид (этаналь, ацетальдегид) $CH_3CH{=}O$: а) производство уксусной кислоты; б) органический синтез. Ацетон $CH_3-CO-CH_3$: а) растворитель лаков, красок, ацетатов целлюлозы; б) сырье для синтеза различных органических веществ

Таблица 35. Карбоновые кислоты

Определение

Карбоновые кислоты часто называют просто органическими кислотами за их кислотные свойства. Свойства карбоновых кислот обусловлены наличием в них карбоксильной группы или карбоксила. Карбоксильная группа образована сочетанием двух групп:



Общая формула: $C_nH_{2n}O_2$

Гомологический ряд

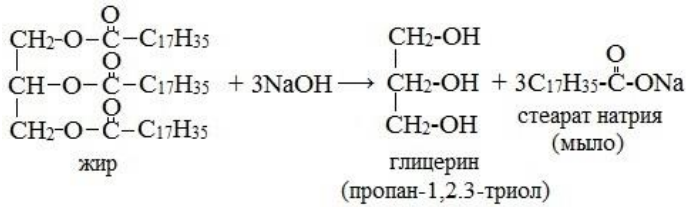
№	Название	Молекулярная формула	Структурная формула
1	Метановая (муравьиная) кислота	HCOOH	H–COOH
2	Этановая (уксусная) кислота	CH_3COOH	CH_3–COOH
3	Пропановая (пропионовая) кислота	C_2H_5COOH	CH_3–CH_2–COOH
4	Бутановая (масляная) кислота	C_3H_7COOH	CH_3–CH_2–CH_2–COOH
5	Пентановая (валериановая) кислота	C_4H_9COOH	CH_3–$(CH_2)_3$–COOH
6	Гексановая (капроновая) кислота	$C_5H_{11}COOH$	CH_3–$(CH_2)_4$–COOH
7	Гептановая (энантовая) кислота	$C_6H_{13}COOH$	CH_3–$(CH_2)_5$–COOH
8	Октановая (каприловая) кислота	$C_7H_{15}COOH$	CH_3–$(CH_2)_6$–COOH
9	Ноновая (пеларгоновая) кислота	$C_8H_{17}COOH$	CH_3–$(CH_2)_7$–COOH
10	Декановая (каприновая) кислота	$C_9H_{19}COOH$	CH_3–$(CH_2)_8$–COOH

Способы получения

1. Окисление альдегидов: HCOH + [O] → HCOOH.
2. Окисление первичных кислот: CH_3–CH_2–OH + O_2 → CH_3–CH_2–COOH + H_2O.
3. Окисление алканов: $2CH_3$–CH_2–CH_2–CH_3 + $5O_2$ → $4CH_3COOH$ + $2H_2O$.
4. Из солей карбоновых кислот: CH_3COOK + H_2SO_4 → CH_3COOH + $KHSO_4$.
5. Получение простейших карбоновых кислот: CO + NaOH → HCOONa → HCOOH.

	6. Карбонилирование алкенов (начиная с пропионовой): $CH_3–C=CH_2 + CO + H_2O \rightarrow CH_3–C(CH_3)_2–COOH$ *2-Метилпропен* *2, 2-диметилпропановая кислот*
Физические свойства	Первые три представителя жидкости с резким запахом, растворимые в воде, бесцветные. Остальные кислоты твердые
Химические свойства	*1. Диссоциация кислот.* В водном растворе монокарбоновые кислоты *обратимо* диссоциируют с образованием катиона водорода и аниона кислотного остатка: $CH_3COOH \rightarrow CH_3COO^- + H^+$. *2. Образование солей.* – с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до водорода: $2HCOOH + Mg \rightarrow (HCOO)_2Mg + H_2$ – с основаниями – реакция нейтрализации $C_2H_5COOH + NaOH \rightarrow C_2H_5COONa + H_2O$ – с основными и амфотерными оксидами $2CH_3COOH + ZnO \rightarrow (CH_3COO)_2Zn + H_2O$ – с солями, образованными более слабыми и летучими кислотами, как неорганическими: $2CH_3COOH + Na_2CO_3 \rightarrow 2CH_3COONa + H_2O + CO_2$. *3. Карбоновые кислоты являются слабыми кислотами, поэтому их соли в водном растворе легко гидролизуются:* $KCH_3COO + H_2O \rightarrow CH_3COOH + KOH$. *4. Сильные неорганические кислоты вытесняют карбоновые кислоты из их солей:* $2CH_3COONa + H_2SO_4 \rightarrow 2CH_3COOH + Na_2SO_4$
Применение	1. Муравьиная кислота – применяется для растираний при ревматизме в виде 1,25 % спиртового раствора под названием муравьиного спирта. 2. Уксусная кислота встречается в моче, поте, желчи и кожи животных. Применяется при анализе мочи: – на ацетоновые тела. Необходимо ледяная уксусная кислота (проба Ланге); – для определения желчных пигментов в моче. Необходимо трихлоруксусная кислота. (проба Гаррисона); – при установлении сахара в моче. Необходимо ацетат свинца (проба Рубнера). 3. Валерьяновая кислота содержится в корне валерианы и входит в состав валидола. 4. Щавелевая кислота применяется для определения количества кальция в организме. 5. Натриевая соль и этиловый эфир бензойной кислоты входят в состав лекарственных веществ, используемых при подагре, ревматизме, при исследовании функции печени. 6. Линолевая кислота используется в виде витамина F

Таблица 36. Мылá и синтетические моющие средства

Мылá	
Определение	**Мылá** – это натриевые или калиевые соли высших предельных карбоновых кислот
Классификация	**По растворимости мыла делят:** – на растворимые щелочные мыла – калиевые, натриевые, аммониевые соли жирных кислот; – на нерастворимые металлические мыла – соли поливалентных металлов (Ca, Mg, Ni, Mn, Al, Co, Pb). **По консистенции:** – на жидкие мыла – соли калия, аммония; – на твердые мыла – соли натрия, лития, поливалентных металлов. **По назначению:** – на хозяйственные; – на туалетные; – на технические; – на медицинские; – на специальные. **По способу получения:** – на клеевые; – на ядровые; – на пилированные
Способы получения	Мыло получают в результате нагревания жира с гидроксидом или карбонатом натрия: Жиры + NaOH → глицерин + мыло. В последнее время в целях экономии жира карбоновую кислоту получают из нефтепродуктов, из которых в дальнейшем получают натриевые и калиевые соли: $C_{17}H_{35}COOH + NaOH \rightarrow C_{17}H_{35}COONa + H_2O$. Также получают мыло в промышленности. 

<table>
<tr><td>Преимущества</td><td colspan="2">Простота и удобство в использовании.
Хорошо удаляет кожное сало.
Обладает антисептическими свойствами</td></tr>
<tr><td rowspan="3">Недостатки и способы устранения</td><td>Недостатки</td><td>Способы устранения</td></tr>
<tr><td>1. Плохая моющая способность в жесткой воде, содержащей растворимые соли кальция и магния. Так как при этом выпадают в осадок нерастворимые в воде соли высших карбоновых кислот кальция и магния. То есть при этом требуется большой расход мыла</td><td>1. В состав мыла вводят вещества-комплексообразователи, способствующие смягчению воды (натриевые соли этилендиамин-тетрауксусной кислоты – ЭДТК, ЭДТА, ДТПА)</td></tr>
<tr><td>2. В водных растворах мыло частично гидролизуется, то есть взаимодействует с водой.
При этом образуется определенное количество щелочи, которая способствует расщеплению кожного сала и его удалению.
Калиевые соли высших карбоновых кислот (то есть жидкое мыло) лучше растворяются в воде и поэтому обладают более сильным моющим действием.
Но при этом оказывает вредное воздействие на кожу рук и тела. Это связано с тем, что верхний тончайший слой кожи имеет слабокислую реакцию (pH = 5,5) и за счет этого препятствует проникновению болезнетворных бактерий в более глубокие слои кожи. Умывание мылом приводит к нарушению pH, (реакция становится слабощелочная), раскрываются поры кожи, что приводит к понижению естественной защитной реакции. При слишком частом использовании мыла кожа сохнет, иногда воспаляется</td><td>2. Для уменьшения данного негативного воздействия в современные сорта мыла добавляют:
– слабые кислоты (лимонная кислота, борная кислота, бензойная кислота и др.), которые нормализуют pH;
– крема, глицерин, вазелиновое масло, пальмовое масло, кокосовое масло, диэтаноламиды кокосового и пальмового масел и т.д. для смягчения кожи и предотвращения попадания бактерий в поры кожи</td></tr>
<tr><td colspan="3">СМС (синтетические моющие средства)</td></tr>
<tr><td>Определение</td><td colspan="2">Синтетические моющие средства (СМС) – калиевые, натриевые или аммонийные соли эфиров серной кислоты с высшими спиртами, имеющие формулу $R–OSO_3X$</td></tr>
</table>

Получение	СМС получают в две стадии: – Реакция этерификации между серной кислотой и высшими спиртами $R–OH + H_2SO_4 \rightarrow R–OSO_2OH + H_2O$. – Реакция полученного эфира с щелочью $R–OSO_2OH + KOH \rightarrow R–OSO_2OK + H_2O$. СМС имеют ряд преимуществ по сравнению с обычным мылом: они обладают более высокой моющей способностью, которая сохраняется и в жесткой воде, а также при использовании СМС расход моющего средства становится меньше. Однако применение СМС приводит к более серьезному загрязнению окружающей среды за счет большей устойчивости молекул
Поверхностно-активные вещества (ПАВ)	
Определение	**ПАВ** представляют собой органические соединения, имеющие в своем составе полярную часть, то есть гидрофильный компонент и неполярную (углеводородную) часть, то есть гидрофобный компонент. При обработке загрязненной поверхности (кожи, ткани и др.) водным раствором поверхностно-активного вещества его молекулы ориентируются таким образом, что их полярная (гидрофильная) часть оказывается обращенной к воде, а малополярная (гидрофобная) часть – к частичке жира. Это приводит к тому, что через некоторое время все частички жира оказываются окруженными молекулами поверхностно-активного вещества, что ослабляет взаимодействие между отдельными каплями жира, вследствие чего они легко переходят с загрязненной поверхности в раствор
Классификация	1. Анионактивные ПАВ содержат в молекуле одну или несколько полярных групп и диссоциируют в водном растворе с образованием цепочек анионов, определяющих их поверхностную активность. Анионактивные ПАВ используют для производства стиральных порошков и чистящих средств. 2. Катионактивные ПАВ в водном растворе диссоциируют с образованием поверхностно-активного катиона, содержащего длинную гидрофобную цепь, и аниона, представляющего собой, как правило, галогенид-, сульфат- или фосфат-анионы. Катионактивные ПАВ входят в состав стиральных порошков и чистящих средств, на их основе готовят шампуни, гели для душа и ополаскиватели для белья с целью придания мягкости тканям. 3. Неионогенные ПАВ не диссоциируют в воде на ионы. Их растворимость обусловлена наличием в молекулах гидрофильных эфирных и гидроксильных групп, чаще всего полиэтиленгликолевой цепи. Неионогенные ПАВ способны хорошо очищать полиэфирные и полиамидные волокна, их используют в производстве шампуней, гелей. 4. Амфотерные (амфолитные) ПАВ в зависимости от величины (кислотности) раствора проявляют свойства катионактивных или анионактивных ПАВ. Амфотерные, как и неионогенные ПАВ, используются при производстве моющих средств с деликатным действием – шампуней, гелей, средств для умывания

Влияние ПАВ на человека и окружающую среду	Водные растворы ПАВ поступают с промышленными и бытовыми стоками в водоемы. Сточные воды, содержащие продукты гидролиза полифосфатных ПАВ, могут вызывать загрязнение окружающей среды. Некоторые ПАВ быстро разрушаются в окружающей среде, однако те, которые не подвержены быстрому разрушению, могут накапливаться в организмах в недопустимых концентрациях. Кроме того, наличие ПАВ в водоемах приводит к снижению концентрации кислорода в воде, что вызывает рост биомассы сине-зеленых и бурых водорослей и гибель рыб и других обитателей водоемов. В организм человека ПАВ могут попадать разными путями – с пищей, водой, через кожу. Компоненты ПАВ могут вызывать аллергические реакции, вплоть до тяжелых осложнений

Таблица 37. Сложные эфиры. Жиры

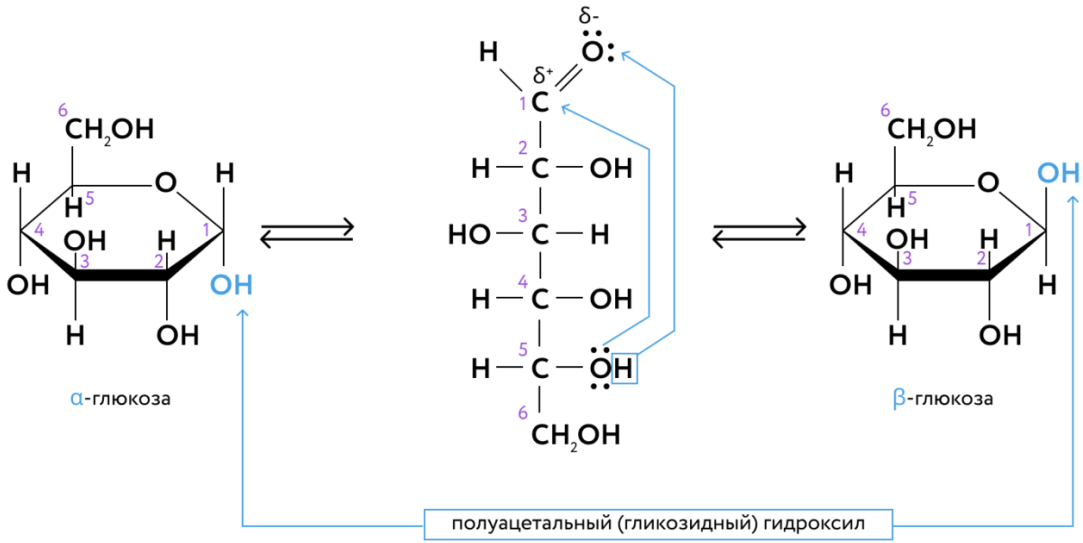
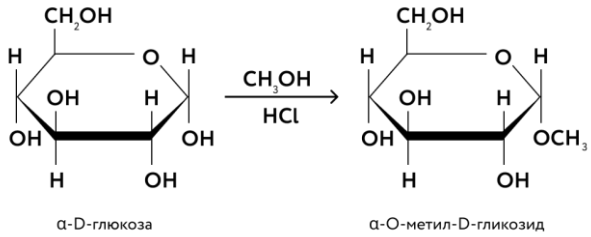
Сложные эфиры	
Определение	**Сложные эфиры** – производные карбоновых кислот, где атом водорода замещен на углеводородный радикал. ***Общая формула:*** $C_nH_{2n}O_2$
Способы получения	Основным способом получения эфиров в лаборатории является процесс этерификации. $CH_3-C(=O)-OH + C_2H_5OH \overset{H^+}{\rightleftarrows} CH_3-C(=O)-O-C_2H_5 + H_2O.$
Физические свойства	1. Летучие жидкости. 2. Малорастворимые в воде, растворимы в органических растворителях. 3. Приятный запах: ананаса – $C_3H_7COOC_4H_9$ (бутиловый эфир бутановой кислоты); груши – $CH_3COOCH_2CH_2CH(CH_3)_2$ (изоамиловый эфир этановой кислоты); жасмина – $CH_3COOCH_2C_6H_5$ (бензиловый эфир этановой кислоты); хризантем – $HCOOCH_2C_6H_5$ (бензиловый эфир метановой кислоты)
Химические свойства	1. Горения: $HCOOCH_3 + 2O_2 = 2CO_2 + 2H_2O$ *Метилформиат* 2. Гидролиз (H_2O): $CH_3COOC_2H_5 + HOH = CH_3COOH + C_2H_5OH$ *Этиловый эфир уксусной кислоты* *Этиловый спирт* 3. Омыление: $CH_2COOC_2H_5 + NaOH = CH_3COONa + C_2H_5OH$ *Этиловый эфир уксусной кислоты* *Ацетат натрия*

Применение	Изготовление кондитерских изделий. Производство растворителей. Производство полимерных материалов. Лакокрасочная промышленность. Производство искусственных волокон. Производство лекарственных препаратов. Производство органического стекла
Жиры	
Определение	**Жиры** являются сложными эфирами, образованными высшими кислотами: пальмитиновой, стеариновой и олеиновой и трехатомным спиртом – глицерином. Общее название таких соединений *триглицериды.* Пальмитиновая кислота – $C_{15}H_{31}COOH$ Стеариновая кислота – $C_{17}H_{35}COOH$ Олеиновая кислота – $C_{17}H_{33}COOH$. Общая формула: $CH_2–O–CO–R$ $CH–O–CO–R_1$ $CH_2–O–CO–R_2$
Способы получения	Из глицерина и высших карбоновых кислот: $CH_2–OH$ $CH_2–O–CO–C_{17}H_{35}$ $CH–OH + 3C_{17}H_{35}COOH \rightarrow CH–O–CO–C_{17}H_{35} + 3H_2O$ $CH_2–OH$ $CH_2–O–CO–C_{17}H_{35}$
Физические свойства	Жиры бывают жидкие и твердые. Они не имеют запаха, легче воды и не растворяются в ней
Химические свойства	1. Гидрирование: $CH_2–O–CO–C_{17}H_{33}$ $CH_2–O–CO–C_{17}H_{35}$ $CH–O–CO–C_{17}H_{35} + 3H_2 \rightarrow CH–O–CO–C_{17}H_{33}$ $CH_2–O–CO–C_{17}H_{35}$ $CH_2–O–CO–C_{17}H_{33}$ 2. Гидролиз: $CH_2–O–CO–C_{17}H_{35}$ $CH_2–OH$ $CH–O–CO–C_{17}H_{35} + 3H_2O \rightarrow CH–OH + 3C_{17}H_{35}COOH$ $CH_2–O–CO–C_{17}H_{35}$ $CH_2–OH$

	3. С щелочами: $CH_2–O–CO–C_{17}H_{35}$ $CH_2–OH$ $CH–O–CO–C_{17}H_{35} + NaOH \rightarrow CH–OH + 3C_{17}H_{35}COONa$ $CH_2–O–CO–C_{17}H_{35}$ $CH_2–OH$ 4. Прогоркание жиров. При хранении жиры приобретают неприятный запах и вкус. Это вызвано двумя химическими процессами: – ферментативным гидролизом с образованием свободных органических кислот; – автоокислением, приводящих к образованию альдегидов и кетонов с неприятным запахом. 5. Полимеризация. Происходит в результате разрыва π-связей в кислотном остатке молекулы глицерида. Процесс полимеризации применяется при производстве красок, олифы, лаков, линолеума
Применение	Жиры являются одним из основных источников энергии, они принимают участие в процессах, которые лежат в основе жизнедеятельности организма. Принимают участие в гидролизе жироподобных витаминов. Используются при получении глицерина, мыла, жирных кислот

Таблица 38. Моносахариды

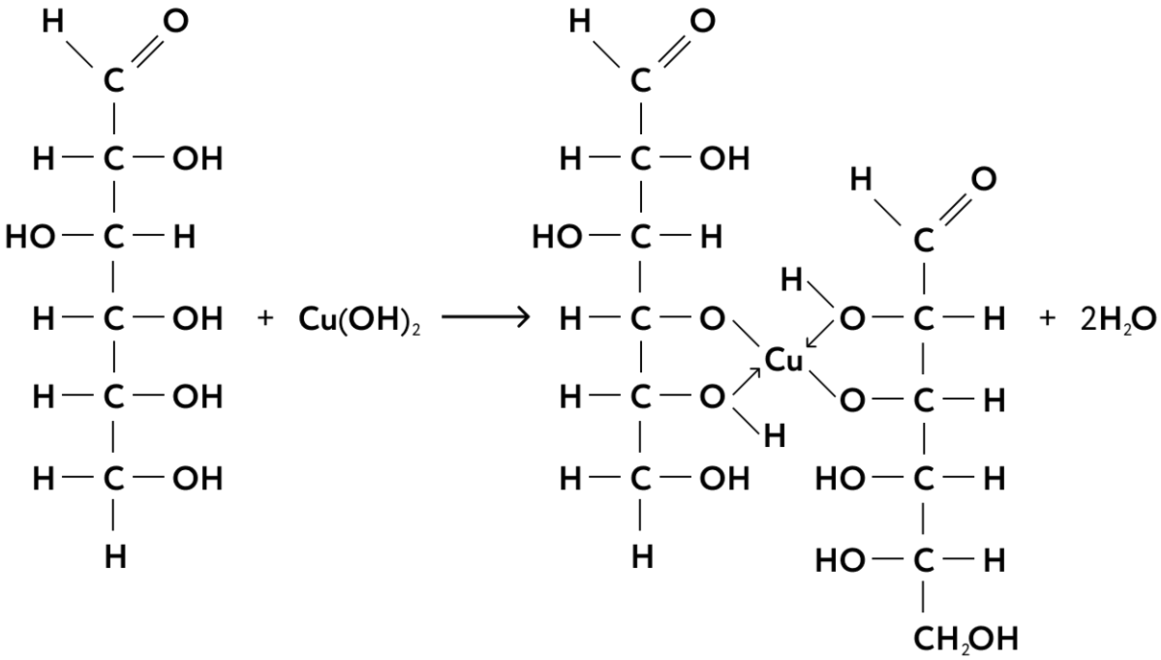
Определение	**Моносахариды (монозы)** являются бифункциональными соединениями. В их молекулах одновременно содержатся карбонильная (альдегидная или кетонная) и несколько гидроксильных групп, то есть моносахариды представляют собой полигидроксикарбонильные соединения – полигидроксиальдегиды и полигидроксикетоны. В зависимости от этого моносахариды подразделяются на альдозы (в моносахариде содержится альдегидная группа) и кетозы (содержится кетогруппа). Например, глюкоза – это альдоза, а фруктоза – это кетоза

Представитель	
Способы получения	1. Получение из формальдегида: $6HCOH \rightarrow C_6H_{12}O_6$. 2. Гидролиз природных веществ $[C_6H_{10}O_5]_n + nH_2O \xrightleftharpoons{H^+,\ t^o} nC_6H_{12}O_6$ Крахмал α-глюкоза 3. Реакции фотосинтеза. В природе глюкоза наряду с другими углеводами глюкоза образуется в результате реакции фотосинтеза
Физические свойства	Глюкоза – бесцветное кристаллическое вещество сладкого вкуса, хорошо растворимое в воде
Химические свойства	*Свойства, обусловленные наличием гидроксильной группы* 1. Взаимодействие со спиртами с образованием простых эфиров: 

2. Взаимодействие с кислотами (реакция этерификации):
глюкоза реагирует с карбоновыми кислотами с образованием сложных эфиров, то есть пять гидроксильных групп глюкозы вступают в реакцию с кислотами аналогично спиртам.

3. Взаимодействие с гидроксидом меди (II) без нагревания
Как многоатомный спирт реагирует без нагревания с гидроксидом меди (II) с образованием алкоголята меди (II) ярко-синего цвета (*качественная реакция на многоатомные спирты*):

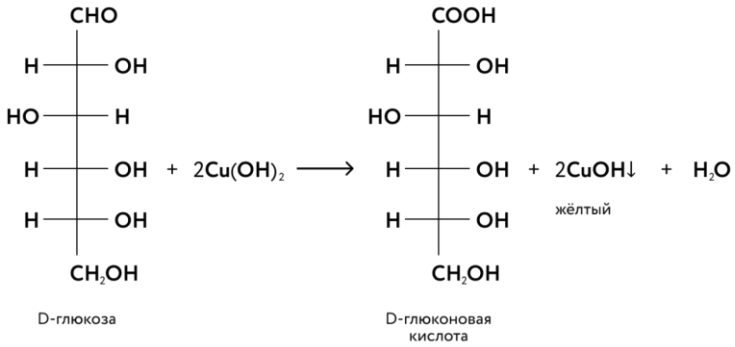
$$CuSO_4 + 2NaOH \longrightarrow Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$

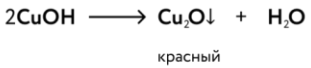


Свойства, обусловленные наличием карбонильной группы

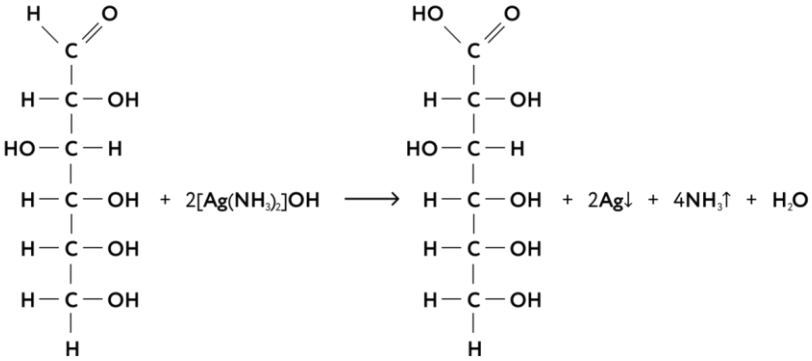
1. Окисление

Глюкоза легко окисляется до глюконовой кислоты под действием гидроксида меди (II) при нагревании, в результате чего образуется также оксид меди (II) красного цвета:





Глюкоза легко вступает в реакцию «серебряного зеркала», окисляясь под действием аммиачного раствора оксида серебра (II):



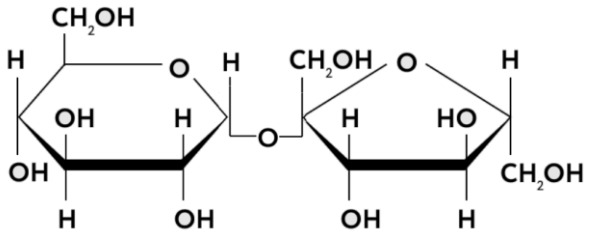
Эти реакции являются *качественными на альдегидную группу*.

Восстановление – глюкоза может восстанавливаться в шестиатомный спирт сорбит.

$CH_2–OH–(CHOH)_4–C(O)H + H_2 \rightarrow CH_2–OH–(CHOH)_4–CH_2–OH$.

	Специфические свойства глюкозы Глюкоза обладает некоторыми специфическими свойствами, к числу которых относится прежде всего биохимическое брожение: а) спиртовое брожение $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$; б) молочнокислое брожение $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2CH_3–CH(OH)–COOH$; в) маслянокислое брожение $C_6H_{12}O_6 \rightarrow C_3H_7–COOH + 2H_2 + 2CO_2$
Применение	Растворы глюкозы используются в медицине для внутривенных инъекций, так как обеспечивают дополнительное питание организма быстро усваиваемыми углеводами. Повышение концентрации глюкозы в крови приводит к усилению выработки гормона поджелудочной железы – инсулина, отвечающего за быстрый метаболизм углеводов в организме. Большое значение имеют биохимические процессы брожения глюкозы. Так, при квашении капусты, огурцов, молока, при силосовании кормов происходит молочнокислое брожение глюкозы (образуется молочная кислота). При производстве пива и вина используется спиртовое брожение глюкозы, в результате которого образуется этиловый спирт

Таблица 39. Дисахариды. Полисахариды

Дисахариды	
Определение	**Дисахариды** – молекулы, которых содержат два остатка моносахаридов. При гидролизе дисахариды распадаются на две молекулы моносахаридов
Представитель	 *Сахароза*
Способ получения	Сахароза производиться в промышленных масштабах из сахарной свеклы. Горячий раствор, образующийся при замачивании измельченной свеклы, обрабатывают известковым молоком (суспензией гидроксида кальция в воде). При этом большинство образующихся нерастворимых солей выпадает в осадок, а сахароза в виде растворимого в воде сахарата кальция оказывается в растворе. Затем раствор отделяют от осадка пропускают через него углекислый газ, в результате чего сахарат кальция разлагается на сахарозу и нерастворимый карбонат кальция.

	После этого полученный раствор отфильтровывают и упаривают в вакуумных аппаратах, а выделяющиеся кристаллы сахара отделяют и высушивают. Получаемый сахар вследствие наличия примесей имеет желтый оттенок и называется «сахар-сырец». Для более полной очистки сахар снова растворяют и нагревают с активированным углем, который сорбирует все посторонние вещества. Для получения кристаллов сахара одинакового размера упаренный раствор сахара подвергают перекристаллизации. Полученный сахар носит название «сахар-рафинад»
Физические свойства	Белое кристаллическое вещество, сладкое на вкус, без запаха. Хорошо растворима в воде
Химические свойства	1. Гидролиз в присутствии минеральных кислот или под действием ферментов с образованием соответствующих моносахаридов. $C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow C_6H_{12}O_6 + C_6H_{12}O_6$. 2. Свойства, обусловленные наличием гидроксогрупп Дисахариды проявляют также свойства многоатомных спиртов, образуя растворимые сахараты с гидроксидом меди (II) ярко-синего цвета и вступая в реакции этерификации с кислотами. 3. Горение и разложение Дисахариды вступают в реакцию горения с образованием углекислого газа и воды: $C_{12}H_{22}O_{11} + 12O_2 \rightarrow 12CO_2 + 11H_2O$. При нагревании и без доступа воздуха или под действием концентрированной они разлагаются до углерода и воды: $C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow 12C + 11H_2O$
Применение	В пищевой промышленности она является основным подсластителем и используется для приготовления сладостей, напитков, варенья, джемов, выпечки и других продуктов. В медицине сахароза применяется для изготовления лекарственных сиропов, таблеток и микстур. Она служит источником быстрой энергии для организма, особенно при упадке сил и пониженном уровне сахара в крови. В химической промышленности сахарозу используют как сырье для получения этанола, глицерина, лимонной кислоты и других органических веществ. В биотехнологии и микробиологии она служит питательным веществом при выращивании микроорганизмов. В косметологии сахароза входит в состав скрабов, масок и бальзамов, где действует как мягкий абразив и увлажнитель. В сельском хозяйстве применяется как добавка в корм для животных и в растворах для подкормки растений. Кроме того, сахароза используется в быту – при консервировании, приготовлении сиропов и карамели

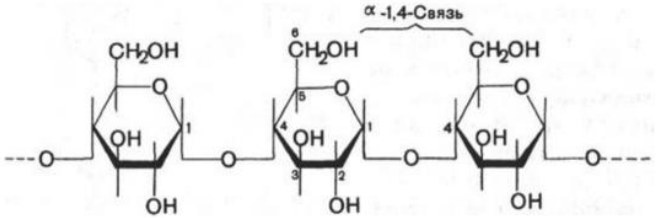
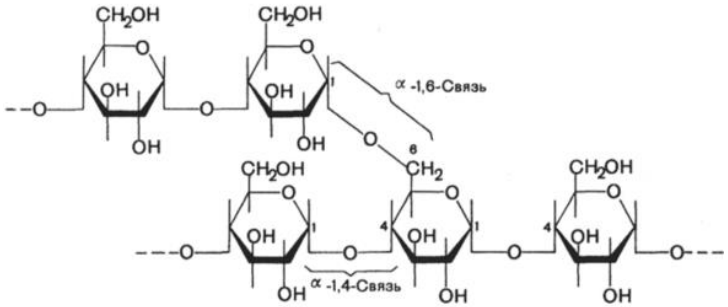
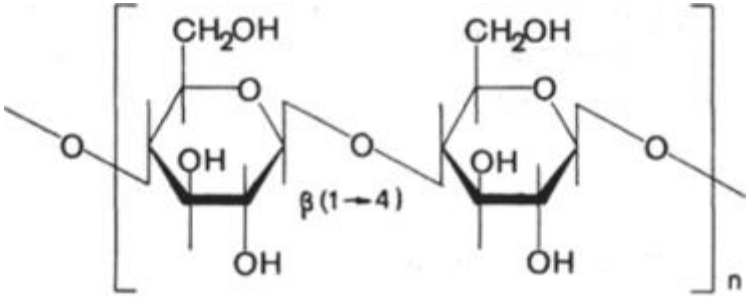
Полисахариды	
Определение	**Полисахариды** – биополимеры, молекулы которых образованы остатками моносахарида глюкозы
Представители	 *Амилоза*  *Амилопектин*  *Целлюлоза*
Применение	Полисахариды применяются в различных областях, включая пищевую (как загустители и стабилизаторы), медицинскую (как иммуностимуляторы, в составе лекарств и гелей), косметическую (увлажняющие и омолаживающие компоненты), а также в текстильной и бумажной промышленности (для производства волокон и бумаги)

Таблица 40. Амины

Алифатические амины	
Определение	**Амины** – азотсодержащие органические вещества, производные аммиака (NH_3), в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены на углеводородный радикал (–R или $–C_nH_{2n+1}$)

Классификация	По числу углеводородных радикалов первичные: $R\text{-}NH_2$ вторичные: $(R_1)(R_2)NH$ третичные: $R_1{-}N(R_3){-}R_2$
Способы получения	1. Восстановление нитросоединений: $R{-}NO_2 + 6[H]$ t^o, кат. Ni $\rightarrow R{-}NH_2 + 2H_2O$. 2. Промышленный способ: $CH_3Br + 2NH_3 \rightarrow CH_3{-}NH_2 + NH_4Br$. 3. Действием щелочей на соли алкиламмония (получение первичных, вторичных, третичных аминов): $[R{-}NH_3]Г + NaOH$ $t^o \rightarrow R{-}NH_2 + NaГ + H_2O$. 4. Действием галогеналканов на первичные алифатические амины получают вторичные и третичные амины, в том числе, смешанные
Физические свойства	Метиламин, диметиламин и триметиламин – газы, средние члены алифатического ряда – жидкости, высшие – твердые вещества. Низшие амины имеют характерный «рыбный» запах, высшие не имеют запаха. Третичные амины не образуют ассоциирующих водородных связей (отсутствует группа N–H). Поэтому их температуры кипения ниже, чем у изомерных первичных и вторичных аминов (триэтиламин кипит при 89 ºС, а н-гексиламин – при 133 ºС). По сравнению со спиртами алифатические амины имеют более низкие температуры кипения (т. кип. метиламина –6 ºС, т. кип. метанола +64,5 ºС). Низшие амины хорошо растворимы в воде. С увеличением числа и размеров углеводородных радикалов растворимость аминов в воде уменьшается, так как увеличиваются пространственные препятствия образованию водородных связей
Химические свойства	1) Взаимодействие с водой: $C_2H_5{-}NH_2 + H{-}OH \rightleftarrows [C_2H_5{-}NH_3]^+ + OH^-$ Катион этиламмония 2) Взаимодействие с кислотами: $CH_3{-}NH_2 + HCl \rightarrow [CH_3{-}NH_3]^+Cl^-$ 3) Горение: $4CH_3{-}NH_2 + 9O_2 \xrightarrow{t^o, p} 4CO_2 + 2N_2 + 10H_2O$

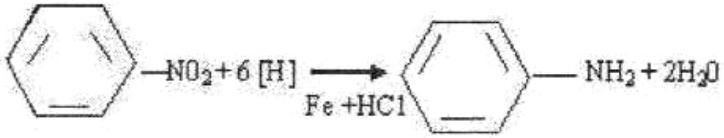
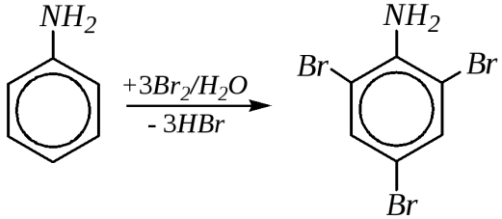
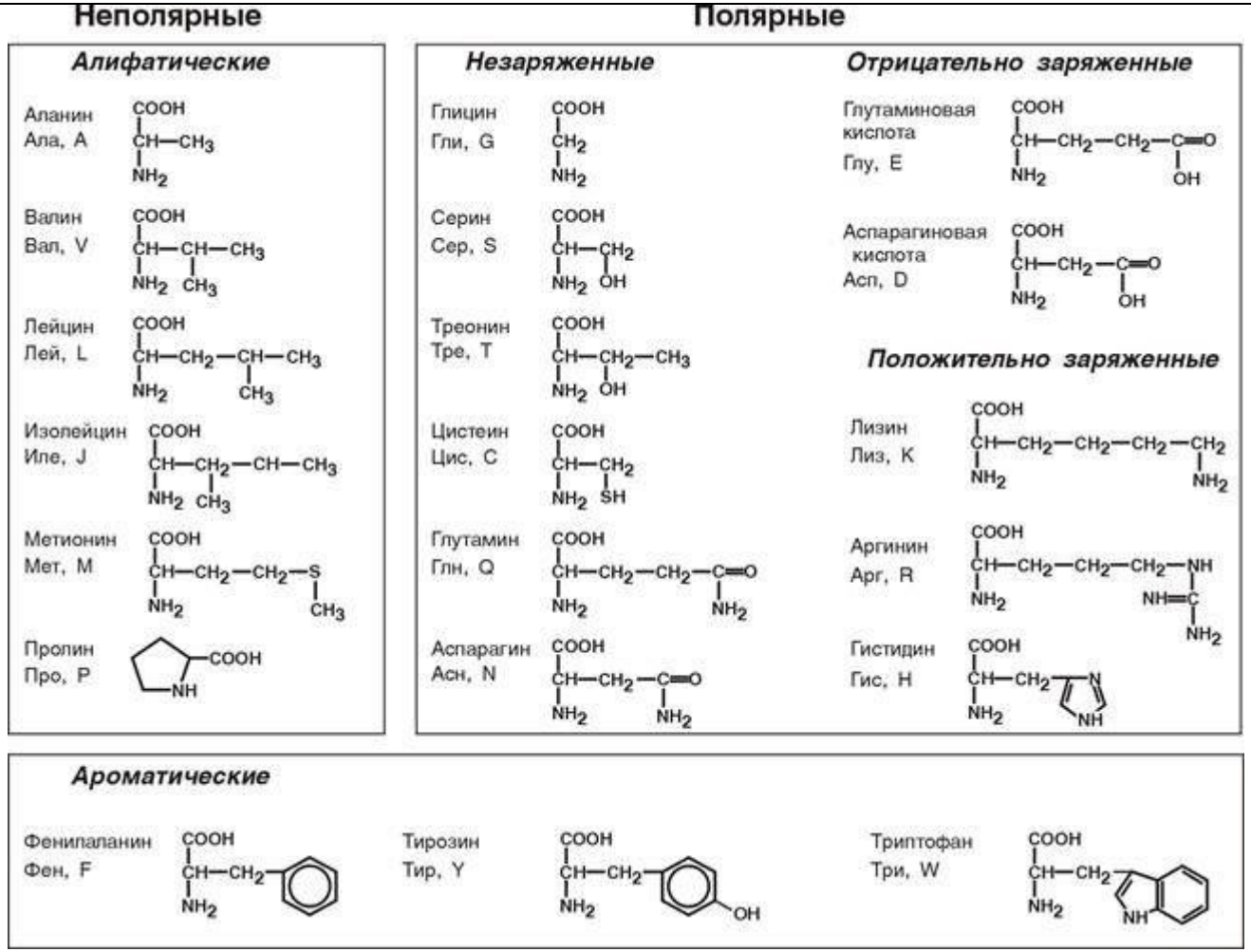
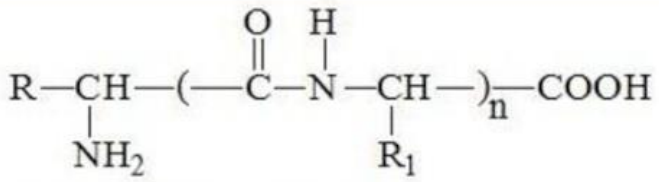
Применение	1. Участвуют в круговороте азота. 2. Фармацевтической и химической промышленности для производства красок, волокон и поверхностно-активных веществ. 3. Строительными блоками для синтеза более сложных соединений. 4. Для очистки природного газа от углекислого газа и сероводорода в процессе нефтепереработки
Ароматические амины	
Определение	**Ароматические амины** – это соединения, в молекулах которых аминогруппа связана непосредственно с ароматическим фрагментом
Способы получения	Промышленное получение анилина: 
Физические свойства	Анилин представляет собой бесцветную маслянистую жидкость с характерным запахом (т. кип. 184 ºС, т. пл. –6 ºС). На воздухе быстро окисляется и приобретает красно-бурую окраску. Ядовит
Химические свойства	Ароматические амины являются более слабыми основаниями, чем аммиак, поскольку неподеленная электронная пара атома азота смещается в сторону бензольного кольца, вступая в сопряжение с его π-электронами. Анилин с водой не реагирует и не изменяет окраску индикатора!!! Энергично реагирует с бромной водой с образованием 2, 4, 6-триброманилина (белый осадок). *Эта реакция может использоваться для качественного и количественного определения анилина:*  Свойства аминогруппы: $C_6H_5NH_2 + HCl \rightarrow [C_6H_5NH_3] + Cl$ – хлорид фениламмония
Применение	Медицина, в синтезе красителей, фото проявителей, вулканизаторов и стабилизаторов резины, в производстве пластмасс

Таблица 41. Аминокислоты. Белки

Аминокислоты	
Определение	**Аминокислоты** – органические соединения, в молекуле которых одновременно содержатся карбоксильные группы –COOH и аминогруппы $–NH_2$
Строение	Наибольшее значение имеют так называемые α-аминокислоты, в молекулах которых обе функциональные группы связаны с одним и тем же атомом углерода. В состав белков входят 20 α-аминокислот. Эти 20 α-аминокислот являются звеньями (мономерами), из которых построены белки. $H_2N – CH – COOH$ $\quad\quad\quad\quad \vert$ $\quad\quad\quad\quad R$
Классификация	1. По строению радикала аминокислот: А) Алифатические – глицин, аланин, валин, лейцин, изолейцин. Б) Гидроксилсодержащие – серин, треонин. В) Серосодержащие – цистеин, метионин. Г) Ароматические – фенилаланин, тирозин, триптофан. Д) Основные – аргинин, гистидин, лизин. 2. По полярности R-групп аминокислот: А) неполярные – в радикале есть неполярные связи C–C, C–H, таких аминокислот восемь: аланин, валин, лейцин, изолейцин, метионин, фенилаланин, триптофан, пролин. Б) полярные – в R-группе есть полярные связи C–O, C–N, –OH, S–H. 3. По ионным свойствам R-групп: А) Кислые (при pH = 7 R-группа может нести отрицательный заряд) это аспарагиновая, глутаминовая кислоты, цистеин и тирозин. Б) Основные (при pH = 7 R-группа может нести положительный заряд) – это аргинин, лизин, гистидин. В) Нейтральные (группа R не заряжена). 4. По числу аминных и карбоксильных групп аминокислоты делятся: А) моноаминамонокарбоновые, содержащие по одной карбоксильной и аминной группе; Б) моноаминодикарбоновые (две карбоксильные и одна аминная группа); В) диаминомонокарбоновые (две аминные и одна карбоксильная группа). 5. По способности синтезироваться в организме человека и животных все аминокислоты делятся: А) заменимые – синтезируются в организме человека в достаточном количестве из других соединений. Растения могут синтезировать все аминокислоты.

	Б) незаменимые – не могут синтезироваться в организме человека и животных они обязательно должны поступать вместе с пищей. Абсолютно незаменимых аминокислот восемь: валин, лейцин, изолейцин, треонин, триптофан, метионин, лизин, фенилаланин. В) частично незаменимые – синтезируются в организме, но в недостаточном количестве, поэтому частично должны поступать с пищей. Такими аминокислотами являются арганин, гистидин, тирозин
Представители	
Физические свойства	Они имеют высокие температуры плавления (200–300 ºС), нерастворимость в углеводородах и хорошая растворимость в воде. Некоторые аминокислоты оптически активны

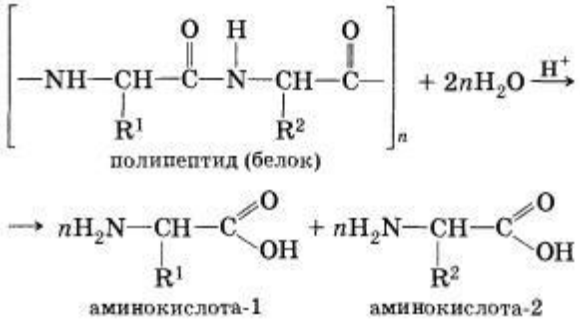
Химические свойства	1. Окисление: – горение $4NH_2–CH_2–COOH + 9O_2 \rightarrow 4CO_2 + 10H_2O + 2N_2$ – с галогеналканами $NH_2–CH_2–COOH + CH_3–Cl \rightarrow [CH_3–NH_2^+–CH_2–COOH]Cl^-$ 2. Реакции по карбоксильной группе: – Этерификация $NH_2–CH_2–COOH + CH_3–OH \leftrightarrow NH_2–CH_2–COOCH_3 + H_2O$ – с металлами до водорода в РНМ $2NH_2–CH_2–COOH + 2K \rightarrow 2NH_2–CH_2–COOK + H_2$ – с оксидами и гидроксидами металлов $2NH_2–CH_2–COOH + MgO \rightarrow (NH_2–CH_2–COO)_2Mg + H_2O$ – с аммиаком $NH_2–CH_2–COOH + NH_3 \rightarrow NH_2–CH_2–COONH_4$ – с другими аминокислотами (образование дипептидов): $NH_2–CH_2–COOH + NH_2–CH_2–COOH \leftrightarrow H_2O + NH_2–CH_2–C(O)–NH–CH_2–COOH$
Применение	Аминокислоты применяются в медицине (в качестве лекарств и БАДов), пищевой промышленности (добавки, корма), химической промышленности (красители, моющие средства, синтетические волокна) и спорте для строительства и восстановления мышц, а также для нормализации работы нервной системы
Белки	
Определение	**Белки** являются основными биополимерами клеток, за счет которых осуществляются практически все функции организма. Термин «белок» происходит от немецкого слова «Eiweiss», что означает яичный белок или вообще белок. Другое название – протеины, происходит от греческого слова «протос» – первичный
Состав	

Строение

Структура белковой молекулы	Характеристика структуры	Тип связи, определяющий структуру	Графическое изображение
Первичная — линейная	Порядок чередования аминокислот в полипептидной цепи — линейная структура	Пептидная связь —NH—CO—	
Вторичная — спиралевидная	Закручивание полипептидной линейной цепи в спираль — спиралевидная структура	Внутримолекулярные водородные связи	CO...HN CO...HN
Третичная — глобулярная	Упаковка вторичной спирали в клубок — клубочковидная структура	Дисульфидные и ионные связи	

Свойства

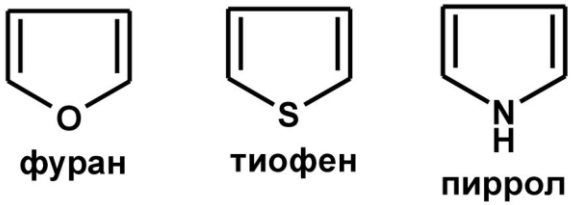
1. Гидратация – означает связывание белками воды, при этом они проявляют гидрофильные свойства: набухают, их масса и объем увеличиваются. Набухание белка сопровождается его частичным растворением.
2. Денатурация белков – под влиянием внешних факторов (температуры, механического воздействия, действия химических агентов и ряда других факторов) происходит изменение вторичной, третичной и четвертичной структур белковой макромолекулы, то есть ее нативной пространственной структуры.
3. Пенообразование – способность белков образовывать высококонцентрированные системы «жидкость – газ», называемые пенами.
4. Гидролиз белков:

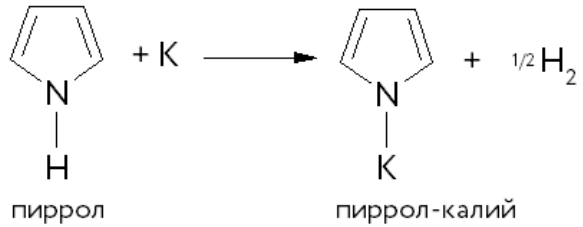
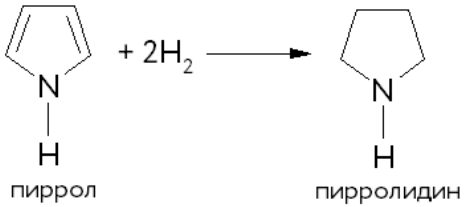
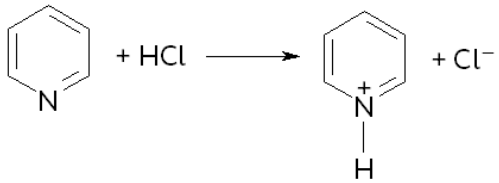


5. Горение – горят с образованием азота, углекислого газа и воды, а также некоторых других веществ. Горение сопровождается характерным запахом жженых перьев.

	6. Цветные реакции: – ксантопротеиновую, при которой происходит взаимодействие ароматических и гетероатомных циклов в молекуле белка с концентрированной азотной кислотой, сопровождающееся появлением желтой окраски; – биуретовую, при которой происходит взаимодействие слабощелочных растворов белков с раствором сульфата меди (II) с образованием комплексных соединений между ионами Cu^{2+} и полипептидами. Реакция сопровождается появлением фиолетово-синей окраски

Таблица 42. Азотсодержащие гетероциклические соединения

Определение	**Азотсодержащие гетероциклические соединения** – это органические вещества, молекулы которых содержат замкнутый цикл, в состав которого, помимо атомов углерода, входят один или несколько атомов азота
Примеры	 *Пятичленные гетероциклы* *Шестичленные гетероциклы*
Пиррол	**Пиррол** – ароматический пятичленный азотсодержащий гетероцикл. Пиррол представляет собой бесцветную жидкость с запахом хлороформа. Пиррол плохо растворяется в воде, но хорошо растворяется в органических растворителях. На воздухе пиррол быстро темнеет вследствие окисления под действием кислорода. Пиррол содержится в костном масле, получаемом при сухой перегонке костей, а также в каменноугольной смоле. Пиррольные кольца входят в состав хлорофилла растений, гемоглобинов и ряда других биологически важных соединений. Пиррол получают путем конденсации ацетилена с аммиаком: $C_2H_2 + NH_3 \rightarrow C_4H_4NH + H_2$.

	Химические свойства пиррола: 1. Кислотные свойства  2. Гидрирование 
Пиридин	**Пиридин** – ароматический шестичленный азотсодержащий гетероцикл. Пиридин представляет собой бесцветную жидкость, легче воды, прекрасно растворяется в воде, смешиваясь с ней в любых соотношениях. Пиридин обладает крайне неприятным характерным запахом. В промышленности пиридин выделяют из каменноугольной смолы. В лаборатории пиридин можно получить путем взаимодействия синильной кислоты с ацетиленом: $C_2H_2 + HCN \rightarrow C_5H_5NH$. Химические свойства пиридина: Пиридин – более слабое основание, чем алифатические амины, но его водный раствор окрашивает лакмус в синий цвет. При взаимодействии пиридина с сильными кислотами образуются соли пиридиния, например: 

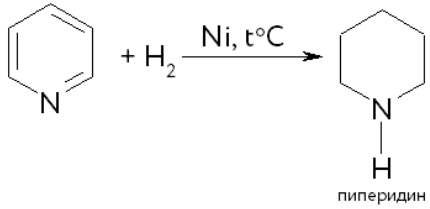
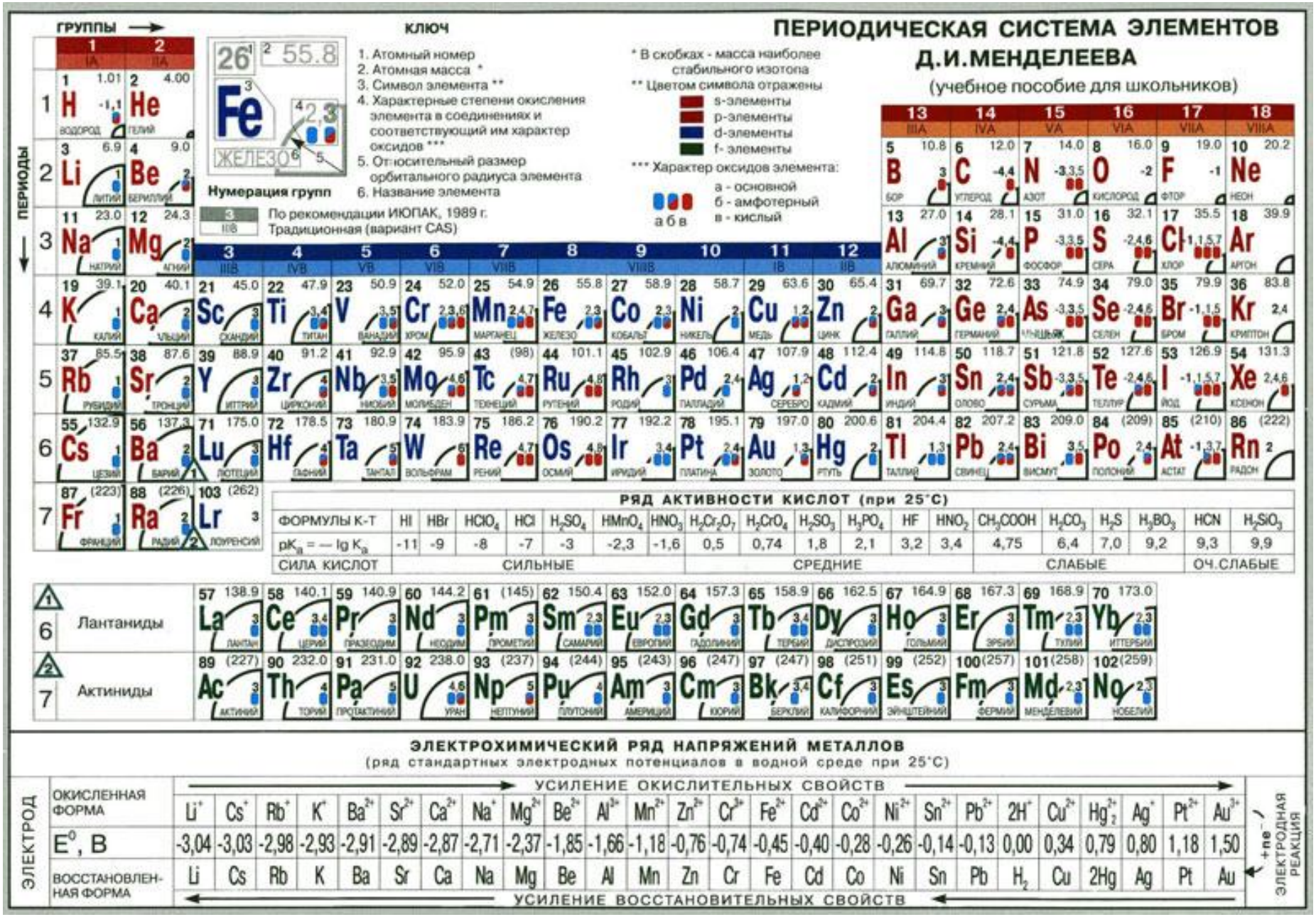
	Гидрирование пиридина приводит к образованию пиперидина, который представляет собой циклический вторичный амин и является гораздо более сильным основанием, чем пиридин: 
Применение	Азотсодержащие гетероциклические соединения широко применяются в качестве лекарственных средств (хинин, морфин, пенициллин), красителей (индиго), а также в производстве пластмасс, ускорителей вулканизации каучука и агрохимикатов. Они являются ключевыми компонентами многих природных соединений, таких как ДНК и РНК, витамины (B12) и коферменты, а также незаменимых аминокислот

Таблица 43. Общее понятие о химии высокомолекулярных соединений. Химия и жизнь

Основные понятия	*Высокомолекулярные соединения (полимеры)* – вещества с очень большой молекулярной массой, молекулы которых содержат повторяющиеся группировки атомов. *Макромолекула* – молекула полимера (от греч. «макрос» – большой, длинный). *Мономеры* – низкомолекулярные соединения, из которых образуются полимеры. *Структурное звено* – группа атомов, многократно повторяющаяся в цепной макромолекуле. *Степень полимеризации* – число, показывающее сколько молекул мономера соединилось в макромолекулу
Классификация полимеров	1. По происхождению полимеры бывают: – природными; – синтетическими, то есть полученными из мономеров; – искусственными, то есть полученными в результате химической обработки природных полимеров. 2. По пространственной структуре различают: – линейные (полиэтилен, поливинилхлорид); – разветвленные (амилопетин, натуральный каучук); – сетчатые (сшитые) полимеры (фенолоформальдегидные смолы, вулканизированные каучуки с большим содержанием серы).

	3. По последовательности соединения исходных молекул мономеров в макромолекуле полимера различают: – стереорегулярные – полимеры, макромолекулы которых построены из звеньев одинаковой пространственной конфигурации или же из звеньев различной конфигурации, но обязательно чередующихся в цепи в определенном порядке; – нестереорегулярные – полимеры с произвольным чередованием звеньев различной пространственной конфигурации. 4. По способу получения. Существует два основных способами получения полимеров – реакции полимеризации и реакция поликонденсации. Полимеризация – это реакция присоединения молекул мономеров друг к другу с образованием только высокомолекулярного соединения (полимера), без выделения побочных продуктов. Поликонденсация – это реакция, в ходе которой, помимо полимера, образуется низкомолекулярное вещество, например, вода, аммиак или хлористый водород
Физические свойства	Полимеры не имеют определенной температуры плавления, так как содержат макромолекулы различной массы, и при нагревании они постепенно размягчаются. Многие полимеры обладают низкой растворимостью; сетчатые полимеры вообще нерастворимы, а лишь набухают за счет поглощения растворителя. Растворы полимеров обладают высокой вязкостью при малой концентрации растворенного вещества. Полимеры обладают особыми механическими свойствами, к которым относятся: – эластичность – способность к высоким обратимым деформациям при относительно небольшой нагрузке, что особенно характерно для каучуков; – малая хрупкость стеклообразных и кристаллических полимеров, например органического стекла; – способность макромолекул к ориентации под действием направленного механического поля, что используется при изготовлении волокон и пленок; – способность к старению, то есть к потере характерных свойств. При старении полимеры могут размягчаться, но часто, наоборот, происходит повышение их твердости и хрупкости и потеря эластичности. Для замедления процесса старения в полимеры добавляют стабилизаторы – различные органические вещества, ослабляющие действия факторов, способствующих старению
Применение	ВМС применяются для контрацепции, а также для лечения некоторых гинекологических заболеваний. Как метод контрацепции, они предотвращают беременность, создавая в матке среду, препятствующую оплодотворению и имплантации яйцеклетки. В лечебных целях ВМС используются для снижения обильных менструаций (меноррагия), болезненных менструаций (дисменорея), а также могут помочь при эндометриозе и предотвратить железодефицитную анемию


ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ
Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА
(учебное пособие для школьников)
ГРУППЫ
ПЕРИОДЫ
КЛЮЧ
1. Атомный номер
2. Атомная масса *
3. Символ элемента **
4. Характерные степени окисления элемента в соединениях и соответствующий им характер оксидов ***
5. Относительный размер орбитального радиуса элемента
6. Название элемента
Нумерация групп
По рекомендации ИЮПАК, 1989 г.
Традиционная (вариант CAS)
* В скобках - масса наиболее стабильного изотопа
** Цветом символа отражены
s-элементы
p-элементы
d-элементы
f- элементы
*** Характер оксидов элемента:
а - основной
б - амфотерный
в - кислый
РЯД АКТИВНОСТИ КИСЛОТ (при 25°С)
ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ
(ряд стандартных электродных потенциалов в водной среде при 25°С)
УСИЛЕНИЕ ОКИСЛИТЕЛЬНЫХ СВОЙСТВ
УСИЛЕНИЕ ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ СВОЙСТВ
ЭЛЕКТРОД
ОКИСЛЕННАЯ ФОРМА
ВОССТАНОВЛЕННАЯ ФОРМА
ЭЛЕКТРОДНАЯ РЕАКЦИЯ

МОЛЕКУЛЯРНЫЕ (ФОРМУЛЬНЫЕ) МАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ И ИХ РАСТВОРИМОСТЬ В ВОДЕ (при 25°С)

АНИОНЫ \ КАТИОНЫ		H^+	NH_4^+	Li^+	Na^+	K^+	Rb^+	Ba^{2+}	Sr^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Be^{2+}	Al^{3+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Cr^{2+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Cd^{2+}	Co^{2+}	Co^{3+}	Ni^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	АНИОНЫ
O^{2-}	ОКСИД (не электролит)	18		30	62	94	188	153	104	56	40	25	102	71	81	68	152	72	160	128	75	160	75	135	223	80	232	217	O^{2-}
OH^-	ГИДРОКСИД	18	35	24	40	56	102	171	122	74	58	43	78	89	99	86	103	90	107	146	93	110	93	153	241	98	125	235	OH^-
F^-	ФТОРИД	20	37	26	42	58	104	175	126	78	62	47	84	93	103	90	109	94	113	150	97	116	97	157	245	102	127	238	F^-
Cl^-	ХЛОРИД	36,5	53,5	42,5	58,5	74,5	121,5	208	159	111	95	80	133,5	126	136	123	158,5	127	162,5	183	130	165,5	130	190	278	135	143,5	272	Cl^-
Br^-	БРОМИД	81	98	87	103	119	165	297	247	200	184	169	267	215	225	212	292	216	296	272	219	299	219	279	367	223	188	360	Br^-
I^-	ИОДИД	128	145	134	150	166	212	391	341	294	278	263	408	309	319	306	433	310		366	313	440	313	373	461		235	454	I^-
S^{2-}	СУЛЬФИД	34	68	46	78	110	203	169	120	72	56	41	150	87	97	84	200	88	208	144	91	214	91	151	239	96	248	233	S^{2-}
SO_4^{2-}	СУЛЬФАТ	98	132	110	142	174	267	233	184	136	120	105	342	151	161	148	392	152	400	208	155	406	155	215	303	160	312	297	SO_4^{2-}
HSO_4^-	ГИДРОСУЛЬФАТ	98	115	104	120	136	182		282					249	259	246									401		205		HSO_4^-
SO_3^{2-}	СУЛЬФИТ	82	116	94	126	158	251	217	168	120	104	89	294	135	145		344	136		192	139		139	199	287	144	296	281	SO_3^{2-}
ClO_4^-	ПЕРХЛОРАТ	100	117	106	122	138	185	336	287	239	223	208	325	254	264	251	350	255	354	311	258	357	258		406	262	207	400	ClO_4^-
ClO_3^-	ХЛОРАТ	84	101	90	106	122	169	304	255	207	191	176	277	222	232		302			279	226		226		374	230	191	368	ClO_3^-
NO_3^-	НИТРАТ	63	80	69	85	101	147	261	212	164	148	133	213	179	189		238	180	242	236	183	245	183	243	331	188	170	325	NO_3^-
NO_2^-	НИТРИТ	47	64	53	69	85	131	229	180	132	116	101		147	157						151		151		299	156	154	293	NO_2^-
PO_4^{3-}	ФОСФАТ	98	149	116	164	212	351	602	453	310	263	217	122	355	386	346	147	357	151	527	367		367	546	812	381	419	792	PO_4^{3-}
HPO_4^{2-}	ГИДРОФОСФАТ	98	132		142	174	267	233	184	136	120	105	342	151	161		392	152						215	303	160	312	297	HPO_4^{2-}
$H_2PO_4^-$	ДИГИДРОФОСФАТ	98	115	104	120	136	182	331	282	234	218	203	318	249	259				347	306				313	401		205	395	$H_2PO_4^-$
CH_3COO^-	АЦЕТАТ	60	77	66	82	98	144	255	206	158	142	127	204	173	183	170	229	174	233	230	177	236	177	237	325	182	167	319	CH_3COO^-
$Cr_2O_7^{2-}$	ДИХРОМАТ	218	252	230	262	294	387	353	304	256	240	225						272	760					335	423	280	432	417	$Cr_2O_7^{2-}$
CrO_4^{2-}	ХРОМАТ	118	152	130	162	194	287	253	204	156	140	125		171	181				460	228	175		175	235	323	180	332	317	CrO_4^{2-}
MnO_4^-	ПЕРМАНГАНАТ	120	137	126	142	158	204	375	326	278	262	247	384		303					350			297				227		MnO_4^-
CO_3^{2-}	КАРБОНАТ	62	96	74	106	138	231	197	148	100	84	69		115	125	112	284	116		172	119	298	119		267	124	276	261	CO_3^{2-}
HCO_3^-	ГИДРОКАРБОНАТ	62	79	68	84	100	146	259	210	162	146				187	174	235	178					181		329		169		HCO_3^-
SiO_3^{2-}	(МЕТА)СИЛИКАТ	78		90	122	154	247	213	164	116	100	85		131	141			132		189				195	283		292	277	SiO_3^{2-}

- РАСТВОРЯЕТСЯ (>1г на 100 г воды)
- НЕ РАСТВОРЯЕТСЯ (<0,1г на 100 г воды)
- НЕТ ДАННЫХ О РАСТВОРИМОСТИ
- МАЛО РАСТВОРЯЕТСЯ (0,1-1г на 100 г воды)
- РАЗЛАГАЕТСЯ или ВЗАИМОДЕЙСТВУЕТ С ВОДОЙ
- В ВОДНОМ РАСТВОРЕ ВЕЩЕСТВО НЕ СУЩЕСТВУЕТ

РЯД АКТИВНОСТИ КИСЛОТ (при 25°С)

ФОРМУЛЫ	HI	HBr	$HClO_4$	HCl	H_2SO_4	$HMnO_4$	HNO_3	H_2CrO_4	H_2SO_3	H_3PO_4	HF	HNO_2	CH_3COOH	H_2CO_3	H_2S	HClO	HCN	H_2SiO_3
pKa=-lgKa	-11	-9	-8	-7	-3	-2,3	-1,6	-1	1,8	2,1	3,2	3,4	4,75	6,4	7,2	7,3	9,1	9,7
СИЛА КИСЛОТ	СИЛЬНЫЕ								СРЕДНИЕ				СЛАБЫЕ					

ЧИСЛО АВОГАДРО $N_A=6{,}02\cdot10^{23}$ моль$^{-1}$. **УНИВЕРСАЛЬНАЯ ГАЗОВАЯ ПОСТОЯННАЯ** R=8,314 Дж/(К·моль)=0,08205 л·атм/(К·моль)=62,4 мм.рт.ст·л/(К·моль)

НОРМАЛЬНЫЕ УСЛОВИЯ (н.у.): T = 273 К = 0°С, p =101325 Па =1 атм = 760 мм.рт.ст. **МОЛЯРНЫЙ ОБЪЕМ ИД. ГАЗА ПРИ н.у.** Vm (н.у.) = 22,4 л/моль.

МОЛЯРНАЯ МАССА ВОЗДУХА M(возд) = 29 г/моль. **АТОМНАЯ ЕДИНИЦА МАССЫ** 1 а.е.м.=1,6610^{-27} кг.

© АНО "Развитие", 2000
© АНО "Развитие", 2004 (с изменениями)

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ KnAm (K^{m+}-катион, A^{n-}-анион)

Соль образована основанием	Соль образована кислотой	Уравнение гидролиза (I ступень)	Среда раствора	pH
сильн.	сильн.	*не идет*	нейтр.	7
сильн.	слаб.	$A^{n-} + H_2O \Leftrightarrow HA^{(n-1)-} + OH^-$	щелочн.	>7
слаб.	сильн.	$K^{m+} + H_2O \Leftrightarrow KOH^{(m-1)+} + H^+$	кислая	<7
слаб.	слаб.	$K^{m+} + A^{n-} + H_2O \Leftrightarrow KOH^{(m-1)+} + HA^{(n-1)-}$	сл.щел.-нейтр.-сл.кисл.	≅7

Необратимый гидролиз - продукты выводятся из раствора.

Например: $2Me^{3+} + 3S^{2-} + 6H_2O = 2Me(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow$ (Me = Al, Cr)

$2Me^{3+} + 3SO_3^{2-} + 3H_2O = 2Me(OH)_3\downarrow + 3SO_2\uparrow$ (Me = Al, Cr)

$2Me^{3+} + 3CO_3^{2-} + 3H_2O = 2Me(OH)_3\downarrow + 3CO_2\uparrow$ (Me = Al, Cr, Fe)

$2Me^{2+} + 2CO_3^{2-} + H_2O = (MeOH)_2CO_3\downarrow + CO_2\uparrow$ (Me = Cu, Fe, Mn, Pb, Zn)

Таблица качественные реакции органических соединений

Органическое соединение	Реактив (реагент)	Качественные реакции органических соединений	Запах
Алканы	Действие пламя	Обычно определяют путем исключения. Низшие алканы горят голубоватым пламенем	Есть запах
Алкены C=C	1) Бромная вода. 2) Раствор $KMnO_4$. 3) Горение	1) Обесцвечивание раствора. 2) Обесцвечивание раствора, выпадение бурого осадка MnO_2↓. 3) Горят слегка желтоватым пламенем (частицы углерода)	Есть запах
Алкины CH≡CH или R–C≡CH	Ag_2O ($NH_2 \cdot H_2O$)	Бледно-желтый осадок Ag_3O_3↓	–
	CuCl ($NH_3 \cdot H_2O$)	Красный осадок Cu_2O_2↓	–
Толуол	$KMnO_4$ (раствор) (кислотный раствор)	Обесцвечивание раствора (при нагревании)	–
Бензол	Горение	Качественную реакцию бензола обычно определяют путем исключения. Горит коптящим пламенем	Есть запах
Фенол	1) Бромная вода. 2) Раствор Na_2CO_3. 3) $FeCl_3$	1) Обесцвечивание, выпадение бело-желтого осадка трибромфенола. 2) Выделение углекислого газа. 3) Фиолетовое окрашивание	Есть запах
Спирты	1) Na. 2) Горение. 3) Мерная горячая прокаленная Cu-проволока	1) Выделение водорода. 2) Горят светлым голубоватым пламенем. 3) Восстановление красной окраски у прокаленной горячей медной проволоки	Есть запах
Многоатомные спирты	$Cu(OH)_2$ + NaOH	Синее окрашивание – образование глицератов и др.	Нет
Амины	1) Лакмус. 2) HHal	1) В водном растворе – синее окрашивание. 2) Образуют соли с галогеноводородами – после выпаривания твердый осадок	Есть запах
Анилин	1) Бромная вода. 2) HHal	1) Обесцвечивание бромной воды, выпадение осадка триброманилина. 2) После упаривания твердый осадок – соль гидрогалогенида анилина	Есть запах

Органическое соединение	Реактив (реагент)	Качественные реакции органических соединений	Запах
Альдегиды –CHO	1) Ag_2O. 2) $Cu(OH)_2$	1) Реакция серебряного зеркала. 2) Выпадение красного осадка $Cu_2O\downarrow$	Есть запах
Карбоновые кислоты –COOH	1) Лакмус. 2) Na_2CO_2 (раствор)	1) Красное окрашивание. 2) Выделение газа $CO_2\uparrow$	Есть запах
Муравьиная кислота	Ag_2O ($NH_2 \cdot H_2O$)	Реакция серебряного зеркала (при нагревании)	Есть запах
Олеиновая кислота	Br_2 (раствор)	Обесцвечивание	Есть запах
Уксусная кислота	Na_2CO_2 (раствор)	Выделение газа $CO_2\uparrow$, характерный запах уксуса	Есть запах
Крахмал	Раствор I_2 в KI или спиртовой раствор иода	При качественной реакции на органическое соединение крахмал происходит синее окрашивание	Нет
Белки	Конц. HNO_3	Желтое окрашивание, при добавлении щелочного раствора – оранжевое	Нет
Глюкоза –CHO	$Cu(OH)_2$, t^o (свежеприготовленный из 2-х капель $CuSO_4$ и 1 мл NaOH). 1) Без t^o. 2) С t^o	1) Образование хелата. 2) Выпадение красного осадка Cu_2O	Нет
Сахароза	$Cu(OH)_2$ взвесь	Растворение осадка	Нет
Cl-производные	Cu + пламя	Зеленое окрашивание пламени парами $CuCl_2$	Нет
Мыло (стеарат натрия)	1) Лакмус. 2) HCl	1) Щелочная среда в результате гидролиза окрашивается в синий цвет. 2) Белый осадок в виде хлопьев стеариновой кислоты	Нет

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Дерябина Н. Е. Химия в схемах и таблицах. – М.: ИПО «У Никитских ворот», 2009. – 40 с.

2. Дерябина Н. Е. Окислительно-восстановительные реакции в неорганической химии. – М.: Альянс-Пресс, 2014. – 48 с.

3. Дерябина Н. Е. Химия. Основные классы неорганических веществ. Теория, программы деятельности, вопросы, задания, упражнения, справочный материал. – М.: Альянс-Пресс, 2016. – 64 с.

4. Дерябина Н. Е. Органическая химия. Книга 1. Углеводороды и их монофункциональные производные. Учебник-тетрадь. – М.: ИПО «У Никитских ворот», 2012. – 200 с.

5. Дерябина Н. Е. Неорганическая химия в упражнениях и задачах. – М.: ИПО «У Никитских ворот», 2012. – 32 с.

6. Новошинский И. И., Новошинская Н. С. Химия: учебник для 8 класса общеобразовательных учреждений. – М.: ООО «Русский слово-учебник», 2013. – 224 с.

7. Новошинский И. И., Новошинская Н. С. Химия: учебник для 9 класса общеобразовательных учреждений. – М.: ООО «Русский слово-учебник», 2012. – 256 с.

8. Новошинский И. И., Новошинская Н. С. Химия: учебник для 10 класса общеобразовательных учреждений. Профильный уровень. – М.: ООО «ТИД «Русский слово-РС», 2008. – 424 с.

9. Новошинский И. И., Новошинская Н. С. Органическая химия. 11 класс. Учебник для общеобразовательных учреждений. Профильный уровень. – М.: ООО «ТИД «Русский слово-РС», 2008. – 352 с.

10. Рудзитис Г. Е., Фельдман Ф. Г. Химия. 9 класс: учебник для общеобразовательных организаций. – М.: Просвещение, 2016. – 208 с.

Учебное издание

ХИМИЯ В СХЕМАХ И ТАБЛИЦАХ
(на 140 часов)

Учебно-методическое пособие

Составители:
Л. П. Кушнир, О. О. Наумова

Подписано в печать 28.01.2026.
Формат издания 60×84 $^{1}/_{8}$. Усл. печ. л. 11,4.

Изготовлено в ГОУ ДПО «Институт развития образования и повышения квалификации».
3300, г. Тирасполь, ул. Краснодонская, 31/2.