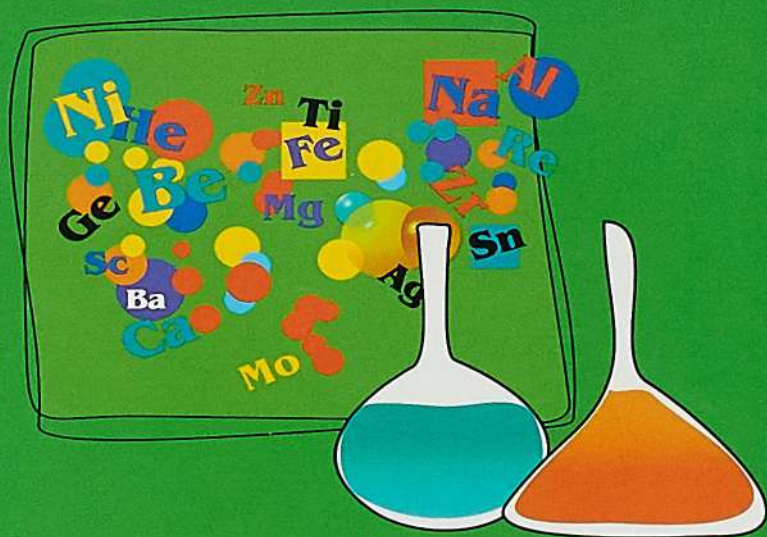


Библиотека школьника

Химия

Законы,
свойства элементов
и их соединений



ФЕНИКС

Серия «Библиотека школьника»

Т.Н. Литвинова

ХИМИЯ. Законы, свойства элементов и соединений

Ростов-на-Дону
«Феникс»
2012

УДК 373.167.1:54

ББК 24я72

КТК 444

Л64

Рецензенты:

Шельдешов Н.В., профессор Кубанского государственного университета, доктор химических наук;
Найденов Ю.В., доцент, кандидат химических наук, зав. кафедрой естественно-научного и экологического образования ГОУ КК ККИДППО (Краснодар)

Литвинова Т.Н.

Л64 Химия: Законы, свойства элементов и соединений / Т.Н. Литвинова. — Ростов н/Д : Феникс, 2012. — 156 с. — (Библиотека школьника).

ISBN 978-5-222-26249-8

Данное учебное пособие подготовлено на основе нормативных документов: образовательных стандартов, обязательного минимума содержания основного общего образования и требований к уровню подготовки учащихся, а также авторизованной программы Т.Н. Литвиновой для медико-биологических классов. Представляет собой учебное пособие для школьников, необходимое для теоретической подготовки и системного усвоения курса химии. Составлено в соответствии Кодификатором элементов содержания по химии для составления контрольных измерительных материалов (КИМ) единого государственного экзамена, подготовленного Федеральным государственным научным учреждением «Федеральный институт педагогических измерений». Содержит необходимый теоретический материал, основные законы, закономерности, понятия химии, математический аппарат для решения задач и выполнения расчетных заданий, полезные вспомогательные данные в приложении.

Пособие соответствует федеральному компоненту государственных образовательных стандартов среднего (полного) общего образования.

ISBN 978-5-222-26249-8

УДК 373.167.1:54

ББК 24я72

© Текст: Литвинова Т.Н., 2011

© Оформление: ООО «Феникс», 2012

Предисловие

Уважаемые учащиеся!

Химическая подготовка имеет существенное значение для формирования естественно-научного мышления будущих студентов вузов химического, экологического, медицинского, биологического профиля. Это обусловлено целым рядом факторов:

- Химия вносит существенный вклад в понимание законов природы, в научное мировоззрение и мышление человека, в создание материальной базы, а также методов исследования. Химические знания являются не только элементом культуры, но и необходимым условием существования человека в окружающей среде. Вещества окружают нас в воздухе, пище, почве и т.д., при этом оказывают существенное влияние на здоровье человека.
- Человек, животные представляют собой сложную химическую лабораторию, в которой протекают реакции разного типа, поэтому одной из важнейших задач химического образования студентов медико-биологических специальностей является изучение закономерностей протекания химических реакций в биологических системах.
- Химическая подготовка школьников и студентов играет социальную роль, т.к. такие проблемы как загрязнения окружающей среды, техногенные катастрофы, производство удобрений, пестицидов, отравляющих веществ, наркотиков, алкоголя являются одновременно общественно-значимыми.
- Изучение химии включает постоянное установление причинно-следственных связей, что увеличивает развивающий потенциал этой дисциплины; решение химических задач с медико-биологической, экологической направленностью, изучение сущности химических процессов, протекающих в биосистемах, позволяет развивать логическое мышление, способствует повышению интеллекта школьников и студентов.

Учитывая значимость химии для приобретения умения жить в мире веществ, понимания химической картины природы, можно утверждать, что химическая подготовка является важной состав-

ляющей выпускника профильных (естественно-научное направление) классов школы, поэтому изучать этот предмет надо не путем «натаскивания» на тестовых заданиях, а системно, сознательно, через собственную деятельность.

Чтобы успешно освоить химию и получить высокие баллы на итоговом контроле, необходимо твердо знать теоретический материал и научиться применять его для решения качественных и расчетных задач.

Именно для этого вам и предлагается данное пособие, содержащее необходимый теоретический минимум, включающий практически все уравнения реакций, встречающиеся в материалах ЕГЭ.

КРАТКИЙ ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ МИНИМУМ

Основные понятия и законы химии

Вещество — устойчивое скопление дискретных образований их микрочастиц, обладающих собственной массой или массой покоя. Дискретные образования — атомные и молекулярные частицы.

Любое вещество обладает макроскопическими свойствами (плотность, твердость, агрегатное состояние, температура плавления), которые отличают его от микроскопических структурных единиц, образующих это вещество.

Вещества различаются по:

1. Агрегатному состоянию: газообразные (хлор Cl_2 , кислород O_2 , азот N_2); жидкие (H_2O , H_2SO_4 , Br_2), твердые (NaCl , SiO_2 , KOH);

2. Составу: простые и сложные; простые вещества состоят из атомов одного элемента (Br_2 , O_2), а сложные образованы атомами разных элементов (CuO , CH_3OH).

3. Строению кристаллических решеток: молекулярного (состоят из **молекул**, например вода, сахар, йод, углекислый газ, уксусная кислота) и немолекулярного (состоят из а) **атомов**, например алмаз, кварц, рубин, кремний, б) **ионов**, например хлорид калия, едкий натр, сода).

Химический элемент — это абстрактное **понятие**, а не материальная частица. Это не атом, а совокупность атомов, характеризующихся определенным признаком — **одинаковым зарядом ядра**. Разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разные массы (и массовые числа), называют **изотопами**.

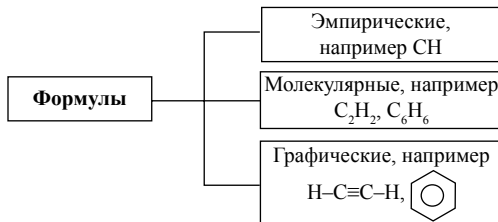
Массовое число элемента — это средняя величина массовых чисел его природных изотопов с учетом их распространенности в природе. Массовое число указывается вверху слева у символа химического элемента: ^{16}O , ^{235}U .

Химический элемент и простое вещество — не одно и то же. Элемент может существовать в форме ионов, атомов, простых веществ, входить в состав сложных веществ.

Химическое соединение — вещество, в котором атомы одного или многих элементов связаны друг с другом и между массами которых существует определенное стехиометрическое соотношение.

Химическая формула — изображение качественного и количественного состава молекул с помощью химических знаков и индексов.

Закон сохранения массы вещества (М.В. Ломоносов, 1748; А.-Л. Лавуазье, 1785) — масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.



Закон постоянства состава (Ж. Пруст, 1799 г.) — качественный и количественный состав индивидуального химического соединения строго постоянен и не зависит от способа его получения. **Современная формулировка этого закона** такова: состав соединений молекулярной структуры является постоянным независимо от способа их получения.

Закон Бойля (1662) — **Мариотта** (1676) — для данной массы газа при постоянной температуре произведение давления газа и его объема остается постоянной величиной:

$$pV = \text{const} \quad (m = \text{const}, T = \text{const}).$$

Закон Гей-Люссака (1802) — для данной массы газа при постоянном давлении отношение объема газа к его абсолютной температуре остается постоянным:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{или} \quad \frac{V}{T} = \text{const} \quad (m = \text{const}, p = \text{const}).$$

Закон объемных отношений газов — объемы вступающих в реакцию газов и образующихся газообразных продуктов относятся друг к другу как небольшие целые числа, равные коэффициентам в уравнении реакции.

Закон А. Авогадро (1811) — в равных объемах газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.

Следствия из закона Авогадро:

1) Одинаковое число молекул различных газов при одинаковых условиях занимают одинаковый объем;

2) 1 моль разных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объем; при нормальных условиях ($p = 1$ атм или $1,013 \cdot 10^5$ Па, $t = 0$ °С или $T = 273$ К) 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л, т.е. молярный объем $V_m = 22,4$ л/моль (н.у.);

3) отношение объемов реагирующих веществ, измеренных при одинаковых условиях, равно отношению стехиометрических коэффициентов, т.е. равно отношению количества веществ;

4) при одинаковых температуре и давлении отношение масс равных объемов газов равно отношению их молярных масс:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}.$$

Отношение $\frac{M_1}{M_2}$ называется относительной плотностью первого газа ко второму и обозначается D . Эта зависимость позволяет использовать закон Авогадро для определения молекулярных масс газов: $M_1 = D \cdot M_2$.

Если плотность газа определяется по отношению к водороду, то

$$M_1 = D(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2) = 2D(\text{H}_2).$$

Если плотность газа определяется по отношению к воздуху, то

$$M_1 = D(\text{возд}) \cdot M(\text{возд}) = 29D(\text{возд}),$$

где 29 — средняя молярная масса воздуха.

Основные величины и единицы в химии

Абсолютная атомная масса химического элемента (m_a) — масса атома элемента, выраженная в стандартных единицах массы (кг, г):

$$m_a = A_r \cdot 1 \text{ а.е.м.}$$

Атомная единица массы (а.е.м.) — величина, равная 1/12 части массы атома изотопа углерода

$${}^{12}_6\text{C}. 1 \text{ а.е.м.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Относительная атомная масса химического элемента (A_r) — величина, равная отношению средней массы атома естественного изотопического состава элемента к $1/12$ части массы атома изотопа углерода ${}_{12}^6\text{C}$.

$$A_r(X) = \frac{m_a}{1 \text{ а.е.м.}} \text{ — величина безразмерная.}$$

Относительная молекулярная масса формульной единицы (M_r) — безразмерная величина, показывающая, во сколько раз масса формульной единицы больше 1 а.е.м.:

$$M_r(X) = \frac{m_a}{1 \text{ а.е.м.}},$$

где $1 \text{ а.е.м.} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$.

Массовая доля химического элемента в формульной единице вещества равна отношению относительной атомной массы данного элемента, умноженной на число его атомов в молекуле, к относительной молекулярной массе вещества:

$$\omega(X) = \frac{A_r(X) \cdot n}{M_r} \cdot 100\%,$$

где $\omega(X)$ — массовая доля элемента X ; $A_r(X)$ — относительная атомная масса элемента X ; n — число атомов элемента X в молекуле вещества; M_r — относительная молекулярная масса вещества.

Формульная единица — химическая формула атома, молекулы, радикала, иона, группы катионов или анионов или любой другой точно определенной и **реально существующей** как единое целое совокупности химических частиц. Например, формульная единица NaCl показывает, что в кристалле хлорида натрия, а также в его растворе, существуют катионы натрия Na^+ и анионы хлора Cl^- в количественном соотношении 1:1.

Количество вещества (n) — физическая величина, введенная для оценки числа структурных единиц (атомов, молекул, ионов, электронов и др.) в веществе. Является одной из основных величин в международной системе физических величин СИ. Иногда количество вещества обозначают греческой буквой ν .

Моль — единица количества вещества, определяет количество вещества системы, которая состоит из такого числа отдельных частиц, сколько содержится атомов в 12 г изотопа ${}_{12}^6\text{C}$. При использо-

вании единицы моль необходимо указывать вид частиц, например, $n(\text{Cl}_2) = 2$ моль, означает 2 моль молекулярного хлора.

Молярная масса вещества (M) — это масса одного моль вещества, численно равная относительной молекулярной массе M_r . Молярная масса равна частному от деления массы вещества на его количество:

$$M = \frac{m}{n} \text{ (г/моль, кг/кмоль),}$$

где m — масса вещества (г, кг), а n — количество вещества (моль).

Молярный объем (V_M) газообразного вещества — это объем, занимаемый одним моль газа или смеси газов.

Молярный объем газа (V_M) равен частному от деления объема газа на его количество:

$$V_M = \frac{V}{n}.$$

При нормальных условиях $V_M(\text{н.у.}) = 22,4$ л/моль.

Нормальные условия (н.у.): $p = 101325$ Па и $T = 273,15$ К.

Объемная доля (φ) — это отношение объема данного компонента $V(X)$ к общему объему системы V . Это безразмерная величина, ее выражают в долях единицы или в процентах.

$$\varphi(X) = \frac{v(X)}{V(\text{с-мы})}.$$

В расчетах, связанных с газами, часто приходится пользоваться объединенным газовым законом: уравнениями Клапейрона:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \text{ или } \frac{PV}{T} = \text{const},$$

а также **Менделеева—Клапейрона: $PV = nRT$** , которые вы изучали и использовали в курсе физики.

Постоянная Авогадро (N_A) показывает число частиц в одном моле вещества: $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹, следовательно, 1 моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ реальных или условных структурных частиц. Связь между числом структурных частиц и количеством вещества выражается соотношением:

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A}.$$

Выход продукта реакции в химической реакции (η) — это отношение полученного количества (или массы, или объема) продукта к количеству (или массе, или объему) этого же вещества, рассчитанному по уравнению реакции при полном превращении исходного вещества в продукт.

$$\eta = \frac{n_{\text{практ}}}{n_{\text{теор}}} \cdot 100\%; \quad \eta = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100\%; \quad \eta = \frac{V_{\text{практ}}}{V_{\text{теор}}} \cdot 100\%.$$

Теоретические основы химии.

Современные представления о строении атома.

Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.

Химическая связь и строение вещества

Атом — сложная **система** взаимодействующих элементарных частиц, состоящая из ядра, образованного протонами и нейтронами, и электронов.

Атом электронейтрален: число протонов равно числу электронов.

Важно помнить, что при химическом взаимодействии ядра атомов не меняются, а только происходит перераспределение электронов между атомами. Таким образом, химические свойства атома определяются его способностью отдавать, присоединять, перераспределять электроны, а, следовательно, они зависят от строения электронных оболочек, прежде всего внешних.

Наряду с понятием «атом» в настоящее время в химии широко используется более обобщенное понятие — **атомная частица**, под которой понимают не только изолированный атом, но и производные от него: атомный радикал, атомный ион, атомный ион-радикал, образующиеся вследствие ионизации или возбуждения атома и способные к самостоятельному существованию.

Примеры атомных частиц

Атомные частицы	Атом	Радикал	Ион	Ион-радикал
Символы	He, Ag, Ca, Ba	·H, ·Cl, ·Na	Na ⁺ , K ⁺ , Cl ⁻ , S ²⁻	·Fe ²⁺ , ·Cr ³⁺ , ·Mn ²⁺

Электрон имеет двойственную природу (дуализм), т.е. проявляет свойства и частицы, и волны. Как частица электрон имеет массу и заряд. О волновой природе свидетельствует способность электронов к дифракции и интерференции. Электрон, обладая дуализмом, может быть представлен как электронное облако, не имеющее резко очерченных границ, поэтому для характеристики формы электронного облака введено понятие атомной орбитали. Пространство вокруг ядра, в котором вероятность пребывания электрона наибольшая (свыше 90%), называется **атомной орбиталью**.

Важнейшей характеристикой электрона в атоме является его энергия (E), значение которой зависит от удаленности электрона от ядра.

Энергия электрона в реальном атоме — величина квантованная, поэтому применительно к современной модели атома состояние в нем электрона определяется энергетическими параметрами — квантовыми числами.

Главное квантовое число (n) характеризует энергию электрона, нахождение на определенном энергетическом уровне и степень его удаления от ядра. Оно принимает любые целочисленные значения от 1 до ∞ ($n = 1, 2, 3, \dots \infty$). Электроны, обладающие приблизительно одинаковой энергией, образуют энергетический уровень, обозначаемый цифрами 1, 2, 3, 4 ... или буквами K, L, M, N На первом энергетическом уровне, самом близком к ядру, энергия электронов минимальна. Чем дальше электроны от ядра, чем больше номер уровня, на котором они находятся, тем большей энергией они обладают: $E_1 < E_2 < E_3 < \dots E_n$.


Побочное (орбитальное) квантовое число (l) определяет форму атомной орбитали. Оно может принимать целочисленные значения от 0 до $(n-1)$, т.е. $l = 0, 1, \dots n-1$. Каждому значению l соответствует орбиталь особой формы. При $l = 0$ атомная орбиталь независимо от значения главного квантового числа имеет сферическую форму (s -орбиталь). Значению $l = 1$ соответствует атомная орбиталь, имеющая форму гантели (p -орбиталь). Еще более сложную форму имеют орбитали при $l = 2, 3$ (d -, f -орбитали).

Магнитное квантовое число (m) определяет положение атомной орбитали в пространстве относительно внешнего магнитного или электрического поля. Магнитное квантовое число связано с орбитальным квантовым числом, изменяясь от $+l$ до $-l$, включая 0.

Следовательно, каждому значению l соответствует $2l + 1$ значений магнитного квантового числа.

Эти три квантовых числа являются по своей сути орбитальными, т.к. характеризуют состояние и движение электрона в атоме в виде атомных орбиталей.

Спиновое квантовое число (m_s), отражающее вращение электрона вокруг собственной оси при его быстром движении в атомном пространстве, может принимать лишь 2 возможных значения: $+1/2$ и $-1/2$. Они соответствуют двум возможным и противоположным друг другу направлениям собственного магнитного момента электрона.

Заполнение электронами уровней и подуровней происходит согласно **принципу наименьшей энергии** — сначала заполняются уровни и подуровни с наименьшей энергией. Уровни заполняются от первого ко второму, третьему и т.д., а подуровни от s - к p -, d - и т.д. Этот принцип выражает общее термодинамическое требование к устойчивости системы: максимуму устойчивости системы соответствует минимум ее энергии. Необходимо обратить внимание на то, что в состоянии максимальной устойчивости электронной системы в атоме связь электронов с ядром наиболее прочная. Чем ближе к ядру находится электрон, тем прочнее его связь с ядром. Принцип наименьшей энергии отражается **правилом Клечковского**: порядок заполнения энергетических состояний определяется стремлением атома к минимальному значению суммы главного и побочного квантовых чисел, т.е. от меньшей суммы $(n+l)$ к большей сумме $(n+l)$, при равенстве значений $(n+l)$ в первую очередь заполняются состояния, отвечающие минимальным значениям n . Однако число электронов на каждой орбитали строго определено и ограничено. Согласно **принципу немецкого ученого Паули**, на каждой орбитали может находиться не более двух электронов, которые должны иметь противоположные (антипараллельные) спины . Отсюда следует, что максимальное число электронов на s -подуровне (одна s -орбиталь) равно двум, на p -подуровне (три p -орбитали) — шести, на d -подуровне (пять d -орбиталей) — десяти, а на f -подуровне (семь f -орбиталей) — четырнадцати.

Другой немецкий ученый **Гунд** установил, что каждая орбиталь одного подуровня сначала заполняется одиночными электронами с параллельными спинами, и только после заполнения всех орбиталей

данного подуровня наполовину, происходит спаривание электроном. При этом суммарное спиновое число должно быть максимальным.

Распределение электронов по атомным орбиталям называется **электронной конфигурацией атома**.

Периодический закон (ПЗ) и периодическая система Д.И. Менделеева (ПСЭ) являются фундаментальной научной основой изучения химии и обобщения всех накопленных знаний о химических элементах и веществах.

Современная формулировка **периодического закона**:

Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов.

Периодическая система элементов (ПСЭ) — это упорядоченное множество химических элементов, их естественная классификация, являющаяся конкретным выражением ПЗ. Сущность периодической системы заключена во взаимосвязи ее структуры с электронным строением атомов.

Периодическая таблица — это графическая форма выражения периодической системы. На сегодняшний день существует не менее 500 разных вариантов таблицы, но основных форм 5: короткопериодная, длиннопериодная, лестничная, радиально-круговая, спиралевидная.

Если периодический закон отразил глубокую внутреннюю связь между элементами, то теория строения атома позволила раскрыть его *физический смысл*.

Главным признаком и основной количественной характеристикой химического элемента, определяющей его индивидуальность, является *заряд ядра* (Z), который численно равен числу протонов в ядре и порядковому номеру элемента в ПСЭ.

Порядковый номер определяет место элемента в ПСЭ.

Структура периодической системы отражает периодические закономерности изменения электронных конфигураций атомов элементов. Она состоит из горизонтальных рядов — *периодов* и вертикальных рядов — *групп*, в которых элементы расположены в порядке увеличения зарядов ядер.

Относительные атомные массы элементов, приведенные в ПСЭ, представляют собой усредненные значения относительных

атомных масс изотопов этих элементов, составляющих природную смесь.

Атом электронейтрален, поэтому *общее число электронов* в атоме равно числу протонов в ядре, т.е. порядковому номеру элемента.

Электроны располагаются вне ядра атома на разных энергетических уровнях, число которых в невозбужденном атоме определяется *номером периода*. Чем больше номер периода, тем больше энергетических уровней, на которых располагаются электроны, и тем дальше от ядра находятся внешние электроны.

Периодические изменения химических свойств элементов обусловлены повторением сходных типов электронных конфигураций внешнего энергетического уровня (валентных электронов) их атомов с увеличением заряда ядра. В этом состоит *физический смысл* периодического закона.

В настоящее время все химические элементы Периодической системы элементов Д.И. Менделеева (ПСЭ) подразделяют на *s*-, *p*-, *d*-, *f*- семейства. У *s*-элементов последним заполняется электронами *s*-подуровень внешнего электронного слоя (внешнего энергетического уровня), у *p*-элементов — *p*-подуровень внешнего электронного слоя, у *d*-элементов — *d*-подуровень предвнешнего ($n - 1$) электронного слоя, у *f*-элементов — *f*-подуровень предпредвнешнего ($n - 2$) электронного слоя. К *s*-семейству относятся водород, гелий, а также элементы главных подгрупп I и II групп. К *p*-семейству относятся элементы главных подгрупп III–VIII групп, т.е. последние шесть элементов каждого периода. Группа *d*-элементов включает элементы побочных подгрупп (вставные декады). Блок *f*-элементов — это лантаноиды и актиноиды.

Атомный радиус ($r_{\text{ат}}$) — рассчитывают для свободного атома квантово-механическими методами. Радиусы катионов всегда меньше, а радиусы анионов, как правило, больше атомных радиусов соответствующих элементов.

Энергия ионизации (I) — энергия, необходимая для отрыва электрона от 1 моль атомов и превращения 1 моль атомов в газовой фазе в 1 моль катионов в газовой фазе, выражается в кДж/моль. Первая энергия ионизации характеризует способность атома отдавать один электрон. Энергию ионизации часто приводят в электронвольтах и называют **потенциалом ионизации**.

Сродство к электрону ($E_{\text{ср}}$) характеризует способность атома образовывать отрицательно заряженные ионы, это энергия, которая выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому.

Электроотрицательность относительная (ОЭО), (χ) — условная величина, характеризующая способность атома в химическом соединении притягивать к себе электроны, которые участвуют в образовании химической связи с другими атомами в молекуле.

Эти характеристики элементов закономерно изменяются в периодах и группах — периодической системы (табл. 1).

Таблица 1

Характер изменений основных характеристик атомов элементов ПСЭ и их соединений

Параметры	Изменение по периоду (s-, p-элементы)	Изменение по главным подгруппам
1	2	3
Атомный радиус	Уменьшается, т.к. растет заряд ядра, а число уровней не меняется, и увеличивается сила взаимодействия электронов с ядром	Увеличивается, т.к. возрастает число энергетических уровней
Энергия ионизации	Увеличивается, т.к. уменьшается радиус атома, вследствие чего возрастает прочность связи электронов с ядром	Уменьшается, т.к. атомный радиус увеличивается, связь внешних электронов с ядром ослабевает
Сродство к электрону	Увеличивается, достигает максимальных значений у галогенов, что связано с их электронной конфигурацией ns^2np^5 , в которой не достает 1 электрона до энергетически выгодной конфигурации ns^2np^6	Уменьшается вследствие увеличения атомного радиуса
Относительная электроотрицательность	Увеличивается	Уменьшается
Металлические и восстановительные свойства	Уменьшаются, т.к. растет энергия ионизации	Увеличиваются, т.к. энергия ионизации уменьшается

Окончание табл. 1

1	2	3
Неметаллические и окислительные свойства	Увеличиваются, т.к. растёт сродство к электрону и электроотрицательность	Уменьшаются, т.к. сродство к электрону уменьшается
Основные свойства оксидов и гидроксидов	Уменьшаются, т.к. уменьшаются металлические свойства атомов элементов, растёт их энергия ионизации	Увеличивается, т.к. усиливаются металлические свойства атомов элементов, уменьшается их энергия ионизации
Кислотные свойства оксидов и гидроксидов	Увеличиваются, т.к. увеличиваются неметаллические свойства атомов элементов, растёт их электроотрицательность	Уменьшаются, так как уменьшаются неметаллические свойства атомов элементов, уменьшается их ОЭО

Побочные подгруппы ПСЭ образованы *d*-элементами. Для этих элементов изменение энергии ионизации и энергии сродства к электрону носит обратный характер: они увеличиваются сверху вниз. Это объясняется значительным возрастанием заряда ядра и незначительным увеличением радиуса их атомов в связи с более полным заполнением электронами внутренних энергетических уровней (4*f*- и 5*f*-электронные оболочки).

В природе изолированные атомы практически не встречаются. Когда атомы настолько сближаются друг с другом, что внешние электроны одного атома могут взаимодействовать с другими атомами, между атомами возникают достаточно большие силы притяжения, чтобы удерживать их вместе **химической связью**. Возникновение химических связей — процесс самопроизвольный, иначе в природе не существовало бы сложных молекул белков, нуклеиновых кислот.

Химическая связь — результат перекрывания электронных оболочек (орбиталей) атомов, электроны которых имеют противоположно направленные спины.

Образование химической связи сопровождается выделением энергии, а разрыв — поглощением того же количества энергии.

Краткий теоретический минимум

Энергия связи ($E_{\text{св}}$, кДж/моль) — энергия, которая выделяется в процессе образования связи или требуется для ее разрыва и характеризует ее прочность. Чем больше энергия связи, тем она прочнее.

Электроны, участвующие в образовании химической связи, называются **валентными**.

Валентность — способность атома образовывать химические связи.

Различают связь ковалентную (полярную и неполярную), ионную, металлическую, водородную (табл. 2).

Таблица 2

Виды связи и их краткая характеристика

Связь	Краткая характеристика связи	Примеры соединений
1	2	3
Ковалентная	Внутримолекулярная химическая связь, образованная за счет общей пары электронов двух атомов, занимающих одну орбиталь.	
1) ковалентная полярная	Образуется между атомами элементов, имеющих разную электроотрицательность.	HCl, NH ₃ , H ₂ O
2) ковалентная неполярная	Образуется между атомами элементов, имеющих одинаковую электроотрицательность.	O ₂ , N ₂ , Cl ₂ H ₃ C—CH ₃ , H ₂ C=CH ₂
	<i>Механизм образования</i> Обменный — в образовании общей электронной пары от каждого атома участвуют и атомная орбиталь и неспаренный электрон на этой орбитали. Донорно-акцепторный — один атом имеет неподеленную электронную пару, а другой атом имеет возможность ее присоединить (вакантную орбиталь)	H $\boxed{\uparrow\downarrow}$ H → H ₂ □H ⁺ + $\uparrow\downarrow$ NH ₃ → → [NH ₄] ⁺

1	2	3
Ионная	Возникает между атомами резко отличающимися электроотрицательностью, при этом общая пара электронов практически полностью смещена к более электроотрицательному атому, превращая его в отрицательный ион, а другой атом превращается в положительный ион. Между ними действует электростатическое притяжение. Электрическое поле иона имеет сферическую симметрию, поэтому ионная связь не обладает направленностью и насыщаемостью	NaCl, KBr, CsF
Металлическая	Особый тип связи, возникающий в кристаллах металлов между атомами и ионами металлов в узлах кристаллической решетки и относительно свободными электронами — «электронным газом». В кристаллах металлов атомные орбитали атомов металлов перекрываются и образуют совокупность близких по энергии общих орбиталей. Валентные электроны атомов металлов могут свободно перемещаться по близко расположенным орбиталям. При этом электроны становятся общими для всех атомов, образующих металлический кристалл	Cu, Fe, Zn
	Наличием металлической связи объясняются характерные физические свойства металлов: высокая электропроводность, теплопроводность, ковкость, пластичность, металлический блеск	

1	2	3
Водородная	<p>Возникает между атомом водорода, который связан с сильно электроотрицательным атомом и несет частичный положительный заряд, и атомом, имеющим неподеленную электронную пару (F, O, N). Водородная связь — невалентное взаимодействие между группой XH одной молекулы (RXH) и атомом Y другой или той же молекулы (YR₁). В результате этого взаимодействия образуется устойчивый комплекс RXH^{δ+}...:YR₁ с межмолекулярной водородной связью, в которой атом водорода играет роль мостика, соединяющего фрагменты RXH и YR₁.</p> <p>Водородная связь обусловлена специфическими особенностями поляризованного атома водорода, который способен соединяться одновременно с двумя другими атомами, входящими или в состав разных молекул (межмолекулярная водородная связь), или внутри одной молекулы (внутримолекулярная водородная связь)</p>	<p>$H^{\delta+} \cdots F^{\delta-} \cdots H^{\delta+} \cdots F^{\delta-} \cdots$</p> <p>Белки, нуклеиновые кислоты</p>
Межмолекулярные взаимодействия	<p>Электромагнитные взаимодействия электронов и ядер одной молекулы с электронами и ядрами другой, приводящие к образованию ассоциатов с достаточно определенной структурой; различают типы межмолекулярных взаимодействий: ион-ионные, ион-дипольные, диполь-дипольные, индукционные, дисперсионные, гидрофобные взаимодействия, водородные связи (см. выше)</p>	<p>Взаимодействие ионизированных групп белков, молекул белков с катионами металлов, между ионами и полярными молекулами, между полярными и неполярными молекулами и др.</p>

Ковалентную связь можно проклассифицировать не только по степени полярности, но и по способу перекрывания атомных орбиталей:

а) σ -связь — ковалентная связь, при образовании которой область перекрывания атомных орбиталей находится на линии, соединяющей центры взаимодействующих атомов. Между каждой парой атомов может быть только одна σ -связь. Ординарная связь — **всегда** σ -связь.

б) π -связь — ковалентная связь, при образовании которой области перекрывания атомных орбиталей располагаются в плоскости, перпендикулярной линии, соединяющей центры, взаимодействующих атомов (линии σ -связи). π -связь может только дополнять σ -связь в двойной или тройной связи.

Для объяснения *геометрического строения* молекул или ионов используется идея, предложенная американским химиком, дважды лауреатом Нобелевской премии Л. Полингом, о гибридизации атомных орбиталей.

Гибридизация — процесс смешения различного типа, но близких по энергии атомных орбиталей данного атома с возникновением того же числа новых (гибридных) орбиталей, одинаковых по энергии и форме. Гибридизация атомных орбиталей происходит при возникновении ковалентной связи.

В табл. 3 приведены примеры взаимосвязи типа гибридизации и пространственной конфигурации молекул.

Таблица 3

Атомные орбитали, участвующие в гибридизации	Тип гибридизации	Пространственная форма и валентный угол	Примеры соединений
s, p	sp	Линейная, 180°	$\text{BeCl}_2, \text{C}_2\text{H}_2, [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$
s, p, p	sp^2	Плоский треугольник, 120°	$\text{BF}_3, \text{C}_2\text{H}_4, \text{NO}_3^-$
s, p, p, p	sp^3	Тетраэдрическая, 109°	$\text{CH}_4, \text{PO}_4^{3-}, [\text{BF}_4]^-$

Строение веществ меняется в зависимости от агрегатного состояния.

При достаточно низкой температуре практически все вещества находятся в твердом состоянии. В этом состоянии расстояния между частицами вещества сопоставимы с размерами самих частиц, движение которых ограничено только незначительными колебаниями и вращениями относительно занимаемого положения. Поступательное движение частиц отсутствует. Это приводит к внутренней упорядоченности в расположении частиц. В зависимости от степени упорядоченности частиц, твердые вещества разделяются на кристаллические и аморфные.

В табл. 4 приведены типы кристаллических решеток с их краткой характеристикой.

Итак: каждое вещество существует на пересечении микромира и макромира, т.к. мы чувственно воспринимаем различные материалы и вещества и одновременно знаем об их внутренней, не видимой для глаза природе.

Химической единицей вещества является **атом**, неделимый в химических реакциях, но распадающийся на элементарные частицы в ходе ядерных процессов.

Химическая реакция

Химическая реакция — процесс превращения веществ, связанный с превращением энергии, сопровождающийся образованием новых веществ с другими свойствами: исходные вещества (реагенты) → продукты реакции.

Классификации химических реакций:

1. *По механизму расщепления внутримолекулярной связи:* а) гомолитические (свободнорадикальные); б) гетеролитические (электрофильно-нуклеофильные) — ионные.

2. *По виду переносимых частиц:* а) ионообменные; б) кислотно-основные (перенос протона); в) комплексообразования; г) ОВР.

3. *По конечному результату:* а) присоединения; б) разложения; в) замещения; г) перегруппировки (изомеризации).

4. *По признаку фазовой однородности реакционной системы:* а) гомогенные; б) гетерогенные.

5. *По признаку обратимости:* а) обратимые; б) необратимые.

6. *По энергетическому признаку:* а) эндотермические; б) экзотермические.

Классификация органических реакций многообразна (табл. 5).

Таблица 4

Тип кристаллической решетки	Краткая характеристика решетки	Свойства веществ с данным типом кристаллической решетки	Примеры веществ
Атомная	В узлах решетки находятся отдельные атомы, соединенные между собой ковалентными прочными связями	Большая прочность, твердость, высокие температуры плавления и кипения, практически нерастворимы в воде	Алмаз, графит, кремний, оксид кремния (IV)
Молекулярная	В узлах решетки находятся молекулы, связанные друг с другом слабыми межмолекулярными силами	В обычных условиях являются газами, жидкостями или легкоплавкими твердыми веществами, плохо растворимы в воде, летучи	Твердый CO ₂ («сухой лед»), аммиак, хлороводород, галогены, большинство органических соединений: этанол, глюкоза и др.
Ионная	В узлах решетки находятся разноименно заряженные атомные или молекулярные ионы, прочно связанные между собой силами электростатического притяжения	Тугоплавки, мало летучи, без запаха, часто хорошо растворимы в воде, в твердом состоянии не проводят электрический ток, т.к. в ионных кристаллах нет свободных электронов, а сами ионы находятся в узлах решетки и не могут свободно перемещаться по кристаллу	Основные оксиды, щелочи, соли
Металлическая	В узлах решетки находятся нейтральные и ионизированные атомы, окруженные «электронным газом», т.е. свободными электронами	Высокие электро-, теплопроводность; Переходные металлы имеют высокие температуры плавления, кипения и плотность; металлы главных подгрупп — более легкие, имеют более низкие температуры плавления и кипения	Металлы

Наиболее распространена классификация по:

- конечным результатам реакции (характеру химических превращений) (I);
- способу разрыва связей в исходных молекулах (II).

Таблица 5

Классификация органических реакций

Классификация	Примеры
<p>I. По результатам реакции:</p> <p>1) реакции присоединения (A);</p> <p>2) реакции замещения (S);</p> <p>3) реакции отщепления (элиминирования) (E);</p> <p>4) перегруппировки</p>	$\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3;$ $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} + \text{NaOH}(\text{водн. р-р}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{NaCl};$ $\text{CH}_3-\text{CHBr}-\text{CHBr}-\text{CH}_3 + \text{Zn} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{ZnBr}_2;$ $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \xrightarrow[t, \text{AlCl}_3]{} \begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
<p>I. По механизму расщепления связи:</p> <p>1) гомолитические (радикальные) реакции (R);</p> <p>2) гетеролитические (ионные), которые по механизму взаимодействия подразделяются на:</p> <p>а) электрофильные (E);</p> <p>б) нуклеофильные (N)</p>	$\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}; \quad (\text{S}_\text{R})$ $\text{а) } \text{C}_6\text{H}_6 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{FeCl}_3} \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} + \text{HCl}; \quad (\text{S}_\text{E})$ $\text{б) } \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C} \\ \diagup \\ \text{H} \end{array} + \text{HCN} \xrightarrow{\text{OH}^-} \begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CN} \end{array} \quad (\text{A}_\text{N})$

Реакции обозначают символами от англ.: *addition* — (A), *substitution* — (S), *elemenation* — (E).

Тепловой эффект химической реакции

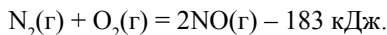
Термохимия — раздел химии, в котором изучаются тепловые эффекты реакций.

Тепловой эффект реакции — количество теплоты, которое выделяется или поглощается в результате химической реакции.

Экзотермические реакции — это химические реакции, протекающие с выделением теплоты.

Эндотермические реакции — это реакции, протекающие с поглощением теплоты.

Термохимическое уравнение — уравнение химической реакции с указанием величины теплового эффекта и агрегатного состояния веществ. Величина теплового эффекта Q указывается в правой части уравнения со знаком «+» для экзотермической реакции и со знаком «-» для эндотермической реакции:



Энтальпия, H , (кДж/моль) — функция состояния, характеризующая энергетическое состояние системы в изобарно-изотермических условиях ($p = \text{const}$, $T = \text{const}$).

Энтальпия реакции, $\Delta H_{\text{р-ции}}$, кДж — количество теплоты, которое выделяется или поглощается при проведении химических реакций в изобарно-изотермических условиях.

Для экзотермической (+ Q) реакции $\Delta H_{\text{р-ции}} < 0$;

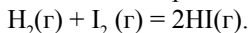
для эндотермической (- Q) реакции $\Delta H_{\text{р-ции}} > 0$.

Скорость реакции, ее зависимость от различных факторов

Раздел химии, изучающий скорость, механизмы химических реакций и влияние различных факторов на скорость химических реакций, называется **химической кинетикой**.

Гомогенные реакции — протекают при отсутствии поверхности раздела между реагентами по всему объему системы.

Примером гомогенной реакции в газовой фазе может служить взаимодействие водорода и йода с образованием йодоводорода:



Гетерогенные реакции — протекают на поверхности раздела между реагентами, поэтому скорость гетерогенной реакции зависит от концентрации подвижного компонента (газа, растворенного вещества), от площади поверхности раздела фаз, от скорости диффузии подвижного компонента в зону реакции, а продуктов реакции — из этой зоны.

Например: $\text{Zn(тв)} + 2\text{HCl(р-р)} = \text{H}_2(\text{г}) + \text{ZnCl}_2(\text{р})$.

Скорость химической реакции определяется изменением количества реагирующих веществ или продуктов реакции за единицу времени в единице объема (для гомогенных систем) или на единице поверхности (для гетерогенных систем).

$$v_{\text{гомог}} = \pm \frac{n(X)}{\Delta V \Delta t}; \quad v_{\text{гетер}} = \pm \frac{n(X)}{\Delta S \Delta t}; \quad v_{\text{ср}} = \pm \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t}.$$

Факторы, влияющие на скорость химических реакций

1. **Природа реагирующих веществ** — это их состав, вид частиц, участвующих в реакции: атомы, молекулы, ионы, радикалы, а также тип химической связи.

Большую роль играет характер химических связей и строение молекул реагентов. Реакции протекают в направлении разрушения менее прочных связей и образования веществ с более прочными связями. Так, для разрыва связей в молекулах H_2 и N_2 требуются высокие энергии; такие молекулы мало реакционноспособны. Для разрыва связей в сильнополярных молекулах (HCl , H_2O) требуется меньше энергии, и скорость реакции значительно выше. Очень быстро, практически мгновенно, протекают реакции с участием ионов или радикалов. Например, $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$; $\text{H}\cdot + \text{Cl}\cdot \rightarrow \text{HCl}$.

Фтор с водородом реагирует со взрывом при комнатной температуре, бром с водородом взаимодействует медленно и при нагревании. Оксид кальция вступает в реакцию с водой энергично, с выделением тепла; а оксид меди — не реагирует с водой.

2. **Концентрация реагентов.** С увеличением концентрации (числа частиц в единице объема) чаще происходят столкновения молекул реагирующих веществ, при этом скорость реакции возрастает.

Количественная зависимость скорости реакции от концентрации выражается основным законом химической кинетики — законом действующих масс.

Закон действующих масс для кинетики (К. Гульдберг, П. Ваге, 1867 г.):

Скорость простой гомогенной реакции при постоянной температуре пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени, численно равные их стехиометрическим коэффициентам.

$$aA + bB = dD + fF;$$

$$v = k \cdot c^a(A) \cdot c^b(B),$$

где a и b — стехиометрические коэффициенты реагентов; $c(A)$ и $c(B)$ — молярные концентрации реагентов; k — константа скорости реакции.

Константа скорости реакции — это индивидуальная характеристика реакции, зависит от природы реагирующих веществ, температуры и катализатора, но не зависит от значения концентраций реагентов.

Физический смысл константы скорости заключается в том, что она численно равна скорости реакции при концентрациях реагирующих веществ, равных 1 моль/л.

Для гетерогенных реакций концентрация твердой фазы в математическое выражение закона действующих масс (в кинетическое уравнение реакции) не входит.

3. Температура. Влияние температуры на скорость реакции отражено в **правиле Вант-Гоффа**:

При повышении температуры на каждые 10° скорость большинства химических реакций возрастает в 2–4 раза.

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

где γ — температурный коэффициент скорости химической реакции, показывающий, во сколько раз увеличивается скорость реакции при увеличении температуры на каждые 10 К; v_1 , v_2 — скорости реакции при температурах T_1 и T_2 .

Для обычных химических реакций $\gamma = 2 \div 4$, а для **ферментативных реакций** температурный коэффициент может достигать значений $\gamma = 7 \div 9$. Поэтому колебания температуры тела человека в пределах даже 1 °С сильно сказывается на его самочувствии.

Краткий теоретический минимум

Влияние температуры на скорость реакции связано с изменением константы скорости реакции, поэтому уравнение Вант-Гоффа лучше представить в виде:

$$\frac{k_2}{k_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

Влияние температуры на скорость химической реакции объясняет *теория активных соударений*. Основные положения этой теории:

- не каждое соударение приводит к акту химического взаимодействия;
- к химическому взаимодействию приводят только те столкновения, в которых участвуют частицы, обладающие энергией, необходимой для данного взаимодействия (энергией активации);
- при соударении частицы должны быть определенным образом расположены относительно друг друга.

Энергия активации — это минимальная избыточная энергия взаимодействующих частиц, достаточная для того, чтобы эти частицы вступили в химическую реакцию (E_a , кДж/моль).

Величина энергии активации зависит от природы реагирующих веществ и от характера реакции, но не зависит от концентрации компонентов и температуры. Опытным путем установлено, что реакции с $E_a < 50$ кДж/моль при 298 К идут с высокой скоростью. Это характерно для реакций с участием радикалов или ионов. Если $E_a > 100$ кДж/моль, то скорость реакции при 298 К мала.

Чем больше энергия активации E_a , тем сильнее возрастает скорость реакции при увеличении температуры.

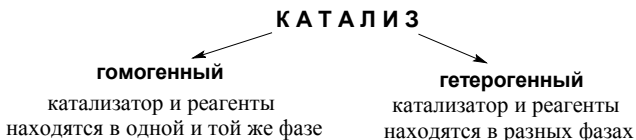
4. Влияние катализатора. Катализ — изменение скорости химической реакции веществами, которые участвуют в реакции, но не входят в состав конечных продуктов.

Различают следующие виды катализа:

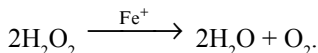


Обычно термин «катализ» относят к положительному катализу.

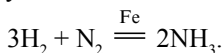
Примером отрицательного катализа может быть ингибирование ферментов при взаимодействии с катионами элементов-токсикантов: Hg^{2+} , Pb^{2+} , Cd^{2+} , As^{3+} .



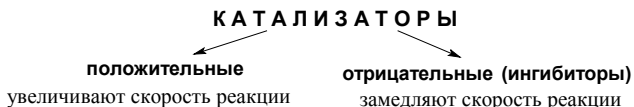
Примером гомогенного катализа является реакция разложения пероксида водорода в присутствии солей железа (II) в водных растворах:



Примером гетерогенного катализа является синтез аммиака из водорода и азота в присутствии металлического железа:



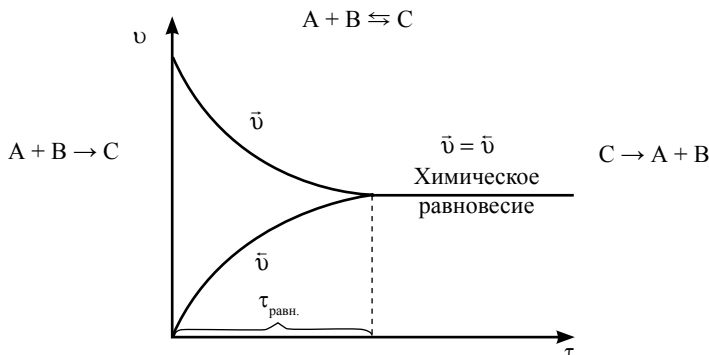
Катализаторы — молекулы, ионы, атомы, поверхности, участвующие в реакции, изменяющие скорость термодинамически возможных реакций за счет уменьшения или увеличения энергии активации, но остающиеся химически неизменными в результате реакции.



Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие и его смещение

Необратимые реакции — протекают в одном направлении до полного израсходования одного из реагирующих веществ.

Обратимые процессы — протекают одновременно две взаимно противоположные реакции — прямая и обратная. Все обратимые процессы стремятся привести систему в устойчивое равновесное состояние.



Химическое равновесие — такое динамическое состояние обратимого процесса, при котором скорости прямой и обратной реакции равны и которое характеризуется постоянством параметров при постоянных внешних условиях.

Кинетическое условие химического равновесия: $\bar{v} = \bar{v}$.

Химическое равновесие имеет динамический характер: прямая и обратная реакции при равновесии не прекращаются. Состояние химического равновесия количественно характеризуется **константой равновесия**.

Константа химического равновесия - отношение констант скоростей прямой (k_1) и обратной (k_2) реакций: $K = k_1 / k_2$.

Каждое химическое равновесие устанавливается при определенном значении трех параметров, которые его характеризуют:

- 1) концентрация реагирующих веществ,
- 2) температура,
- 3) давление для газов.

Изменение одного из этих параметров определяет характер внешнего воздействия на систему и приводит к нарушению равновесия. Установившееся новое равновесие оказывается смещенным по отношению к исходному вправо или влево в зависимости от того, равновесные концентрации каких веществ стали больше — продуктов реакции или исходных веществ.

Направление смещения равновесия определяется принципом Ле Шателье, согласно которому, если на систему, находящуюся в

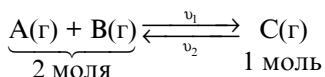
состоянии химического равновесия, оказывать воздействия путем изменения концентрации реагентов, давления, температуры, то равновесие смещается в направлении той реакции, протекание которой ослабляет это воздействие.

Это означает, что до установления нового равновесия получает большую скорость та реакция, которая уменьшит внешнее воздействие, и таким образом равновесие смещается в сторону образования продуктов этой реакции.

Аналогично принципу Ле Шателье в природе существует **принцип адаптивных перестроек**: любая живая система при воздействии на нее перестраивается так, чтобы уменьшить это воздействие.

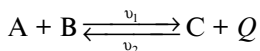
Способы смещения равновесия

1. **Увеличение давления** (для газов) смещает равновесие в сторону реакции, ведущей к уменьшению объема газов (т.е. к образованию меньшего числа молекул).



увеличение давления приводит к возрастанию скорости прямой реакции ($v_1 > v_2$), равновесие смещается **вправо**.

2. **Увеличение температуры** смещает положение равновесия в сторону эндотермической реакции (т.е. в сторону реакции, протекающей с поглощением теплоты):



увеличение температуры приводит к возрастанию скорости обратной (эндотермической) реакции ($v_2 > v_1$), равновесие смещается **влево**.

3. **Увеличение концентрации исходных веществ А и В** и удаление продуктов из сферы реакции смещает равновесие **вправо**, так как увеличивается скорость прямой реакции. **Уменьшение концентраций исходных веществ А или В** приводит к возрастанию скорости обратной реакции ($v_2 > v_1$), равновесие смещается **влево**.

4. **Катализаторы не влияют** на положение равновесия, так как ускоряют скорость как прямой, так и обратной реакции, уменьшая время достижения равновесия.

Электролитическая диссоциация электролитов в водных растворах. Сильные и слабые электролиты. Реакции ионного обмена

Электролиты — это вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток.

Способность веществ к диссоциации характеризуется значением степени электролитической диссоциации.

Степенью диссоциации (α) называется отношение числа молекул, распавшихся на ионы (n), к общему числу растворенных молекул (N):

$$\alpha = \frac{n}{N}.$$

В зависимости от степени диссоциации (в 0,1 М растворах) различают **электролиты сильные** ($\alpha \approx 1$) и **слабые** ($\alpha \ll 1$) (табл. 6).

Таблица 6

Сильные и слабые электролиты

Сильные	Слабые
Степень диссоциации близка к 100% (> 90%) и почти не зависит от концентрации. Процесс диссоциации необратим	Степень диссоциации << 100%. Процесс диссоциации обратим
<i>Соли</i>	
Большинство солей. Практически все соли с однозарядными катионами	Галогениды некоторых металлов (Cd, Hg (II), Bi). Соли многоосновных органических кислот (например, цитрат кальция)
<i>Кислоты</i>	
HCl, HBr, HI, H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HClO ₃ , HClO ₄ , HMnO ₄	Остальные неорганические, например, HF, H ₂ S, HCN, HClO, HClO ₂ , H ₂ SiO ₃ ; органические
<i>Основания</i>	
Гидроксиды элементов группы I-A (Li — Fr) и II-A (Ca — Ra)	Остальные слабые
<i>Амфотерные гидроксиды</i>	
Нет	Все амфолиты (аминокислоты, вода и др.)

Сильные	Слабые
<i>Комплексные соединения</i>	
Комплексные соединения, имеющие внешнюю сферу: $K_3[Fe(CN)_6] \rightarrow 3K^+ + [Fe(CN)_6]^{3-}$	Комплексные соединения, не имеющие внешней сферы $[Pt(NH_3)_2(Cl)_2]$; комплексные ионы: $[Fe(CN)_6]^{3-} \rightleftharpoons Fe^{3+} + 6CN^-$

Степень диссоциации как сильных, так и слабых электролитов зависит:

1) *от концентрации раствора* (степень диссоциации тем выше, чем более разбавлен раствор);

2) *природы растворителя* (более полярный растворитель способствует усилению диссоциации, т.к. сила электростатического взаимодействия заряженных частиц обратно пропорциональна диэлектрической проницаемости растворителя);

3) *температуры раствора* (с увеличением температуры диссоциация усиливается);

4) *влияния одноименного иона* (принцип Ле-Шателье, например, равновесие диссоциации уксусной кислоты $CH_3COOH \rightleftharpoons H_3COO^- + H^+$ в присутствии ацетатных ионов, добавленных в раствор в виде соли ацетата натрия, смещается влево, в сторону образования недиссоциированных молекул CH_3COOH).

Реакции между водными растворами электролитов — это реакции, в которых участвуют ионы. Такие реакции называются **ионными реакциями**. В таких реакциях не происходит изменения степени окисления атомов в реагирующих частицах.

Для описания процессов, протекающих в водных растворах с участием электролитов, кроме обычных химических уравнений используют ионные или ионно-молекулярные уравнения, отражающие взаимодействия ионов и молекул электролитов в растворе.

Алгоритм составления ионно-молекулярного уравнения:

1. Написать химическое уравнение реакции и расставить в нем коэффициенты.

2. Нерастворимые вещества отметить стрелками, направленными вниз ↓, газообразные вещества — стрелками, направленными вверх ↑, слабые электролиты подчеркнуть.

3. Нерастворимые, газообразные вещества, слабые и средней силы электролиты записать в молекулярной форме, а сильные растворимые электролиты — в виде ионов с учетом индексов и коэффициентов.

4. Одинаковые ионы в левой и правой частях уравнения можно сократить и записать сокращенное ионно-молекулярное уравнение.

Например:

$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$ — молекулярное уравнение.

$\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$ — полное ионное уравнение.

$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$ — сокращенное ионное уравнение.

Возможность протекания ионообменной реакции и полнота превращения исходных веществ в продукты реакции зависит от силы электролитов и их растворимости.

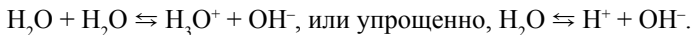
Практически **необратимо** ионообменные реакции идут, если происходит связывание ионов в осадок малорастворимого электролита, в молекулы слабодиссоциирующих или газообразных веществ.

Ионообменные реакции **обратимы**, если и среди исходных веществ, и среди продуктов реакции есть малорастворимые вещества или слабые электролиты.

Реакция между электролитами в растворе **не происходит**, если среди продуктов ионного обмена нет малорастворимых веществ или слабых электролитов.

Вода является очень слабым амфотерным электролитом. При комнатной температуре только одна молекула из $5,6 \cdot 10^8$ молекул воды распадается на ионы.

Электролитическая диссоциация воды выражается равновесием:



По закону действия масс константа данного равновесия при 25 °C равна:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \quad \text{или} \quad [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}].$$

Концентрация недиссоциированных молекул воды равна:

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{1000 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 55,56 \text{ моль},$$

следовательно, $[H^+]\cdot[OH^-] = 1,8\cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

$$[H^+]\cdot[OH^-] = 10^{-14} \text{ при } 25^\circ\text{C}$$

Ионное произведение воды K_{H_2O} (K_w) — величина постоянная при данной температуре для воды и любых водных растворов, равная произведению концентраций ионов водорода $[H^+]$ и гидроксид-ионов $[OH^-]$.

Постоянство ионного произведения воды означает, что в любом водном растворе — нейтральном, кислом или щелочном — имеются и водородные ионы, и гидроксид-ионы, но произведение концентраций этих ионов всегда равно K_w при данной температуре. Следовательно, можно рассчитать концентрацию ионов H^+ и OH^- в любых водных растворах, используя уравнения:

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} \text{ или } [OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]}$$

Значения K_w возрастают при увеличении температуры.

Характер водной среды определяется тем ионом, концентрация которого преобладает. Для характеристики кислотности водных растворов используют величину молярной концентрации ионов водорода (моль/л).

В нейтральной среде $[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$ моль/л.

Поскольку $K_w \neq 0$, не может быть водного раствора, в котором $[H^+]$ или $[OH^-]$ равнялись бы нулю. Следовательно, в любом водном растворе всегда присутствуют и ионы водорода, и ионы OH^- .

Для удобства оценки характера водной среды используют безразмерную величину — водородный показатель **pH**, введенный в 1909 году датским физиком-химиком Серенсеном (1868–1939).

Водородный показатель — количественная характеристика кислотности среды и равен отрицательному десятичному логарифму концентрации свободных ионов водорода в растворе: $pH = -\lg[H^+]$.

Например, если $[H^+] = 10^{-5}$ моль/л, то $pH = 5$.

Иногда, кроме pH , используют гидроксильный показатель pOH , который равен $pOH = -\lg[OH^-]$. Логарифмируя ионное произведение воды получим:

$$\lg[H^+] + \lg[OH^-] = -14 \text{ или } pH + pOH = 14 \text{ (при } 25^\circ\text{C)}.$$

В нейтральной среде концентрация ионов водорода равна концентрации гидроксид-ионов, а pH равен 7.

В кислой среде концентрация ионов водорода больше, чем концентрация гидроксид-ионов, а pH меньше 7.

В щелочной среде концентрация ионов водорода меньше, чем концентрация гидроксид-ионов, а pH больше 7.

***Гидролиз солей. Среда водных растворов:
кислая, нейтральная, щелочная***

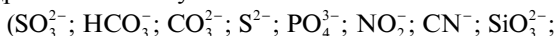
Вода не только хорошо растворяет многие вещества, но и вступает с ними в химические реакции. К числу таких реакций относится **гидролиз** — разложение веществ водой.

При растворении некоторых солей в воде кроме их диссоциации, а также гидратации ионов самопроизвольно протекает кислотно-основная реакция между ионами соли и молекулами воды — гидролиз соли.

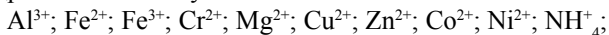
Гидролиз соли — процесс ионообменного взаимодействия ионов соли с молекулами воды, в результате которого образуются слабо диссоциирующие молекулы или ионы.

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия кислоты с основанием. Гидролиз солей наблюдается только в тех случаях, когда ионы соли могут при взаимодействии с молекулами воды образовать слабо диссоциирующие кислоты или основания. В зависимости от силы исходной кислоты и исходного основания соли можно разделить на 4 типа. Гидролизу подвергаются соли, образованные:

1) анионами слабых кислот и катионами сильных оснований — гидролиз по аниону соли:



2) катионами слабых оснований и анионами сильных кислот — гидролиз по катиону соли:



3) катионами слабых оснований и анионами слабых кислот — гидролиз и по катиону, и по аниону соли.

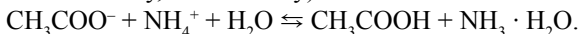
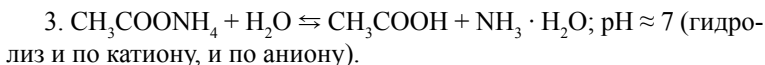
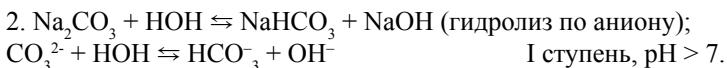
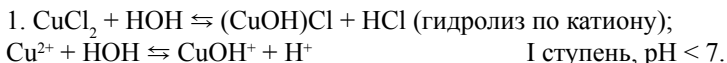
Обратите внимание! Гидролиз — процесс обратимый (и в левой, и в правой частях уравнения гидролиза есть слабый электролит), поэтому гидролиз преимущественно протекает по первой ступени.

Соли, образованные катионами сильных оснований и анионами сильных кислот, **гидролизу не подвергаются**, т.к. ни катион, ни анион не могут с водой образовать слабые электролиты.

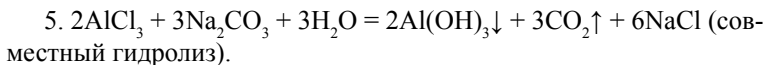
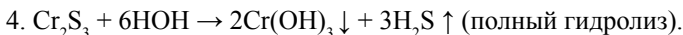
Практически **не гидролизуются** и труднорастворимые соли (например, CaCO_3 , BaSO_4) из-за чрезвычайно маленькой концентрации их ионов в воде.

Возможен **полный** (сульфиды, сульфиты и карбонаты Al^{3+} , Fe^{3+} , Cr^{3+}) и **совместный** (S^{2-} , SO_3^{2-} , CO_3^{2-} + Al^{3+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} ; NH_4^+ + SiO_3^{2-}) гидролиз.

Приведем примеры разных случаев гидролиза солей:



(Так как $pK(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5} \approx pK(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1,74 \cdot 10^{-5}$, равновесие не смещается и $\text{pH} \approx 7$.)



Реакции окислительно-восстановительные. Коррозия металлов и способы защиты от нее

Кроме кислотно-основных взаимодействий, происходящих в растворах, в основе которых лежит обмен протонами между реагентами, в природе, в живых организмах, а также в химической промышленности широко распространены и имеют огромное значение окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Важнейшим признаком ОВР является изменение степени окисления атомов элементов.

Степень окисления — это условный заряд атома в молекуле, вычисленный, исходя из предположения, что все связи ионные, и поэтому электроны, за счет которых образованы связи, полностью сместились к атомам элементов с большей электроотрицательностью.

Правила вычисления степени окисления:

1. Степень окисления атомов в простых веществах всегда равна нулю (H_2^0 , Cl_2^0 , Fe^0).
2. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, всегда равна нулю, а в сложном ионе эта сумма равна заряду иона.
3. Постоянную степень окисления в соединениях имеют: щелочные металлы (+1), щелочноземельные металлы (+2), фтор (–1).
4. Степень окисления водорода в большинстве соединений равна +1, но в гидридах металлов (NaH , CaH_2 , а также в силане SiH_4) степень окисления водорода –1.
5. Для кислорода характерна степень окисления –2, однако в соединении со фтором степень окисления кислорода +2, а в пероксидах, содержащих группу $-O-O-$, степень окисления кислорода –1.
6. Для атомов любых элементов положительная степень окисления не может превышать величину, равную номеру группы периодической системы Д.И. Менделеева, в которой находится данный элемент.

Например, в соединении $K_2Cr_2O_7$ степень окисления хрома (x) равна: $2 \cdot (+1) + 2 \cdot (x) + 7 \cdot (-2) = 0$; $x = +6$. Можно рассчитать степень окисления хрома в бихромат-ионе $Cr_2O_7^{2-}$: $2 \cdot (x) + 7 \cdot (-2) = -2$; $x = +6$.

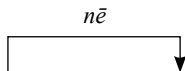
В органических соединениях, также как и в неорганических, степени окисления атомов углерода вычисляют на основании предположения, что общая пара электронов, образующая ковалентную связь между двумя атомами, полностью смещена к атому более электроотрицательного элемента. Если ковалентная связь образована между атомами углерода, то общая пара электронов между этими атомами принадлежит им в одинаковой мере и поэтому не учитывается при определении степени окисления каждого из них. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы органического соединения, равна нулю, а в случае иона — заряду иона.

Степень окисления углерода может меняться от +4 до –4:

Соединение	Формула	СО углерода
Метан	CH_4	–4
Этан	C_2H_6	–3
Этен	C_2H_4	–2
Этин	$\text{C}_2\text{H}_2, \text{C}_6\text{H}_6$	–1
Дихлорметан, формальдегид,	$\text{CH}_2\text{Cl}_2,$ $\text{H}_2\text{C}=\text{O}$	0
Карбонильная группа альдегидов	$\begin{array}{c} -\text{C}- \\ \\ \text{O} \end{array}$	+1
Трихлорметан	CHCl_3	+2
Карбоксильная группа карбоновых кислот	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	+3
Четыреххлористый углерод	CCl_4	+4

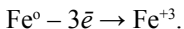
Степени окисления атомов являются условными величинами, однако изменение их значений в ходе реакции однозначно указывает на ее окислительно-восстановительный характер.

В ОВР одновременно протекают два процесса: окисление и восстановление, при этом окислитель восстанавливается, а восстановитель — окисляется.

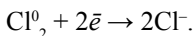


Восстановитель + Окислитель = Продукты реакции

Окисление — процесс отдачи электронов, при этом степень окисления элемента повышается. Например:



Восстановление — процесс присоединения электронов, при этом степень окисления элемента понижается. Например:



Итак, в ходе ОВР окислитель превращается в сопряженный восстановитель, а восстановитель — в сопряженный окислитель, т.е. в процессе участвуют две окислительно-восстановительные пары.

Различают **три типа** окислительно-восстановительных реакций:

1) **межмолекулярные** характеризуются тем, что окислителем и восстановителем являются различные вещества, например, $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$, где магний — восстановитель, а соляная кислота за счет ионов водорода — окислитель;

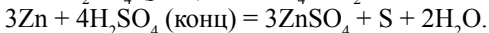
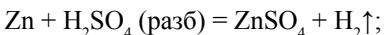
2) **внутримолекулярные** характеризуются тем, что окислитель и восстановитель входят в состав одного и того же вещества, но представляют собой атомы разных элементов, например, $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2$, где в молекуле оксида ртути (II) происходит переход электронов от атома кислорода к атому ртути;

3) **диспропорционирования** (самоокисления-самовосстановления) характеризуются тем, что окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента в одной молекуле, например: $3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} = 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

Протекание окислительно-восстановительных реакций зависит от:

1) влияния концентрации реагента:

Разбавленная серная кислота является окислителем за счет ионов водорода, а концентрированная — за счет атомов серы в степени окисления +6:



2) влияния температуры:

$\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$ — так протекает реакция на холоде;

$3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} \xrightarrow{t^\circ} 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ — при нагревании окисление хлора происходит более глубоко (до степени окисления +5);

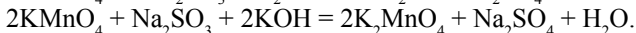
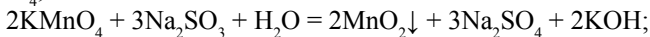
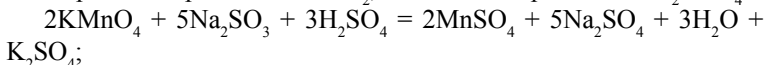
3) влияния катализатора:

$4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ — реакция протекает без катализатора;

$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{Fe}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ — катализатор способствует более глубокому окислению азота в аммиаке;

4) влияния характера среды:

Перманганат калия восстанавливается в кислой среде до Mn^{+2} , в нейтральной среде — до MnO_2 , в щелочной среде — до K_2MnO_4 :



Из приведенных реакций видно, что один и тот же окислитель $KMnO_4$ принимает наибольшее число электронов в кислой среде, следовательно, именно в кислой среде он проявляет наиболее сильные окислительные свойства в сравнении с нейтральной и щелочной средой.

Составление уравнений ОВР.

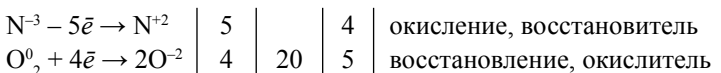
Метод электронного баланса

В этом методе сравнивают степени окисления атомов в исходных веществах и в продуктах реакции. Коэффициенты подбираются на основе правила электронного баланса.

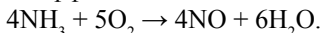
Например, расставим коэффициенты в уравнении реакции окисления аммиака.

1. Определим степени окисления азота и кислорода в исходных веществах и в продуктах реакции $N^{-3}H_3 + O^0_2 \rightarrow N^{+2}O^{-2} + H_2O$.

2. Изменение степеней окисления выразим схемами:



3. Подобранные коэффициенты выставляем в уравнение:



Аммиак — восстановитель, в процессе реакции окисляется; кислород — окислитель, в процессе реакции восстанавливается.

Коррозия металлов и способы защиты от нее

Поверхность изделий из большинства металлов при контакте с окружающей средой подвергается химическому воздействию и разрушению — **коррозии**. Причиной этого явления является способность некоторых металлов и их сплавов вступать в ОВР с веществами окружающей среды. Коррозия губит многие металлические изделия, приводит к потере металлами ценных качеств,

таких как твердость, пластичность, ковкость и др. Из-за коррозии разрушаются кузова автомашин, стоящих на открытых стоянках, прогнивают трубопроводы, крыши домов, корпуса судов, морские сооружения и т.д. Безвозвратные потери металлов от коррозии составляют до 15% от их ежегодного выпуска. Во многих случаях косвенные убытки от коррозии могут значительно превышать прямые потери за счет растворения металлов. К убыткам от коррозии можно отнести стоимость потерянных продуктов, например, газа, воды, нефти, вытекающих из проржавевших труб. В целом потери народного хозяйства от коррозии исчисляются миллиардами рублей ежегодно.

Задумайтесь! Коррозия приводит к техногенному засорению нашей планеты. В настоящее время на Земле ежегодно выплавляется более 0,7 млрд т стали, а уничтожается коррозией от 10 до 25% этой величины. Средняя продолжительность жизни стальных изделий составляет около 15 лет. Таков же средний возраст изделий из многих цветных и черных металлов. Знаменитая Эйфелева башня (7,3 тыс. т металлических конструкций) давно была бы уничтожена коррозией, если бы каждые 7 лет ее не покрывали краской, причем на окраску уже затрачены средства, превышающие стоимость самого сооружения.

Поэтому коррозия и борьба с ней — важнейшая проблема человечества.

Коррозия — это разрушение металла в результате его физико-химического взаимодействия с окружающей средой.

Коррозионные процессы зависят от природы металла, характера среды и температуры. Благородные металлы (золото, платина, иридий) коррозии не подвергаются вследствие своей химической инертности. Другие металлы по-разному относятся к коррозии, устойчивость к которой зависит от свойств оксидной пленки, покрывающей металл. Защитными свойствами обладают только очень плотные газонепроницаемые оксидные пленки, которые образуются у таких металлов как алюминий, цинк, титан, хром, никель, олово, свинец. Эти металлы устойчивы к коррозии, хотя достаточно активны, ведь в ряду напряжений металлов они сто-

ят левее водорода. Те металлы, которые имеют рыхлые, пористые, неплотные оксидные пленки, не защищены от коррозии. Таких металлов большинство. К ним относится и широко используемое во всех сферах жизни железо. Свыше 20% выплавленного в мире железа расходуется на компенсацию потерь от его коррозии. Коррозионная стойкость металлов по отношению к кислотам зависит не только от плотности оксидных пленок, но и от кислотно-основных свойств их оксидов. Оксиды, покрывающие поверхность железа, проявляют основные свойства, поэтому растворяются в кислотах. Следовательно, железо не устойчиво к коррозии в кислой среде. У цинка и алюминия оксиды имеют амфотерный характер, поэтому эти металлы достаточно устойчивы в нейтральной среде, но легко корродируют в щелочной и кислой средах, особенно при высокой температуре.

Различают несколько видов коррозии:

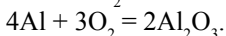
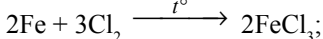
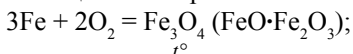
А. По площади и характеру поражения: сплошная, точечная, язвенная, межкристаллическая.

Б. По природе агрессивных сред: воздушная, почвенная, морская, биологическая (вызванная водорослями, моллюсками, плесенью), коррозия в смазке, газовая.

В. По механизму возникновения: химическая, электрохимическая, электрическая (под действием блуждающих токов).

Химическая коррозия характерна для сред, не проводящих электрический ток. При химической коррозии происходит прямое гетерогенное взаимодействие металла с окислителем окружающей среды. По условиям протекания коррозионного процесса различают: а) газовую коррозию — в газах и парах без конденсации влаги на поверхности металла, обычно при высоких температурах; б) коррозию в неэлектролитах — агрессивных органических жидкостях, например, таких как сернистая нефть.

При химической коррозии идет окисление металла без возникновения цепи электрического тока, например:



Обратите внимание! Оксидная пленка на поверхности алюминия плотно прилегает к поверхности металла и не пропускает

кислород к металлу. Кислая среда растворяет оксидную пленку, и алюминий в виде солей поступает в организм человека, поэтому **не рекомендуется** варить овощи в алюминиевой посуде.

Электрохимическая коррозия характерна для сред, имеющих ионную проводимость. При электрохимической коррозии возникает электрическая цепь. При этом могут быть случаи коррозии как одного металла, так и металлов в контакте. **Для возникновения электрохимической коррозии нужно наличие кислорода и воды.**

При электрохимической коррозии процесс взаимодействия металла с окислителем включает анодное растворение металла и катодное восстановление окислителя, вследствие возникновения в металле локальных микрогальванических пар, которые возникают из-за неоднородности металлов и их сплавов. Неоднородность металлов и сплавов обусловлена различными причинами: наличием металлических и неметаллических примесей, механическими деформациями и напряжениями. Электрохимическая коррозия может протекать: а) в электролитах — в водных растворах солей, кислот, щелочей, в морской воде; б) в атмосфере любого влажного газа; в) в почве.

Электрохимической коррозии может подвергаться **один металл без контакта** с другими металлами, но имеющий какие-либо примеси, например, железо на воздухе (рис. 1).

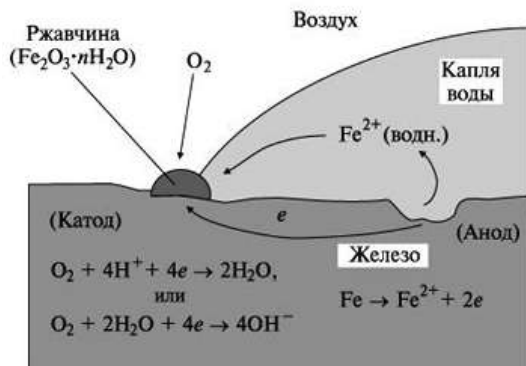
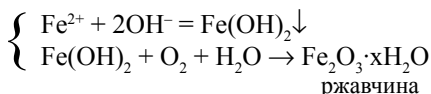
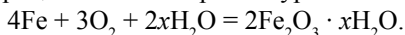


Рис. 1. Схема электрохимической коррозии железа без контакта с другими металлами

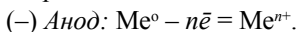
Образование ржавчины происходит по уравнениям:



Суммарно процесс можно выразить уравнением:

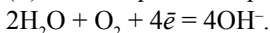


Анодом при коррозии являются те участки металлической поверхности, которые содержат или включения более активного металла, или дефекты кристаллической решетки, или испытывают повышенные механические напряжения. На аноде атомы металла отдают электроны, окисляются в катионы, которые переходят в раствор:



Катодом служат те участки поверхности металла, которые содержат включения менее активного металла, неметаллические примеси и загрязнения или ненапряженные, недеформированные участки металлической поверхности. На катодных участках всегда происходит восстановление компонентов окружающей среды:

(+) Катод: среда нейтральная в присутствии кислорода



Среда кислая: $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$.

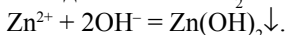
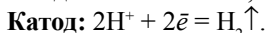
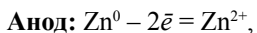
Среда кислая в присутствии кислорода: $4\text{H}^+ + \text{O}_2 + 4\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$.

Таким образом, разрушение металла за счет его окисления происходит на анодных участках.

Электрохимическая коррозия наблюдается и в том случае, когда **контактируют металлы**, находящиеся в ряду напряжений на некотором расстоянии друг от друга. Так, если при изготовлении изделия из листового железа используют медные заклепки, то в присутствии влаги они будут играть роль катода, а железный лист станет анодом и, следовательно, будет разрушаться. Коррозионное разрушение металла в растворах электролитов можно рассматривать как результат работы большого количества микроскопических гальванических элементов, у которых катодами служат посторонние примеси в металле, а анодом сам металл. Для работы гальванического элемента необходимо наличие двух металлов различной химической активности и среды, проводящей электрический ток, — электролита. При этом сила проявляющегося тока

тем больше, чем дальше стоят металлы в ряду напряжений друг от друга. Поток электронов идет от более активного металла к менее активному, являющемуся катодом. В этих случаях химическая энергия окислительно-восстановительных процессов гальванического элемента переходит в электрическую.

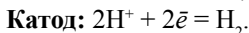
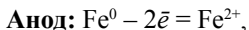
Рассмотрим процесс коррозии контактирующих металлов на примере оцинкованного ведра. Основа оцинкованного ведра — железо, поверхность — серебристо-белый блестящий металл. По мере использования поверхность ведра покрывается буровато-беловатыми пятнами, разводами. Цинк в данной гальванической паре, как более активный металл, будет являться анодом и в присутствии среды, проводящей электрический ток, будет разрушаться, а железо не ржавеет. Поэтому оцинкованные ведра сравнительно недороги и служат долго. Состав бело-бурых пятен, в основном, гидроксид цинка. Химизм процесса:



Следует отметить, что в помещениях цинк корродирует быстрее, чем на открытой ветрам и дождям оцинкованной крыше. Происходит это потому, что продукты коррозии (оксид, гидроксид и карбонат цинка) не смываются дождями. Образовавшиеся отложения «белой ржавчины» впитывают влагу, и на оцинкованной поверхности разрастаются светлые пятна. Интересно, что мягкая вода вызывает более сильную коррозию цинка, чем вода, содержащая в большом количестве соли, придающие жесткость воде. Жесткая вода действует менее агрессивно, т.к. осадок карбонатов образует на цинковой поверхности довольно прочное защитное покрытие.

В быту, на производстве часто используются консервные банки (луженое железо). Это еще один пример возникновения гальванической пары «железо — олово». Пока банка герметически закрыта, контактная пара не находится в среде, проводящей электрический ток, и банка может не подвергаться коррозии длительное время. Известен случай, когда консервная банка пролежала в земле около ста лет и не подверглась коррозии. Если банку вскрыть, то очень быстро начинается «всепожирающий» процесс коррозии. При этом электроны от железа, как более активного металла, переходят

на олово. Между поверхностью оловянного покрытия и раствором возникает разность потенциалов. Ионы водорода из воды или кислоты собираются на поверхности малоактивного металла, где восстанавливаются с помощью электронов, идущих от растворяющегося железа. Чем более кислый раствор, тем коррозия интенсивней. В возникшей гальванической паре железо служит растворимым анодом, а олово — катодом:



Исходя из положения элемента в ПСЭ, можно предсказать, какими химическими, а, следовательно, и коррозионными свойствами он обладает. Под термином «коррозионные свойства» понимается, как легко данный элемент окисляется, какова устойчивость образующихся оксидов по отношению к воде, растворам солей и различных газов. Так, в I группе в побочной подгруппе расположены металлы, весьма стойкие к коррозии: медь, серебро, золото, причем их коррозионная стойкость повышается с увеличением атомной массы. Во II группе также более устойчивы металлы побочной подгруппы: цинк, кадмий, ртуть. На их поверхности в присутствии кислорода образуется тонкая, довольно прочная пленка оксидов, предохраняющая от дальнейшего процесса разрушения. В III-A группе из технически важных металлов находится алюминий — это химически активный металл. Он легко окисляется кислородом воздуха, вследствие чего на его поверхности образуется тонкая стекловидная пленка. Но эта пленка обладает высокими защитными свойствами. В IV-A группе находятся коррозионностойкие металлы — олово, свинец, стойкость которых тоже объясняется образованием прочных защитных пленок. Металлы, находящиеся в четных рядах больших периодов, в V, VI и VII группах, обладают высокой способностью к пассивации, а, следовательно, большой коррозионной стойкостью. Это ванадий, хром, кобальт и др. Из металлов VIII группы наиболее коррозионностойки осмий, иридий и платина.

Все **методы защиты** от коррозии условно делятся на следующие группы:

- легирование металлов;
- защитные покрытия (металлические, неметаллические);
- электрохимическая защита;

- изменение свойств коррозионной среды;
- рациональное конструирование изделий.

Легирование металлов — это эффективный, хотя и дорогой метод повышения коррозионной стойкости металлов, при котором в состав сплавов вводят компоненты, вызывающие пассивность металла, например, хром, никель, вольфрам и др.

Защитные покрытия — это слои, искусственно создаваемые на поверхности металлических изделий и сооружений. Выбор вида покрытия зависит от условий, в которых используется металл. Материалами для **металлических** защитных покрытий могут быть как чистые металлы (цинк, кадмий, алюминий, никель, медь, хром, серебро и др.), так и их сплавы (бронза, латунь и др.). **Неметаллические** защитные покрытия могут быть как неорганическими, так и органическими. Защитное действие этих покрытий сводится к изоляции металла от окружающей среды. В качестве неорганических покрытий применяют неорганические эмали, оксиды металлов, соединения хрома, фосфора и т.д. К органическим покрытиям относятся лакокрасочные покрытия, покрытия смолами, пластмассами, полимерными пленками, резиной.

Электрохимическая защита основана на торможении анодных или катодных реакций коррозионного процесса и осуществляется а) присоединением к защищаемой конструкции металла **протектора** из более активного металла (чаще цинка, магния), б) катодной (катодная защита) или анодной (анодная защита) поляризацией за счет тока, приложенного извне. В воде или во влажной почве протектор становится анодом и подвергается коррозии вместо защищаемого металла. **Катодная защита** состоит в том, что металл покрывают другим металлом, менее активным, чем защищаемый. Например, луженое железо — это железо, покрытое оловом. Олово имеет плотную оксидную пленку, устойчивую к кислороду и воде, поэтому эффективно защищает железо. Однако при механическом повреждении оловянного покрытия, железо, как более активный металл, становится анодом, окисляется и разрушается. **Анодная защита** — это покрытие защищаемого изделия более активным металлом, чем основной. Например, оцинкованное железо. Роль анода выполняет цинк, именно он в агрессивной среде окисляется и разрушается. Железо не подвергается коррозии до тех пор, пока весь цинк не окислится.

Изменение свойств коррозионной среды связано со снижением концентрации компонентов, опасных в коррозионном отношении, например, деаэрация (уменьшение концентрации кислорода), снижение концентрации ионов водорода, т.е. повышение pH (подщелачивание).

Рациональное конструирование изделий заключается в уменьшении числа опасных, с точки зрения коррозии, участков — сварных швов, контактов разнородных по электродным потенциалам металлов, а также в специальной защите этих участков от коррозии.

Электролиз расплавов и растворов (солей, щелочей, кислот)

Электролиз — один из способов получения металлов из растворов и расплавов их солей: щелочных, щелочно-земельных, алюминия, лантаноидов и др.. Электролиз применяют для защиты металлических изделий от коррозии, для чего на их поверхность наносят тончайший слой другого металла: хрома, серебра, золота, никеля и т.д. Иногда, чтобы не расходовать дорогие металлы, производят многослойное покрытие. Например, внешние детали автомобиля сначала покрывают тонким слоем меди, на медь наносят тонкий слой никеля, а на него — слой хрома. При нанесении покрытий на металл электролизом они получают ровными по толщине, прочными. Таким способом можно покрывать изделия любой формы. Эту отрасль прикладной электрохимии называют гальваностегией.

Для очистки некоторых металлов от примесей металл с примесями подключают к аноду. Металл растворяется в процессе электролиза и выделяется на металлическом катоде, а примесь остается в растворе. Электролиз используют для очистки меди, никеля, свинца, серебра, золота (электролитическое рафинирование). Электролизом получают активные металлы отличающиеся высокой чистотой, активные неметаллы (хлор, фтор), сложные вещества, широко применяемые в химической промышленности (например, едкий натр, едкий калий, хлорат калия и др.). Получают электронные платы, служащие основой всех электронных изделий (чипы, микросхемы, сотовые телефоны, цифровые фотоаппараты, приборы для управления движением, приборы регулирующие отопление, компьютеры).

Электролиз — совокупность окислительно-восстановительных реакций, протекающих под действием постоянного электрического тока на электродах, погруженных в раствор или расплав электролита.

При электролизе химическая реакция осуществляется за счет энергии электрического тока, подводимой извне. Электролиз проводят в особых приборах — электролизерах. Это сосуд с раствором или расплавом электролита и опущенными в него электродами из металла или графита. К электродам прикладывают разность потенциалов от внешнего источника постоянного тока. Катод отдает электроны частицам вещества в электролите и восстанавливает их. Анод отбирает электроны от частиц в электролите, окисляя их.

При электролизе процессы окисления и восстановления протекают на различных электродах — аноде и катоде.

Анод — это электрод, на котором происходит процесс **окисления**. При электролизе анод заряжен **положительно**.

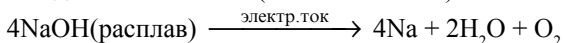
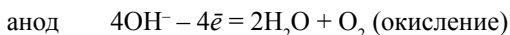
Катод — это электрод, на котором происходит процесс **восстановления**. При электролизе катод заряжен **отрицательно**.

На окислительно-восстановительные процессы, протекающие при электролизе, влияют различные факторы:

- природа электролита и растворителя;
- материал электродов;
- режим электролиза (напряжение, сила тока, температура).

Различают 2 типа электролиза: электролиз расплава и электролиз растворов электролитов.

Электролиз расплава электролита



Электролиз водных растворов

При определении продуктов электролиза следует помнить, что:

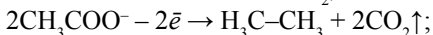
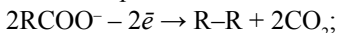
1. Процесс, протекающий НА КАТОДЕ, зависит от положения металла в ряду стандартных электродных потенциалов:

Li Rb K Ba Ca Na Mg Al	Mn Zn Cr Fe Co Pb H	Cu Hg Ag Pt Au
восстанавливается только водород воды	восстанавливается металл и частично водород воды	восстанавли- вается только металл

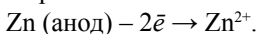
2. Процесс, протекающий НА АНОДЕ, зависит как от материала анода, так и от природы аниона:

а) инертный анод (Pt, C) — окисляются Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} (анионы бескислородных кислот, кроме F^-), OH^- или окисляется кислород воды, если в растворе есть анионы кислородсодержащих кислот (NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} и F^-).

Анионы органических кислот окисляются по схеме:



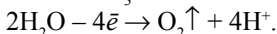
б) неинертный анод (Cu, Ag, Ni, Zn) — анод растворяется, например:



Электролизу может подвергаться **смесь солей**, находящихся в растворе. Например, имеется раствор смеси солей: нитрата серебра, нитрата калия и нитрата марганца (II). Какие вещества и в какой последовательности будут выделяться на электродах при электролизе этого раствора?

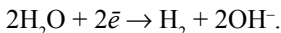
1. Катод: $\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Ag}^0\downarrow$, H_2O — не восстанавливается.

Анод: NO_3^- — не окисляется.

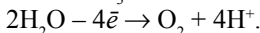


Суммарное уравнение: $\text{AgNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ag}\downarrow + \text{O}_2\uparrow + 4\text{HNO}_3$.

2. Катод: K^+ — не восстанавливается.



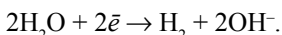
Анод: NO_3^- — не окисляется.



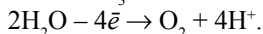
Суммарное уравнение: $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$.

3. $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электр. ток}} (\text{суммарное уравнение записывать не следует, т.к. на катоде протекают два параллельных процесса и неизвестно какое количество электричества пошло на восстановление } \text{Mn}^{2+} \text{ и воды}).$

Катод: $\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^0$.



Анод: NO_3^- — не окисляется.



Последовательность восстановления: Ag^+ , H_2O , Mn^{2+} , а выделения, соответственно Ag , H_2 , Mn .

Количественная характеристика электролиза отражается в законах Фарадея (англ. физик и химик, 1791–1867).

И закон Фарадея: масса вещества, образующегося на электроде, пропорциональна количеству пропущенного электричества, т.е. силе тока и времени: $m \sim I \cdot t$. Количественной мерой электрического заряда является единица Фарадей — заряд, который несет на себе 1 моль электронов или 1 моль однозарядных ионов.

1 Фарадей = 96500 Кл/моль.

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F},$$

где m — масса образовавшегося при электролизе вещества (г);

M — молярная масса вещества (г/моль);

I — сила тока (А);

t — продолжительность процесса (с);

z — число электронов, участвующих в реакции, протекающей на электроде;

F — константа Фарадея (96500 Кл/моль).

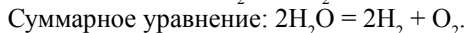
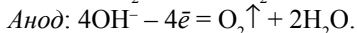
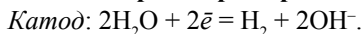
II закон Фарадея: количества различных веществ, выделившихся на электродах при прохождении одинакового количества электричества обратно пропорциональны числам элементарных зарядов: $n_1 : n_2 = z_2 : z_1$. Из этого следует:

Массы веществ, образующихся на электродах, при равном количестве электричества, соотносятся как молярные массы, деленные на число элементарных зарядов:

$$m_1 : m_2 = \frac{M_1}{z_1} : \frac{M_2}{z_2}.$$

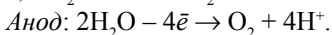
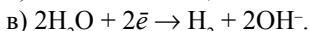
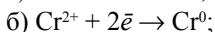
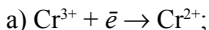
Примеры электролиза растворов:

1. Водный раствор гидроксида калия.



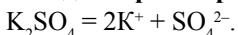
2. Водный раствор сульфата хрома (III).

Катод — возможны три химические реакции:

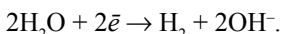


Суммарное уравнение не записывается.

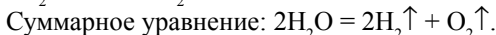
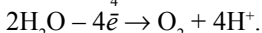
3. Водный раствор K_2SO_4 .



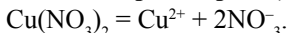
Катод: K^+ — не восстанавливается.



Анод: SO_4^{2-} — не окисляется.



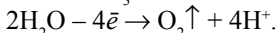
4. Водный раствор $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.



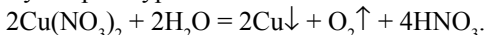
Катод: $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^0\downarrow$.

H_2O — не восстанавливается.

Анод: NO_3^- — не окисляется.



Суммарное уравнение:



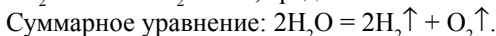
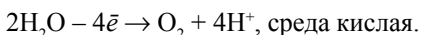
5. Водный раствор NaF .



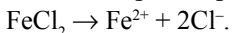
Катод: Na^+ — не окисляется.



Анод: F^- — не окисляется.



6. Водный раствор FeCl_2 .



Катод: $\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^0$.



Анод: $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}_2$, среда нейтральная

H_2O — не окисляется.

Краткий теоретический минимум

Суммарное уравнение не приводится, так как на катоде протекают два параллельных процесса, и неизвестно, какое количество электричества затрачено на каждый из них.

Для записи уравнений электролиза удобно использовать шкалу активности ионов:

$\text{Li}^+, \text{K}^+, \text{Ca}^{2+}, \text{Na}^+, \text{Mg}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{H}^+, \text{Cu}^{2+}, \text{Hg}^{2+}$
Увеличение окислительной активности ионов \longrightarrow
$\text{NO}_3^-, \text{SO}_4^{2-}, \text{OH}^-, \text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-, \text{S}_2^{2-}$
Увеличение восстановительной активности ионов \longrightarrow

Катодные и анодные процессы схематично представлены в таблицах 7 и 8.

Таблица 7

Катодные процессы при электролизе водных растворов солей, кислот, щелочей

Ионы	$\text{Li}^+, \text{K}^+, \text{Na}^+, \text{Mg}^{2+}, \text{Al}^{3+}$	Ионы водорода H^+	$\text{Zn}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Pb}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Hg}^{2+}, \text{Ag}^+$
Катодный процесс	$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\uparrow$	$\text{Me}^{n+} + n\bar{e} \rightarrow \text{Me}^0$

Таблица 8

Анодные процессы при электролизе водных растворов солей, кислот, щелочей

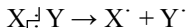
Ионы	$\text{S}^{2-}, \text{I}^-, \text{Br}^-, \text{Cl}^-$	Гидроксид-ионы	$\text{NO}_3^-, \text{CO}_3^{2-}, \text{SO}_4^{2-}, \text{PO}_4^{3-}, \text{F}^-$
Анодный процесс	$\text{X}^{n-} - n\bar{e} \rightarrow \text{X}^0$	$4\text{OH}^- - 4\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	$2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+$

Ионный и радикальный механизмы реакций в органической химии

Способ разрыва связи в органических соединениях между атомами зависит от типа связи, а также условий проведения реакции.

Гомолиз связи характерен для ковалентных неполярных и слабополярных связей (при высоких температурах, УФ-облучении, в присутствии пероксидных соединений).

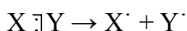
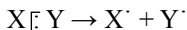
Гомолитический разрыв связи приводит к получению радикалов:



Радикалы — это частицы с неспаренным электроном. Примеры радикалов: $\cdot\text{CH}_3$; $\cdot\text{CH}_2\text{---CH}_3$; $\text{H}\cdot$; $\text{Cl}\cdot$; $\text{F}\cdot$.

Гетеролиз связи характерен для легко поляризуемых (π -связей), а также ковалентных полярных связей.

Гетеролитический разрыв связи приводит к образованию ионов:



Гомолитические (радикальные) реакции сопровождаются гомолизом связей.

Гетеролитические (ионные) сопровождаются гетеролизом связей и по характеру действующего реагента подразделяются на:

- электрофильные (обозначаются символом E);
- нуклеофильные (обозначаются символом N).

Классификация реагентов по их электронным свойствам:

Электрофилы — это частицы или фрагменты молекул, содержащие свободную, доступную орбиталь и имеющие недостаток электронной плотности, которые в результате реакции образуют связь с нуклеофилом, принимая от него пару электронов на свою вакантную орбиталь. Электрофилами являются положительнозаряженные частицы или фрагменты молекул, проявляющие высокое сродство к электронной паре нуклеофилов.

Итак, **электрофильные реагенты** должны иметь хотя бы одну свободную орбиталь или центры с пониженной электронной плотностью ($+\delta$).

Нуклеофилы — это частицы или фрагменты молекул, содержащие подвижную электронную пару, которые в результате реакции образуют связь с электрофилом, отдавая ему эту электронную пару. Нуклеофилами являются отрицательно заряженные частицы или фрагменты молекул, проявляющие высокое сродство к электрофилу.

Итак, **нуклеофильные реагенты** должны включать, по крайней мере, одну несвязанную электронную пару или содержать центры с повышенной электронной плотностью.

Таблица 9

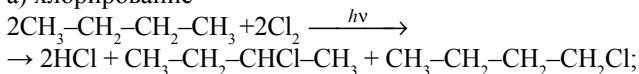
Классификация реагентов

Нуклеофильные реагенты (N или N ⁻)	Электрофильные реагенты (E)
1. Анионы (Cl ⁻ , Br ⁻ , HO ⁻ , RO ⁻ , CN^- , $-\text{C}-$, и др. 2. Соединения со свободными (не- поделенными) парами электронов (H ₂ O, ROH, аммиак, амины). 3. Соединения с двойными свя- зями (C=C). 4. Арены и их производные	1. Каионы (H ⁺ , Br ⁺ , NO ₂ ⁺ , $-\text{C}^+-$, и др.). 2. Соединения с незаполненны- ми электронными оболочками (BF ₃ , AlCl ₃ , TiCl ₄). 3. Соединения с центрами с по- ниженной электронной плотнос- тью R ^{σ+} → Hal

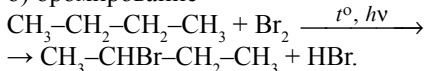
Реакции радикального замещения (S_R) наиболее легко протекают по третичному, далее по вторичному и в последнюю очередь по первичному атомам углерода.

Радикальное замещение (S_R)

а) хлорирование

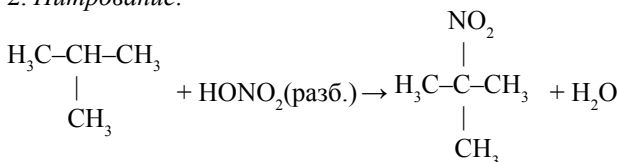


б) бромирование



Прямое галогенирование алканов проходит удовлетворительно только с хлором и бромом. Реакция с F_2 сопровождается разрывом не только C–H, но и C–C связей. Йод не вступает в реакцию с алканами. При хлорировании гомологов всегда образуется смесь монохлоралканов; при бромировании бром замещает преимущественно только те атомы водорода, которые слабо связаны с углеродом.

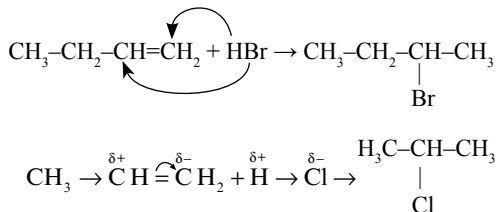
2. Нитрование:



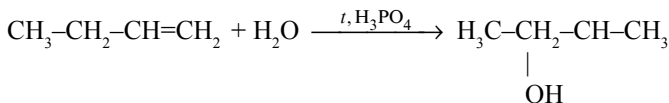
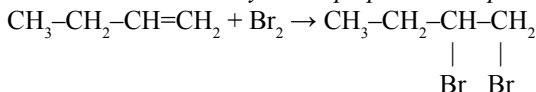
(жидкофазное нитрование при нагревании не выше 200 °С).

Реакции электрофильного присоединения — типичные реакции для алкенов.

Присоединение галогеноводородов — **гидрогалогенирование несимметричных алкенов** — протекает по **правилу Марковникова В.В.**: атом водорода присоединяется преимущественно к более гидрированному атому углерода. Это правило соблюдается, если реакция протекает по ионному (электрофильному) механизму:



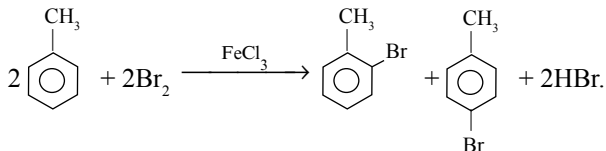
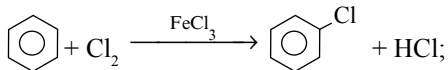
Реакции гидратации, галогенирования и гидрогалогенирования протекают по механизму электрофильного присоединения:



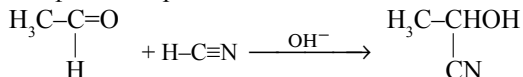
Для алкинов, как и для алкенов, типичны реакции **присоединения**. Однако тройная связь $\text{C}\equiv\text{C}$ по сравнению с двойной связью $\text{C}=\text{C}$ менее реакционно способна по отношению к электрофильным реагентам и более склонна к нуклеофильным. Присоединение веществ типа HX к гомологам ацетилена протекает по **правилу Марковникова**:



Реакции электрофильного замещения (S_E) характерны для бензола и его гомологов, например:



Реакции нуклеофильного присоединения типичны для альдегидов и кетонов, причем, чем больше δ^+ на карбонильном атоме углерода, тем выше его реакционная способность по отношению к нуклеофильным реагентам:



НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Классификация неорганических веществ



Неорганические сложные соединения на основании важнейших химических свойств можно подразделить на следующие классы:

- 1) оксиды (солеобразующие — основные, кислотные, амфотерные и несолеобразующие);
- 2) пероксиды, супероксиды (H_2O_2 , Na_2O_2 , KO_2);
- 3) гидроксиды (основные, кислотные, амфотерные);
- 4) соли (средние, кислые, основные, двойные, смешанные, комплексные, кристаллогидраты);
- 5) бинарные соединения (водородные: бескислородные кислоты (HCl , H_2S) и другие соединения неметаллов с водородом (H_2O , PH_3 , NH_3), гидриды (NaNH); галогениды неметаллов, (PCl_5 , PCl_3).

Оксиды — это соединения химического элемента с кислородом, в котором атом кислорода имеет степень окисления -2 .

Классификация оксидов представлена на рис. 2.

Кислоты — это соединения, образующие при диссоциации в качестве катионов только катионы H^+ (протоны), создают в растворе кислую среду.

Классификация кислот представлена на рис. 3.

Основания — это гидроксиды металлов, образующие при диссоциации в качестве анионов только гидроксид-ионы OH^- , создают в растворе щелочную среду.

Классификация оснований представлена на рис. 4.

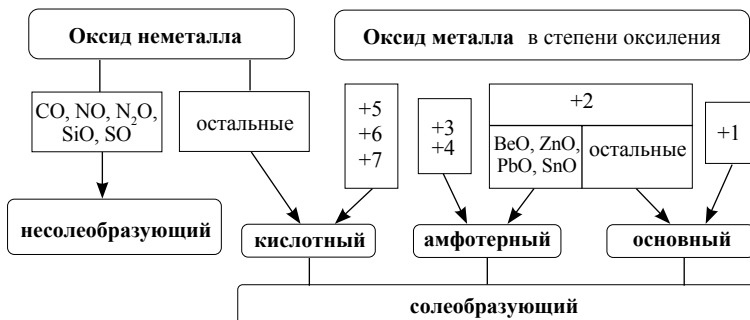


Рис. 2. Классификация оксидов

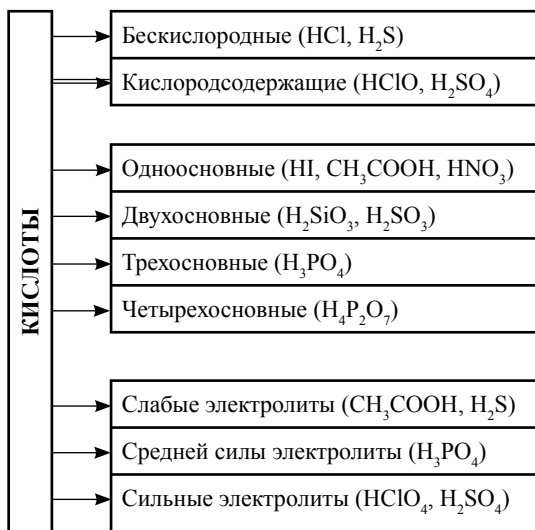
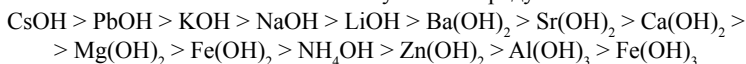


Рис. 3. Классификация кислот



Сила оснований убывает в ряду:



Большинство слабых оснований нерастворимо, исключение — NH_4OH .

Рис. 4. Классификация оснований

Соли — это сложные вещества, которые диссоциируют в водных растворах с образованием катионов металла и анионов кислотного остатка.

Классификация солей представлена на рис. 5.

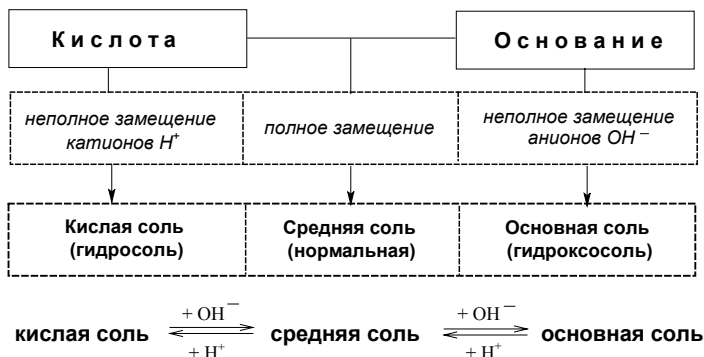
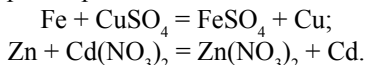


Рис. 5. Классификация солей

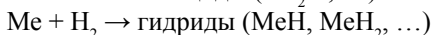
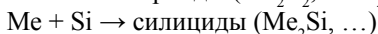
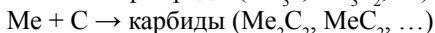
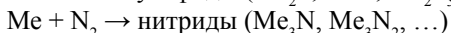
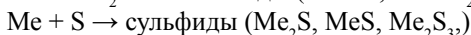
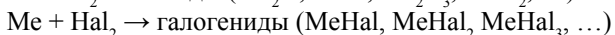
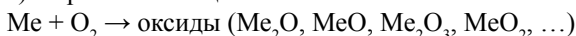
Характерные химические свойства простых веществ — металлов

В свободном виде металлы — восстановители: $\text{Me}^0 - n\bar{e} \rightarrow \text{Me}^{n+}$. Восстановительные свойства металлов в водных растворах характеризуются положением металлов в электрохимическом ряду напряжений, в котором каждый предшествующий металл вытесняет последующий из раствора его солей:



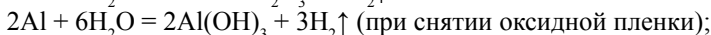
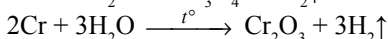
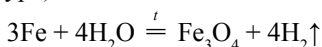
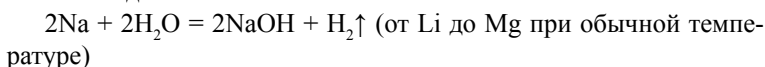
Металлы как восстановители вступают в реакции с различными окислителями:

а) с простыми веществами:

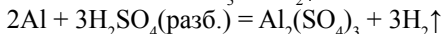
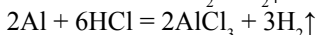
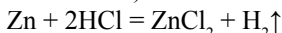


б) со сложными веществами:

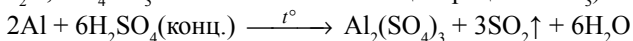
— с водой:

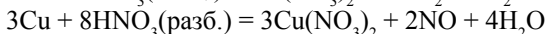
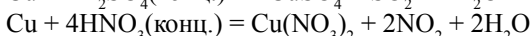
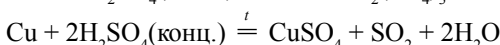
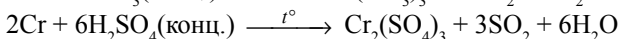
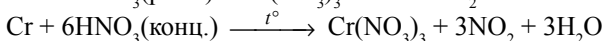
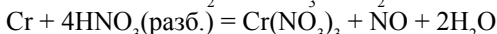
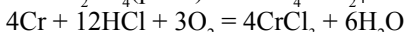
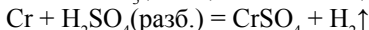
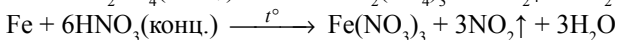
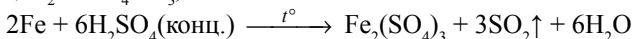
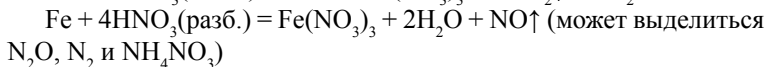
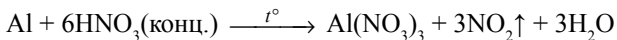


— с кислотами: металлы, расположенные в ряду напряжений до водорода, вытесняют его из разбавленных кислот (кроме азотной):

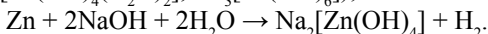
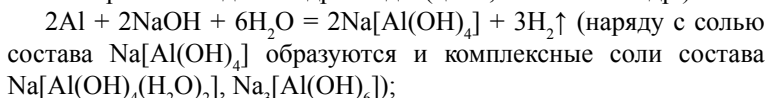


$\text{Al} + 4\text{HNO}_3(\text{разб.}) = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}\uparrow$ (может образоваться N_2O , NH_4NO_3 в зависимости от концентрации HNO_3)

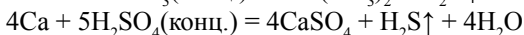
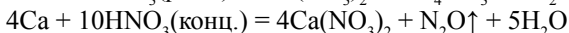
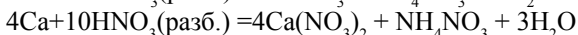
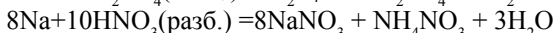
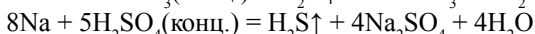
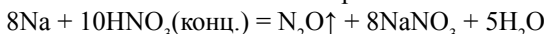




– со щелочами взаимодействуют металлы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды (цинк, алюминий и др.):



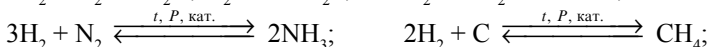
При взаимодействии щелочных и щелочноземельных металлов с кислотами, содержащими анион-окислитель, образуются продукты восстановления азота и серы:



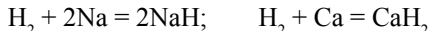
Характерные химические свойства простых веществ-неметаллов

Свойства водорода

а) водород — восстановитель:



б) водород — окислитель (образование гидридов щелочных и щелочноземельных металлов):



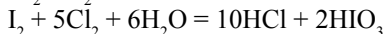
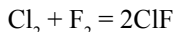
в) реакции водорода со сложными веществами:

$3\text{H}_2 + \text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightleftharpoons{t} 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$	$2\text{H}_2 + \text{CO} \xrightleftharpoons{t, P, \text{кат.}} \text{CH}_3\text{OH}$
$\text{H}_2 + \text{CO}_2 \xrightleftharpoons{t} \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	$3\text{H}_2 + \text{WO}_3 \xrightleftharpoons{t} \text{W} + 3\text{H}_2\text{O}$
$\text{H}_2 + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{H}_2 + \text{органические вещества:}$	$\text{H}_2 + \text{CH}_3 - \text{COH} \xrightleftharpoons{t, \text{кат.}} \text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$
$\text{H}_2 + \text{CH}_2 = \text{CH}_2 \xrightleftharpoons{t, \text{кат.}} \text{CH}_3 - \text{CH}_3$	$\text{H}_2 + \triangle \xrightleftharpoons{t, \text{кат.}} \text{C}_3\text{H}_8$
$\text{H}_2 + \text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3 \xrightleftharpoons{t, \text{кат.}} \text{CH}_3 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_3$	$3\text{H}_2 + \text{C}_6\text{H}_6 \xrightleftharpoons{t, \text{кат.}} \text{C}_6\text{H}_{12}$
$\text{H}_2 + \text{жидкий жир} \xrightleftharpoons{t, P, \text{кат.}} \text{твёрдый жир}$	$3\text{H}_2 + \text{CH}_3\text{NO}_2 \xrightleftharpoons{t, P, \text{кат.}} \text{CH}_3\text{NH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

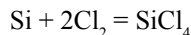
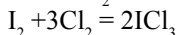
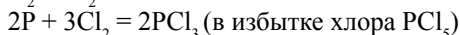
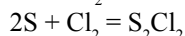
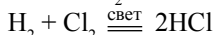
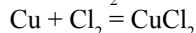
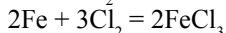
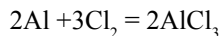
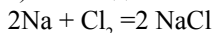
Свойства галогенов

Простые вещества галогены обладают сильными окислительными свойствами. Окислительная способность в ряду $\text{F}_2 — \text{Cl}_2 — \text{Br}_2 — \text{I}_2$ уменьшается от фтора к йоду.

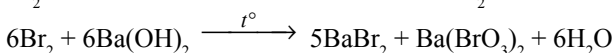
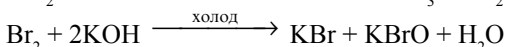
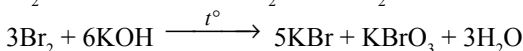
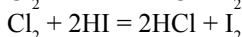
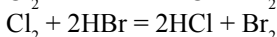
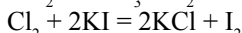
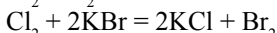
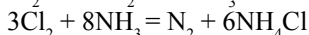
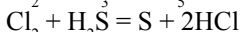
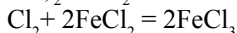
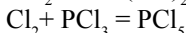
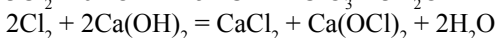
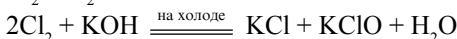
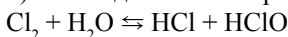
Восстановительные свойства для галогенов менее характерны, чем окислительные. Однако все галогены, за исключением фтора, могут быть окислены более сильными окислителями. Восстановительные свойства возрастают от хлора к йоду:



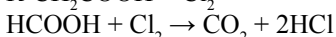
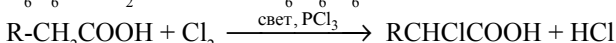
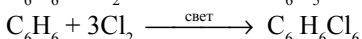
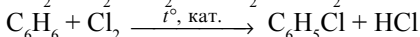
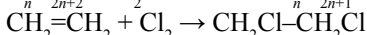
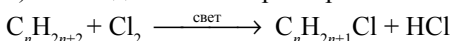
а) взаимодействие хлора с простыми веществами:



б) взаимодействие хлора и брома со сложными веществами:



в) взаимодействие хлора с органическими веществами:



Свойства кислорода

Взаимодействие кислорода:

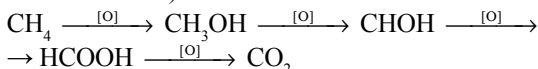
а) с простыми веществами:

$4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$	$2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$
$\text{K} + \text{O}_2 = \text{KO}_2 \text{ (K}^+[\text{O-O}]^{-1}\text{)}$	$2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$
$4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$	$2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$
$3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4 \text{ (FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3\text{)}$	$\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{SO}_2$ $4\text{P} + 5\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{P}_2\text{O}_5$
$\text{C} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{CO}_2$ $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{N}_2 + \text{O}_2 \xrightleftharpoons{\text{элект. дуга}} 2\text{NO} - \text{Q}$

б) со сложными веществами:

$2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	$4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{N}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$
$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{t} 4\text{NO}\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{кат.})}$	$\text{PH}_3 + 2\text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{H}_3\text{PO}_4$
$\text{SiH}_4 + 2\text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2\uparrow$
$4\text{FeO} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{Fe}_2\text{O}_3$ $4\text{Cr}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Cr}(\text{OH})_3$	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t, \text{V}_2\text{O}_5} 2\text{SO}_3$ $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ $2\text{CO} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{CO}_2$

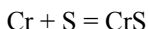
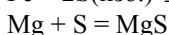
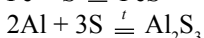
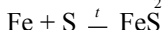
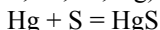
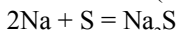
в) с органическими веществами (полное и неполное каталитическое окисление):



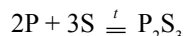
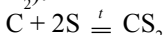
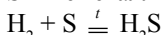
Свойства серы

а) сера — окислитель:

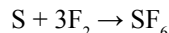
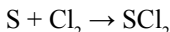
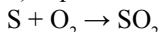
S + металлы (Na, Mg, Al, Fe, Cr, Hg) (получение сульфидов)



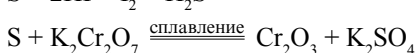
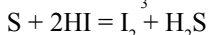
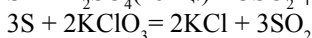
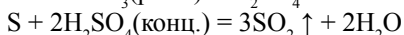
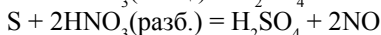
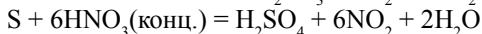
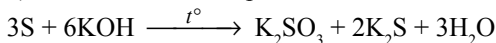
S + неметаллы (C, P, H₂):



б) сера — восстановитель:



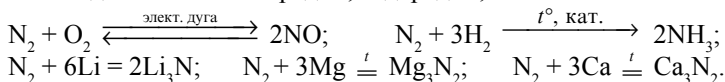
в) взаимодействие серы со сложными веществами:



$S + Na_2SO_3 \xrightarrow{\text{кипячение}} Na_2S_2O_3$ (тиосульфат натрия, применяется в фотографии, медицине, текстильной промышленности)

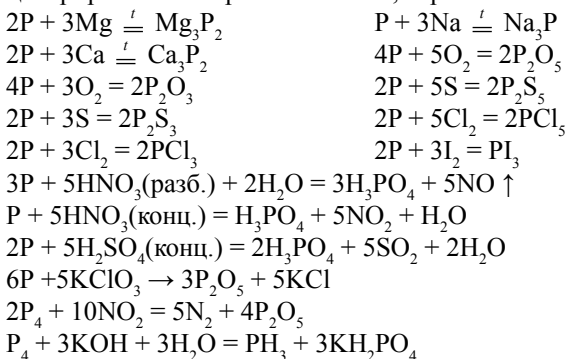
Свойства азота

Взаимодействие с кислородом, водородом, легкими металлами.



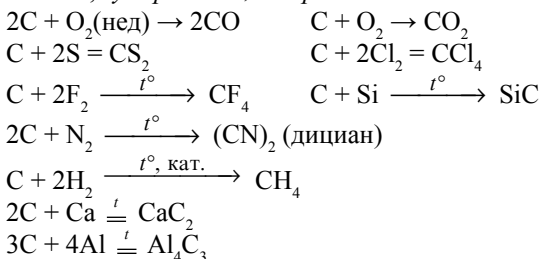
Свойства фосфора

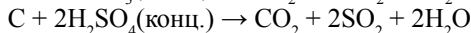
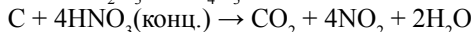
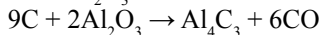
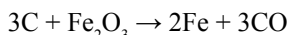
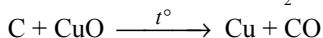
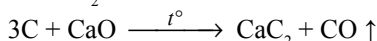
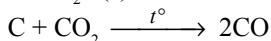
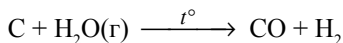
Взаимодействие с металлами (Ca, Na, Mg), кислородом, серой, галогенами, разбавленной и концентрированной азотной кислотой, концентрированной серной кислотой, бертолетовой солью:



Свойства углерода

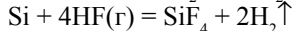
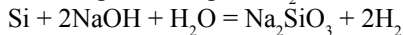
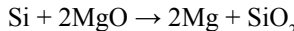
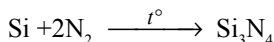
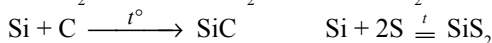
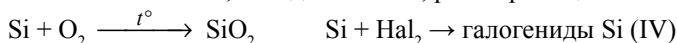
Взаимодействие с кислородом, хлором, серой, водородом, металлами, парами воды, оксидами углерода (IV), меди (II), кальция, железа (III), алюминия, концентрированными серной и азотной кислотами, *сульфатами, нитратами*:





Свойства кремния

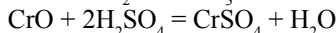
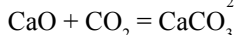
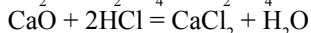
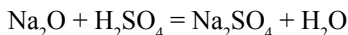
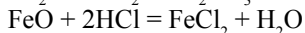
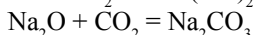
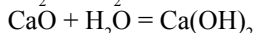
Взаимодействие с кислородом, углеродом, серой, галогенами, активными металлами, оксидом магния, раствором щелочи:



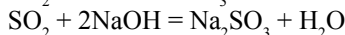
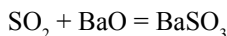
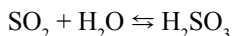
Характерные химические свойства оксидов (основных, амфотерных, кислотных)

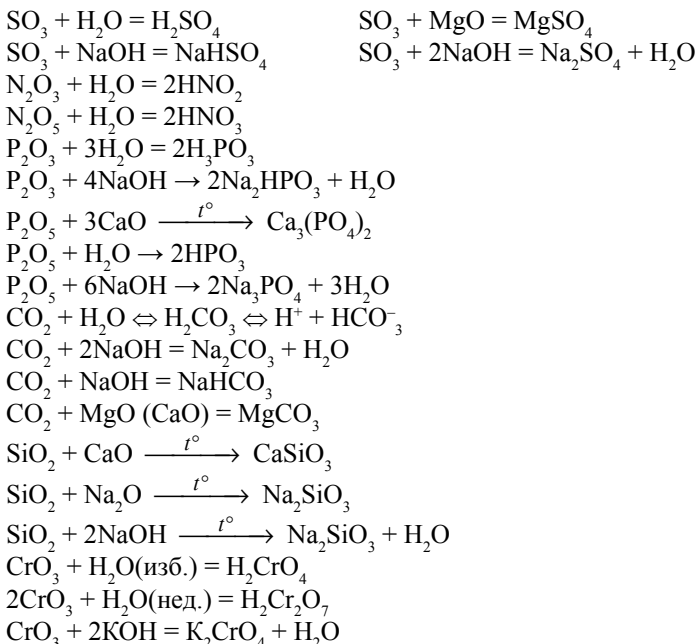
Свойства оксидов: реакции с водой, кислотных оксидов с основаниями, основных — с кислотами, амфотерных — с кислотами и основаниями (в растворе и расплаве); кислотных и основных оксидов между собой, амфотерных оксидов с кислотными и основными оксидами.

Основные оксиды:

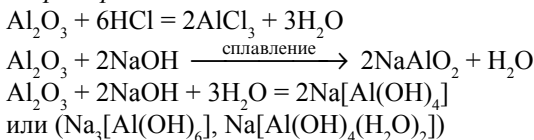


Кислотные оксиды:

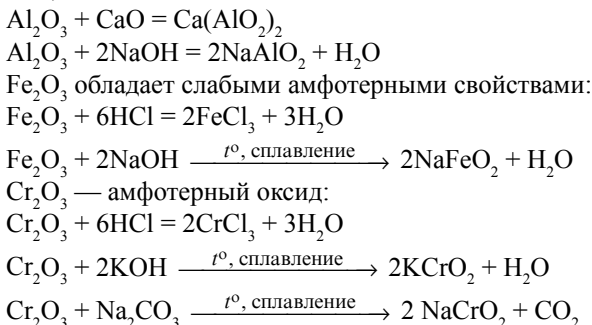


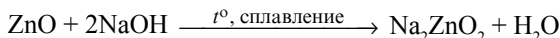
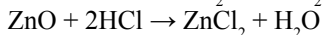


Амфотерные оксиды:

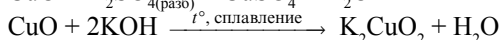
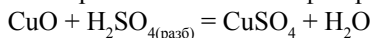


При сплавлении Al_2O_3 легко взаимодействует с основными оксидами, щелочами:

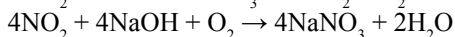
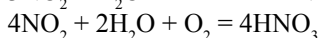
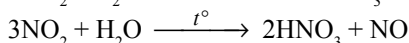
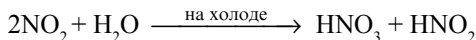




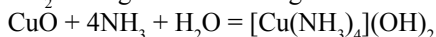
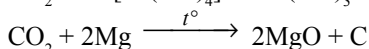
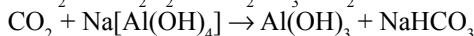
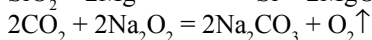
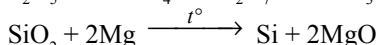
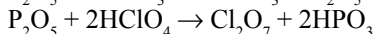
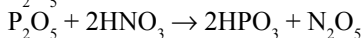
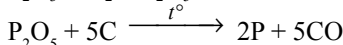
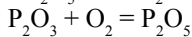
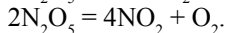
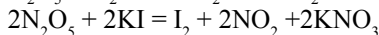
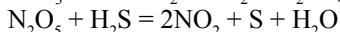
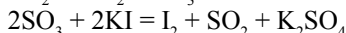
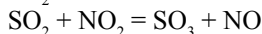
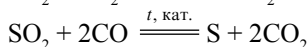
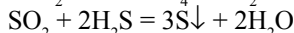
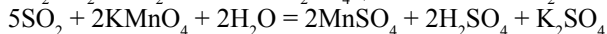
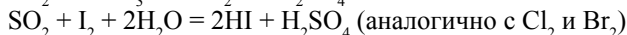
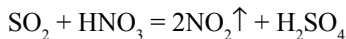
CuO проявляет слабые амфотерные свойства:



Особые свойства оксидов

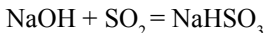
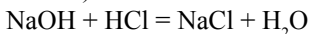


Оксид серы (IV) обладает окислительно-восстановительной двойственностью:

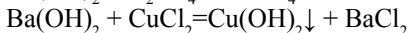
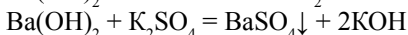
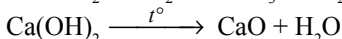
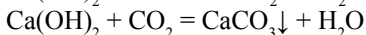
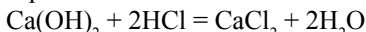


Характерные химические свойства оснований и амфотерных гидроксидов

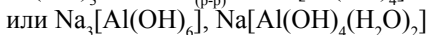
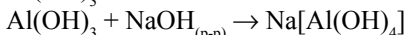
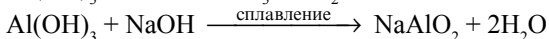
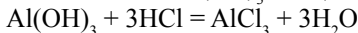
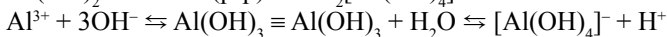
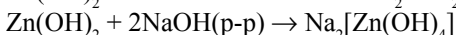
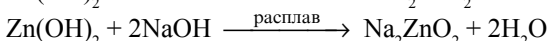
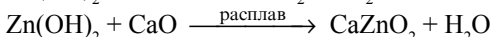
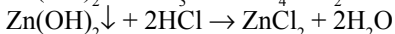
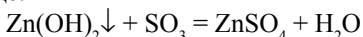
Гидроксиды металлов IА-группы (щелочи) — основные, термически устойчивые (кроме LiOH), в водных растворах диссоциируют полностью, являются сильными электролитами. Щелочи взаимодействуют с амфотерными оксидами, солями, неметаллами (кремний, хлор, фосфор, сера) и металлами (цинк и алюминий) (см. выше).

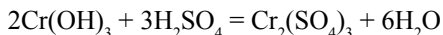


Гидроксиды элементов IIА-группы (Э(OH)₂) — основные, (Be(OH)₂ — амфотерный), термически неустойчивы. В водных растворах гидроксиды Ca(OH)₂, Sr(OH)₂ и Ba(OH)₂ — сильные электролиты.

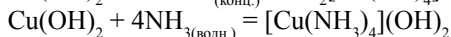
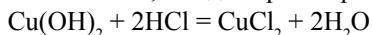


К амфотерным гидроксидам кроме Be(OH)₂ относятся, например, Al(OH)₃, Zn(OH)₂, Cr(OH)₃, Pb(OH)₂, Sn(OH)₂. Амфотерные гидроксиды образуют соли при взаимодействии с кислотами и со щелочами, а также при взаимодействии с кислотными и основными оксидами. Все амфотерные гидроксиды не растворяются в воде.



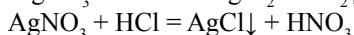
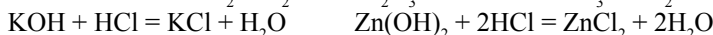
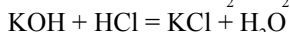
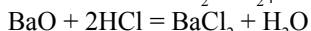
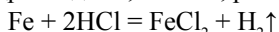


$\text{Cu}(\text{OH})_2$ — слабо амфотерный гидроксид с преобладанием основных свойств, в воде нерастворим:



Характерные химические свойства кислот

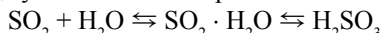
Общие свойства кислот: диссоциация, реакции с металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями и амфотерными гидроксидами, солями, рассмотрим на примере соляной кислоты:



Особые свойства кислот. Соляная кислота:



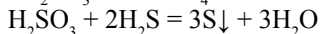
Сернистая кислота H_2SO_3 — кислота двухосновная, образуется при растворении сернистого газа в воде, существует только в водном растворе, где устанавливается равновесие:



кислота средней силы, диссоциирует ступенчато:



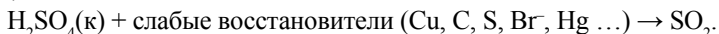
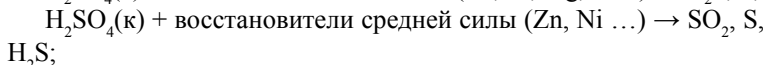
H_2SO_3 обладает ОВ-двойственностью:



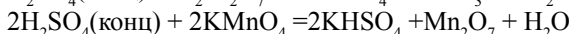
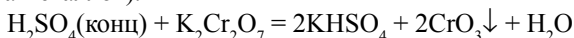
Сернистая кислота образует два ряда солей: средние — сульфиты и кислые — гидросульфиты.

Свойства серной кислоты зависят от ее концентрации: разбавленная H_2SO_4 — сильный электролит, реагирует с основными оксидами, основаниями, амфотерными оксидами и гидроксидами, солями, металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода, ам-

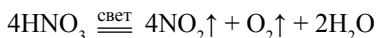
миаком; концентрированная H_2SO_4 — сильный окислитель, в зависимости от силы восстановителя в ОВР восстанавливается до разных продуктов:



При нагревании $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к})$ взаимодействует с Fe, Cr, Al (см. свойства металлов).

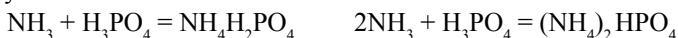


Азотная кислота — сильный электролит, реагирует с оксидами металлов, основаниями, солями более слабых кислот, на свету разлагается:



HNO_3 — **сильный окислитель**, в зависимости от концентрации, а также от силы восстановителя в ОВР восстанавливается до разных продуктов (см. выше).

Ортофосфорная кислота — электролит средней силы, диссоциирует ступенчато, окислительной способностью обладает только за счет H^+ , при взаимодействии с аммиаком средние соли не образуются:



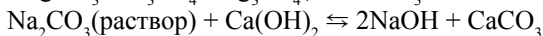
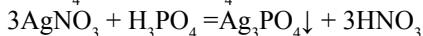
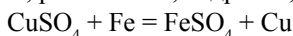
Угольная кислота — слабый электролит, существует только в водных растворах, диссоциирует ступенчато, при слабом нагревании распадается на углекислый газ и воду:

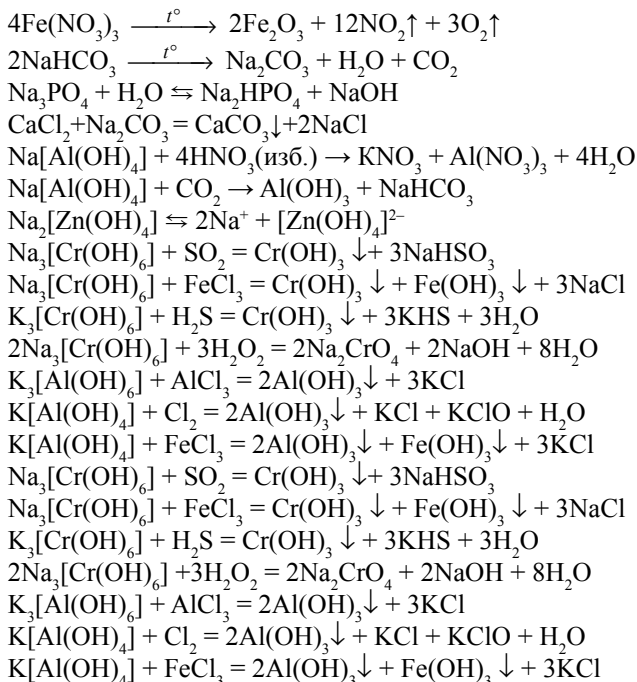


Кремниевая кислота слабее угольной, практически нерастворима в воде. При нагревании: $\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t} \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Характерные химические свойства солей

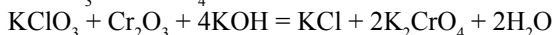
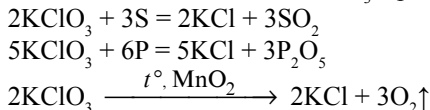
Для солей характерны реакции с металлами, кислотами, щелочами, разложения, гидролиз, а также между солями. Например:



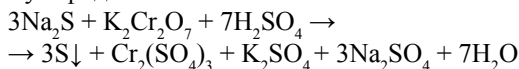


Особые свойства солей. Галогениды KF, KCl, KBr, KI — восстановители, восстановительная активность увеличивается в данном ряду слева направо.

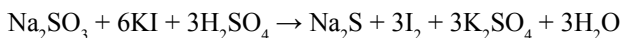
Окислительные свойства KClO_3 в расплаве:

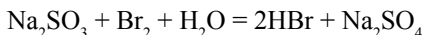


Сульфиды-восстановители:



Сульфиты обладают окислительно-восстановительной двойственностью:



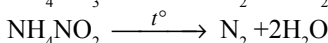
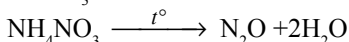
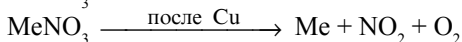
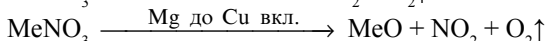
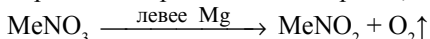


Нитриты обладают окислительно-восстановительной двойственностью:

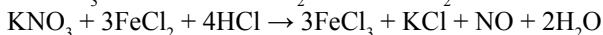
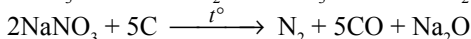
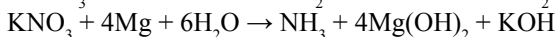
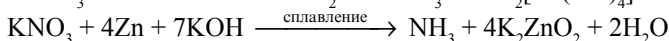
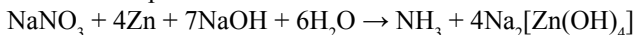
$2\text{KI} + 2\text{KNO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{NO}\uparrow + \text{I}_2 + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (могут быть другие сильные восстановители)

$5\text{KNO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{MnSO}_4 + 5\text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ (могут быть другие сильные окислители)

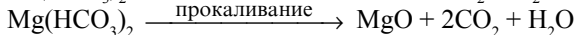
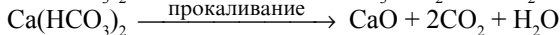
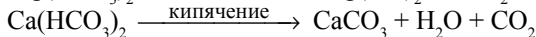
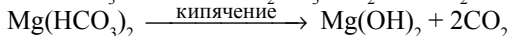
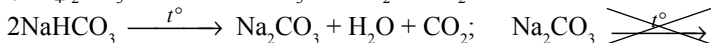
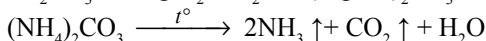
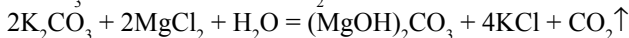
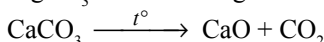
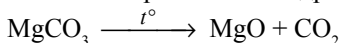
Термическое разложение нитратов, нитритов:



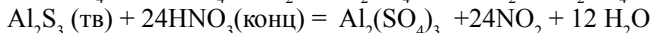
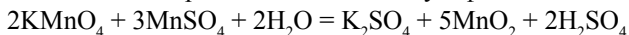
Участие нитратов в ОВР:



Свойства карбонатов и гидрокарбонатов:

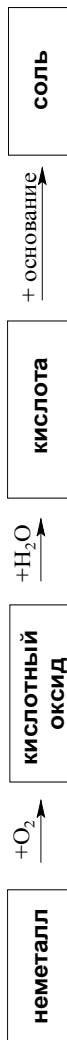


ОВ-свойства перманганата калия и сульфида алюминия:



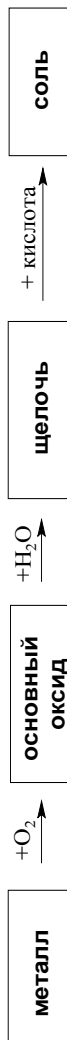
Генетическая связь между классами неорганических соединений

Основной генетический ряд соединений неметаллов

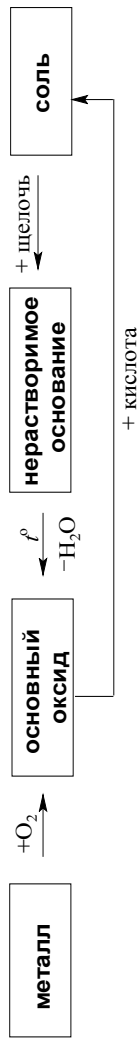


Основные генетические ряды соединений металлов

а) щелочных / щелочноземельных:



б) остальных:



ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Теория строения органических соединений: гомология и изомерия. Взаимное влияние атомов в молекулах

В состав любого **органического вещества** входят атомы углерода. Простейшими органическими веществами являются **углеводороды** — родоначальники разнообразных классов органических соединений.

Основополагающей теорией органической химии является **теория строения органических соединений А.М. Бутлерова** (1861 г.).

Основные положения:

- 1) атомы в молекулах органических веществ соединяются друг с другом согласно их валентности. Определенная последовательность связей между атомами называется химическим строением;
- 2) свойства соединений зависят не только от качественного и количественного состава молекул, но и от строения этих молекул;
- 3) атомы в молекулах оказывают взаимное влияние друг на друга, что сказывается на реакционной способности молекул.

Углеводороды и другие классы органических соединений образуют гомологические ряды.

Гомологический ряд — последовательность органических соединений с одинаковыми функциональными группами и однотипным строением, но отличающихся друг от друга на целое число групп CH_2 (метиленовая группа). Эта группа называется гомологической разностью.

Гомологи — члены гомологического ряда, состав их молекул имеет одинаковую общую формулу.

Гомологи характеризуются сходными химическими свойствами и способами получения, однако могут быть и различия. Особенно они заметны у первых членов гомологических рядов.

Например, гомологами являются этин и пропин, этен и гексен, 2-метилгептен-1 является гомологом 2-метилбутена-1.

В органической химии широко распространена **изомерия** — явление существования изомеров.

Изомеры — вещества, имеющие одинаковый качественный и количественный состав, одинаковую молярную массу, но отлича-

ющиеся друг от друга строением. На рис. 6 представлены типы изомерии.

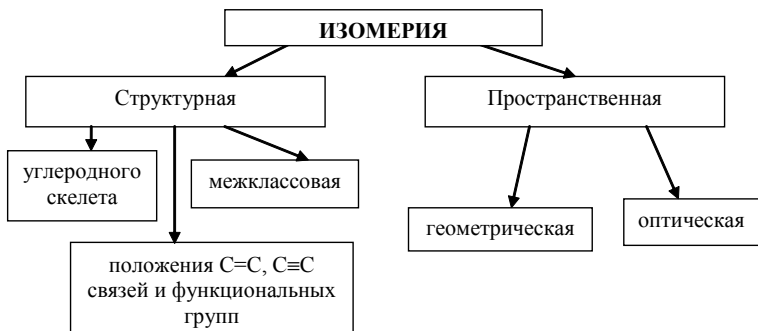


Рис. 6. Типы изомерии

Геометрическая изомерия присуща алкенам и циклоалканам при условии, что при одном и том же этиленовом атоме углерода (C_{sp^2}) **не должно быть двух одинаковых атомов или групп атомов** (как и при одном и том же атоме углерода в цикле).

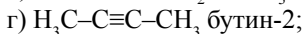
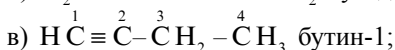
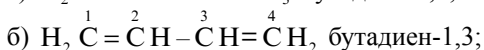
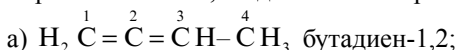
Геометрические изомеры отличаются друг от друга различным расположением заместителей в пространстве относительно плоскости двойной связи (или цикла). Причина существования геометрических изомеров — отсутствие свободного вращения вокруг указанных фрагментов.

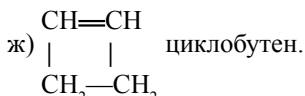
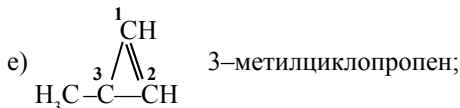
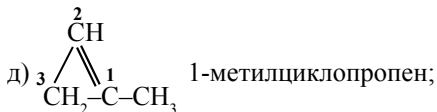
Оптическая (зеркальная) изомерия проявляется в молекулах, имеющих хотя бы один асимметрический (с четырьмя различными заместителями) атом углерода. Оптические изомеры представляют собой то же, что предмет и его зеркальное отображение.

Приведем пример структурных изомеров состава C_4H_6 .

Формуле C_4H_6 соответствует общая формула C_nH_{2n-2} . Это могут быть диены, алкины, циклоалкены.

Атомы углерода могут соединяться друг с другом не только одинарными связями, но двойными и тройными связями.





Признаки и виды изомерии: а, б — изомерия взаимного положения двойных связей; в, г — изомерия положения тройной связи; д, е, ж — изомерия цикла.

Взаимное влияние атомов в молекулах

Основой взаимного влияния атомов в молекулах преимущественно являются две **характеристики ковалентной связи**:

- полярность, обусловленная различной электроотрицательностью атомов, образующих связь;
- поляризуемость — временное смещение электронных облаков под влиянием внешнего электрического поля.

В реакциях, протекающих по ионному механизму, наибольшее влияние оказывает поляризуемость.

Взаимное влияние атомов в молекулах осуществляется с помощью **электронных и пространственных эффектов**.

Наиболее распространенными электронными эффектами являются:

- индуктивный (I-эффект);
- мезомерный (М-эффект), или эффект сопряжения.

Индуктивный эффект — это смещение электронных облаков по цепи σ -связей под влиянием заместителей. Это смещение показывают прямой стрелкой (используя валентный штрих с острием в сторону более электроотрицательного атома) $\text{H}_3\text{C}^{\delta+} \rightarrow \text{Cl}^{\delta-}$ (δ — частичный, дробный заряд).

Индуктивный эффект различают: отрицательный (–I) и положительный (+I). Это зависит от характера заместителей:

1) **электроноакцепторные** заместители (смещающие на себя электронную плотность) проявляют (–I) эффект;

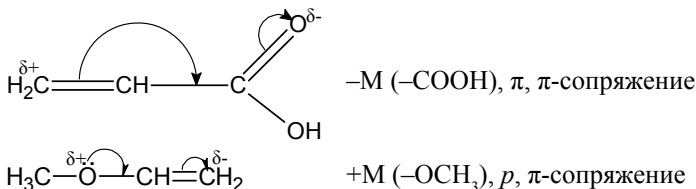
2) **электронодонорные** заместители (смещающие от себя электронную плотность) проявляют (+I) эффект.

Характерное свойство индуктивного эффекта — быстрое затухание по мере удаления от заместителя (через 3 связи он уже практически не проявляется).

Мезомерный эффект (или эффект сопряжения) — передача влияния заместителей по системе сопряженных π , π - или p , π -связей.

К сопряженным системам относятся молекулы, в которых π -связи разделены одной σ -связью или неподеленные пары p -электронов разделены одной σ -связью от π -связи, а также от бензольного кольца.

Мезомерный эффект изображают изогнутой стрелкой. Он также как и индуктивный, может быть положительный (+M) и отрицательный (–M).



В отличие от индуктивного эффекта, мезомерный практически не затухает по всей цепи сопряженной системы.

При одновременном проявлении в молекуле двух эффектов, не совпадающих по направлению, как правило, отдают предпочтение мезомерному эффекту, как более сильному.

Мезомерный эффект, в отличие от индуктивного зависит от пространственных факторов. Все атомы сопряженной системы должны находиться в одной плоскости, т.к. боковое перекрывание p -облаков достигает максимума, когда они параллельны. Если это условие нарушается, то мезомерный эффект ослабляется или совсем исчезает.

Типы связей в молекулах органических веществ.

Гибридизация атомных орбиталей углерода.

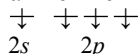
Радикал. Функциональная группа.

Классификация органических веществ

Свойства органических соединений сильно зависят от электронной структуры его молекулы, т. е. от природы химических связей в ней. Органические соединения — соединения углерода,

поэтому рассмотрим электронное строение атома углерода и его валентные состояния.

В основном (невозбужденном) состоянии атом углерода содержит только два неспаренных электрона: $1s^2 2s^2 2p^2$. При переходе в возбужденное состояние происходит распаривание $2s^2$ -электронов и переход одного из них на вакантную $2p$ -орбиталь: $1s^2 2s^1 2p^3$. Таким образом, в возбужденном состоянии атом углерода имеет на внешнем энергетическом уровне четыре валентных электрона:



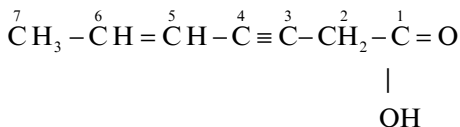
. Это объясняет четырехвалентность атома углерода в органических соединениях. При образовании химических связей происходит смешение этих $2s$ - и $2p$ -орбиталей между собой, т.е. их гибридизация. При гибридизации число образовавшихся гибридных орбиталей равно числу исходных атомных орбиталей. Для атома углерода возможны три типа гибридизации (табл. 7).

Таблица 7

Атомные орбитали, участвующие в гибридизации	Тип гибридизации	Пространственная форма и валентный угол	Примеры соединений
s, p	sp	Линейная, 180°	C_2H_2 , $H-C \equiv N$
s, p, p	sp^2	Плоский треугольник, 120°	C_2H_4 , $>C=O$
s, p, p, p	sp^3	Тетраэдрическая, $109^\circ 28'$	CH_4 , C_2H_6

В органических соединениях атомы углерода образуют σ -связи за счет его гибридных атомных орбиталей, а π -связи — за счет p -орбиталей, не участвующих в гибридизации.

Например, в соединении



- атомы C^2 , C^7 находятся в состоянии sp^3 -гибридизации;
- атомы C^1 , C^5 и C^6 находятся в состоянии sp^2 -гибридизации;
- атомы C^3 , C^4 находятся в состоянии sp -гибридизации.

Вследствие гибридизации атомных орбиталей углеродные цепи молекул органических соединений могут иметь разное расположение в пространстве. Например, молекула бензола представляет собой правильный шестиугольник, в вершинах которого находятся атомы углерода в sp^2 -гибридном состоянии. Они располагаются под углом 120° . За счет бокового перекрывания p -электронных облаков шести атомов углерода в молекуле бензола образуется единое π -электронное облако с максимальным перекрыванием над и под плоскостью кольца. В отличие от сопряженных диенов с единым делокализованным 4π -электронным облаком, в бензоле имеется замкнутое кольцо электронов, которое и придает ароматические свойства. Бензол — это соединение с делокализованными связями. Особенностью бензольного кольца является его способность выступать в качестве донора или акцептора электронов в зависимости от характера заместителя в кольце.

Появление заместителей в кольце приводит к нарушению симметрии π -электронного облака (нарушению равномерности распределения электронной плотности на атомах углерода). Это оказывает влияние на направление последующего электрофильного реагента.

Заместители в бензольном кольце по характеру их направляющего действия делят на 2 рода:

- заместители I рода (электронодоноры, орто-, пара-ориентанты): $-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$, $-\text{NHR}$, $-\text{NR}_2$, $-\text{OR}$, $-\text{CH}_3$, $-\text{C}_2\text{H}_5$ (любой алкильный радикал), $-\text{Hal}$;
- заместители II рода (электроноакцепторы, мета-ориентан-

ты): N^+H_3 , $-\text{NO}_2$, SO_3H , $-\text{CF}_3$, $-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array}$, $\begin{array}{c} -\text{C}-\text{R} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$, $-\text{COOH}$, $-\text{COOR}$, $-\text{CN}$.

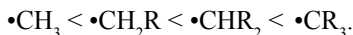
Заместители, помимо их направляющего действия, оказывают влияние на реакционную способность бензольного кольца по отношению к электрофильным реагентам. Электрофильное замещение в производные бензола, содержащие ориентанты I рода, протекает легче, чем в самом бензоле (исключение галогены); в производные бензола, содержащие ориентанты II рода, протекают труднее, чем в самом бензоле.

Радикалы — частицы, имеющие неспаренный электрон. Радикалами могут быть атомы $\text{H}\cdot$, $\text{Cl}\cdot$, группы атомов $\cdot\text{OH}$, $\cdot\text{CH}_3$; ионы $\cdot\text{O}_2^-$.

Образование радикалов легче всего происходит при гомолизе неполярных простых связей между атомами одного и того же элемента:



При гомолизе малополярной связи $\text{C}-\text{H}$ образуются алкильные радикалы, в которых неспаренный электрон находится у атома углерода. Относительная устойчивость этих радикалов зависит от типа замещения атома углерода, несущего неспаренный электрон, и растет в ряду:



Это объясняется положительным индуктивным эффектом алкильных групп, который, повышая электронную плотность на атоме углерода, способствует стабилизации радикала. В таблице 8 приведены примеры некоторых радикалов.

Таблица 8

Строение и названия распространенных радикалов ($\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$)

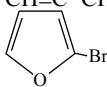
$\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$	Название	$\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$	Название
CH_3-	метил	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	бутил
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-(\text{C}_2\text{H}_5-)$	этил	$\begin{array}{c} \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_2 \end{array}$	втор-бутил
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	пропил	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	трет-бутил
$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C} \quad \text{CH}_3 \\ \diagdown \quad / \\ \text{CH} \\ \end{array}$	изопропил	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_2- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	изобутил

Функциональные группы — это атомы или группы атомов, отличные от атомов углерода и водорода, определяющие принадлежность к определенному классу соединений, а также его многие химические и физические свойства.

По номенклатуре ИЮПАК (заместительная) функциональные группы (структурные элементы) называют **характеристическими** группами. Они являются основой следующей классификации (табл. 9).

Таблица 9

Классификация производных углеводородов и гетероциклов

Название, общая формула	Характеристическая группа (название)	Примеры
1	2	3
Галогенопроизводные *R-X	-F, -Cl, -Br, -I	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{Cl}$, $\text{CH}_2=\text{CHCl}$, $\text{CH}\equiv\text{C-CH}_2\text{Br}$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}$, 
Спирты ROH Фенолы *ArOH	-OH, гидроксил	CH_3OH , $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{OH}$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$
Простые эфиры R-O-R'	-O-, окси	$\text{C}_2\text{H}_5\text{-O-C}_2\text{H}_5$, $\text{CH}_3\text{O-CH=CH}_2$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{-O-CH}_3$
Альдегиды $\text{R-C}\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array}$	$\text{-C}\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array}$ формил	$\text{H}_3\text{C-C}\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array}$, $\text{H}_2\text{C=CH-C}\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array}$, $\text{HC}\equiv\text{C-C}\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array}$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{-C}\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array}$
Кетоны $\text{R-C}\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}_1 \end{array}$	$\text{-C}\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$ карбонил	$\text{H}_3\text{C-C}\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 \end{array}$, $\text{H}_2\text{C=CH-C}\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 \end{array}$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{-C}\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 \end{array}$

1	2	3
Карбоновые кислоты $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$ карбоксил	$\text{CH}_3\text{--COOH}$, $\text{CH}_2\text{=CHCOOH}$, $\text{CH}\equiv\text{C--COOH}$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{--COOH}$
Сложные эфиры $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH--R}_1 \end{array}$	$\begin{array}{c} -\text{C--O--} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$	$\text{CH}_3\text{--COOC}_2\text{H}_5$, $\text{CH}_2\text{=CH--COOCH}_3$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{--COOC}_2\text{H}_5$
Амины RNH_2 , R--NH--R' , R_3N	$-\text{NH}_2$, $-\text{NH--}$, $-\text{N--}$ $ $	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH--CH}_3$, $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{N}$
Нитросоединения RNO_2	$-\text{NO}_2$ нитро	CH_3NO_2 , $\text{CH}_2\text{=CH--NO}_2$
Тиолы R--SH	$-\text{SH}$ тиол	$\text{C}_2\text{H}_5\text{SH}$
Сульфоновые кислоты $\text{R--SO}_3\text{H}$	$-\text{SO}_3\text{H}$ сульфо	$\text{C}_2\text{H}_5\text{SO}_3\text{H}$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{SO}_3\text{H}$

* *R* — остатки алифатических углеводов, ароматических — *Ar*, гетероциклов — *Het*.

Характерные химические свойства углеводов

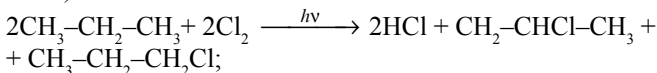
Свойства алканов

Реакции алканов, протекающие с расщеплением связи C–H

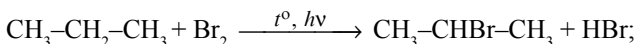
I. Радиальное замещение (S_R).

1) галогенирование:

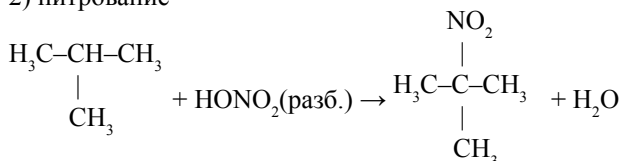
а) хлорирование (моноклорирование — процесс малоизбирательный)



б) бромирование (монобромирование — процесс избирательный)

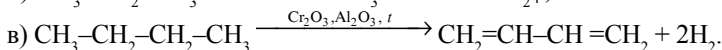
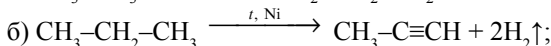
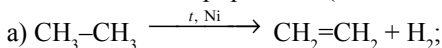


2) нитрование

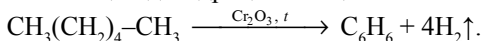


(жидкофазное нитрование при нагревании не выше 200 °С).

II. Реакции дегидрирования (отщепления водорода):

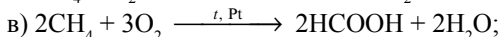
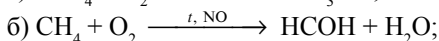
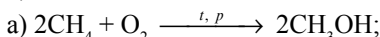


III. Реакции дегидроциклизации:

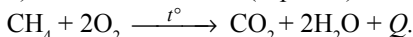


IV. Окисление метана.

1) каталитическое:

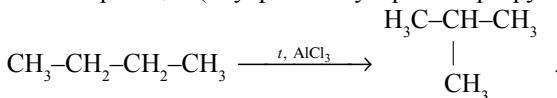


2) полное окисление (горение):



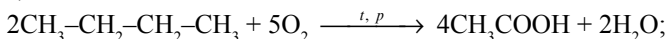
Реакции алканов, протекающие с одновременным расщеплением C-C и C-H связей

I. Изомеризация (внутримолекулярная перегруппировка):

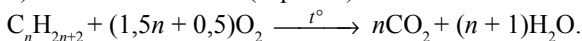


II. Реакции окисления гомологов.

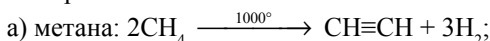
а) неполное окисление:



б) полное окисление (горение):

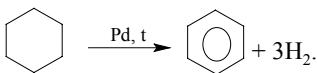
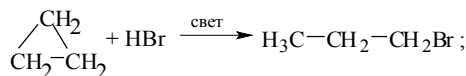
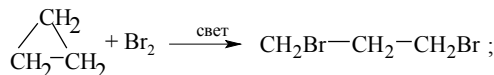
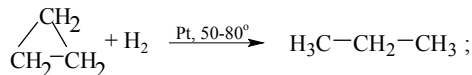
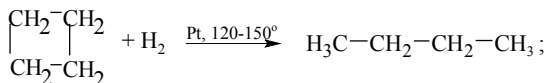
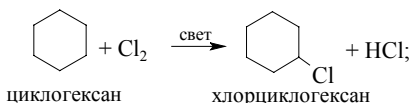


III. Крекинг.



$$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 \begin{cases} \nearrow \text{CH}_2=\text{CH-CH}_3 + \text{CH}_4 \\ \searrow \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{CH}_3\text{-CH}_3 \end{cases}$$

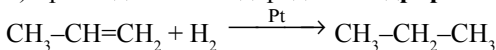
Для циклоалканов характерны реакции замещения (галогенирование циклогексана), дегидрирование циклогексана; присоединение H_2 , Br_2 , HBr (характерно для C_3-C_4).



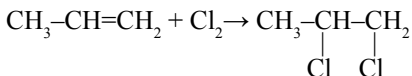
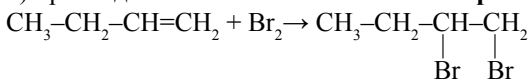
Реакции, протекающие с расщеплением π -связи

I. Реакции присоединения:

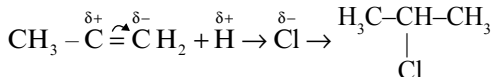
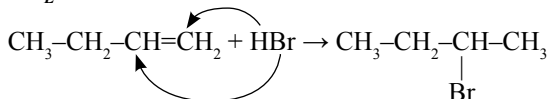
1) присоединение водорода — **гидрирование**:



2) присоединение галогенов — **галогенирование**:

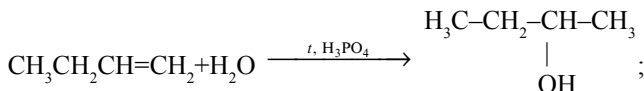
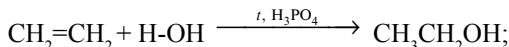


3) присоединение галогеноводородов — **гидрогалогенирование** (A_E):

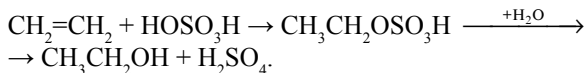


4) присоединение воды — **гидратация**:

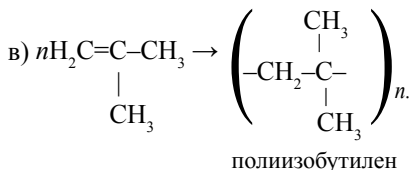
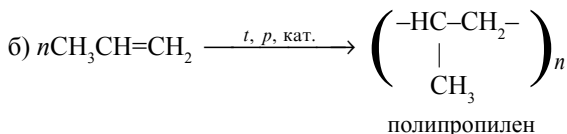
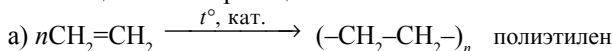
а) прямое присоединение:



б) в присутствии конц. H_2SO_4 (при нагревании) процесс протекает в 2 стадии:



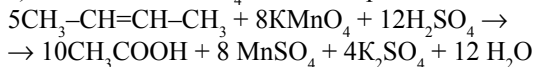
II. Реакции полимеризации.



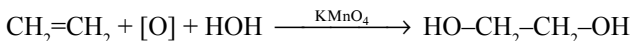
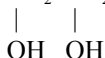
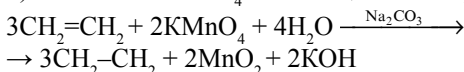
III. Окисление:

1) каталитическое окисление:

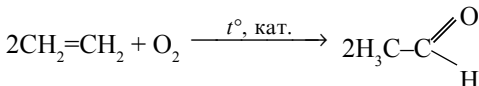
а) окисление KMnO_4 в кислой среде:



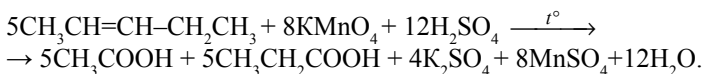
б) окисление KMnO_4 в слабощелочной среде:



в) окисление кислородом воздуха в присутствии PdCl_2 , CuCl :



Окислительное расщепление с разрывом σ - и π -связей

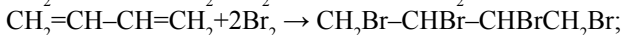
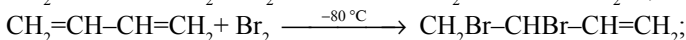
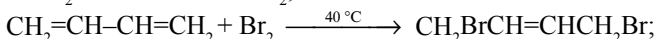
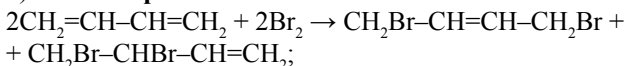


Свойства диенов

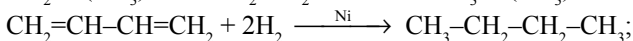
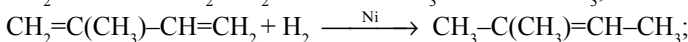
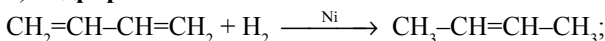
Реакции, протекающие с расщеплением π -связей

I. Реакции присоединения:

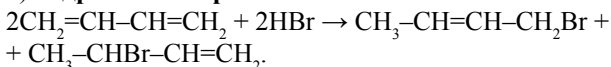
1) **галогенирование:**



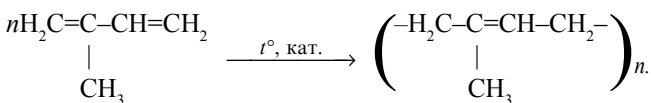
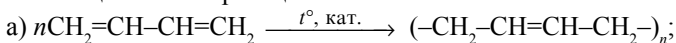
2) **гидрирование:**



3) **гидрогалогенирование:**



II. Реакции полимеризации:



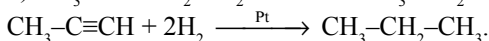
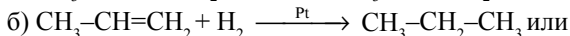
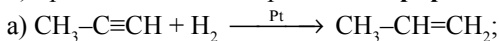
Свойства алкинов

Для алкинов, как и для алкенов, типичны реакции присоединения.

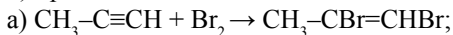
Реакции, протекающие с расщеплением π -связей

I. Реакции присоединения:

1) присоединение водорода — **гидрирование**:

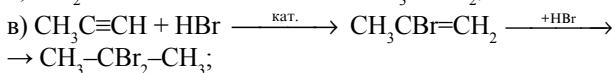
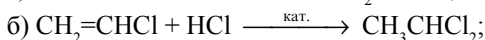
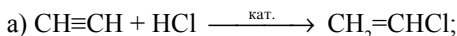


2) присоединение галогенов — **галогенирование**:

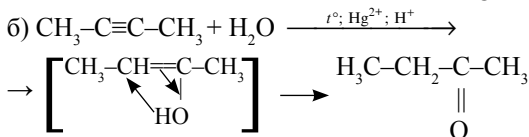
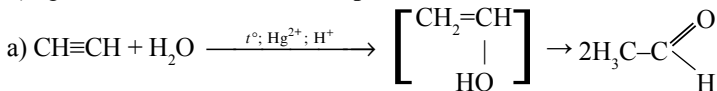


3) присоединение галогеноводородов — **гидрогалогениро-**

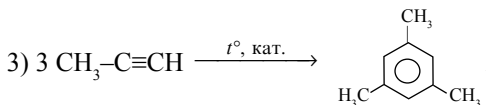
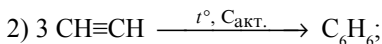
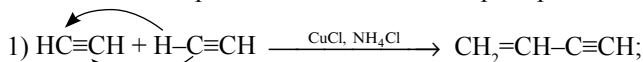
вание:



4) присоединение воды — **гидратация**:

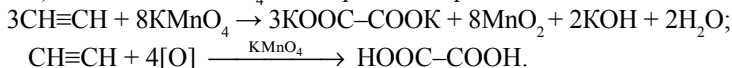


II. Реакции димеризации и циклической тримеризации:



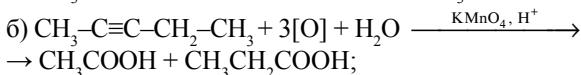
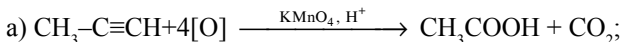
III. Реакции окисления:

1) окисление KMnO_4 в нейтральной среде:



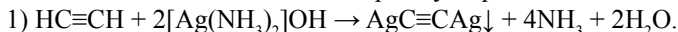
*Реакции, протекающие с расщеплением
тройной связи (σ - и π -)*

Окислительное расщепление:



*Реакции, протекающие с расщеплением
Csp-H связи*

Реакции замещения атомов водорода у Csp на металл:



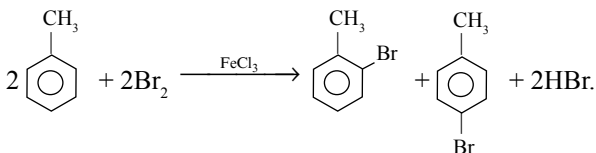
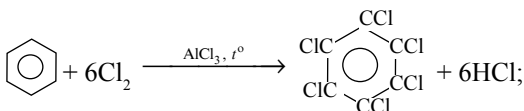
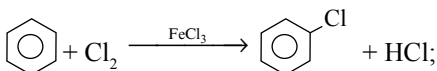
Свойства ароматических углеводородов (бензол, толуол)

Для бензола характерны реакции электрофильного замещения (S_E).

*Реакции, протекающие с расщеплением
Csp²-H связей*

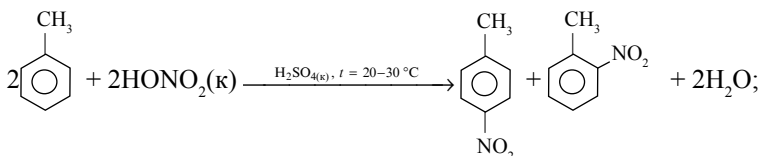
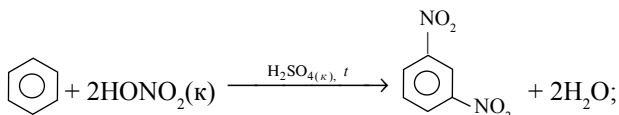
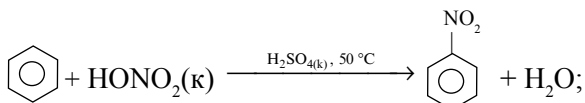
I. Реакции электрофильного замещения (S_E).

1. Галогенирование (Cl_2 , Br_2):



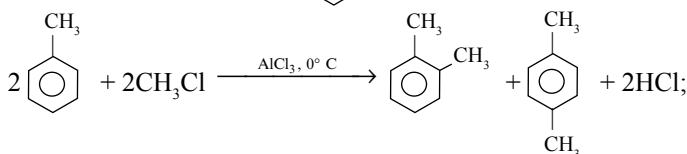
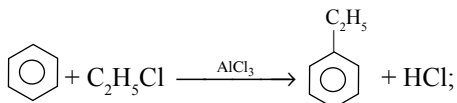
Органическая химия

2. Нитрование (аналогично сульфирование):

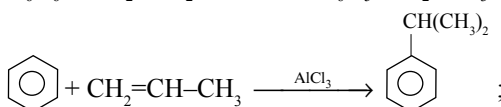
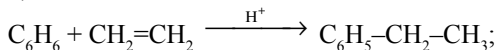


3. Алкилирование:

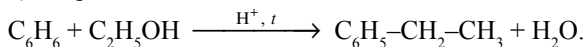
а) галогеноалканами (реакция Фриделя-Крафтса):



б) алкенами:



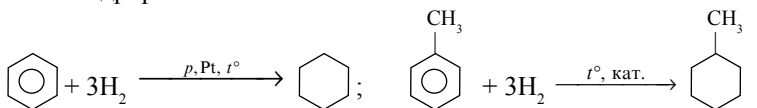
в) спиртами:



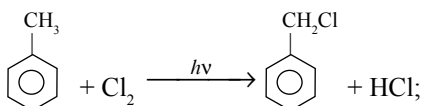
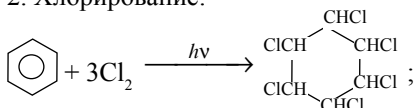
Реакции, протекающие с расщеплением π -электронного облака

II. Реакции присоединения.

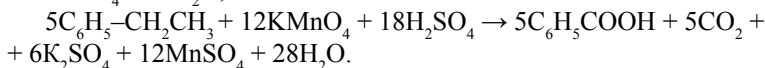
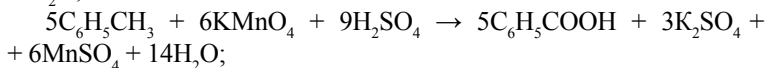
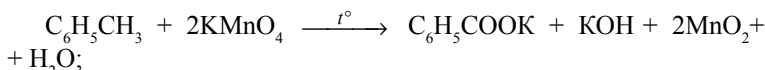
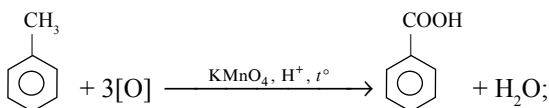
1. Гидрирование:



2. Хлорирование:



*Каталитическое окисление толуола и других
гомологов бензола.*

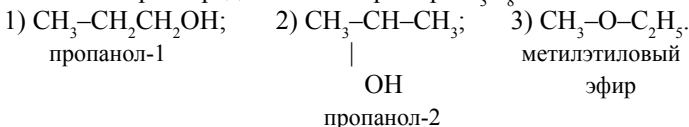


Характерные химические свойства предельных одноатомных и многоатомных спиртов, фенолов

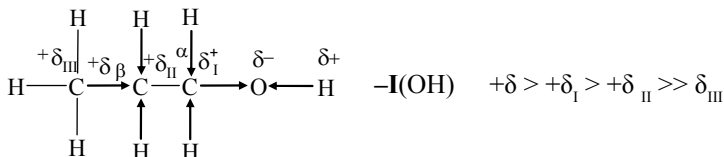
Кислородсодержащие органические соединения состоят из трех элементов — углерода, водорода, кислорода. Их можно рассматривать как производные углеводов с функциональными группами, в состав которых входит атом кислорода. Кислородсодержащие органические соединения имеют молекулярную решетку.

Спирты — производные углеводов, в которых атом водорода у $\text{C}(sp^3)$ замещен на гидроксильную группу (ОН). Спирты изомерны простым эфирам ($\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$).

Типы изомерии представим на примере C_3H_8O :



Химические свойства спиртов, как и любого класса органических соединений, обусловлены их строением. **В спиртах, в отличие от алканов, появляются полярные связи:** 1) наиболее полярная $-O-H$ (разница в электроотрицательностях атомов кислорода и водорода составляет 1,4); 2) менее полярная $>C-O-$ (разница в электроотрицательностях — 1); 3) наименее полярные $C_\alpha-H$ и $C_\beta-H$ (полярность этих связей обусловлена влиянием отрицательного индуктивного эффекта гидроксильной группы):



Для спиртов возможны реакции, протекающие с участием:

- атома водорода гидроксильной группы;
- гидроксильной группы;
- гидроксильной группы и $C_\beta-H$ связи;
- атома водорода гидроксильной группы и $C_\alpha-H$ связи.

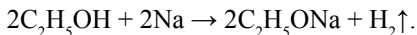
Таким образом, все химические превращения спиртов сопровождаются расщеплением связей:



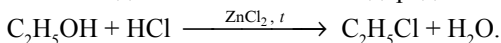
Спирты проявляют **слабые амфотерные** свойства: кислотные за счет атома водорода гидроксильной группы, основные — за счет неподеленной пары электронов атома кислорода.

Приведем основные реакции, характерные для предельных одноатомных спиртов.

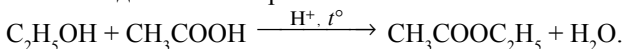
1. Взаимодействие с активными металлами:



2. Взаимодействие с галогеноводородами:

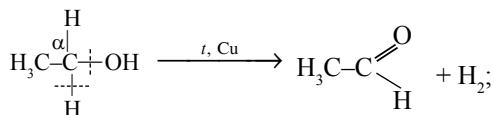


3. Взаимодействие с карбоновыми кислотами:

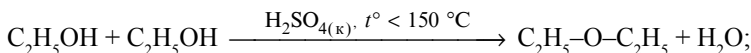


4. Реакции дегидрирования:

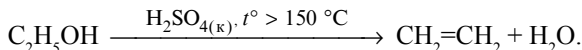
1) первичных спиртов:



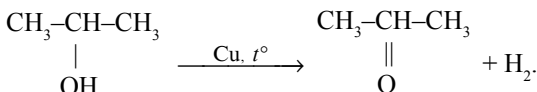
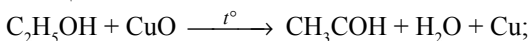
2) образование простых эфиров (межмолекулярная дегидратация):



3) внутримолекулярная дегидратация:

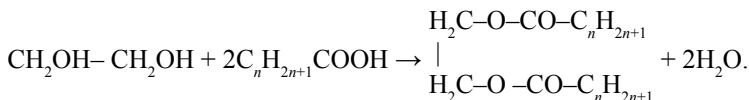
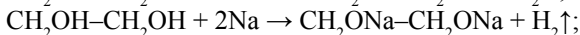
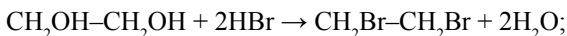
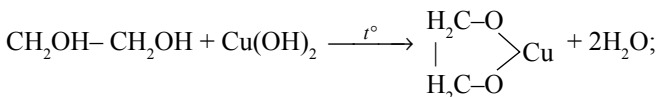


Реакции окисления:

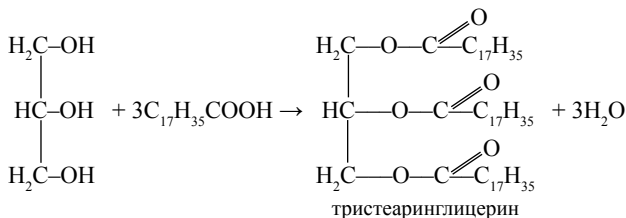


Этиленгликоль и глицерин — многоатомные спирты.

Этиленгликоль взаимодействует с гидроксидом меди (II), натрием, карбоновыми кислотами, галогеноводородными кислотами:



Для **глицерина** характерно взаимодействие со щелочными металлами, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, органическими и неорганическими кислотами.



95

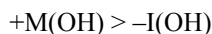
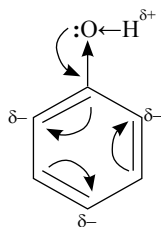
Простейшим представителем одноатомных фенолов является фенол (гидроксibenзол, карболовая кислота) — C_6H_5OH .

Фенол и его гомологи — полярные соединения. **В отличие от алканолов в феноле** за счет взаимодействия неподеленной пары p -электронов атома кислорода с 6π -электронной системой бензола **уменьшается электронная плотность на атоме кислорода**. Это приводит к увеличению полярности связи $O-H$, а, следовательно, и к **увеличению кислотных свойств фенола в сравнении с алканолами**.

С другой стороны, в бензольном кольце в o - и n -положениях увеличивается электронная плотность на атомах углерода (δ^-).

За счет положительного мезомерного эффекта гидроксильной группы образуется делокализованная p, π -система из 8 электронов (6π -электронов бензольного кольца и $2p$ -электрона от атома кислорода).

Связь $C(sp^2)-O$ приобретает частичную двосвязанность, что приводит к увеличению ее прочности в сравнении с алканолами.

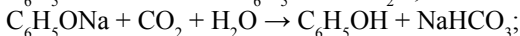
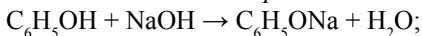


Химические превращения фенола протекают в основном с расщеплением:

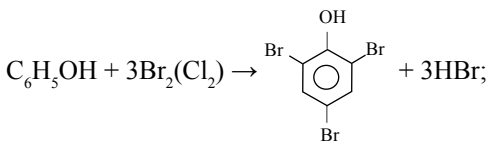
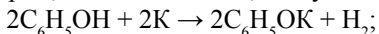
- связи $O-\dot{H}$;
- связей $C(sp^2)-\dot{H}$ преимущественно в o - и n -положениях;
- единого 6π -электронного облака бензольного кольца.

В отличие от спиртов, реакции по связи $C-\dot{O}$ для фенолов не характерны.

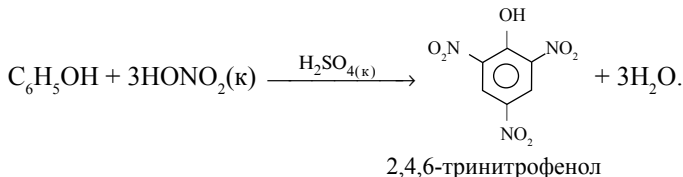
Химические свойства фенола:



(Фенол проявляет более сильные кислотные свойства, чем спирты, но более слабые, чем угольная и сернистая кислоты.)



2,4,6-трибромфенол



Характерные химические свойства альдегидов, предельных карбоновых кислот, сложных эфиров

Альдегиды и кетоны относят к карбонильным соединениям, так как в их состав входит карбонильная группа $\begin{array}{c} \text{—C—} \\ || \\ \text{O} \end{array}$.

В альдегидах один атом водорода обязательно соединен с карбонильной группой $\begin{array}{c} \text{—C=O} \\ | \\ \text{H} \end{array}$, эта совокупность атомов является функциональной группой альдегидов.

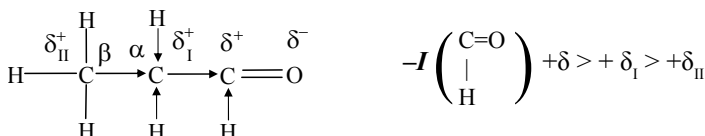
Общая формула альдегидов $\begin{array}{c} \text{R—C=O} \\ | \\ \text{H} \end{array}$.

Общая формула $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$ относится к альдегидам и кетонам предельного ряда (следует иметь в виду, что этой формуле могут соответствовать и другие классы органических соединений).

Наличие карбонильной группы в основном и определяет химические свойства альдегидов и кетонов.

Атом углерода карбонильной группы (как и атомы углерода в алкенах) находится в sp^2 -гибридном состоянии и соединен тремя σ -связями с другими атомами. За счет бокового перекрывания p -электронных облаков атома углерода и кислорода образуется π -связь.

Отличительной чертой карбонильной группы является ее полярность, обусловленная большей электроотрицательностью атома кислорода. π -электронное облако смещено к атому кислорода, в результате он приобретает частичный отрицательный заряд (δ^-), а атом углерода — частичный положительный заряд (δ^+). Карбонильная группа оказывает влияние на подвижность атома водорода в альдегидной группе и атома водорода в α -положении.



Типичные реакции альдегидов и кетонов — реакции нуклеофильного присоединения.

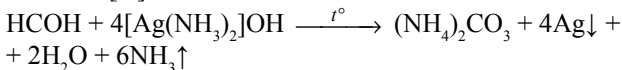
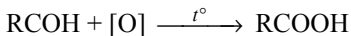
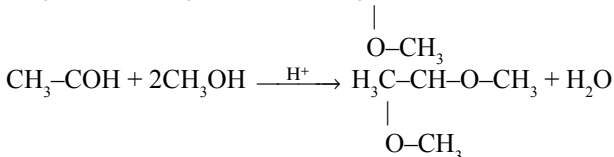
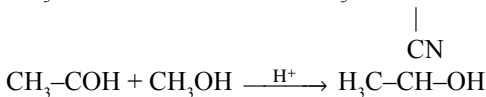
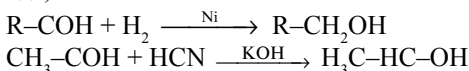
Чем больше δ^+ на карбонильном атоме углерода, тем выше его реакционная способность по отношению к нуклеофильным реагентам.

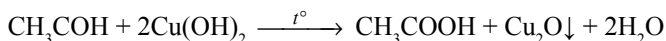
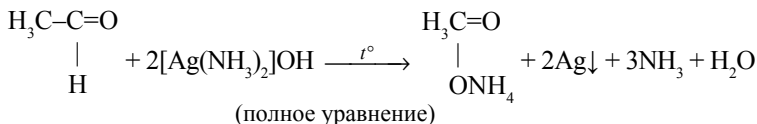
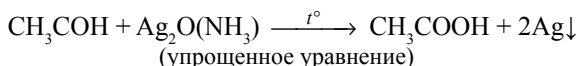
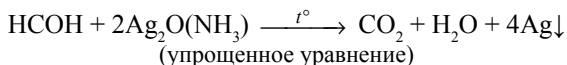
Альдегиды, в отличие от кетонов, очень чувствительны к действию окислителей за счет альдегидного атома водорода.

Все химические превращения альдегидов и кетонов преимущественно протекают с расщеплением:

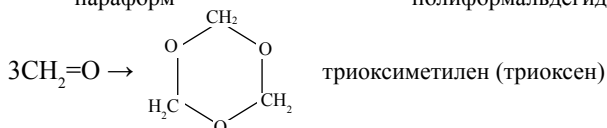
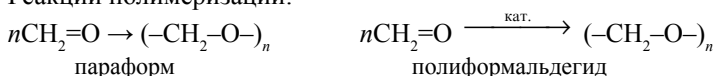
- π -связи карбонильной группы;
- $\text{C}_{\alpha}-\text{H}$ связи;
 $\begin{array}{c} \vdots \\ \text{C} \\ \vdots \end{array} - \text{H}$
- $\begin{array}{c} || \\ \text{O} \end{array}$ связи в альдегидах.

Свойства альдегидов: гидрирование, присоединение спиртов, HCN, реакции окисления с аммиачным раствором Ag_2O («серебряного зеркала»), с гидроксидом меди (II), реакции полимеризации (получение параформа, триоксиметилена, паральдегида, метальдегида).





Реакции полимеризации:



Карбоновые кислоты — производные углеводородов, в которых атом водорода замещен на карбоксильную группу $-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{array}$ (исключение муравьиная кислота HCOOH).

Общая формула предельных карбоновых кислот:



Функциональной группой карбоновых кислот является карбок-

сильная группа $-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{array}$, в основном ею и определяются многие физические и химические свойства этого класса соединений. Атом углерода карбоксильной группы находится в sp^2 -гибридном состоянии и соединен тремя σ -связями с соседними атомами. Наряду с этим, между атомом углерода и одним из атомов кислорода имеется и π -связь, как и в карбонильной группе альдегидов и кетонов. На атоме кислорода гидроксильной группы находится неподеленная пара p -электронов. Таким образом, карбоксильная группа является сопряженной системой. Смещение π -электронного облака в сторону более электроотрицательного атома кислорода приводит к появлению недостатка электронной плотности (δ^+) на карбоксиль-

ном атоме углерода. За счет смещения неподеленной пары p -электронов атома кислорода гидроксильной группы частично гасится недостаток электронов на атоме углерода и увеличивается полярность связи $\text{O} \leftarrow \text{H}$.

Таким образом, результатом взаимного влияния атомов в карбоксильной группе $\text{—C} \begin{array}{c} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{O} \leftarrow \text{H} \end{array}$ является:

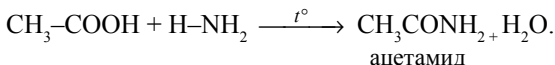
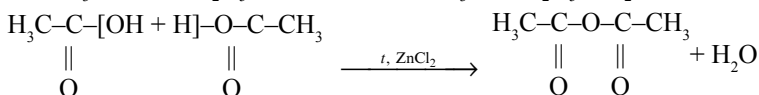
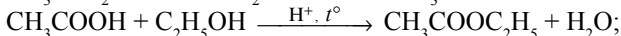
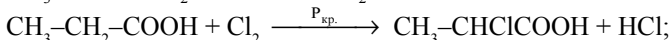
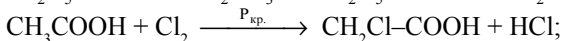
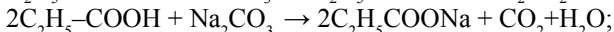
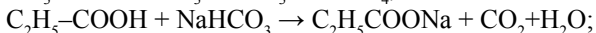
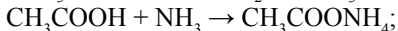
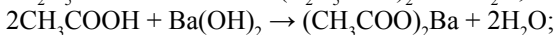
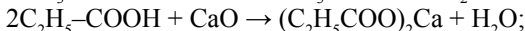
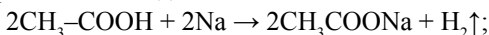
1) повышенная подвижность атомов водорода карбоксильной группы, в сравнении со спиртами;

2) пониженная реакционная способность карбонильной группы, в сравнении с альдегидами, по отношению к нуклеофильным реагентам;

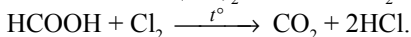
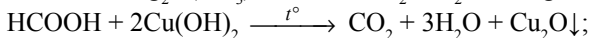
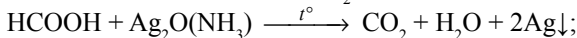
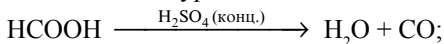
3) повышенная подвижность атомов водорода в α -положении под влиянием карбоксильной группы (меньше, чем в альдегидах);

4) кислотные свойства с увеличением углеводородного радикала убывают (муравьиная кислота самая сильная). Электроноакцепторные заместители в радикале увеличивают кислотные свойства.

Свойства карбоновых кислот: взаимодействие с металлами, основными оксидами, основаниями, аммиаком, солями более слабых кислот, галогенами, образование сложных эфиров со спиртами, межмолекулярная дегидратация с образованием ангидридов, образование амидов.

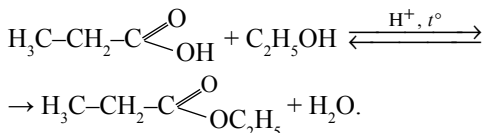


Особенности муравьиной кислоты:

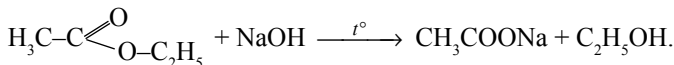
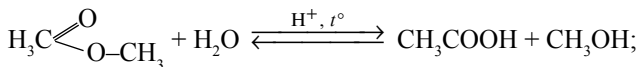


Сложные эфиры — продукты замещения атомов водорода групп $-\text{OH}$ в минеральных кислородсодержащих или карбоновых кислотах на углеводородные радикалы.

Реакция этерификации:



Щелочной и кислотный гидролиз эфиров:



Характерные химические свойства азотсодержащих органических соединений: аминов и аминокислот

К классу монофункциональных азотсодержащих органических соединений относятся нитросоединения и амины.

Нитросоединения — производные углеводородов, в которых атом водорода замещен на функциональную **нитрогруппу** $-\text{NO}_2$ (RNO_2 ; CH_3NO_2 ; $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{NO}_2$; $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$).

Амины — продукты замещения атомов водорода в аммиаке на углеводородные радикалы. В зависимости от числа атомов водорода, замещенных на радикалы, различают: **первичные амины** — функциональная группа $-\text{NH}_2$; **вторичные** — функциональная группа $-(\text{NH})-$; **третичные** — $\begin{array}{c} \text{N}- \\ | \end{array}$.

Аминокислоты, в отличие от ранее рассмотренных классов соединений, относятся к би-(ди)-функциональным соединени-

ям, в которых одновременно присутствуют две функциональные группы:

- 1) карбоксильная $-\text{C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{smallmatrix}$;
- 2) аминогруппа $-\text{NH}_2$.

Аминокислоты можно рассматривать как органические кислоты, в которых один или несколько атомов водорода замещены на аминогруппу.

Основой классификации аминокислот является:

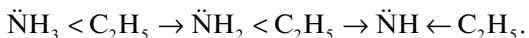
- 1) число функциональных групп:
 - а) моноаминомонокарбоновые кислоты;
 - б) моноаминодикарбоновые кислоты;
 - в) диаминомонокарбоновые кислоты;
- 2) взаимное расположение аминогруппы по отношению к карбоксильной (α -, β -, γ - и т. д.).

Амины, подобно аммиаку — полярные соединения и, за исключением третичных аминов, могут образовывать межмолекулярные водородные связи.

Амины, как и аммиак, проявляют основные свойства за счет неподеленной электронной пары атома азота. Основность — способность присоединять протон (H^+).

Амины предельного ряда в водных растворах более сильные основания, чем аммиак. Одной из причин этого является электронодонорное влияние углеводородных радикалов, в результате которого электронная плотность на атоме азота увеличивается (δ^-), следовательно, способность присоединять протон возрастает.

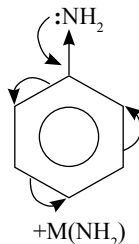
По усилению основных свойств аммиак и алифатические амины можно расположить в ряд:



За счет $+I$ -эффекта алкильных радикалов возрастает основность.

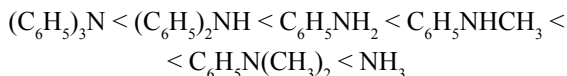
Ароматические амины проявляют меньшие основные свойства (приблизительно в 1 млн раз), чем аммиак; это связано с тем, что неподеленная пара p -электронов атома азота находится в сопряжении с 6π -электронным облаком бензольного кольца. В результате уменьшается электронная плотность на атоме азота и ослабляется его способность присоединять протон.

С другой стороны, в ароматических аминах за счет $+M$ ($-NH_2$) резко увеличивается реакционная способность бензольного кольца в реакциях электрофильного замещения, преимущественно в *o*- и *p*- (2, 4, 6) положениях.



Основность ароматических аминов зависит от заместителей как в ароматическом кольце, так и при атоме азота. Электронодонорные заместители увеличивают основные свойства (*n*-аминоанилин примерно в 26 раз более основен, чем анилин), а электроноакцепторные — уменьшают основные свойства (*n*-нитроанилин примерно в 4000 раз менее основен, чем анилин).

Основные свойства ароматических и смешанных аминов усиливаются в ряду:

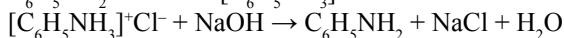
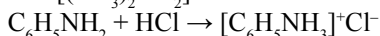
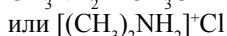
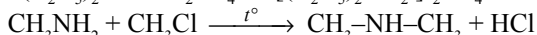
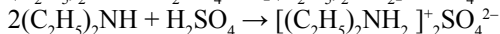
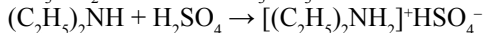
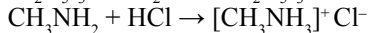
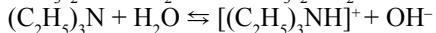
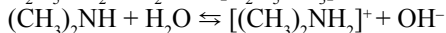
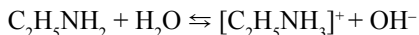


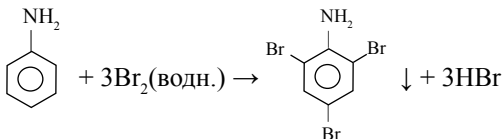
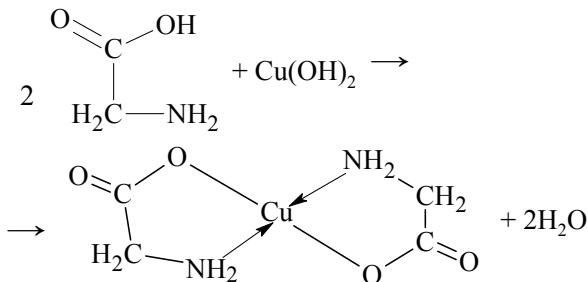
Таким образом, амины, содержащие бензольное кольцо, по основности слабее аммиака, а тем более аминов предельного ряда.

Химические свойства аминов характеризуются преимущественно превращениями аминогруппы, причем главная роль принадлежит неподеленной паре электронов атома азота.

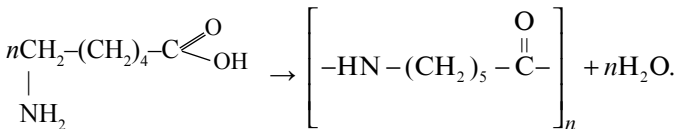
Для ароматических аминов характерны также реакции электрофильного замещения в бензольное кольцо (преимущественно в *o*- и *p*-положениях).

Амины как органические основания взаимодействуют с водой, кислотами и галогеноалканами:




$$\begin{aligned} &\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{HCl}(\text{cyx.}) \xrightarrow{t^\circ} \\ &\rightarrow [\text{H}_3\text{N}^+\text{CH}_2\text{COOC}_2\text{H}_5]\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}; \end{aligned}$$


ГЛИЦИЛ-ГЛИЦИН

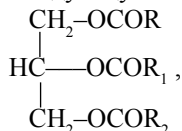


капрон

Биологически важные вещества: жиры, белки, углеводы (моно-, ди-, полисахариды)

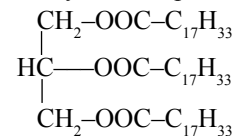
Большую и важную группу природных соединений представляют жиры и масла, которые являются сложными эфирами высших карбоновых кислот и глицерина.

Все жиры и масла растительного происхождения состоят почти целиком из сложных эфиров глицерина (триглицериды). В этих соединениях глицерин этерифицирован высшими карбоновыми кислотами. Жиры имеют следующую общую формулу:

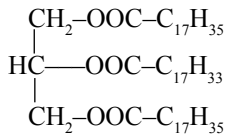


где R, R_1, R_2 — углеводородные радикалы.

Три гидроксильных глицерина могут быть этерифицированы либо только одной кислотой, например пальмитиновой или олеиновой, либо двумя или тремя различными кислотами:



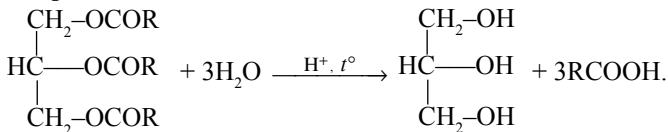
триолеин (глицерид с одним типом ацила)



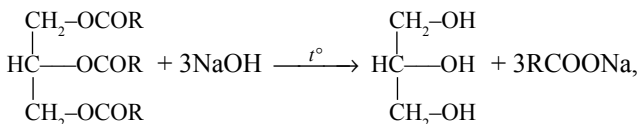
олеодистеарин (глицерид с двумя типами ацила)

Среди реакций жиров особое значение имеет гидролиз, который можно осуществить как кислотами, так и основаниями:

Гидролиз кислотный:

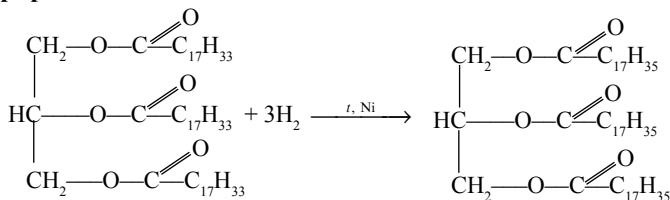


Гидролиз щелочной (омыление):



где, R — $\text{C}_{17}\text{H}_{35}$, $\text{C}_{15}\text{H}_{31}$, $\text{C}_{17}\text{H}_{33}$, $\text{C}_{17}\text{H}_{31}$, $\text{C}_{17}\text{H}_{29}$.

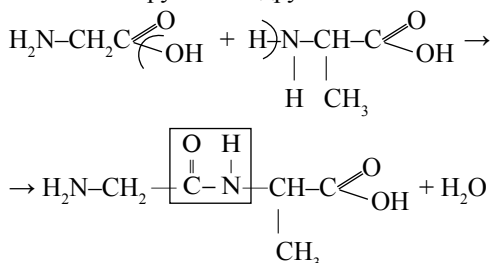
Реакции присоединения (для жидких жиров — масел) — гидрирование:



Реакция гидрирования (гидрогенизации) лежит в основе получения маргарина.

Белки, пептиды — природные или синтетические соединения, молекулы которых построены из остатков α-аминокислот, соединенных между собой пептидными (амидными) связями, $\begin{array}{c} -\text{C}-\text{NH}- \\ || \\ \text{O} \end{array}$.

Пептидная связь образуется за счет карбоксильной группы одной аминокислоты и аминогруппы — другой:



Белки — сложные, разнообразные по составу и строению вещества. Структуру белков можно рассматривать на нескольких уровнях организации. Самый низший уровень — *первичная структура* белков, которая представляет *последовательность* соединения аминокислот между собой. Следующий уровень — *вторичная структура*, рассматривающая вопрос о том, каким образом эти цепи складываются в пространственные структуры типа спирали, колец, листов или компактных сфероидов, форма которых обусловлена водородными мостиками, связывающими друг с другом различные цепи или различные участки одной и той же цепи. Под *третичной структурой* белков понимают расположение их полипептидных цепей в пространстве. Существенное влияние на формирование третичной структуры оказывают размер, форма и

полярность аминокислотных остатков. Эта структура поддерживается за счет гидрофобных взаимодействий, а также водородных, дисульфидных, ионных и других связей. Термин «четвертичная структура» относится к макромолекулам, в состав которых входит несколько полипептидных цепей (субъединиц), не связанных между собой ковалентно. Такая структура отражает способ объединения и расположения этих субъединиц в пространстве. Между собой отдельные субъединицы соединяются только за счет межмолекулярных взаимодействий. Четвертичную структуру имеют многие металлоферменты (комплекс иона металла и полипептидных цепей), гемоглобин.



Рис. 7. Структура белка

Свойства белков

1. Белки содержат карбоксильные и аминогруппы, они являются, подобно аминокислотам, амфолитами: в щелочной среде, отдавая протон, проявляют кислотные свойства, а в кислой, присоединяя протон, — основные. Вследствие амфотерных свойств молекулы белков, как и аминокислоты, могут иметь биполярно-ионное строение.

2. При нагревании белков со щелочами или кислотами происходит их гидролиз по пептидным связям с образованием свободных аминокислот. В организме гидролиз белков происходит значительно эффективнее за счет участия ферментов пищеварительной сис-

темы. Образующиеся при этом аминокислоты всасываются и используются для синтеза белков, необходимых данному организму.

3. Разрушение вторичной и третичной структуры белка с сохранением первичной структуры называется денатурацией. Денатурацию могут вызвать следующие факторы: нагревание, тяжелые металлы, химические агенты, излучения и др.

4. Для белков характерны некоторые цветные реакции, связанные с наличием в их молекулах определенных функциональных группировок (см. раздел «Методы познания в химии»).

Углеводы

Углеводы — большая группа органических веществ, широко распространенных в живой природе. До 80% сухого вещества растений приходится на углеводы, содержание их в животных организмах намного меньше — до 2% сухого веса.

Классификация углеводов представлена на рис. 8.

Моносахариды — многоатомные альдегидо- или кетоноспирты. Альдозы содержат альдегидную группу, кетозы — кетонную группу.

В зависимости от числа углеродных атомов, моносахариды делят на: тетроз, пентоз, гексоз и т.д. Эти названия обычно применяют к тем моносахаридам, в молекулах которых число атомов кислорода равно числу атомов углерода.

Полисахариды — высокомолекулярные соединения, линейные или разветвленные, молекулы которых построены из остатков моносахаридов, связанных **гликозидными связями**. **Олигосахариды** — содержат в своем составе от двух до десяти–двадцати моносахаридных остатков, связанных гликозидными связями. В зависимости от их способности восстанавливать ионы Cu^{2+} и Ag^{+} их делят на *восстанавливающие* и *невосстанавливающие*.

Высокомолекулярные полисахариды содержат от нескольких десятков до десятков тысяч остатков моносахаридов.

Главное отличие олиго- и полисахаридов от моносахаридов заключается в их способности к гидролизу с образованием моносахаридов (соответствующих числу их остатков в олиго- или полисахариде).

Химические свойства глюкозы: качественные реакции на альдегидную группу и на глюкозу как многоатомный спирт (окисление

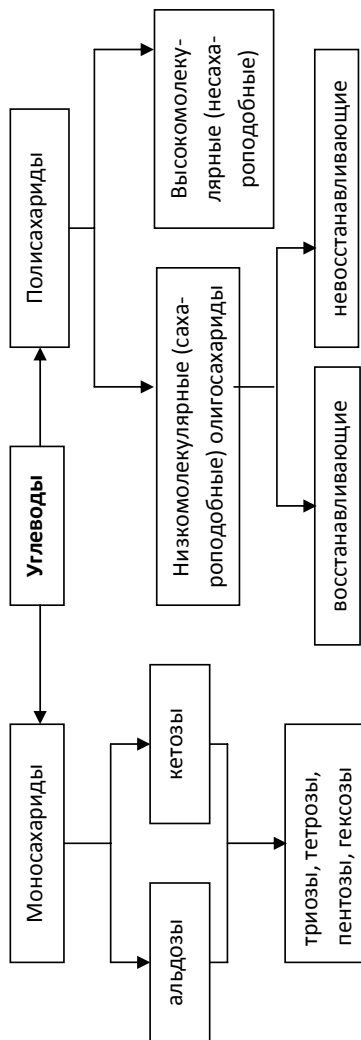
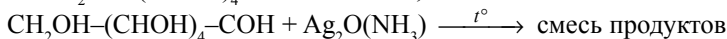
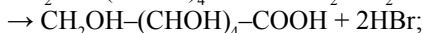
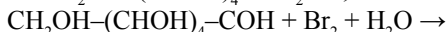
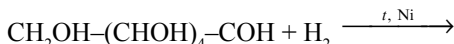


Рис. 8. Классификация углеводов

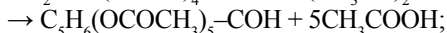
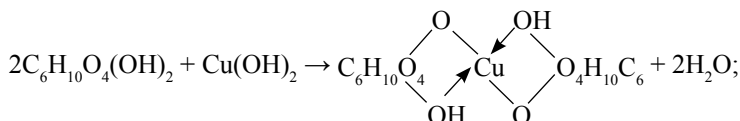
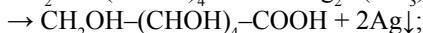
Химия. Законы, свойства элементов и соединений

с Ag_2O , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, бромной водой), взаимодействие с уксусным ангидридом, H_3PO_4 (образование глюкозо-6-фосфата), гидрирование, полное окисление глюкозы.

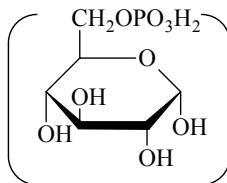
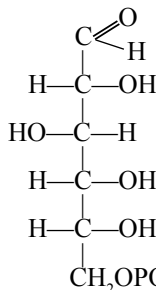
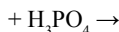
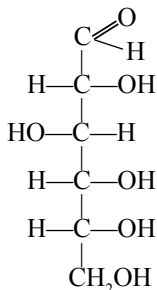


окисления + $2\text{Ag}\downarrow$.

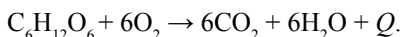
Допустимо писать уравнение реакции в виде:



пентаацетат глюкозы



Глюкозо-6-фосфат



Брожение глюкозы:

– спиртовое: $C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{дрожжи}} 2C_2H_5OH + 2CO_2$;

– молочнокислосое:

$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{ферменты}} 2CH_3-\underset{\substack{| \\ OH}}{CH}-COOH$;

– маслянокислосое:

$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{ферменты}} CH_3CH_2CH_2COOH + 2CO_2 + 2H_2\uparrow$.

Обратите внимание! Фруктозу нельзя отличить от глюкозы (альдозы) реакцией серебряного зеркала и при нагревании с $Cu(OH)_2$! Фруктоза, подобно глюкозе, дает реакцию серебряного зеркала и восстанавливает $Cu(OH)_2$, хотя и не содержит альдегидной группы. Это объясняется действием на фруктозу щелочей, которые вызывают ее превращение в глюкозу и маннозу, а последние и подвергаются окислению. Фруктозу можно отличить от глюкозы реакцией с бромной водой. Фруктоза, в отличие от глюкозы, не окисляется бромной водой.

Гидролиз дисахаридов (в кислой среде или под действием ферментов):

$C_{12}H_{22}O_{11}$ (сахароза) + $H_2O \xrightarrow{t, H^+}$

$\rightarrow C_6H_{12}O_6$ (α-глюкоза) + $C_6H_{12}O_6$ (β-фруктоза);

$C_{12}H_{22}O_{11}$ (мальтоза) + $H_2O \xrightarrow{t, H^+} 2C_6H_{12}O_6$ (α-глюкоза);

$C_{12}H_{22}O_{11}$ (целлобиоза) + $H_2O \xrightarrow{t, H^+} 2C_6H_{12}O_6$ (β-глюкоза);

$C_{12}H_{22}O_{11}$ (лактоза) + $H_2O \xrightarrow{t, H^+}$

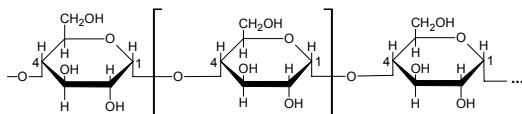
$\rightarrow C_6H_{12}O_6$ (β-галактоза) + $C_6H_{12}O_6$ (β-глюкоза);

$C_{12}H_{22}O_{11}$ (мальтоза, лактоза или целлобиоза) + $Ag_2O \xrightarrow{NH_3 \cdot H_2O}$

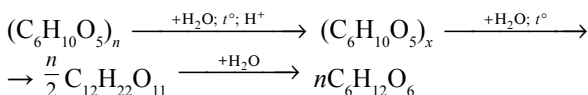
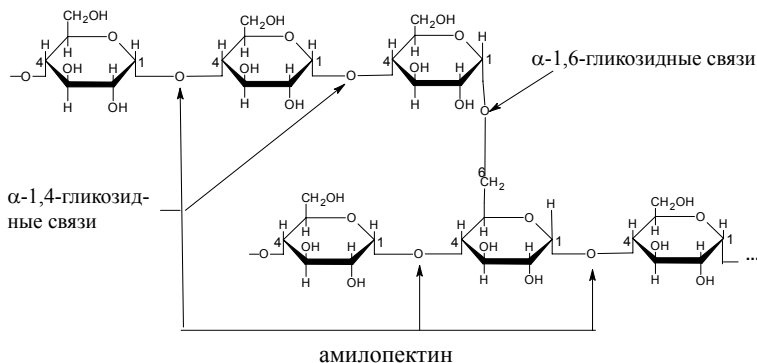
$\rightarrow C_{12}H_{22}O_{12} + 2Ag\downarrow$;

$C_{12}H_{22}O_{11} + 2Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} C_{12}H_{22}O_{12} + Cu_2O\downarrow + H_2O$.

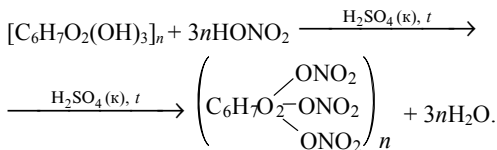
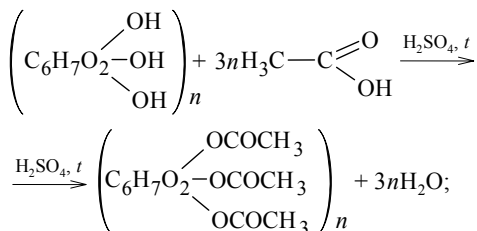
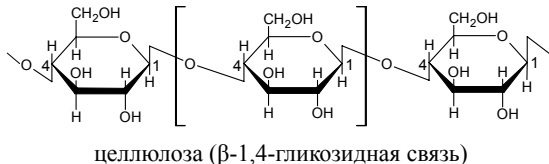
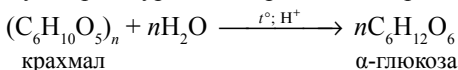
Химические свойства полисахаридов: гидролиз, образование сложных эфиров целлюлозы (ацетаты, нитраты), качественная реакция с йодом на крахмал.



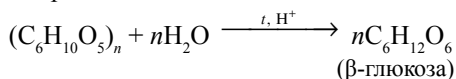
амилоза (α-1,4-гликозидная связь)



Суммарное уравнение реакции гидролиза:



Гидролиз целлюлозы:



Генетическая связь между классами органических соединений представлена следующей схемой (рис. 9).

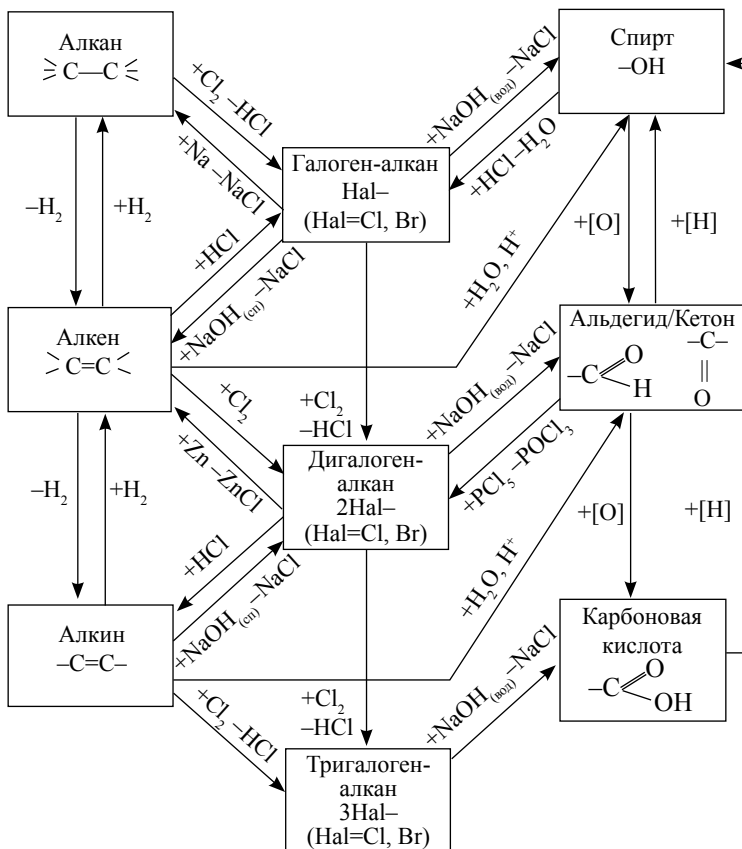
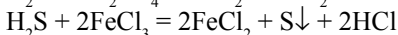
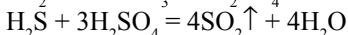
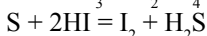
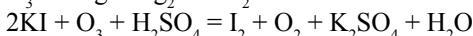
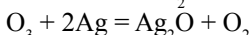
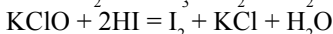
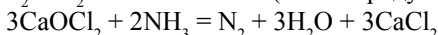
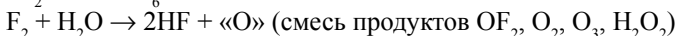
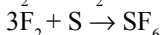
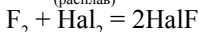
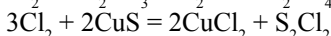
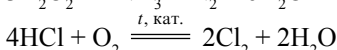
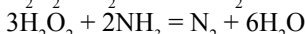
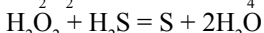
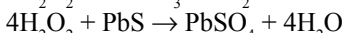
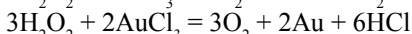
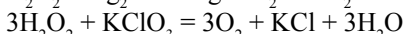
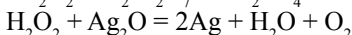
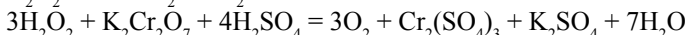
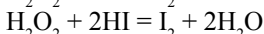
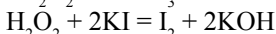
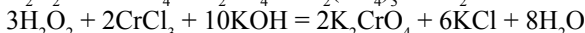
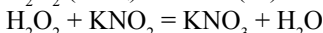
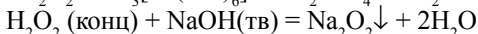
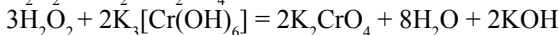
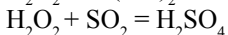
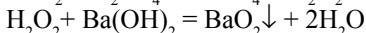
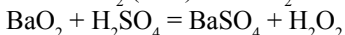
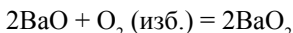
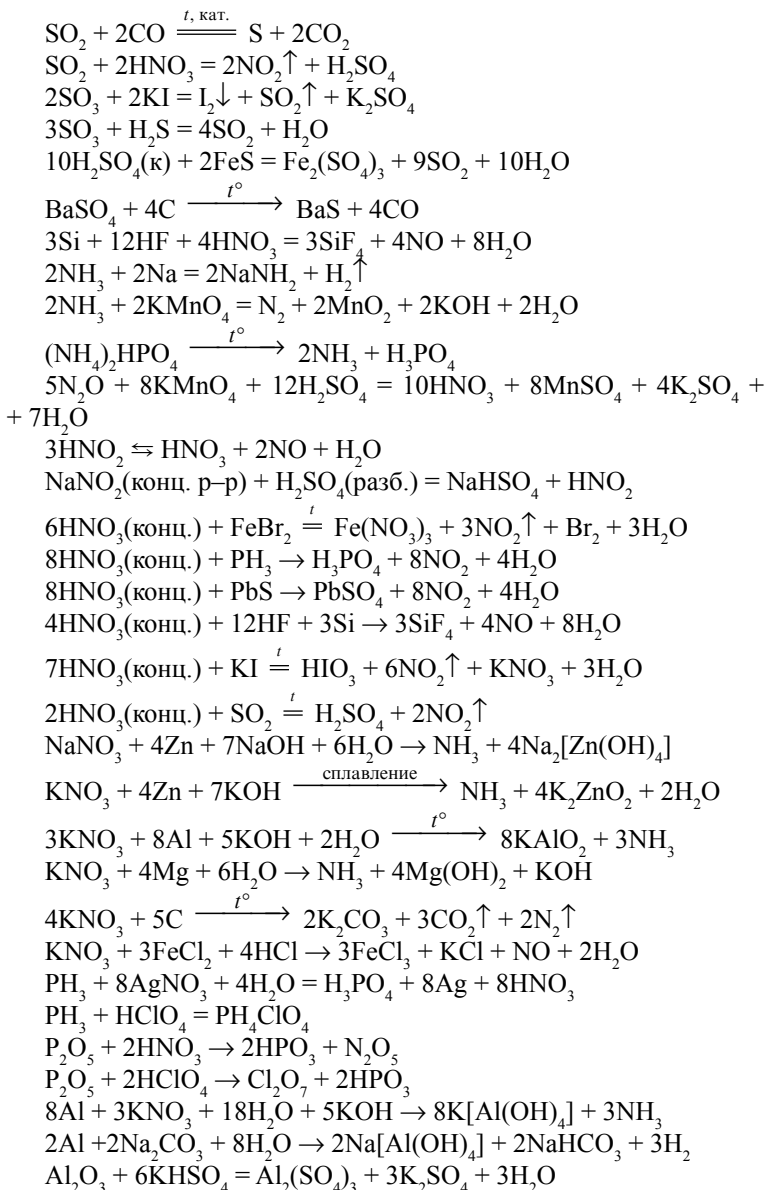
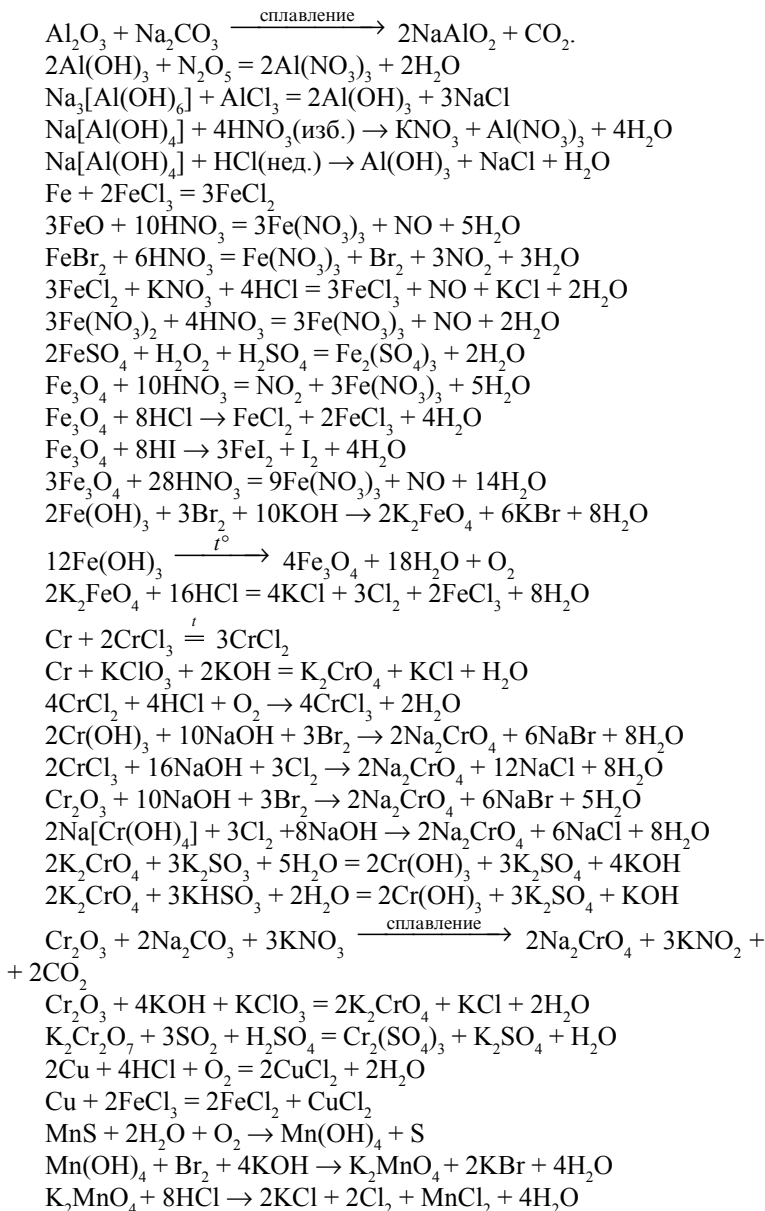


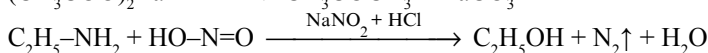
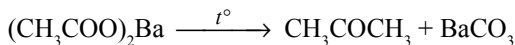
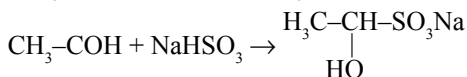
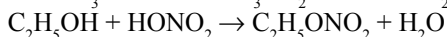
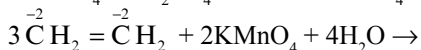
Рис. 9. Взаимосвязь органических соединений [11]

Уравнения реакций, которые могут быть полезны при подготовке к выполнению заданий части С









МЕТОДЫ ПОЗНАНИЯ В ХИМИИ

Экспериментальные основы химии

Кабинет химии — место повышенной опасности. Поэтому, работая в химической лаборатории (или в школьном кабинете химии), чтобы не получить травму при проведении химического эксперимента на занятиях по химии, очень важно **неукоснительно выполнять правила по технике безопасности**, соблюдая определенные нормы поведения.

В химической лаборатории запрещается:

1. Принимать пищу и пробовать вещества на вкус.
2. Брать вещества руками.
3. Оставлять небуранными рассыпанные или пролитые реактивы.
4. Оставлять открытыми банки и склянки с реактивами.
5. Выливать или высыпать избыток реактивов в склянки и банки, из которых они были взяты.
6. Менять пробки у банок и склянок.
7. Брать одной и той же пипеткой или одним и тем же шпателем разные вещества.
8. При определении запаха вещества низко наклоняться над склянкой или подносить пробирку близко к лицу.
9. Самостоятельно проводить опыты, не предусмотренные данной работой.
10. Загромождать проходы портфелями и сумками.

Для проведения химического эксперимента необходимо специальное оборудование, которое можно разделить на несколько групп в зависимости от его назначения: посуда, нагревательные приборы, принадлежности для закрепления приборов на время выполнения в них химических опытов, реактивы и др.

Определение характера среды водных растворов веществ. Индикаторы

По типу среды водные растворы бывают нейтральные, кислые и щелочные (см. раздел «Химическая реакция»).

Нейтральная среда характеризуется равенством концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль/л, pH} = 7.$$

Кислая среда — это среда с большей концентрацией ионов водорода:

$$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ моль/л, } \text{pH} < 7.$$

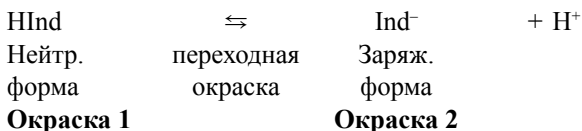
Щелочная среда — это среда, в которой концентрация ионов водорода меньше концентрации гидроксид-ионов:

$$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ моль/л, } \text{pH} > 7.$$

Для определения pH используют индикаторный и ионометрический методы. Индикаторный метод применяется в том случае, когда надо быстро и приблизительно определить pH исследуемого раствора. Этот метод основан на использовании кислотно-основных индикаторов — веществ, изменяющих свою окраску в зависимости от pH раствора.

Кислотно-основные индикаторы — это слабые органические кислоты или слабые органические основания, у которых цвет нейтральной (неионизированной) и заряженной (ионизированной) форм различен.

Приведем пример диссоциации индикатора-кислоты:



Так как индикатор является слабым электролитом, его поведение подчиняется закономерности влияния общего иона H⁺. Чем больше концентрация ионов водорода, тем больше равновесие смещено в направлении образования молекул HInd, и раствор имеет окраску 1. С уменьшением концентрации ионов водорода увеличивается концентрация ионизированной формы, и раствор приобретает окраску 2.

Характеристика широко используемых индикаторов представлена в таблице 10.

Для приблизительной и быстрой оценки pH растворов (с точностью до единицы pH) применяют универсальный индикатор.

Универсальный индикатор — это смесь кислотно-основных индикаторов, позволяющая определить значение pH от 1 до 10.

Универсальный индикатор обычно нанесен на бумагу. Такую бумагу смачивают исследуемым раствором и сравнивают полученную окраску с прилагаемой колориметрической шкалой pH.

Таблица 10

Индикатор	Цвет индикатора в кислой среде	Цвет индикатора в нейтральной среде	Цвет индикатора в щелочной среде
Лакмус	Красный, $pH < 5$	Фиолетовый, $5 < pH < 8$	Синий, $pH > 8$
Фенолфталеин	Бесцветный, $pH < 8,0$	Бледно-малиновый $8,0 < pH < 9,8$	Малиновый, $pH > 9,8$
Метиловый оранжевый	Розовый, $pH < 3,1$	Бледно-оранжевый $3,1 < pH < 4,4$	Желтый, $pH > 4,4$

Ионометрический метод определения pH основан на измерении потенциала стеклянного электрода, чувствительного к изменению концентрации ионов водорода в растворе, милливольтметром-иономером (pH-метром). Этот метод позволяет определить pH с точностью до 0,01 единиц pH и широко используется на практике для **точного** определения концентрации ионов водорода различных сред, в том числе биологических.

Качественные реакции на неорганические вещества и ионы

Качественный анализ предназначен для обнаружения отдельных элементов или ионов, входящих в состав вещества.

Аналитические реакции сопровождаются аналитическим эффектом, позволяющим получить информацию о наличии определяемого элемента. К аналитическим эффектам относят: выпадение или растворение осадка, выделение газообразных продуктов, изменение окраски раствора, образование кристаллов определенной формы.

Для определения присутствия веществ, анионов, катионов используются **качественные реакции**. Проведя их, можно подтвердить однозначно их наличие. Эти реакции широко используются при проведении качественного анализа, целью которого является определение наличия веществ или ионов в растворах или смесях.

Приведем необходимый для сдачи ЕГЭ минимум качественных реакций.

I. Качественные реакции на катионы.

1. Катион водорода, H^+ , изменение окраски индикаторов: красный цвет лакмуса, розово-красный — метилового оранжевого.

2. Ион аммония:

$NH_4^+ + OH^- \xrightarrow{t^\circ} NH_3 \uparrow + H_2O$ (запах или посинение влажной лакмусовой бумаги).

3. Ион Fe^{2+} :

$3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} = Fe_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$ (турнбулева синь);

$Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2 \downarrow$ (зеленоватый осадок).

4. Ион Fe^{3+} :

$4Fe^{3+} + 3[Fe(CN)_6]^{4-} = Fe_4[Fe(CN)_6]_3 \downarrow$ (берлинская лазурь);

$Fe^{3+} + 3CNS^- \rightleftharpoons Fe(CNS)_3$ (крово-красный цвет);

$Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3 \downarrow$ (бурый осадок).

5. Ион Al^{3+} :

$Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3 \downarrow$ (белый осадок, растворяется в избытке щелочи).

6. Ион Ba^{2+} : $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow$ (белый осадок).

7. Ион Ca^{2+} : $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3 \downarrow$ (белый осадок).

8. Ион Cu^{2+} : $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2 \downarrow$ (голубой осадок).

9. Ион Ag^+ : $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl \downarrow$ (белый творожистый осадок).

10. Окраска пламени:

Li^+	Na^+	K^+	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Cu^{2+}
красный	желтый	фиолетовый	кирпично-красный	желто-зеленый	зеленый

II. Качественные реакции на анионы.

1. Гидроксид-ион: изменение окраски индикаторов: лакмус — синий, фенолфталеин — малиновый, метиловый оранжевый — желтый.

2. Галогенид-ионы:

$F^- + Ag^+ \rightarrow$ осадок не образуется;

$Cl^- + Ag^+ \rightarrow AgCl \downarrow$; $Br^- + Ag^+ \rightarrow AgBr \downarrow$; $I^- + Ag^+ \rightarrow AgI \downarrow$.

белый

желтовато-белый

ярко-желтый

3. Сульфид-ион:

$H_2S + Pb(NO_3)_2 = PbS \downarrow + 2HNO_3$ (черный осадок);

черный осадок

$\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S}(\text{Na}_2\text{S}) = \text{H}_2\text{SO}_4(\text{Na}_2\text{SO}_4) + \text{CuS}\downarrow$ (черный осадок).

4. Сульфат-ион:

$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$;

$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$ (белый осадок).

5. Нитрат-ион:

$\text{Cu} + \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (бурый газ).

6. Фосфат-ион:

$\text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$ (желтый осадок, который, в отличие от осадка AgI , растворим в минеральных кислотах).

7. Хромат-ион:

$\text{CrO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaCrO}_4\downarrow$ (желтый осадок).

8. Карбонат-ион, обнаружение CO_3^{2-} :

$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

III. Качественная реакция на озон:

$2\text{KI} + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{I}_2\downarrow + 2\text{KOH} + \text{O}_2\uparrow$; $\text{KI} + \text{O}_2 \neq$.

Образование йода можно доказать по изменению окраски раствора крахмала: происходит посинение.

Идентификация органических соединений

1. Качественные реакции на соединения, содержащие двойные и тройные связи (алкены, алкадиены, алкины, и др.).

Обесцвечивание перманганата калия:

$3\overset{-2}{\text{C}}\text{H}_2 = \overset{-2}{\text{C}}\text{H}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow$

$\rightarrow 3\overset{-1}{\text{C}}\text{H}_2\text{OH} - \overset{-1}{\text{C}}\text{H}_2\text{OH} + 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH}$;

$3\overset{-1}{\text{C}}\text{H} \equiv \overset{-1}{\text{C}}\text{H} + 8\text{KMnO}_4 \rightarrow 3\overset{+3}{\text{K}}\text{OO}\overset{+3}{\text{C}} - \overset{+3}{\text{C}}\text{OOK} + 8\text{MnO}_2 + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O}$.

Обесцвечивание бромной воды:

$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\underset{\text{Br}}{\text{CH}_2}-\underset{\text{Br}}{\text{CH}}-\text{CH}_2$;

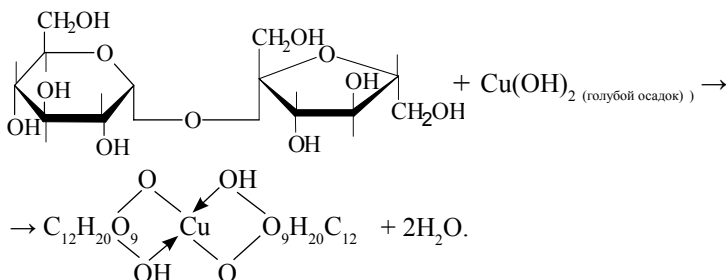
$\text{CH}\equiv\text{CH} \xrightarrow{+2\text{Br}_2} \text{CHBr}_2-\text{CHBr}_2$

$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{COOH} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Br}-\text{CHBr}-\text{COOH}$.

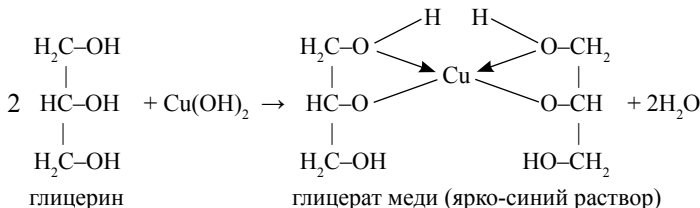
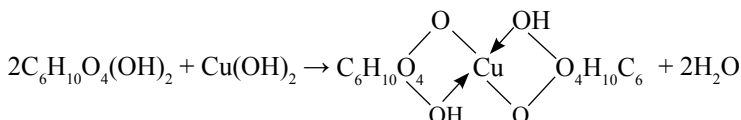
2. Качественные реакции на многоатомные спирты, моно- и дисахариды.

Взаимодействие с $\text{Cu}(\text{OH})_2$ на холоде — это качественная реакция на многоатомные спирты, а также на моно- и дисахариды.

Дисахарид + $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (голубой осадок) → синий раствор:



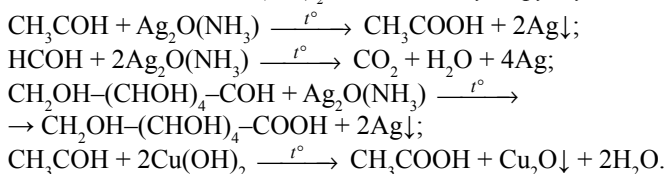
Комплексное соединение синего цвета



3. Качественная реакция на фенолы.

$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{FeCl}_3 \rightarrow$ комплексное соединение темно-фиолетового цвета.

4. Качественные реакции «Серебряное зеркало» и со свежеприготовленным осадком $\text{Cu}(\text{OH})_2$ на альдегидную группу:



5. Качественные реакции на органические кислоты:

CH₃COOH: лакмус красный;

$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ (выделение газа);

HCOOH: лакмус красный;

$2\text{HCOOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{HCOONa} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ (выделение газа);

$\text{HCOOH} + \text{Ag}_2\text{O}(\text{NH}_3) \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{Ag}\downarrow$.

6. Качественная реакция с йодом на крахмал:

$(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n + \text{I}_2 \rightarrow$ синее окрашивание.

7. Качественные реакции на белки.

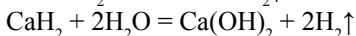
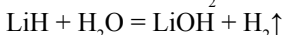
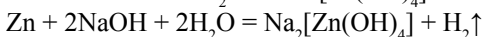
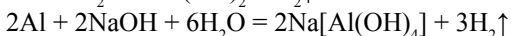
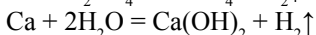
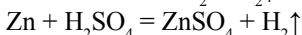
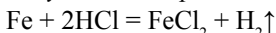
а) *биуретовая реакция*. При обработке белка концентрированным раствором щелочи и раствором сульфата меди появляется красно-фиолетовое окрашивание, вызванное образованием медного комплекса белка (реакция на пептидную связь);

б) *ксантопротеиновая реакция*. При действии концентрированной азотной кислоты белок окрашивается в желтый цвет. Реакция связана с наличием в молекуле белка ароматических групп, которые нитруются в мягких условиях;

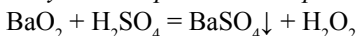
в) *сульфгидрильная реакция*. При добавлении к раствору белка ацетата свинца (II) и гидроксида натрия при нагревании выпадает черный осадок сульфида свинца, вследствие наличия в белке тиольных (сульфгидрильных) групп.

Основные способы получения (в лаборатории) неорганических соединений

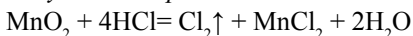
Получение водорода:

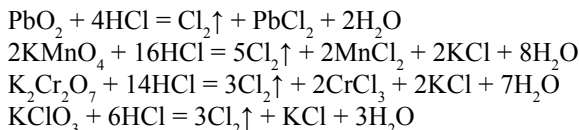


Получение пероксида водорода:

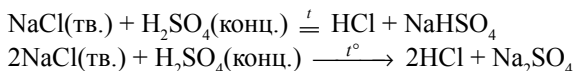


Получение хлора:

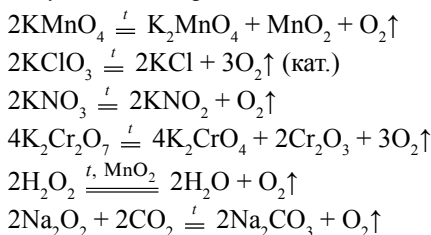




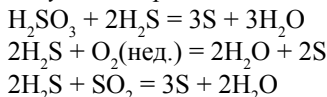
Получение хлороводорода:



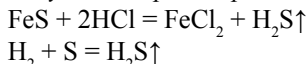
Получение кислорода:



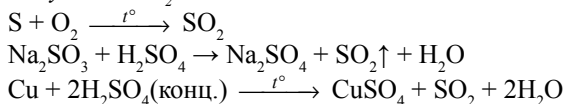
Получение серы:



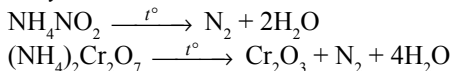
Получение сероводорода:



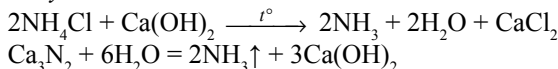
Получение SO₂:



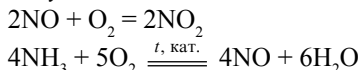
Получение азота:

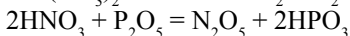
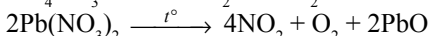
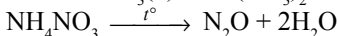
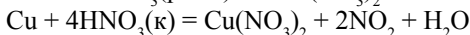
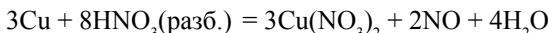


Получение аммиака:

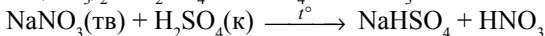
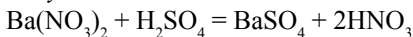


Получение оксидов азота:

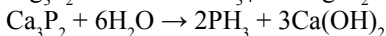
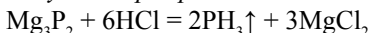




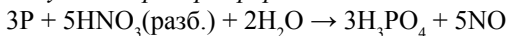
Получение азотной кислоты:



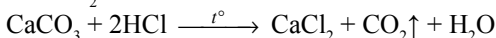
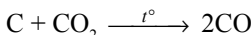
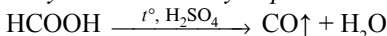
Получение фосфина:



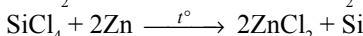
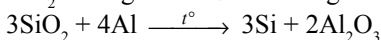
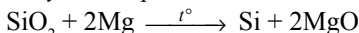
Получение ортофосфорной кислоты:



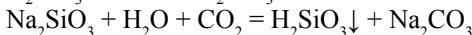
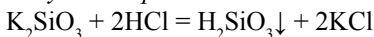
Получение оксидов углерода:



Получение кремния:

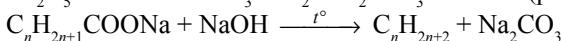
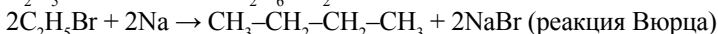
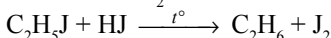
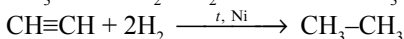
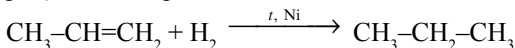


Получение кремниевой кислоты:

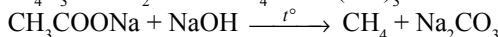
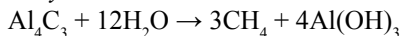


Основные способы получения углеводов (в лаборатории)

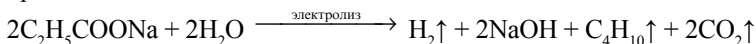
Получение алканов из ненасыщенных углеводородов, восстановлением галогеноалканов, из галогенпроизводных (реакция Вюрца), солей карбоновых кислот:



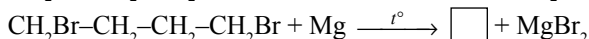
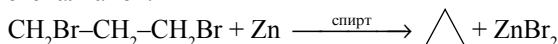
Получение метана:



Алканы можно получить электролизом солей одноосновных органических кислот:

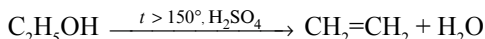


Получение циклоалканов из ароматических углеводородов и ди-галогеналканов:

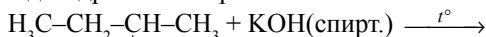


Получение алкенов:

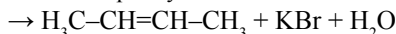
– дегидратация спиртов:



– дегидрогалогенирование галогеналканов (правило Зайцева):

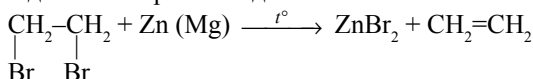


2-бромбутан



бутен-2

– дегалогенирование дигалогеналканов:



Получение ацетилена: $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2$ (этим способом получают ацетилен и в промышленных условиях).

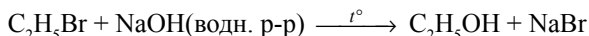
Получение бензола сплавлением солей бензойной кислоты со щелочами:



Основные способы получения кислородсодержащих соединений (в лаборатории)

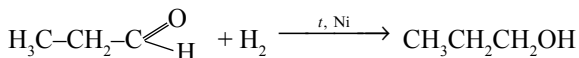
Способы получения спиртов:

1. Гидролиз моногалогеноалканов водными растворами щелочей:

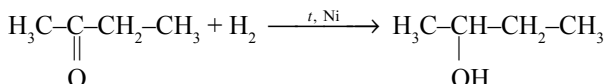


2. Гидрирование альдегидов и кетонов:

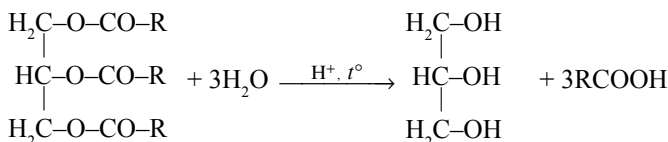
а) альдегидов — с образованием первичных спиртов:



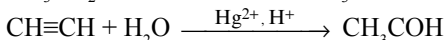
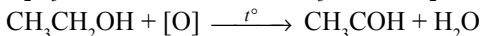
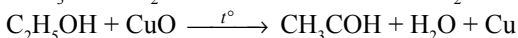
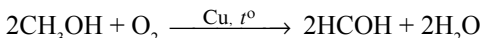
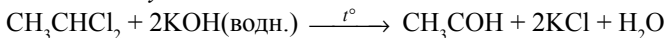
б) кетонов — с образованием вторичных спиртов:



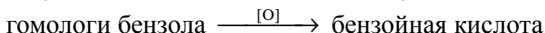
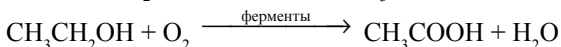
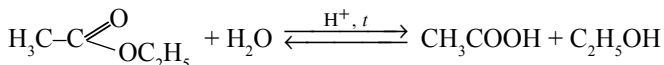
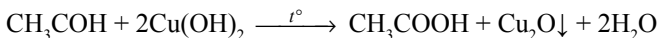
3. Получение глицерина гидролизом жиров:



Способы получения альдегидов:

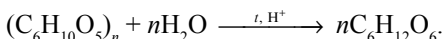


Способы получения карбоновых кислот:



Получение моносахаридов

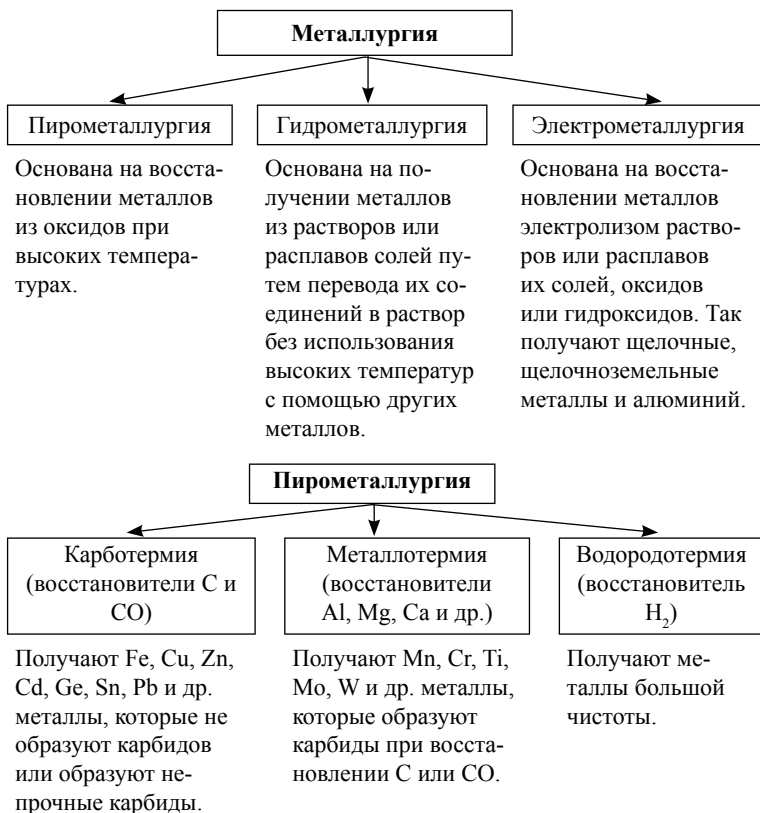
Гидролиз полисахаридов:



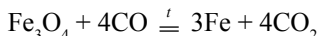
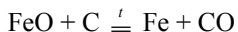
Общие представления о промышленных способах получения важнейших веществ

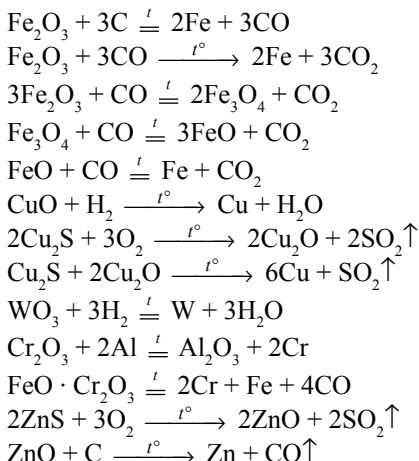
**Понятие о металлургии:
общие способы получения металлов**

Металлургия — это область науки и техники, связанная с процессом получения металлов из их соединений (руд). На схеме представлена классификация методов металлургии:



Пирометаллургия:

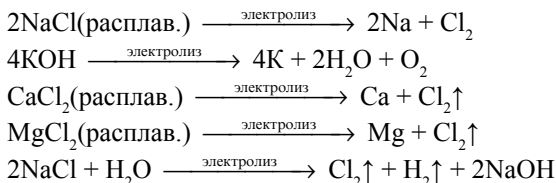




Гидрометаллургия:



Электрометаллургия. Электролиз растворов, расплавов соединений:

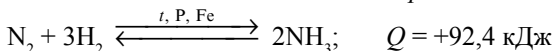


Алюминий получают электролизом раствора глинозема Al_2O_3 в расплавленном криолите Na_3AlF_6 при 960–970 °С; оксид алюминия диссоциирует на Al_3^+ и AlO_3^{3-} ; на аноде выделяется O_2 , а на катоде Al :



Общие научные принципы химического производства

1. *Синтез аммиака из азота и водорода:*



Эта реакция обратимая, экзотермическая, гетерогеннокаталитическая.

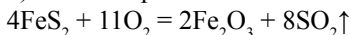
Оптимальные условия промышленного синтеза аммиака:

$p \approx 20\text{--}50$ МПа; катализатор — железо, активированное добавками;

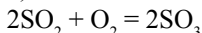
$t^\circ \approx 450\text{--}550$ °С; состав азотоводородной смеси близок по объему к стехиометрическому (1:3).

2. *Синтез серной кислоты.* Получение контактным способом:

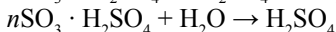
1) обжиг пирита:



2) каталитическое окисление оксида серы (IV):

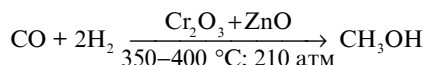


3) поглощение оксида серы (VI) раствором серной кислоты:



Полученный олеум перевозят в железных цистернах.

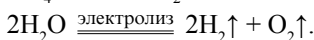
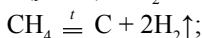
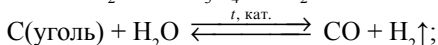
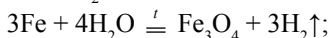
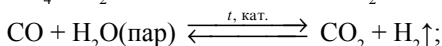
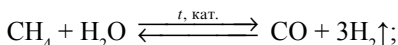
3. *Получение метанола (синтез метанола из синтез-газа):*



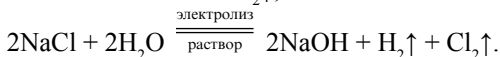
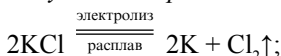
Метанол чрезвычайно токсичен.

Получение некоторых неорганических и органических веществ в промышленных условиях

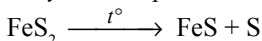
Получение водорода и кислорода:

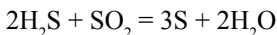


Получение хлора:

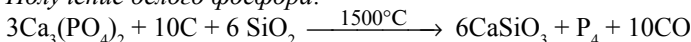


Получение серы:

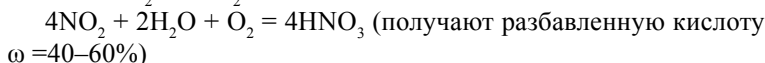
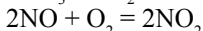
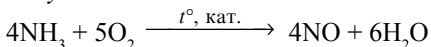




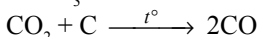
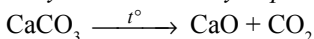
Получение белого фосфора:



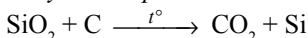
Получение азотной кислоты:



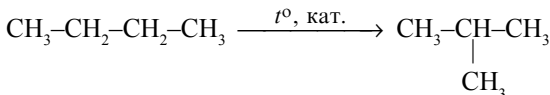
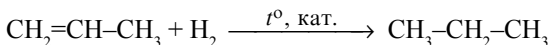
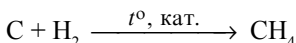
Получение оксидов углерода:



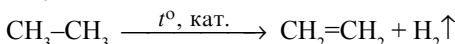
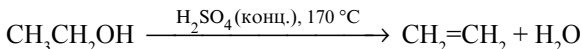
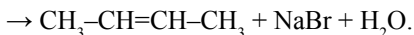
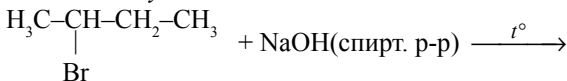
Получения кремния:



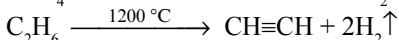
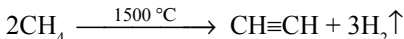
Способы получения алканов:



Способы получения алкенов:

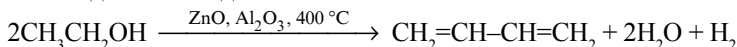


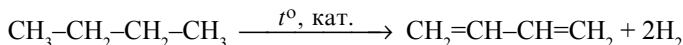
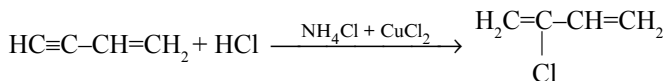
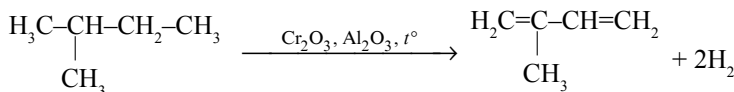
Способы получения алкинов (ацетилен). Пиролиз метана:



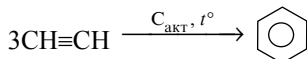
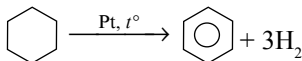
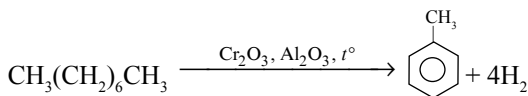
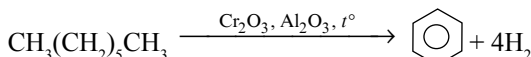
Способы получения алкадиенов.

Метод С.В. Лебедева:



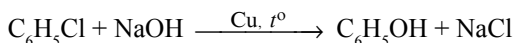


Способы получения бензола и гомологов:

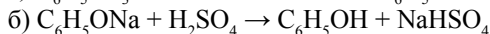
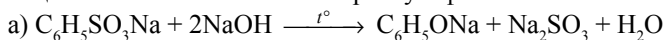


Способы получения фенола:

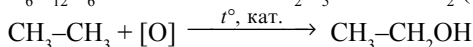
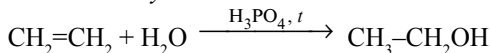
– гидролиз хлорбензола:



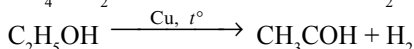
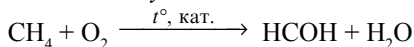
– щелочное плавление солей аренсульфоновых кислот:



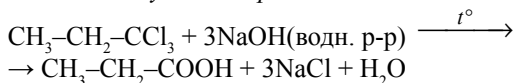
Способы получения этанола:

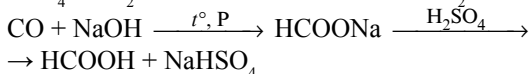
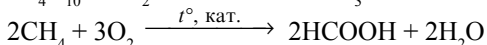
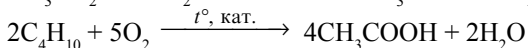
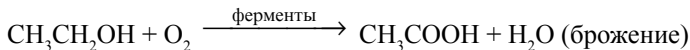


Способы получения альдегидов:

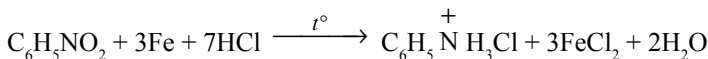
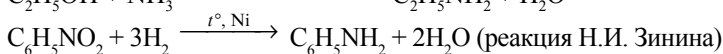
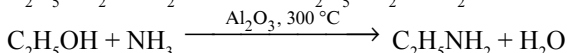
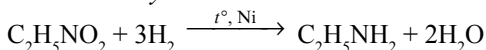


Способы получения карбоновых кислот:

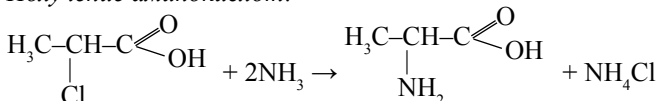




Способы получения аминов:



Получение аминокислот:



Высокомолекулярные соединения.

Реакции полимеризации и поликонденсации

Синтетические полимеры, как и природные биополимеры (полисахариды, белки, нуклеиновые кислоты, полиизопрены — натуральный каучук, гуттаперча), относятся к высокомолекулярным соединениям.

Полимеры характеризуются молекулярной массой от нескольких тысяч до нескольких миллионов. В состав молекул высокополимерных соединений входят тысячи атомов, соединенных химическими связями.

Полимеры — это соединения с большой молекулярной массой, молекулы которых состоят из многократно повторяющихся мономерных звеньев.

Мономеры — низкомолекулярные вещества, молекулы которых способны реагировать между собой или с молекулами других соединений с образованием полимеров.

Мономерное звено (элементарное звено) — это составное звено, которое образуется из одной молекулы мономера при полимеризации.

Составное повторяющееся звено — это наименьшее составное звено, повторением которого может быть описано строение полимера.

Составное повторяющееся звено может быть:

- 1) меньше мономерного звена;
- 2) равно ему;
- 3) больше мономерных звеньев.

Например: мономер $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ (этилен); полимер $(-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$ (полиэтилен) или $(-\text{CH}_2-)_x$.

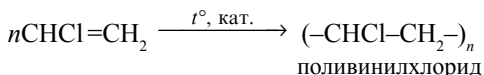
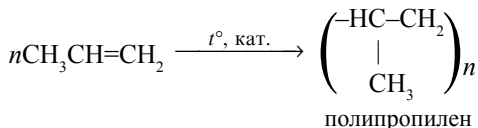
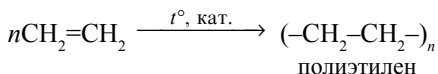
В полиэтилене:

– мономерное звено $-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$;

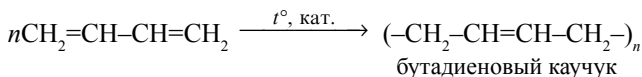
– повторяющееся составное звено $-\text{CH}_2-$;

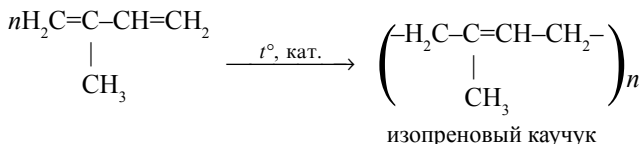
– индекс n — степень полимеризации, показывает число мономерных звеньев в полимере.

Полимеризация — процесс получения высокомолекулярных соединений, при котором молекула полимера образуется путем последовательного присоединения молекул низкомолекулярного вещества (мономера) к активному центру, находящемуся на конце растущей цепи. При полимеризации все атомы молекул мономера входят в состав полимера. Важнейшие полимеры — полиэтилен, полипропилен, полистирол, поливинилхлорид, тефлон, получены на основе соответствующих алкенов и галогеноалкенов реакцией полимеризации.

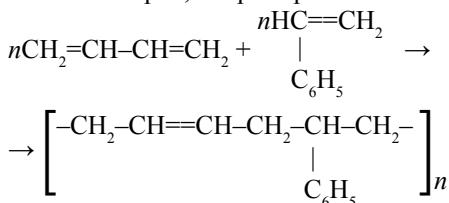


Реакции полимеризации используются для получения синтетического каучука:

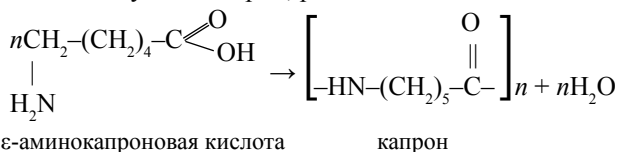




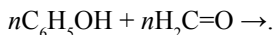
Сополимеризация — совместная полимеризация нескольких разных мономеров, например:



Поликонденсация — синтез полимеров взаимодействием ди- и полифункциональных мономеров, обычно сопровождающийся выделением низкомолекулярных продуктов (вода, аммиак, диоксид углерода, галогеноводороды, спирты и др.). В основе реакции поликонденсации большинства синтетических полимеров лежат реакции образования амидов или сложных эфиров. Методом поликонденсации получают капрон, различные смолы.



Сополиконденсация — реакция поликонденсации с использованием низкомолекулярных соединений разной химической природы, например (см. рис. 10):



По используемым в технике свойствам полимеры подразделяют на:

- 1) эластомеры — обладают очень высокой растяжимостью и при постоянной температуре способны обратимо восстанавливать свою форму (каучуки);
- 2) термопласты или пластики (пластмассы) — вещества, которые деформируются при механическом или термическом воздействии, но после прекращения воздействия сами уже не могут

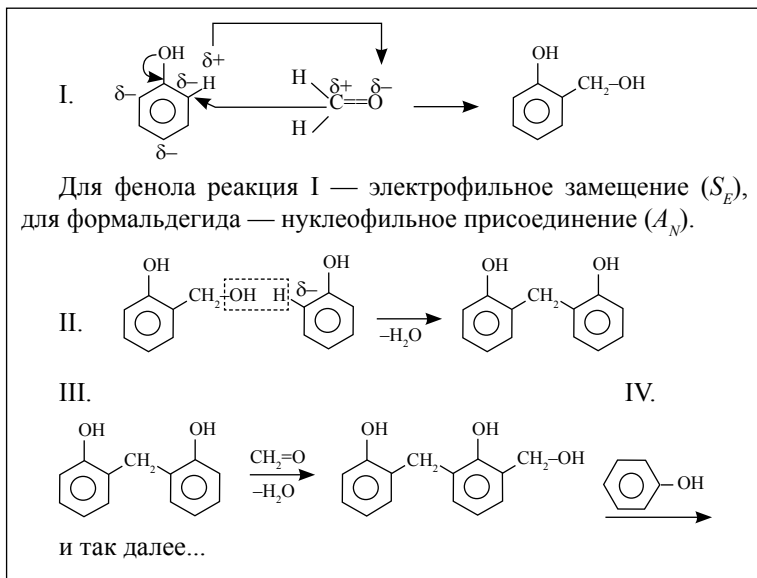


Рис. 10. Конденсация фенола с формальдегидом

возвратиться к исходной форме (полиэтилен, полипропилен, полистирол, политетрафторэтилен);

3) реактопласты или термореактивные — подвергаются при переработке механическому или термическому воздействию и необратимо изменяют форму, причем после этой обработки они теряют пластичность (фенолформальдегидные смолы).

4) волокна — макромолекулы их ориентированы преимущественно в одном направлении, причем их прочность на разрыв в этом направлении велика (лавсан, энант, капрон). Обладают меньшей растяжимостью в сравнении с эластомерами и пластиками.

Приложение

1. Метрическая система мер

Меры длины или линейные	Меры массы
1 километр (км) = 1000 метров (м) 1 метр (м) = 10 дециметр (дм) = 100 сантиметров (см) 1 дециметр (дм) = 10 сантиметров (см) 1 сантиметр (см) = 10 миллиметров (мм) $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ метров}$	1 тонна (т) = 1000 килограммов (кг) 1 центнер (ц) = 100 килограммов (кг) 1 килограмм (кг) = 1000 граммов (г) 1 грамм (г) = 1000 миллиграммов (мг) $1 \text{ кг} = 1 \cdot 10^3 \text{ г} = 1 \cdot 10^6 \text{ мг}$ $1 \text{ г} = 1 \cdot 10^3 \text{ мг} = 1 \cdot 10^6 \text{ мкг}$ $1 \text{ г} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ $1 \text{ мг} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ г}$ $1 \text{ мкг} = 1 \cdot 10^{-6} \text{ г}$ $1 \text{ а.е.м.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$
Меры площади	Меры объема
$1 \text{ км}^2 = 1\,000\,000 \text{ м}^2$ $1 \text{ м}^2 = 100 \text{ дм}^2 = 10\,000 \text{ см}^2$ $1 \text{ см}^2 = 1 \cdot 10^{-4} \text{ м}^2$	$1 \text{ м}^3 = 1\,000 \text{ дм}^3 = 1\,000\,000 \text{ см}^3$ $1 \text{ дм}^3 = 1000 \text{ см}^3$ $1 \text{ л} = 1 \text{ дм}^3$ $1 \text{ м}^3 = 1\,000 \text{ л} = 1\,000\,000 \text{ мл}$ $1 \text{ м}^3 = 1 \cdot 10^3 \text{ л} = 1 \cdot 10^6 \text{ мл}$ $1 \text{ л} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ $1 \text{ мл} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ л}$ $1 \text{ см}^3 = 1 \text{ мл}$
Давление	Время
1 атм = 760 мм рт ст 1 атм = 101 325 Па	1 час = 60 мин 1 мин = 60 сек 1 час = 3 600 сек

2. Основные формулы для решения задач

Величина и ее размерность	Соотношение
Атомная масса элемента X (относительная)	$Ar(X) = \frac{m_a(X)}{1/12 m_a(^{12}\text{C})};$ $1 \text{ а.е.м.} = \frac{m_a(^{12}\text{C})}{12} =$ $= 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг};$ $m_a = A_r \cdot 1 \text{ а.е.м.}$
Порядковый номер элемента	$Z = N(e^-) = N(p^+)$
Массовая доля элемента Э в веществе X, в долях единицы, в %	$\omega(\text{Э}) = \frac{m(\text{Э})}{m(\text{X})};$ $\omega(\text{Э}) = \frac{Ar(\text{Э}) \cdot n}{Mr(\text{X})};$ $\omega(\text{Э}) = \frac{M(\text{Э}) \cdot n}{M(\text{X})}$
Количество вещества X, моль	$n = \frac{N}{N_A}; n = \frac{m}{M};$ $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Количество вещества газа, моль	$n = \frac{V}{V_m};$ $V_m = 22,4 \text{ л/моль (н.у.)}$ $\text{н.у.} - p = 101\,325 \text{ Па}, T = 273 \text{ К}$
Молярная масса вещества X, г/моль, кг/моль	$M = \frac{m}{n}$
Масса вещества X, г, кг	$m(X) = n(X) \cdot M(X)$

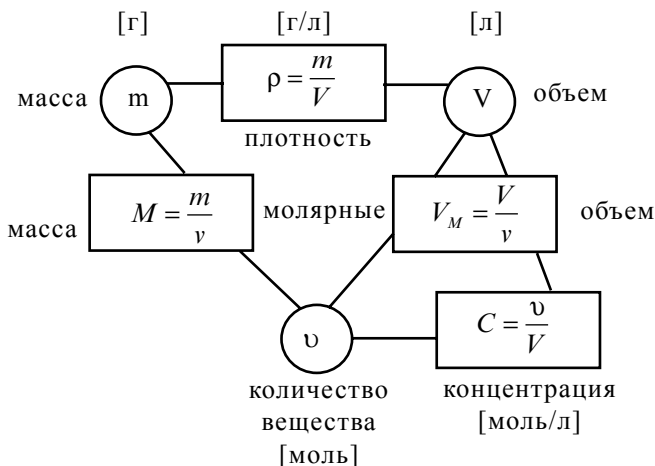
Величина и ее размерность	Соотношение
Молярный объем газа, л/моль, м ³ /моль	$V_m = 22,4 \text{ л/моль при н.у.}$
Объем газа, м ³	$V = V_m \cdot n$
Выход продукта	$\eta = \frac{m_{\text{пр.}}}{m_{\text{теор.}}} \cdot 100\%; \quad \eta = \frac{n_{\text{пр.}}}{n_{\text{теор.}}} \cdot 100\%;$ $\eta = \frac{V_{\text{пр.}}}{V_{\text{теор.}}} \cdot 100\%$
Плотность вещества X, г/л, г/мл, кг/м ³	$\rho(X) = \frac{m(X)}{V(X)}; \quad \rho(\text{газа}) = \frac{M(\text{газа})}{V_m}$
Плотность газообразного вещества X по водороду	$D(X)_{\text{H}_2} = \frac{M(X)}{2}$
Плотность газообразного вещества X по воздуху	$D(X)_{\text{возд.}} = \frac{M(X)}{29};$ $M(\text{воздуха}) = 29 \text{ г/моль}$
Объединенный газовый закон	$x = \frac{50 \cdot 15}{100} = 7,5 \text{ Г.}$
Уравнение Менделеева—Клапейрона	$PV = nRT, R = 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$
Объемная доля газообразного вещества в смеси газов, в долях единицы или в %	$\varphi(X) = \frac{V(X)}{V(\text{системы})} \cdot 100\%$
Молярная масса смеси газов	$M(\text{смеси газов}) = \frac{n_1 M_1 + n_2 M_2 + \dots}{n_1 + n_2 + \dots}$
Молярная доля вещества (X) в смеси	$N(X) = \frac{n(X)}{n_1 + n_2 + \dots}$

Приложение

Величина и ее размерность	Соотношение
Количество теплоты, Дж, кДж	$Q = n(X) \cdot Q(X)$
Тепловой эффект реакции	$Q = -\Delta H$
Теплота образования вещества X, Дж/моль, кДж/моль	$Q(X) = \frac{Q}{n(X)}$
Скорость химической реакции (моль/л·сек)	$v_{\text{гом.}} = \pm \frac{\Delta n}{V \Delta t} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t};$ $v_{\text{гет.}} = \pm \frac{\Delta n}{S \Delta t}$
Закон действия масс (для простой реакции)	$aA + eB = cC + dD$ $v = k \cdot c^a(A) \cdot c^e(B)$
Правило Вант-Гоффа	$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$
Растворимость вещества (X) (г/100 г растворителя)	$S(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{р-ля}}} \cdot 100$
Массовая доля вещества X в смеси A + X, в долях единицы, в %	$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(A) + m(X)}$
Масса раствора, г, кг	$m(\text{p-p}) = m(X) + m(\text{H}_2\text{O})$ $m(\text{p-p}) = V(\text{p-p}) \cdot \rho(\text{p-p})$
Массовая доля растворенного вещества в растворе, в долях единицы, в %	$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(\text{p-pa})} = \frac{m(X)}{V(\text{p-pa}) \cdot \rho(\text{p-pa})}$
Плотность раствора	$\rho(\text{p-pa}) = \frac{m(\text{p-pa})}{V(\text{p-pa})}$
Объем раствора, см ³ , л, м ³	$V(\text{p-pa}) = \frac{m(\text{p-pa})}{\rho(\text{p-pa})}$

Величина и ее размерность	Соотношение
Молярная концентрация, моль/л	$c(X) = \frac{n(X)}{V(\text{р-ра})(\text{л})} =$ $= \frac{m(X)}{M(X) \cdot V(\text{р-ра})(\text{л})}$
Степень диссоциации электролита (X), в долях единицы или %	$\alpha = \frac{n(X)_{\text{дисс.}}}{n(X)_{\text{общ.}}}$
Ионное произведение воды	$K(\text{H}_2\text{O}) = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$
Водородный показатель	$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$

3. Связь физико-химических величин¹

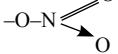



¹ Остапенко А.А. Моделирование многомерной педагогической реальности: теория и технологии. — М.: Народное образование; НИИ школьных технологий, 2005. — 384 с.

4. Правила безопасности при работе с едкими, горючими и токсическими веществами, средствами бытовой химии

1. При разбавлении кислот водой необходимо наливать **кислоту в воду** медленно, при перемешивании.
2. Кусочки щелочи можно брать только пинцетом или щипцами. Растворять щелочь можно в фарфоровой посуде, добавляя ее к воде небольшими порциями, осторожно перемешивая.
3. При пролитии на пол или стол кислоты, щелочи необходимо засыпать жидкость песком и перемешивать до полного впитывания. Затем влажный песок надо убрать совком в широкий стеклянный сосуд для последующей промывки и нейтрализации.
4. При попадании на кожу раствора кислоты необходимо стряхнуть капли, смыть струей холодной воды, затем обработать 2% раствором пищевой соды (NaHCO_3) и ополоснуть водой.
5. При попадании на кожу раствора щелочи необходимо стряхнуть капли, смыть струей холодной воды, затем обработать 2% раствором уксусной или лимонной кислоты и ополоснуть водой.
6. Опыты, сопровождающиеся выделением вредных паров или газов, необходимо проводить только в вытяжном шкафу при включенной вентиляции.
7. Использование средств бытовой химии надо начинать с внимательного изучения инструкции и затем тщательно соблюдать ее.
8. При употреблении лекарственных препаратов важно не нарушать условия и сроки хранения.

5. Некоторые классы азотсодержащих органических соединений

Классы соединений (определения)	Примеры
I тип (состоящие из четырех элементов — углерода, водорода, азота и кислорода)	
Нитросоединения — производные углеводородов, в которых атом водорода замещен на функциональную нитрогруппу — NO_2	RNO_2 ; CH_3NO_2 ; $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{NO}_2$; $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$
Алкилнитриты — эфиры азотистой кислоты, содержат функциональную нитрит-группу $-\text{O}-\text{N}=\text{O}$ (изомерны нитросоединениям)	$\text{R}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$; $\text{C}_2\text{H}_5-\text{O}-\text{N}=\text{O}$
Алкилнитраты — эфиры азотной кислоты, содержат функциональную нитрат группу ($-\text{O}-\text{NO}_2$) 	$\text{R}-\text{O}-\text{N} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{O} \end{array}$; $\text{C}_2\text{H}_5-\text{O}-\text{N} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{O} \end{array}$; $\text{CH}_3-\text{O}-\text{NO}_2$
II тип (состоящие из трех элементов — углерода, водорода, азота)	
Амины — продукты замещения атомов водорода в аммиаке на углеводородные радикалы. В зависимости от числа атомов водорода замещенных на радикалы различают: первичные амины — функциональная группа $-\text{NH}_2$; вторичные — функциональная группа $(-\text{NH}-)$; третичные — $\text{N}-$ 	RNH_2 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$, $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{NH}_2$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$; $\text{R}-\text{NH}-\text{R}$, $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$, $\text{CH}_3-\text{NH}-\text{C}_2\text{H}_5$, $\text{C}_6\text{H}_5-\text{NH}-\text{CH}_3$; R_3N , $(\text{CH}_3)_3\text{N}$, $\text{C}_6\text{H}_5-\text{N}-(\text{C}_2\text{H}_5)_2$
Нитрилы — производные углеводородов, в которых атом водорода замещен на функциональную цианогруппу $-\text{C}\equiv\text{N}$	$\text{R}-\text{C}\equiv\text{N}$; $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{N}$; $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}\equiv\text{N}$; $\text{C}_6\text{H}_5-\text{C}\equiv\text{N}$

6. Некоторые важнейшие α -аминокислоты (их формулы и названия)

Структурная формула	Название по заместительной номенклатуре	Тривиальное название	Условное обозначение
Моноаминомонокарбоновые			
$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$	аминоэтановая кислота	глицин	Гли
$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$	2-аминопропановая кислота	аланин	Ала
$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}_2-\text{C}_6\text{H}_5}{\text{CH}}-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$	2-амино-3-фенилпропановая кислота	фенилаланин	Фен
$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}_2-\text{C}_6\text{H}_4-\text{OH}-n}{\text{CH}}-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$	2-амино-3(<i>n</i> -гидрокси-фенил)-пропановая кислота	тирозин	Тир
$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}_2\text{SH}}{\text{CH}}-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$	2-амино-3-меркаптопропановая кислота	цистеин	Цис
$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}_2\text{OH}}{\text{CH}}-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$	2-амино-3-гидроксипропановая кислота	серин	Сер
$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}(\text{CH}_3)_2}{\text{CH}}-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$	2-амино-3-метилбутановая кислота	валин	Вал
$\text{C}_2\text{H}_5-\underset{\text{CH}_3}{\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}}-\text{CH}-\text{COOH}$	2-амино-3-метилпентановая кислота	изолейцин	Иле
Моноаминодикарбоновые			
$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}_2-\text{C}(=\text{O})\text{OH}}{\text{CH}}-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$	2-аминобутандиовая кислота	аспарагиновая кислота	Асп
$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}(=\text{O})\text{OH}}{\text{CH}}-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$	2-аминопентандиовая кислота	глутаминовая кислота	Глу
Диаминомонокарбоновые			
$\text{H}_2\text{N}-\underset{\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$	2,6-диаминогексановая кислота	Лизин	Лиз

7. Таблица растворимости кислот, оснований, солей

	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺
ОН ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н
F ⁻	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	—	Н	Р	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р	?	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	?
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	—	Н	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HS ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	—	Н	?	Н	Н	?	М	Н	Н	Н	?	?
HSO ₃ ⁻	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	—	Н	Р	Р
HSO ₄ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	—	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	М	?	?	?	М	?	?	?
PO ₄ ³⁻	Р	Н	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HPO ₄ ²⁻	Р	?	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	?	Н	?	?	?	Н	?	?	?	М	Н	?
H ₂ PO ₄ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	Р	?	?	?	Р	Р	Р	Р	—	?	?
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	Н	Н	Н	Н	Н	?	Н	?	Н
HCO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р
SiO ₃ ²⁻	Н	Н	Р	Р	?	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	?	?	Н	Н	?	?	?	?	?

Р — растворимается (> 1 г на 100 г H₂O)

М — мало растворимается (от 0,1 г до 100 г H₂O)

Н — не растворимается (< 0,1 г на 100 г H₂O)

«<—» — в водной среде разлагается

? — нет достоверных сведений и существовании соединения

8. Относительные электроотрицательности элементов

Ia	IIa	III	IV	V	VI	VII	VIII	I	II	IIIa	IVa	Va	VIIa	VIIIa
H 2,1														He
Li 0,97	Be 1,47									B 2,02	C 2,50	N 3,07	O 3,50	Ne
Na 1,01	Mg 1,23									Al 1,47	Si 1,74	P 2,10	S 2,60	Ar
K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Ni 1,75	Cu 1,76	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Kr
Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	Ru 1,42	Pd 1,35	Ag 1,42	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	Xe
Cs 0,86	Ba 0,97	La 1,08	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Pt 1,44	Au 1,42	Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	Rn
Fr 0,86	Ra 0,97	Ac 1,00												

ПРИМЕЧАНИЯ.

1. Лантаноиды имеют значения относительных электроотрицательностей в области 1,08–1,14.
2. Actinoids имеют значения относительных электроотрицательностей в области 1,11–1,20.
3. Элементы VIII группы периодической системы (благородные газы) имеют нулевую электроотрицательность.
4. Условной границей между металлами и неметаллами считается значение относительной электроотрицательности равное 2.

9. Стандартные электродные потенциал в водных растворах при 298 К (ряд напряжений металлов)

<div>↑</div> <div>Возрастает восстановительная способность атомов металлов</div>																			
активные металлы										металлы средней активности					малоактивные			инертные	
Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Ni	Sn	Pb	1/2H ₂	Cu	Ag	Hg	Pt	Au
-3,05	-2,92	-2,87	-2,71	-2,36	-1,66	-1,18	-0,76	-0,71	-0,44	-0,40	-0,25	-0,14	-0,13	-0,00	0,34	0,80	0,85	1,20	1,75
Li ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Cd ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	H ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pt ²⁺	Au ⁺
<div>↓</div> <div>Возрастает окислительная способность катионов металлов</div>																			

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

Александрова М.А. Коррозия металлов. // Химия. — Издательский дом «Первое сентября», 2006. — № 17.

Артемов А.В. Химия: Интенсивный курс подготовки к ЕГЭ. — 2-е изд. — М.: Айрис-пресс, 2005. — 336 с.

Ахметов М.А. Общая и неорганическая химия в тестовых заданиях: 10–11 классы: учебное пособие для учащихся общеобразовательных учреждений. — М.: Вентана-Граф, 2010. — 176 с.

Ахметов М.А. Органическая химия в тестовых заданиях: 10–11 классы: учебное пособие для учащихся общеобразовательных учреждений. — М.: Вентана-Граф, 2010. — 352 с.

Варавва Н.Э. Химия в схемах и таблицах. — М.: Эксмо, 2011. — 208 с.

Воловик В.Б. Неорганическая химия: Упражнения и задачи: Пособие для старшеклассников / В.Б. Воловик, Е.Д. Крутецкая. — СПб.: СпецЛит, 2001. — 127с.

Волович П.М. Готовимся к экзамену по химии: Школа и вуз / П.М. Волович, М.И. Бровко. — 5-е изд. — М.: Айрис-пресс, 2004. — 368 с.

Врублевский А.И. Учебно-тренировочные материалы для подготовки к централизованному тестированию по химии. — Мн.: Юнипресс, 2004. — 368 с.

Врублевский А.И. 1000 задач по химии с цепочками превращений и контрольными тестами для школьников и абитуриентов. — Мн.: Юнипресс, 2003. — 400 с.

Дерябина Н.Е. Учебник-тетрадь «Органическая химия». В 2 ч. — М., 2005.

Дерябина Н.Е. Минисправочник школьника. Неорганическая химия в реакциях. — М., 2002.

Дерябина Н.Е. Мини-справочник школьника. Органическая химия в реакциях. — М., 2003.

Дроздов А.А. ЕГЭ. Репетитор. Химия. Эффективная методика / А.А. Дроздов, Е.А. Еремина. — М.: Экзамен, 2005. — 384 с.

Егоров А.С. Химия. Новое учебное пособие для подготовки в вузы. — Ростов н/Д: Феникс, 2004. — 640 с.

Егоров А.С. Типовые задания и упражнения для подготовки к экзамену по химии / А.С. Егоров, Г.Х. Аминова. — Ростов н/Д: Феникс, 2005. — 448 с.

Единый государственный экзамен: контрол.-измерит. материалы: 2010 / авт.-сост. А.Н. Левкин, Е.Д. Крутецкая, С.Е. Домбровская. — М.: Просвещение; СПб.: Филиал изд-ва «Просвещение», 2010. — 103 с.

ЕГЭ-2011. Химия. Учебно-тренировочный комплект; под ред. А.А. Кавериной. — М.: Национальное образование, 2011.

Журавлева Т.А. Тесты по органической химии // Химия в школе. — 2011. — № 6–12.

Контрольно-измерительные материалы. Химия: 11 класс / сост. Н.П. Троегубова. — М.: ВАКО, 2011. — 112 с.

Корощенко А.С. Химия: Дидактические материалы: 10–11 кл. / А.С. Корощенко [и др.]. — М.: Гуманит. изд. центр ВЛАДОС, 2003. — 176 с.

Кузнецова Н.Е. Химия: 11 класс: учебник для учащихся общеобразовательных учреждений (профильный уровень). В 2 ч. / Н.Е. Кузнецова [и др.]. — М.: Вентана-Граф, 2010. — Ч. 1. — 208 с. — Ч. 2. — 256 с.

Лёвкин А.Н. Задачник по химии: 11 класс: для учащихся общеобразовательных учреждений / А.Н. Лёвкин, Н.Е. Кузнецова. — М.: Вентана-граф, 2009. — 240 с.

Лёвкин А.Н. Химия: ЕГЭ 2011: Контрольные тренировочные материалы с ответами и комментариями / А.Н. Лёвкин, С.Е. Домбровская. — М.–СПб.: Просвещение, 2011. — 87 с.

Лидин Р.А. Расчетные задачи по химии: для подготовки к экзаменам. — М.: АСТ; Астрель, 2006. — 127 с.

Лидин Р.А. Химия. Для школьников старших классов и поступающих в вузы: Теоретические основы. Вопросы. Задачи. Тесты: Учебн. пособие / Р.А. Лидин [и др.]; под ред. проф. Р.А. Лидина. — М.: Дрофа, 2001. — 576 с.

Лидин Р.А. Химия для школьников старших классов и поступающих в вузы. Теоретические основы. Вопросы. Задачи. Тесты: учебное пособие / Р.А. Лидин [и др.]. — 3-е изд., испр. — М.: Дрофа, 2004. — 574 с.

Лидин Р.А. Химия. 10–11 кл.: Учебное пособие / Р.А. Лидин, В.Б. Маргулис. — М.: Дрофа, 2002. — 288 с.

Литвинова Т.Н. Сборник задач по общей химии: Учеб.пособие для студентов мед. вузов. — 3-е изд., перераб. (гриф УМО МЗ РФ). — М.: Оникс; Мир и образование, 2007. — 224 с.

Литвинова Т.Н. Учебно-методическое пособие для профильного обучения химии в медико-биологических классах в 7 частях (программа по химии для медико-биологических классов, тематическое планирование, требования к уровню подготовки и объему знаний по химии выпускников школ (медико-биологический профиль), учебные задания по общей химии, учебные задания по неорганической химии, учебные задания по органической химии, химический практикум) / Т.Н. Литвинова [и др.]; под ред. Т.Н. Литвиновой. — Краснодар: КубГМУ, 2008.

Литвинова Т.Н. Химия в задачах для поступающих в вузы / Т.Н. Литвинова [и др.]. — М.: Оникс; Мир и образование, 2009. — 832 с.

Литвинова Т.Н. Химия. ЕГЭ-2011. Тренировочные тесты. — Ростов н/Д: Феникс, 2011. — 349 с.

Лучинская М.Г. Общая химия: пособие для поступающих в вуз / М.Г. Лучинская [и др.]. — М.: ГЭОТАР-Медиа, 2010. — 248 с.

Микитюк А.Д. Сборник задач и упражнений по химии 8–11 классы. — М.: Экзамен, 2009. — 349 с.

Номенклатурные правила ИЮПАК по химии. Органическая химия. В 2 томах. — М., 1979. — 896 с. — Т. 2.

Остапенко А.А. Моделирование многомерной педагогической реальности: теория и технологии. — М.: Народное образование; НИИ школьных технологий, 2005. — 384 с.

Пузаков С.А. Пособие по химии для поступающих в вузы / С.А. Пузаков, В.А. Попков. — М.: Высш. шк., 1999. — 575 с.

Самое полное издание реальных заданий ЕГЭ: 2008: Химия / авт.-сост. А.С. Крощенко, М.Г. Снастина. — М.: АСТ; Астрель, 2008. — 190 с.

Самойлов И.В. К изучению правила Марковникова // Химия в школе. — 2011. — № 1. — С. 18–24.

Сдаем единый государственный экзамен. Химия / авт.-сост. А.А. Каверина, Д.Ю. Добротин, А.С. Корощенко и др. — М.: Дрофа, 2007. — 154 с.

Слесарев В.И. Тренажер по химии для абитуриентов и студентов: Учебное пособие / В.И. Слесарев [и др.]. — СПб.: Химиздат, 2003. — 424 с.

Химия для учащихся 11 классов и поступающих в вузы: тренажеры и тесты / сост. В.Г. Денисова. — Волгоград: Учитель, 2005. — 149 с.

Химия. Решение заданий повышенного и высокого уровней сложности / А.А. Каверина [и др.]; под ред. А.А. Кавериной. — М.: Интеллект-центр, 2006. — 152 с.

Химия. ЕГЭ-2009. Вступительные испытания: учебно-методическое пособие; под ред. В.Н. Доронькина. — Ростов н/Д: Легион, 2008. — 333 с.

Химия: ЕГЭ 2007-2008: Реальные варианты / авт.-сост. А.С. Коротченко, М.Г. Снастина. — М.: АСТ; Астрель, 2007. — 94 с.

Хохлова А.И. Задачи по химии. 8–11 кл. — М.: Гуманитар. изд. центр ВЛАДОС, 2004. — 228 с.

Интернет-ресурсы

1. Alhimik. <http://www.alhimik.ru>

2. Химия для всех. Электронный справочник за полный курс химии.

<http://www.informika.ru/text/database/chemy/START.html>

3. Школьная химия. Справочник. <http://www.schoolchemistry.by.ru>

4. <http://www.classchem.narod.ru>

5. Репетитор по химии. <http://www.chemistry.nm.ru>

6. <http://www.alleng.ru/edu/chem.htm> — образовательные ресурсы Интернета по химии.

7. <http://schoolchemistry.by.ru/> — школьная химия. На этом сайте есть возможность пройти On-line тестирование по разным темам, а также демонстрационные варианты Единого Государственного Экзамена.

8. Химия и жизнь — XXI век: научно-популярный журнал. <http://www.hij.ru>

Содержание

Предисловие.....	3
КРАТКИЙ ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ МИНИМУМ.....	5
Основные понятия и законы химии.....	5
Основные величины и единицы в химии.....	7
Теоретические основы химии. Современные представления о строении атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь и строение вещества.....	10
Химическая реакция.....	21
Тепловой эффект химической реакции.....	24
Скорость реакции, ее зависимость от различных факторов.....	24
<i>Факторы, влияющие на скорость химических реакций</i>	25
Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие и его смещение.....	28
<i>Способы смещения равновесия</i>	30
Электролитическая диссоциация электролитов в водных растворах. Сильные и слабые электролиты. Реакции ионного обмена.....	31
Гидролиз солей. Среда водных растворов: кислая, нейтральная, щелочная.....	35
Реакции окислительно-восстановительные. Коррозия металлов и способы защиты от нее.....	36
<i>Составление уравнений ОВР. Метод электронного баланса</i>	40
<i>Коррозия металлов и способы защиты от нее</i>	40
Электролиз расплавов и растворов (солей, щелочей, кислот).....	48
<i>Электролиз расплава электролита</i>	49
<i>Электролиз водных растворов</i>	49
Ионный и радикальный механизмы реакций в органической химии.....	53
<i>Радикальное замещение (SR)</i>	55

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	58
Классификация неорганических веществ	58
Характерные химические свойства простых веществ-металлов	61
Характерные химические свойства простых веществ-неметаллов	62
<i>Свойства водорода</i>	62
<i>Свойства галогенов</i>	63
<i>Свойства кислорода</i>	64
<i>Свойства серы</i>	65
<i>Свойства азота</i>	66
<i>Свойства фосфора</i>	66
<i>Свойства углерода</i>	66
<i>Свойства кремния</i>	67
Характерные химические свойства оксидов (основных, амфотерных, кислотных)	67
<i>Особые свойства оксидов</i>	69
Характерные химические свойства оснований и амфотерных гидроксидов	70
Характерные химические свойства кислот	71
<i>Особые свойства кислот. Соляная кислота:</i>	71
Характерные химические свойства солей	72
ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	76
Теория строения органических соединений: гомология и изомерия. Взаимное влияние атомов в молекулах	76
<i>Взаимное влияние атомов в молекулах</i>	78
Типы связей в молекулах органических веществ. Гибридизация атомных орбиталей углерода. Радикал. Функциональная группа. Классификация органических веществ	79
Характерные химические свойства углеводов	84
<i>Свойства алканов</i>	84
<i>Свойства циклоалканов</i>	86
<i>Свойства алкенов</i>	86
<i>Свойства диенов</i>	88
<i>Свойства алкинов</i>	89
<i>Свойства ароматических углеводов (бензол, толуол)</i>	90

Характерные химические свойства предельных одноатомных и многоатомных спиртов, фенолов.....	92
Характерные химические свойства альдегидов, предельных карбоновых кислот, сложных эфиров.....	97
Характерные химические свойства азотсодержащих органических соединений: аминов и аминокислот.....	101
Биологически важные вещества: жиры, белки, углеводы (моно-, ди-, полисахариды).....	105
Свойства белков	107
Углеводы.....	108
Уравнения реакций, которые могут быть полезны при подготовке к выполнению заданий части С	114
МЕТОДЫ ПОЗНАНИЯ В ХИМИИ	118
Экспериментальные основы химии.....	118
Определение характера среды водных растворов веществ. Индикаторы	118
Качественные реакции на неорганические вещества и ионы.....	120
Идентификация органических соединений	122
Основные способы получения (в лаборатории) неорганических соединений.....	124
Основные способы получения углеводов (в лаборатории)	126
Основные способы получения кислородсодержащих соединений (в лаборатории)	127
Общие представления о промышленных способах получения важнейших веществ.....	129
Понятие о металлургии: общие способы получения металлов.....	129
Общие научные принципы химического производства	130
Получение некоторых неорганических и органических веществ в промышленных условиях.....	131
Высокомолекулярные соединения. Реакции полимеризации и поликонденсации.....	134
ПРИЛОЖЕНИЕ	138
Список литературы	150

Серия «Библиотека школьника»

Литвинова Татьяна Николаевна

Химия.

Законы, свойства элементов и соединений

Ответственные редакторы *Оксана Морозова,
Наталья Калиничева*
Технический редактор *Галина Логвинова*

Сдано в набор 12.

Подписано в печать 12.

Формат 84×108 $\frac{1}{32}$. Бумага типографская № 2.

Печать офсетная. Гарнитура Таймс.

Тираж ?? экз. Заказ №

ООО «Феникс»

344082, г. Ростов-на-Дону, пер. Халтуринский, 80