

МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ
УЧРЕЖДЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ
«ГОМЕЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра общей и биоорганической химии

ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие
для слушателей подготовительного отделения
факультета по подготовке специалистов для зарубежных стран
медицинских вузов

Гомель
ГомГМУ
2014

УДК 54(07)

ББК 24я7

Х 46

Авторы:

*А. В. Лысенкова, В. А. Филиппова, А. К. Довнар, И. В. Прищепова,
Л. В. Чернышева, Л. В. Прищепова, М. В. Одинцова,
Е. А. Перминова, Е. Л. Зыкова*

Рецензенты:

кандидат технических наук, доцент кафедры химии
Белорусского государственного университета транспорта

Л. В. Самусева;

кандидат химических наук, доцент кафедры химии
Гомельского государственного университета им. Ф. Скорины

В. Г. Свириденко

Химия: учеб.-метод. пособие для слушателей подготовительного
Х 46 отделения факультета по подготовке специалистов для зарубежных
стран медицинских вузов / А. В. Лысенкова [и др.]. — Гомель: ГомГМУ,
2014. — 204 с.

ISBN 978-985-506-676-8

Учебно-методическое пособие включает основные теоретические вопросы общей, неорганической и органической химии, а также задачи, упражнения, тесты для самоконтроля знаний и эталоны решения задач.

Предназначено для иностранных слушателей подготовительных отделений медицинских вузов, обучающихся на русском языке. Пособие будет также полезно абитуриентам для подготовки к централизованному тестированию по химии в вузы химико-биологического и медицинского профиля.

Утверждено и рекомендовано к изданию научно-методическим советом учреждения образования «Гомельский государственный медицинский университет» 04 апреля 2014 г., протокол № 3.

УДК 54(07)

ББК 24я7

ISBN 978-985-506-676-8

© Учреждение образования
«Гомельский государственный
медицинский университет», 2014

ТЕМА 1.

ПРЕДМЕТ ХИМИИ. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ

Химия — это наука о веществах и их превращениях.

Вещество — это то, из чего состоит физическое тело. Каждое вещество имеет свои физические и химические свойства, по которым его можно отличить от всех других веществ.

Физические свойства: агрегатное состояние (твердое, жидкое, газообразное); цвет; вкус; запах; плотность; температура кипения и плавления и др.

Химические свойства — это способность вещества при определенных условиях превращаться в другие вещества.

В зависимости от того, какая частица является мельчайшей структурной единицей вещества, существуют вещества с молекулярным и немолекулярным строением (рисунок 1):



Рисунок 1 — Классификация веществ

Химическое вещество — это устойчивая совокупность частиц (молекул, атомов или ионов), обладающая определенными химическими и физическими свойствами.

Молекула — наименьшая частица молекулярного вещества, способная существовать самостоятельно и сохраняющая его химические свойства.

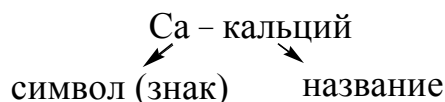
Атом — мельчайшая химически неделимая электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Главной характеристикой любого атома является *заряд ядра*. Заряд ядра численно равен порядковому номеру элемента в периодической системе, равен числу протонов, равен числу электронов.

Ион — частица, имеющая положительный или отрицательный заряд. Например, K^+ , SO_4^{2-} .

Химический элемент — это вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра. Например, все атомы с зарядом ядра +1 — это химический элемент водород; все атомы с зарядом ядра +7 — это химический элемент азот.

В настоящее время известно 118 химических элементов, в природе встречается примерно 90. Некоторые элементы, не существующие в природе, получены в ядерных реакциях (меделеевий, кюриум и др). Названия и символы химических элементов приведены в периодической таблице химических элементов Д. И. Менделеева.



Химический символ (знак) — это условное обозначение химического элемента.

Исходя из электронного строения атомов, различают: s-, p-, d-, f-элементы.

Кроме того, все химические элементы можно разделить на металлы и неметаллы (рисунок 2). Атомам металлов свойственна отдача электронов (восстановительные свойства), атомам неметаллов — присоединение электронов (окислительные свойства).

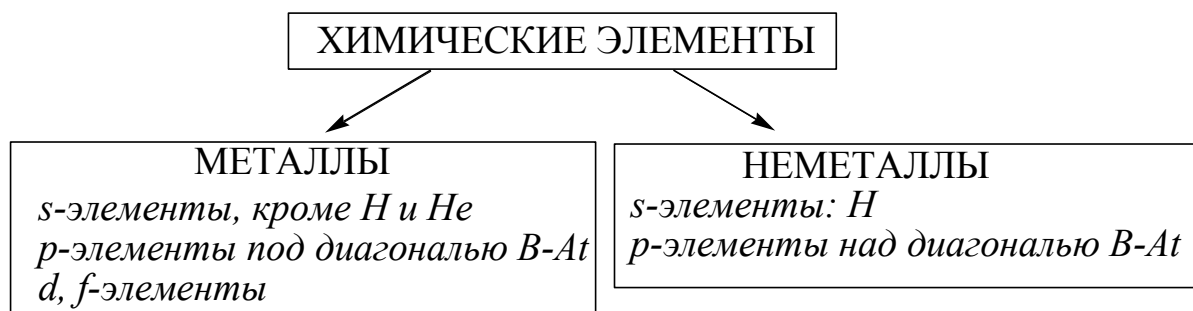


Рисунок 2 — Классификация химических элементов

Распространенность различных химических элементов в природе неодинаковая.

В земной коре наиболее распространенными элементами являются: О ($\approx 49\%$), Si ($\approx 27\%$), Al ($\approx 8\%$), Fe ($\approx 5\%$), Ca, Na, K, Mg, Ti, H.

В живых организмах 6 неметаллов-органогенов — О ($\approx 62\%$), С ($\approx 21\%$), Н ($\approx 10\%$), N, P, S — составляют основу всех биологически важных молекул и макромолекул. Десять металлов, жизненно необходимых для осуществления различных физиологических процессов в организме, получили название «металлы жизни»: Na, K, Ca, Mg, Fe, Co, Mn, Mo, Zn, Cu.

Одной из важнейших характеристик атомов химических элементов является атомная масса. Поскольку абсолютные величины атомных масс чрезвычайно малы (так, масса атома водорода составляет $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг, масса атома углерода — $19,93 \cdot 10^{-27}$ кг), то для практических целей используют относительные атомные массы элементов.

Относительная атомная масса (A_r) — величина, равная отношению массы атома химического элемента к $1/12$ части массы атома углерода ^{12}C ($1/12 m_a(\text{C})$ — 1 а.е.м. = $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг):

$$A_r(X) = \frac{m_a(X)}{1/12 m_a(\text{C})} \quad (1)$$

Относительная атомная масса для каждого элемента указана в периодической таблице химических элементов.

Из атомов химических элементов состоят простые и сложные вещества (рисунок 3).

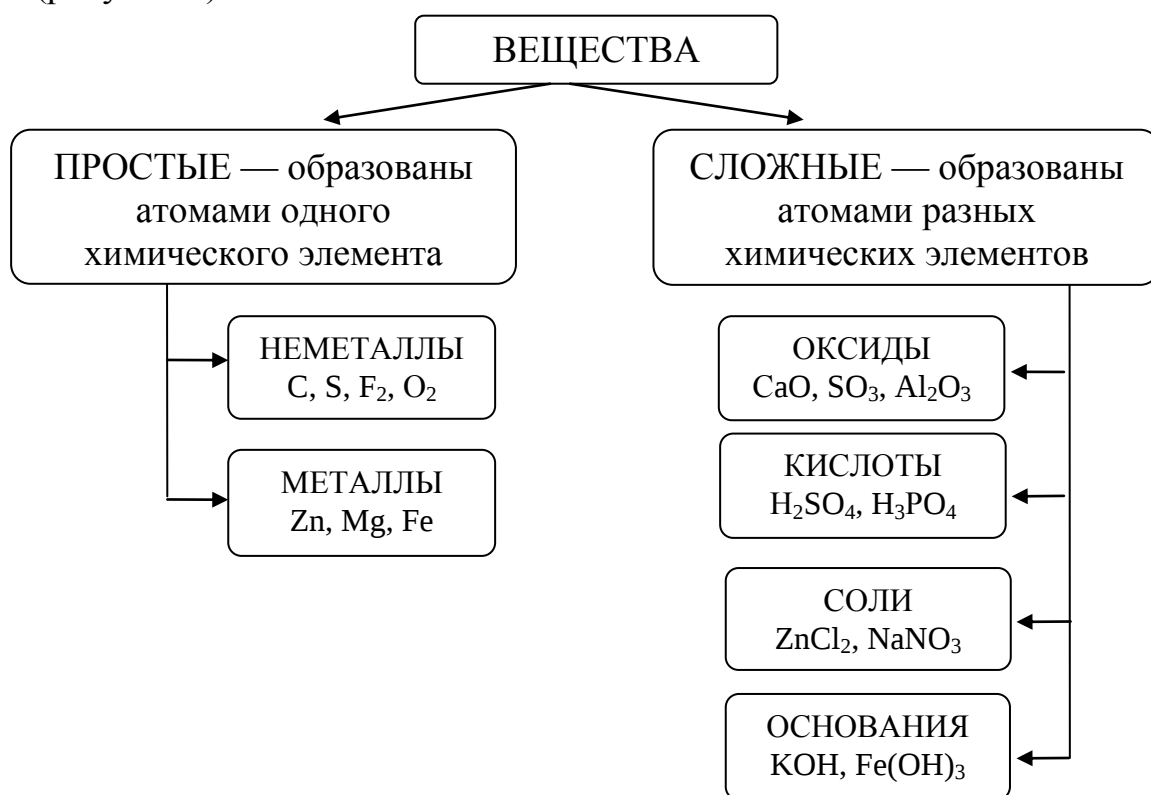


Рисунок 3 — Классификация веществ

Простые вещества, как и химические элементы, делятся на металлы и неметаллы.

Металлы представляют собой твердые вещества (исключение — Hg) с металлическим блеском, для которых характерна высокая тепло- и электропроводность, ковкость и пластичность.

Неметаллы в обычных условиях могут находиться в газообразном (H_2 , O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2), жидком (Br_2) и твердом (I_2 , C, Si, S, P и др.) агрегатном состоянии. Неметаллы, в отличие от металлов, плохо проводят тепло и электричество, не обладают пластичностью.

Некоторые химические элементы образуют несколько простых веществ — аллотропных модификаций. Это явление называется *аллотропией*. Аллотропия может быть обусловлена: различным числом атомов в молекуле (O_2 и O_3), различным строением кристаллических решеток (фосфор белый, черный и красный). Поэтому простых веществ известно больше, чем химических элементов.

Следует различать понятия «химический элемент» и «простое вещество», т. к. их названия в большинстве случаев совпадают. В утверждении «водород входит в состав воды» речь идет о химическом элементе водорода; в утверждении «водород — самый легкий газ» речь идет о простом веществе — газе водороде.

Состав любого вещества определяется его химической формулой.

Химическая формула — это условная запись, отражающая качественный и количественный состав вещества.

Качественный состав вещества выражается с помощью символов химических элементов, а количественный — с помощью индексов.

Индекс — число атомов данного химического элемента в формуле вещества.

Например, химическая формула H_2SO_4 показывает:

- 1) качественный состав: водород, сера, кислород;
- 2) количественный состав: 2 атома водорода, 1 атом серы, 4 атома кислорода;
- 3) класс вещества: сложное, кислота;
- 4) название вещества: серная кислота.

Химическая формула молекулярных веществ отражает состав молекулы. Химическая формула немолекулярных веществ показывает простейшие соотношения чисел атомов разных химических элементов в веществе и называется *формульной единицей*.

Исходя из химической формулы вещества, можно рассчитать:

- относительную молекулярную массу;
- массовые доли элементов в веществе.

Относительная молекулярная масса (M_r) — величина, равная отношению массы молекулы (формульной единицы) к $1/12$ части массы атома углерода ^{12}C :

$$M_r (\text{молекулы}) = \frac{m (\text{молекулы})}{1/12 m_a (C)} \quad (2)$$

Относительная молекулярная масса равна сумме относительных атомных масс элементов, входящих в состав молекулы (формульной единицы), с учетом числа атомов элементов.

Например:

$$M_r(\text{CaCO}_3) = A_r(\text{Ca}) + A_r(\text{C}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100$$

$$M_r(\text{NaCl}) = A_r(\text{Na}) + A_r(\text{Cl}) = 23 + 35,5 = 58,5$$

$$M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot A_r(\text{Al}) + 3 \cdot (A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O})) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot (32 + 4 \cdot 16) = 342$$

$$M_r(\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = (40 + 32 + 4 \cdot 16) + 2 \cdot (2 \cdot 1 + 16) = 168$$

Массовую долю элемента в сложном веществе можно рассчитать по формуле:

$$w(\text{Э}) = \frac{A_r(\text{Э}) \cdot n(\text{Э})}{M_r(\text{вещества})} \cdot 100 \% \quad (3)$$

Например, расчет массовых долей элементов в серной кислоте:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$$

$$w(\text{H}) = \frac{A_r(\text{H}) \cdot n(\text{H})}{M_r(\text{H}_2\text{SO}_4)} \cdot 100 \% = \frac{1 \cdot 2}{98} \cdot 100 \% = 2 \%$$

$$w(\text{S}) = \frac{A_r(\text{S}) \cdot n(\text{S})}{M_r(\text{H}_2\text{SO}_4)} \cdot 100 \% = \frac{32 \cdot 1}{98} \cdot 100 \% = 33 \%$$

$$w(\text{O}) = \frac{A_r(\text{O}) \cdot n(\text{O})}{M_r(\text{H}_2\text{SO}_4)} \cdot 100 \% = \frac{16 \cdot 4}{98} \cdot 100 \% = 65 \%$$

Вопросы для самоконтроля:

1. Сколько химических элементов известно в настоящее время?
2. Чем различаются атомы различных химических элементов между собой?
3. Напишите по три примера простых и сложных веществ.
4. Напишите примеры трех металлов и трех неметаллов.
5. При нагревании твердого вещества образовался газ и новое твердое вещество. Простым или сложным является исходное вещество?
6. Что выражает химическая формула?
7. Запишите химические формулы десяти известных Вам веществ. Укажите качественный и количественный состав каждого из них.
8. В состав молекулы фосфорной кислоты входят 3 атома водорода, 1 атом фосфора и 4 атома кислорода. Запишите химическую формулу.
9. В состав молекулы глюкозы входит 6 атомов углерода, 12 атомов водорода и 6 атомов кислорода. Запишите ее химическую формулу.

Упражнения для самостоятельной работы:

1. Выпишите простые вещества, определите к металлам или неметаллам они относятся: FeCl_3 ; H_2 ; Na_2SO_4 ; $\text{Al}(\text{OH})_3$; O_2 ; K ; KOH ; S ; Cr .
2. Выпишите сложные вещества: FeCl_3 ; S ; Na ; $\text{Al}(\text{OH})_3$; HNO_3 ; Na_2O ; K ; Fe ; H_2CrO_4 .
3. По химической формуле NO ; HCl ; H_2CO_3 ; SO_2 ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ определите:
а) качественный и количественный состав молекулы (формульной единицы);
б) относительную молекулярную массу; в) массовые доли химических элементов.

Тест по теме «Основные химические понятия»

1. Химическое вещество — это:
а) железный гвоздь; в) снег;
б) стеклянная ваза; г) серная кислота.
2. Химический элемент — это определенный вид:
а) атомов; в) металлов;
б) молекул; г) смесей.
3. Мельчайшей, химически неделимой частицей называют:
а) ион; б) молекулу; в) атом; г) неметалл.
4. В каких утверждениях идет речь об азоте как химическом элементе:
а) объемная доля азота в воздухе составляет 78 %;
б) азот находится во II периоде периодической системы;
в) азот не имеет запаха;
г) азот образует одно простое вещество.
5. Простые вещества состоят из атомов:
а) одного химического элемента; в) трех химических элементов;
б) двух химических элементов; г) разных химических элементов.
6. Сложные вещества состоят из:
а) двух атомов одного элемента; в) трех атомов одного элементов;
б) атомов разных элементов; г) молекул.
7. Простому веществу **не** соответствует формула:
а) Na ; б) O_2 ; в) Cl_2 ; г) H .
8. Качественный и количественный состав вещества выражается с помощью:
а) символов; в) химических формул;
б) цифр; г) знаков химических элементов.
9. Массовая доля азота в азотной кислоте HNO_3 составляет:
а) 3 %; б) 12 %; в) 22 %; г) 5 %.
10. Относительная молекулярная масса $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ равна:
а) 256; б) 457; в) 402; г) 89.

Ответы: 1. г. 2. а. 3. в. 4. б, г. 5. а. 6. б. 7. г. 8. в. 9. в. 10. б.

ТЕМА 2.

ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ. ТЕОРИИ СИЛЬНЫХ И СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

По способности проводить ток в водных растворах или расплавах вещества делят на электролиты и неэлектролиты.

Неэлектролиты — вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток. Это вещества с ковалентными неполярными или малополярными связями. К ним относят, например: кислород, водород, большинство органических веществ — сахара, глицерин, спирт, бензол и другие.

Электролиты — вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток. Это соединения с ионными или ковалентными полярными связями. К ним относят: соли, кислоты, основания.

Для объяснения электропроводности растворов и расплавов электролитов в 1887 г. С. Аррениусом была создана теория электролитической диссоциации (ТЭД).

Теория электролитической диссоциации С. Аррениуса:

1. Электролиты при растворении в воде или расплавлении распадаются (диссоциируют) на ионы: положительно заряженные — катионы (Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} , NH_4^+) и отрицательно заряженные — анионы (NO_2^- , OH^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-}).

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

2. В растворе или расплаве электролитов ионы движутся хаотически. При пропускании через раствор или расплав электрического тока катионы движутся к отрицательно заряженному электроду — катоду, анионы — к положительно заряженному электроду — аноду.

3. Все электролиты делят на сильные и слабые.

Сильные электролиты диссоциируют на ионы практически полностью и необратимо, к ним относят:

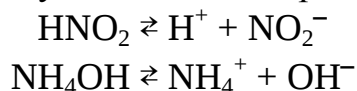
- *кислоты:* HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 ;
- *основания:* KOH , NaOH , LiOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 — щелочи;
- *почти все соли.*

Слабые электролиты диссоциируют на ионы частично и обратимо, к ним относят:

- *кислоты:* почти все органические и многие неорганические: HF , HNO_2 , HCN , H_2S , H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2SiO_3 , H_3PO_4 ;
- *основания:* Cu(OH)_2 , Mg(OH)_2 , Ni(OH)_2 , Fe(OH)_2 , Cr(OH)_2 — трудно-растворимые в воде и NH_4OH — гидроксид аммония;

- *некоторые соли:* HgCl_2 , $\text{Fe}(\text{CNS})_3$, $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$;
- *воду.*

Диссоциация слабых электролитов — обратимый процесс. Это значит, что одновременно с распадом веществ на ионы (диссоциация) протекает процесс соединения ионов (ассоциация), то есть в растворе слабого электролита имеется часть молекул в недиссоциированном виде:



Число, показывающее какая часть молекул распалась на ионы, называется *степенью электролитической диссоциации*. Степень электролитической диссоциации (α) рассчитывается по формуле:

$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%,$$

где n — число молекул, распавшихся на ионы;

N — общее число молекул растворенного вещества в растворе.

Диссоциация электролитов в водных растворах

1. Кислоты — это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только ионы водорода.

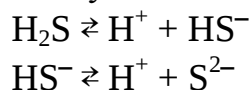
Сильные кислоты диссоциируют необратимо и в одну ступень, слабые кислоты — ступенчато и обратимо.

Диссоциация сильных кислот:

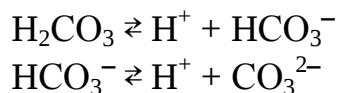


Диссоциация слабых кислот:

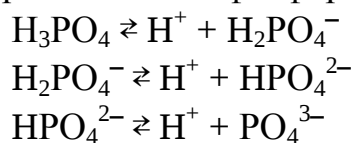
Водный раствор сероводорода называется сероводородной кислотой. Эта кислота является слабой двухосновной, ее диссоциация протекает в две ступени:



В водном растворе угольная кислота диссоциирует в две ступени:



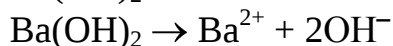
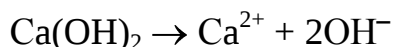
Диссоциация слабой трехосновной фосфорной кислоты протекает в три ступени:



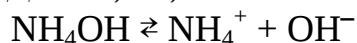
2. Основания — это электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.

Сильные основания диссоциируют в одну ступень и необратимо, слабые — ступенчато и обратимо.

Диссоциация сильных оснований:



Диссоциация слабых оснований:

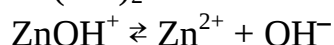
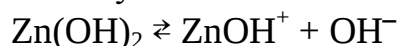


3. Амфотерные гидроксиды — это слабые электролиты, которые при диссоциации образуют одновременно катионы водорода и гидроксид-анионы, то есть диссоциируют по типу кислоты и основания одновременно.

Диссоциация амфотерных оснований:

по типу основания

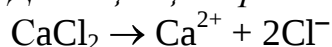
по типу кислоты



4. Различают несколько типов солей: средние, кислые и основные.

▪ **Средние соли** — это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков.

Диссоциация средних солей:

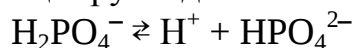


▪ **Кислые соли** — это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов и сложные анионы (состоят из атомов водорода и кислотного остатка).

Диссоциация кислых солей:

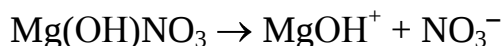


Сложные анионы диссоциируют далее частично и обратимо:

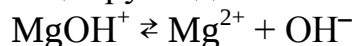


▪ **Основные соли** — это сильные электролиты, при диссоциации которых образуются сложные катионы (состоят из атомов металлов и гидроксогрупп) и анионы кислотных остатков.

Диссоциация основных солей:



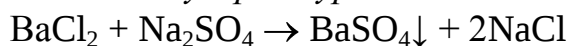
Сложные катионы диссоциируют далее частично и обратимо:



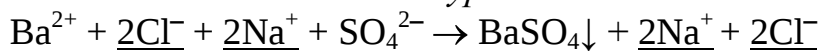
Реакции ионного обмена

Поскольку электролиты в водных растворах диссоциируют на ионы, то и реакции в растворах электролитов происходят между ионами. Реакции, протекающие между ионами, называются *ионными реакциями*, а уравнения этих реакций — *ионными уравнениями*.

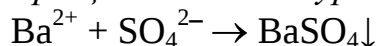
Молекулярное уравнение:



Полное ионное уравнение:



Сокращенное ионное уравнение:



Сокращенное ионное уравнение показывает, что сущность рассматриваемой реакции заключается в связывании ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-} в осадок.

В ионных уравнениях формулы веществ могут быть записаны в виде ионов или в виде молекул.

В виде ионов записывают формулы:

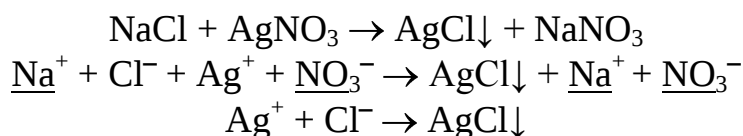
- сильных кислот: HCl , HBr , HI , HClO_4 , H_2SO_4 и др.;
- сильных оснований — щелочей: NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и др.;
- растворимых в воде солей.

В виде молекул записывают формулы:

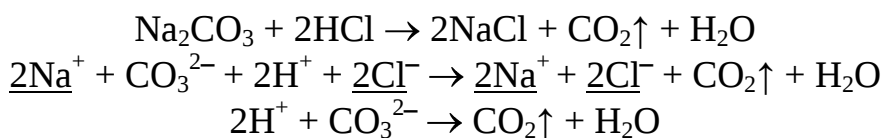
- нерастворимых в воде солей;
- слабых кислот: HCN , HF , HNO_2 , CH_3COOH , H_2CO_3 , H_3PO_4 и др.;
- слабых оснований: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, NH_4OH и др.;
- амфотерных гидроксидов: $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$ и др.;
- формулы газообразных веществ: CO_2 , SO_2 , H_2S , H_2 , NH_3 и др.;
- формулы оксидов металлов и неметаллов: Na_2O , CaO , P_2O_5 , SiO_2 и др.

Реакции ионного обмена в растворах электролитов *необратимы*, т.е. протекают преимущественно в одном направлении, если:

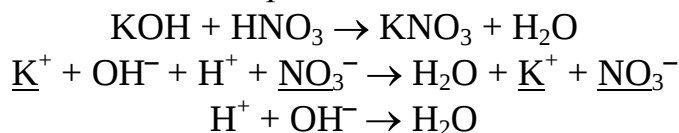
а) выпадает осадок:



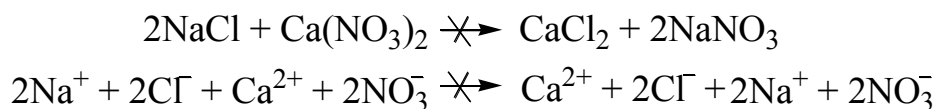
б) выделяется газ:



в) образуются слабые электролиты:



Если исходные вещества — сильные электролиты, которые при взаимодействии не образуют малорастворимых или малодиссоциирующих веществ, то такие реакции не протекают. При смешивании их растворов образуется смесь ионов:



Вопросы для самоконтроля:

1. Какие вещества называют электролитами, а какие — неэлектролитами? Приведите примеры.
2. Что такое электролитическая диссоциация?
3. Сформулируйте основные положения ТЭД. Кто является создателем ТЭД?
4. Какие электролиты называют сильными, а какие — слабыми? Какие вещества относят к сильным, а какие — к слабым электролитам?
5. Что такое кислоты, основания, амфотерные гидроксиды, соли с точки зрения ТЭД? Приведите примеры диссоциации сильных и слабых электролитов каждого класса соединений.

Задания для самостоятельной работы:

1. Как называются частицы:
а) Br и Br⁻; б) Na и Na⁺; в) S и S²⁻; г) SO₃ и SO₃²⁻?
2. Какие из следующих ионов являются катионами, а какие — анионами: Fe³⁺, Ba²⁺, Cl⁻, NO₃⁻, Ni²⁺, Mn²⁺, ClO₄⁻, S²⁻?
3. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации угольной (H₂CO₃), сернистой кислот (H₂SO₃), железа (II) гидроксида (Fe(OH)₂), алюминий гидроксида (Al(OH)₃).
4. Напишите уравнения диссоциации электролитов и определите сильные и слабые: HNO₃, Ba(NO₃)₂, H₂S, LiOH, NaHS, Cu(OH)NO₃, (NH₄)₂SO₄, Be(OH)₂.
5. Напишите формулы электролитов, в водном растворе которых содержатся ионы:
а) Fe³⁺ и SO₄²⁻; в) Ba²⁺ и OH⁻;
б) Mn²⁺ и Cl⁻; г) Na⁺ и S²⁻.
6. Закончите молекулярные уравнения и напишите полные и сокращенные ионные уравнения:
а) Ca(NO₃)₂ + K₂CO₃ → ж) Na₂CO₃ + H₂SO₄ →
б) HNO₃ + Ba(OH)₂ → з) Pb(NO₃)₂ + K₂SO₄ →
в) Ba(NO₃)₂ + K₂SO₄ → и) Na₂SiO₃ + Ba(OH)₂ →
г) K₂SO₃ + HCl → к) FeCl₃ + NaOH →
д) NaOH + Fe(NO₃)₂ → л) FeSO₄ + Na₃PO₄ →
е) Fe(OH)₂ + HNO₃ → м) Al(OH)₃ + H₂SO₄ →
7. Составьте молекулярные уравнения реакций, выражаемых сокращенными ионными уравнениями:
а) Zn²⁺ + SO₃²⁻ → ZnSO₃ ж) Fe³⁺ + 3OH⁻ → Fe(OH)₃
б) H⁺ + CH₃COO⁻ → CH₃COOH з) PbS + 2H⁺ → H₂S + Pb²⁺
в) Zn²⁺ + 2OH⁻ → Zn(OH)₂ и) H⁺ + CN⁻ → HCN
г) H⁺ + OH⁻ → H₂O к) Mg(OH)₂ + 2H⁺ → Mg²⁺ + 2H₂O

Тест по теме «Теория электролитической диссоциации»

1. Электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы:
а) кислоты; б) соли; в) основания; г) кислые соли.
2. Выберите формулу кислоты — сильного электролита:
а) CH_3COOH ; б) H_2CO_3 ; в) H_2S ; г) H_2SO_4 .
3. Выберите формулу основания — слабого электролита:
а) $\text{Mg}(\text{OH})_2$; б) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; в) KOH ; г) $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
4. Электролиты, при диссоциации которых в качестве катиона образуется только катион водорода:
а) кислоты; б) соли; в) основания; г) кислые соли.
5. Все вещества данного ряда — сильные электролиты:
а) $\text{Mg}(\text{OH})_2$; H_2S ; $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; в) KOH ; HNO_3 ; Na_2S ;
б) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; CH_3COOH ; K_2SO_4 ; г) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; H_2CO_3 ; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
6. Формула вещества, в растворе которого находятся ионы Fe^{3+} и SO_4^{2-} :
а) FeSO_4 ; б) FeSO_3 ; в) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; г) $\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$.
7. К катионам относится ион:
а) CH_3COO^- ; б) Ba^{2+} ; в) S^{2-} ; г) OH^- .
8. К анионам относится ион:
а) Fe^{3+} ; б) Ba^{2+} ; в) S^{2-} ; г) Ca^{2+} .
9. Электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков:
а) кислоты; б) соли; в) основания; г) основные соли.
10. Формула вещества, в растворе которого находятся ионы Fe^{2+} и NO_3^- :
а) FeNO_3 ; б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$; в) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; г) $\text{Fe}_2(\text{NO}_3)_3$.

Ответы: 1. в. 2. г. 3. а. 4. а. 5. в. 6. в. 7. б. 8. в. 9. б. 10. б.

ТЕМА 3.

ОКСИДЫ. КЛАССИФИКАЦИЯ. НОМЕНКЛАТУРА.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Оксиды — бинарные соединения, состоящие из двух элементов, один из которых — кислород в степени окисления –2.

Классификация

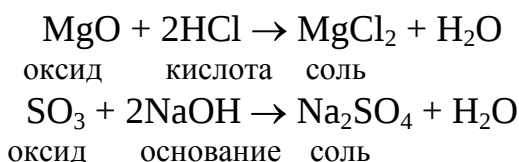
Все оксиды делятся на солеобразующие и несолеобразующие (индифферентные) оксиды.

▪ **Несолеобразующие оксиды** — оксиды, которые не образуют солей при взаимодействии с кислотами или основаниями.

К ним относятся: **CO, SiO, N₂O, NO.**

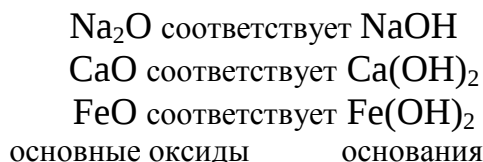
▪ **Солеобразующие оксиды** — оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с кислотами или основаниями.

Например:



Все солеобразующие оксиды делятся на три типа: основные, кислотные, амфотерные.

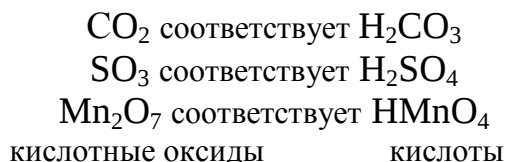
▪ **Основные оксиды** — оксиды, которым соответствуют основания. Например:



Основные оксиды — оксиды металлов в степени окисления +1, +2.

▪ **Кислотные оксиды** — оксиды, которым соответствуют кислоты.

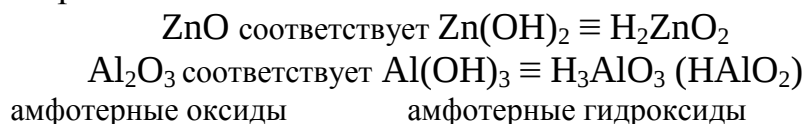
Например:



Кислотные оксиды — оксиды неметаллов и металлов в степени окисления от +5 до +7.

▪ **Амфотерные оксиды** — оксиды, которым соответствуют амфотерные гидроксиды.

Например:



Амфотерные оксиды — оксиды металлов в степени окисления +3, +4: Al_2O_3 , Cr_2O_3 , MnO_2 . Кроме того, к амфотерным также относятся следующие оксиды, содержащие атомы металлов в степени окисления +2: **BeO , ZnO , PbO , SnO** .

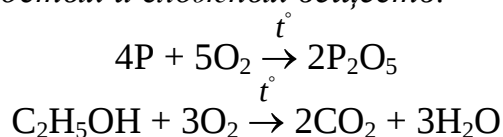
Номенклатура

Название оксида состоит из названия элемента (с указанием степени окисления, если переменная) и слова «оксид». Степень окисления указывается римскими цифрами в скобках после названия элемента.

Например: CaO — кальций оксид; Al_2O_3 — алюминий оксид; CO — углерод (II) оксид; CO_2 — углерод (IV) оксид.

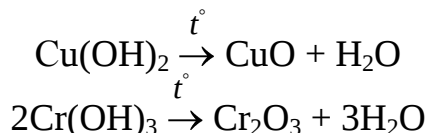
Получение

1. Окислением простых и сложных веществ:

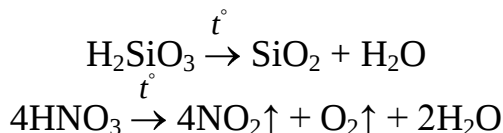


2. Разложением при нагревании:

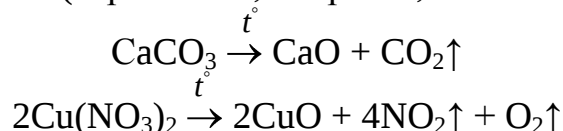
▪ нерастворимых оснований:



▪ некоторых кислот:



▪ некоторых солей (карбонатов, нитратов, силикатов):



Физические свойства

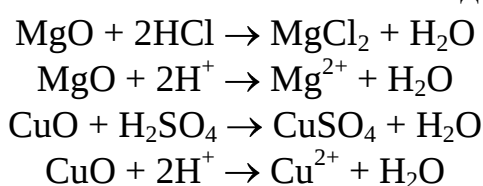
Оксиды в обычных условиях могут находиться в твердом (P_2O_5 , SiO_2 , CuO), жидком (SO_3 , Mn_2O_7 , N_2O_3), газообразном (SO_2 , NO_2 , CO_2) состоянии.

По растворимости в воде оксиды делятся на растворимые (SO_2 , SO_3 , K_2O) и нерастворимые (CuO , SiO_2 , Al_2O_3).

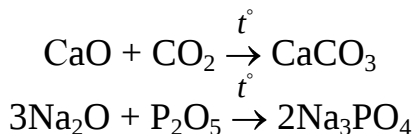
Химические свойства

Основных оксидов:

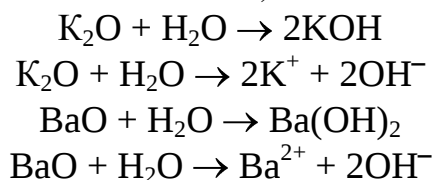
1. Взаимодействуют с кислотами: основной оксид + кислота → соль + вода



2. *Взаимодействуют с кислотными оксидами*: основной оксид + кислотный оксид → соль



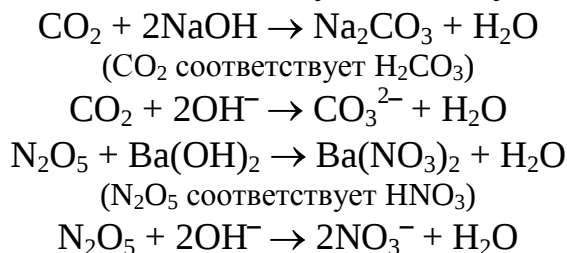
3. *Взаимодействуют с водой (оксиды щелочных — Li, Na, K, Rb, Cs и щелочноземельных — Ca, Sr, Ba металлов)*: основной оксид + вода → щелочь



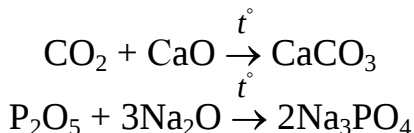
Кислотных оксидов:

1. *Взаимодействуют с основаниями (щелочами)*: кислотный оксид + щелочь → соль + вода

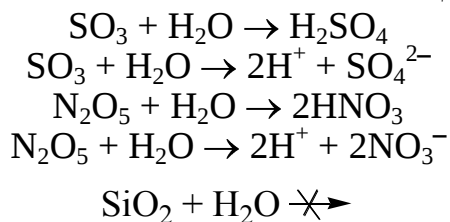
Для правильного написания формулы образующейся соли нужно представлять, какая кислота соответствует данному кислотному оксиду.



2. *Взаимодействуют с основными оксидами*: кислотный оксид + основной оксид → соль

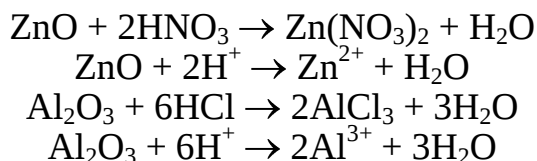


3. *Взаимодействуют с водой*: кислотный оксид + вода → кислота

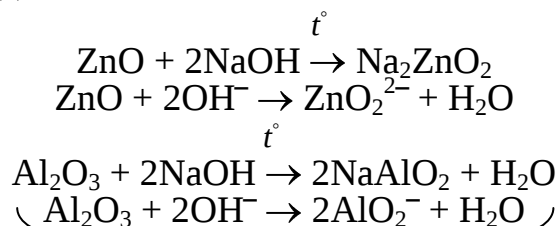


Амфотерных оксидов:

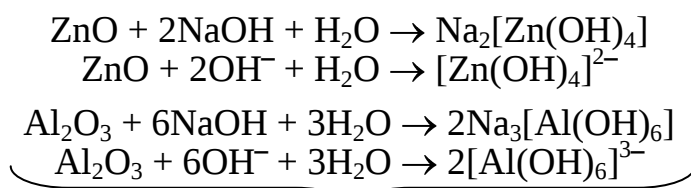
1. *Взаимодействуют с кислотами*: амфотерный оксид + кислота → соль + вода



2. *Взаимодействуют с основаниями (щелочами):* амфотерный оксид + щелочь → соль + вода или комплексная соль

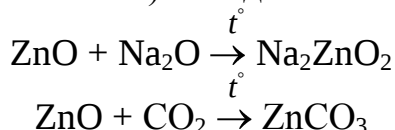


реакции протекают в расплаве



реакции протекают в растворе

3. *Взаимодействуют с основными и кислотными оксидами:* амфотерный оксид + основной (кислотный) оксид → соль



Вопросы для самоконтроля:

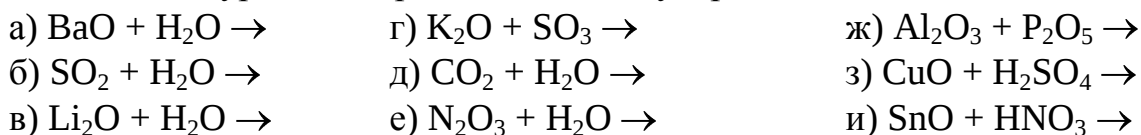
1. На какие два типа делятся все оксиды?
2. Что такое несолеобразующие оксиды? Приведите примеры.
3. Что такое солеобразующие оксиды? Приведите примеры.
4. На какие типы делятся солеобразующие оксиды?
5. Что такое: а) основные оксиды; б) кислотные оксиды; в) амфотерные оксиды? Приведите примеры.
6. Какие оксиды образуют неметаллы?
7. Какие элементы — металлы или неметаллы — образуют основные и амфотерные оксиды?
8. Какие химические свойства имеют: а) основные оксиды; б) кислотные оксиды; в) амфотерные оксиды? Подтвердите уравнениями соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.
9. Какими способами можно получать оксиды?

Упражнения для самостоятельной работы:

1. Классифицируйте следующие солеобразующие оксиды (основные, кислотные, амфотерные) и дайте им названия: SO_2 , K_2O , N_2O_5 , Al_2O_3 , MnO , BaO , MnO_2 , P_2O_3 , CrO_3 , Ag_2O , PbO , Cl_2O , FeO , Fe_2O_3 .
2. Напишите формулы следующих оксидов и определите, к какому типу они относятся: ртуть (II) оксид, хлор (V) оксид, марганец (VI) оксид,

сера (IV) оксид, калий оксид, железо (II) оксид, серебро (I) оксид, свинец (IV) оксид, олово (II) оксид, никель (II) оксид, иод (VII) оксид.

3. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:



4. С какими из следующих веществ будет взаимодействовать:

- а) углерод (IV) оксид: MgO , NaCl , AgNO_3 , NaOH ;
б) цинк оксид: SO_3 , P_2O_5 , CaO , Ba(OH)_2 , CaCO_3 , BaSO_4 ;
в) барий оксид: Al , Al_2O_3 , S , SO_2 , H_2O , Na_2SO_4 ;
г) азот (V) оксид: KOH , Zn , Al_2O_3 , Al(OH)_3 , H_2O ?

Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.

Тест по теме «Оксиды»

1. В каком ряду приведены формулы только оксидов:

- а) Cu(OH)_2 , Na_2O , SnO , FeS ; в) K_2O , SiO_2 , CrO , Fe_2O_3 ;
б) CrCl_3 , CaO , HNO_3 , MnO_2 ; г) NaOH , CrO , FeO , BaO ?

2. Какой из оксидов — несолеобразующий:

- а) CO_2 ; б) K_2O ; в) CuO ; г) CO ?

3. Формула марганец (IV) оксида:

- а) MnO_3 ; б) Mn_2O_7 ; в) MnO ; г) MnO_2 ?

4. В каком ряду приведены формулы только кислотных оксидов:

- а) CuO , Na_2O , SO_3 , H_2O ; в) SO_2 , SiO_2 , SO_3 , NO_2 ;
б) CO , CO_2 , SO_2 , SiO_2 ; г) SiO_2 , CuO , CO_2 , SO_2 ?

5. В каком ряду приведены формулы только основных оксидов:

- а) CuO , Na_2O , SnO , FeO ; в) K_2O , SiO_2 , CrO , PbO_2 ;
б) CrO_3 , CaO , MgO , MnO_2 ; г) Na_2O , CrO , FeO , BaO ?

6. В каком ряду приведены формулы только амфотерных оксидов:

- а) CuO , Na_2O , MnO_3 , Al_2O_3 ; в) K_2O , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 , BaO ;
б) MnO_2 , SnO , Cr_2O_3 , BeO ; г) PbO_2 , CuO , PbO , SO_2 ?

7. С какими из веществ может реагировать сера (VI) оксид:

- а) HNO_3 ; б) CO ; в) Na_2O ; г) Ca(OH)_2 ?

8. С какими из веществ может взаимодействовать цинк оксид:

- а) H_2O ; б) KOH ; в) H_2SO_4 ; г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?

9. С какими из веществ может взаимодействовать калий оксид:

- а) H_2O ; б) HNO_3 ; в) BaO ; г) BaSO_4 ?

10. Какая кислота образуется при взаимодействии фосфор (V) оксида с водой:

- а) H_3PO_2 ; б) H_3PO_3 ; в) HPO_2 ; г) H_3PO_4 ?

Ответы: 1. в. 2. г. 3. г. 4. в. 5. г. 6. б. 7. в, г. 8. б, в. 9. а, б. 10. г.

ТЕМА 4.

КИСЛОТЫ. КЛАССИФИКАЦИЯ. НОМЕНКЛАТУРА.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Кислоты — сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на атомы металлов, и кислотных остатков.

Кислоты — это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только ионы водорода: H^+ .

Классификация

1. По основности

Основность кислоты определяется числом атомов водорода, которые в молекуле кислоты могут замещаться атомами металла.

Кислоты делят на:

— *одноосновные*, молекулы которых содержат один атом водорода: HCl , HNO_3 , HCN и др.;

— *двухосновные*, молекулы которых содержат два атома водорода: H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_2S , H_2CO_3 и др.;

— *трехосновные*, молекулы которых содержат три атома водорода: H_3PO_4 , H_3AsO_4 .

2. По содержанию атомов кислорода в молекуле:

— *бескислородные*, молекулы которых не содержат атомов кислорода: HF , HCl , HBr , HI , H_2S и др.;

— *кислородсодержащие*, молекулы которых содержат атомы кислорода: HNO_3 , H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_3PO_4 , H_2CO_3 и др.

3. По способности диссоциировать в водных растворах на ионы:

— *сильные электролиты*: HCl , HBr , HI , HNO_3 , $HMnO_4$, $HClO_4$, H_2SO_4 ;

— *слабые электролиты*: HF , HCN , HNO_2 , H_2SO_3 , H_3PO_4 , H_2S , H_2CO_3 и др.

Номенклатура

Формулы и названия некоторых кислот и кислотных остатков приведены в таблице 1.

Таблица 1 — Названия кислот и кислотных остатков

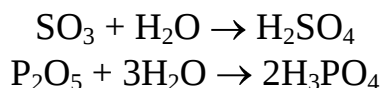
Кислота		Кислотный остаток	
название	формула	название	формула
Азотистая	HNO_2	Нитрит	NO_2^-
Азотная	HNO_3	Нитрат	NO_3^-
Бромоводородная	HBr	Бромид	Br^-
Иодоводородная	HI	Иодид	I^-
Кремниевая	H_2SiO_3	Силикат	SiO_3^{2-}
Марганцевая	$HMnO_4$	Перманганат	MnO_4^-
Ортофосфорная	H_3PO_4	Ортофосфат	PO_4^{3-}

Окончание таблицы 1

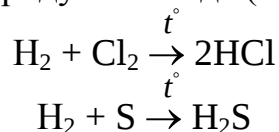
Кислота		Кислотный остаток	
название	формула	название	формула
Серная	H_2SO_4	Сульфат	SO_4^{2-}
Сернистая	H_2SO_3	Сульфит	SO_3^{2-}
Сероводородная	H_2S	Сульфид	S^{2-}
Фтороводородная (плавиковая)	HF	Фторид	F^-
Угльная	H_2CO_3	Карбонат	CO_3^{2-}
Хлорная	HClO_4	Перхлорат	ClO_4^-
Хлороводородная (соляная)	HCl	Хлорид	Cl^-
Хромовая	H_2CrO_4	Хромат	CrO_4^{2-}
Циановодородная (синильная)	HCN	Цианид	CN^-

Получение

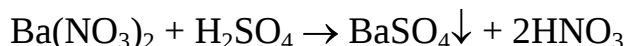
1. Взаимодействием кислотного оксида с водой (кислородсодержащие кислоты, кроме H_2SiO_3):



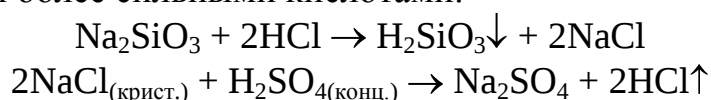
2. Взаимодействием водорода с неметаллом и последующим растворением полученного продукта в воде (бескислородные кислоты):



3. Реакциями обмена соли с кислотой:



в том числе, вытеснением слабых, летучих или малорастворимых кислот из солей более сильными кислотами:



Физические свойства

1. Жидкие: H_2SO_4 , HNO_3 ; твердые: H_3PO_4 , H_2SiO_3 ; растворы газов в воде: HCl , H_2S .

2. Многие хорошо растворимы в воде.

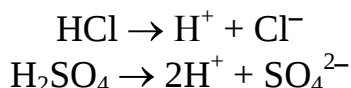
3. На вкус — кислые.

4. Разъедают растительные и животные ткани.

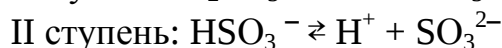
Химические свойства

Общие свойства кислот объясняются наличием в их растворах H^+ , которые образуются в результате электролитической диссоциации молекул кислот.

Сильные кислоты диссоциируют полностью и необратимо, многоосновные — в одну ступень:



Слабые кислоты диссоциируют частично и обратимо, многоосновные — в несколько ступеней. Диссоциация протекает преимущественно по 1 ступени.

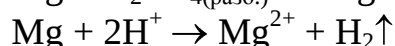
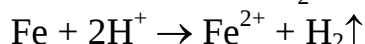
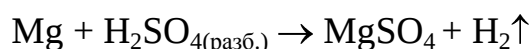
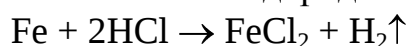


1. Водные растворы кислот изменяют окраску индикаторов (таблица 2).

Таблица 2 — Изменение цвета индикаторов в растворах кислот

Индикатор	Цвет индикатора	Цвет индикатора в растворе кислоты (pH<7)
Лакмус	Фиолетовый	Красный
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный
Метилоранж	Оранжевый	Красный

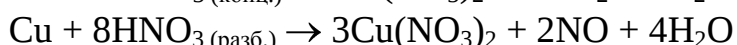
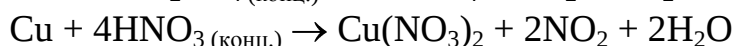
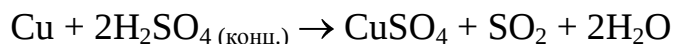
2. *Кислоты-неокислители* (HCl , $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})}$) взаимодействуют с металлами, стоящими до водорода в ряду активности металлов: металл + кислота → соль + водород



Ряд активности металлов (электрохимический ряд напряжений):

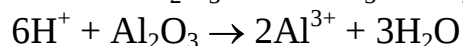
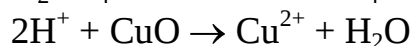
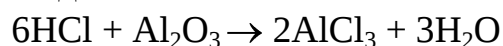
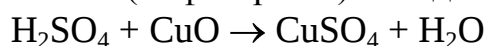
Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Ni, Pb, H, Cu, Ag, Hg, Pt, Au

3. *Кислоты-окислители* ($\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$ и HNO_3 любой концентрации) взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду активности металлов, как до водорода, так и после:

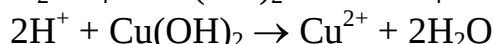
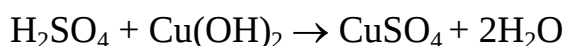
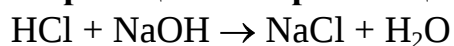


Продукты реакции зависят как от концентрации кислоты, так и от местоположения металла в ряду активности металлов.

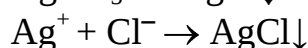
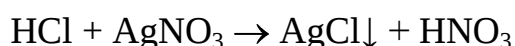
4. *Взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами:* кислота + основной (амфотерный) оксид → соль + вода

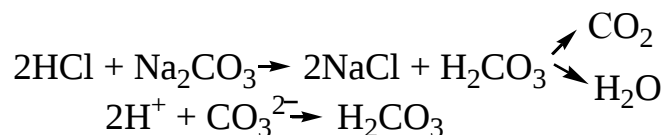


5. *Взаимодействуют с основаниями:* кислота + основание → соль + вода — **реакция нейтрализации**

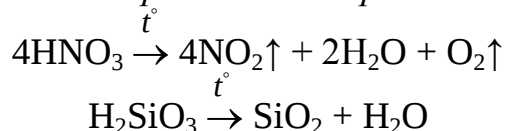


6. *Взаимодействуют с солями*, если образуется осадок или более слабая кислота: кислота + соль → новая кислота + новая соль





7. При нагревании некоторые кислоты разлагаются:



Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое кислота? Приведите примеры.
2. На какие группы делятся кислоты по основности? Приведите примеры.
3. Что такое бескислородные и кислородсодержащие кислоты? Приведите примеры.
4. На какие группы делятся кислоты по способности диссоциировать на ионы в водных растворах? Приведите примеры.
5. Какие физические свойства имеют кислоты?
6. Почему кислоты имеют общие свойства?
7. Какие химические свойства характерны для кислот? Подтвердите уравнениями соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах.
8. Что такое реакция нейтрализации? Приведите примеры.
9. Какие способы получения кислот Вы знаете? Напишите уравнения реакций и назовите полученные кислоты.

Упражнения для самостоятельной работы:

1. Выпишите формулы кислот, назовите их и рассчитайте относительную молекулярную массу: NaCl, HCl, KI, KOH, SO₃, H₂O, H₂SO₄, K₂SO₄, CuO, CuSO₄, H₃PO₄, H₂SiO₃.
2. Найдите ошибки: ортофосфорная кислота — H₃PO₄, серная — H₂SO₃, соляная — H₂CO₃, кремниевая — H₂SiO₃, фтороводородная — HF, азотная — HNO₂.
3. Классифицируйте следующие кислоты по способности диссоциировать на ионы в водных растворах (сильные и слабые электролиты) и приведите уравнения их диссоциации: HNO₃, HF, H₂SO₃, H₂SO₄, H₃PO₄, HI, HNO₂, HClO₄.
4. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:

а) H ₃ PO ₄ + KOH →	е) H ₃ PO ₄ + Zn →
б) HCl + Al →	ж) HCl + CuO →
в) H ₂ SO ₄ + Fe ₂ O ₃ →	з) H ₂ SO ₄ + BaCl ₂ →
г) HBr + Na ₂ SO ₃ →	и) HNO ₂ + Ba(OH) ₂ →
5. С какими из следующих веществ будет взаимодействовать:
 - а) соляная кислота: Cu, Fe₂O₃, SO₂, Mg(OH)₂, NaCl, NaOH, BaSO₄, MgO, Fe₂(SO₄)₃;

б) серная кислота (разб.): SO_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, BaCl_2 , CaO , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, P_2O_5 , Fe ?
Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.

Тест по теме «Кислоты»

1. Одноосновной кислотой является:
а) HBr ; б) H_2SO_4 ; в) H_3PO_4 ; г) H_2SO_3 .
2. Выберите слабую кислоту:
а) H_2SO_4 ; б) H_2S ; в) HNO_3 ; г) HI .
3. Выберите сильную кислоту:
а) H_2SO_3 ; б) H_2SiO_3 ; в) HNO_3 ; г) H_3PO_4 .
4. Трехосновной кислотой является:
а) сероводородная; в) кремниевая;
б) ортофосфорная; г) соляная.
5. Укажите название кислоты, которой соответствуют следующие характеристики: кислородсодержащая, одноосновная, сильная:
а) плавиковая; в) азотная;
б) серная; г) уксусная.
6. Какая кислота получается при растворении в воде CO_2 :
а) CH_3COOH ; б) H_2CO_3 ; в) HCN ; г) HCOOH ?
7. С разбавленной серной кислотой взаимодействует металл:
а) Al ; б) Au ; в) Ag ; г) Cu .
8. В какой цвет окрашивается метиловый оранжевый в растворе H_2SO_4 :
а) оранжевый; в) желтый;
б) красный; г) малиновый?
9. С каким веществом взаимодействует соляная кислота:
а) CO_2 ; б) CO ; в) MgO ; г) SO_3 ?
10. Разбавленная H_2SO_4 взаимодействует с каждым из двух веществ:
а) Mg , Hg ; в) ZnO , SO_3 ;
б) Na_2SO_4 , BaCl_2 ; г) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Ответы: 1. а. 2. б. 3. в. 4. б. 5. в. 6. б. 7. а. 8. б. 9. в. 10. г.

ТЕМА 5.

ОСНОВАНИЯ. КЛАССИФИКАЦИЯ. НОМЕНКЛАТУРА. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Основания — сложные вещества, состоящие из атомов металла и одной или нескольких гидроксильных групп –ОН. К основаниям также относят NH_4OH — гидроксид аммония.

Основания — это электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы: OH^- .

Классификация

1. По числу гидроксильных групп в молекуле:

— *однокислотные*, молекулы которых содержат одну гидроксильную группу: NaOH , LiOH , KOH , NH_4OH и др.;

— *многокислотные*, молекулы которых содержат больше одной гидроксильной группы: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и др.

2. По растворимости в воде:

— *растворимые* — образованы щелочным или щелочноземельным металлом и гидроксильными группами: NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и др. — *щелочи* и NH_4OH ;

— *нерастворимые* — все остальные: $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и др.

3. По способности диссоциировать в водных растворах на ионы:

— *сильные электролиты*: щелочи;

— *слабые электролиты*: все остальные.

Номенклатура

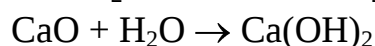
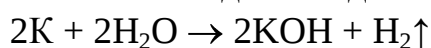
Название основания состоит из названия металла (с указанием степени окисления, если переменная) и слова «гидроксид». Степень окисления указывается римскими цифрами в скобках после названия металла.

Например: NaOH — натрий гидроксид; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — кальций гидроксид; $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — железо (II) гидроксид.

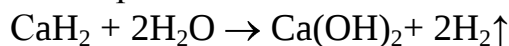
Получение

Щелочей:

1. Взаимодействием щелочных (Li, Na, K, Rb, Cs) и щелочноземельных (Ca, Sr, Ba) металлов или их оксидов с водой:

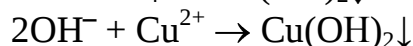
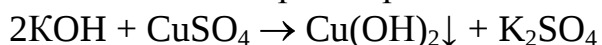


2. Взаимодействием гидридов с водой:



Нерастворимых оснований:

1. Взаимодействием щелочей с растворами солей:



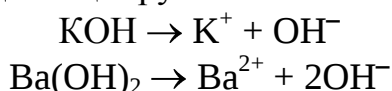
Физические свойства

Все неорганические основания — твердые вещества (кроме NH_4OH).
Основания имеют разный цвет: KOH — белого цвета, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — голубой, $\text{Ni}(\text{OH})_2$ — зеленый.

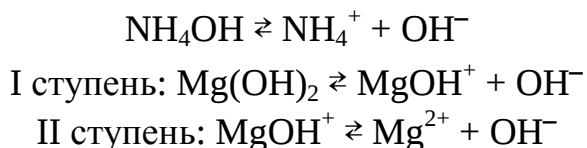
Химические свойства

Общие свойства оснований объясняются наличием в их растворах OH^- , которые образуются в результате электролитической диссоциации молекул оснований.

Сильные основания диссоциируют полностью и необратимо:



Слабые основания диссоциируют частично и обратимо, многокислотные — в несколько ступеней. Диссоциация протекает преимущественно по I ступени.

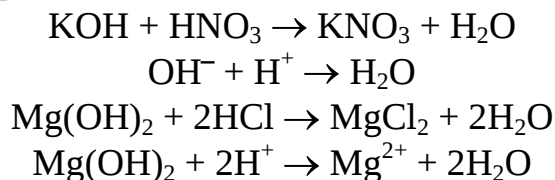


1. *Водные растворы щелочей изменяют окраску индикаторов* (таблица 3).

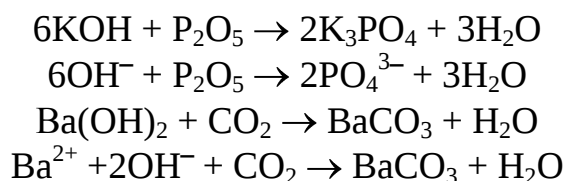
Таблица 3 — Изменение цвета индикаторов в растворах щелочей

Индикатор	Цвет индикатора	Цвет индикатора в растворе щелочи (pH>7)
Лакмус	Фиолетовый	Синий
Фенолфталеин	Бесцветный	Малиновый
Метилоранж	Оранжевый	Желтый

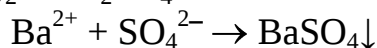
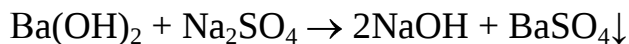
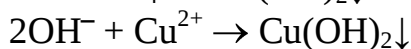
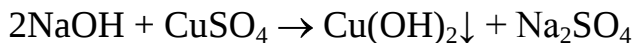
2. *Взаимодействуют с кислотами*: основание + кислота → соль + вода — **реакция нейтрализации**



3. *Щелочи взаимодействуют с кислотными оксидами*: щелочь + кислотный оксид → соль + вода

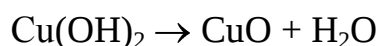


4. Щелочи взаимодействуют с растворимыми в воде солями, если образуется осадок: щелочь + соль → новое основание + новая соль

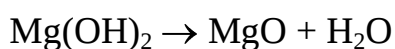


5. Нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются: нерастворимое основание → основной оксид + вода

t°



t°



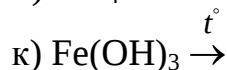
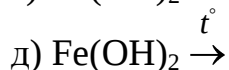
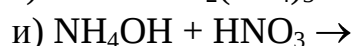
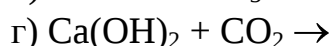
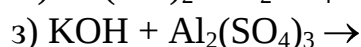
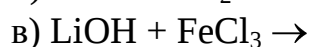
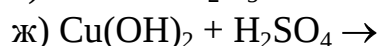
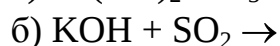
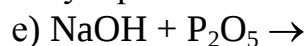
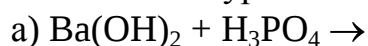
Вопросы для самоконтроля:

1. Что определяет кислотность оснований?
2. На какие группы делятся основания по кислотности? Приведите примеры.
3. На какие группы делятся основания по растворимости в воде? Приведите примеры.
4. На какие группы делятся основания по способности диссоциировать на ионы в водных растворах? Приведите примеры.
5. Почему основания имеют общие свойства?
6. Какие химические свойства характерны для оснований? Подтвердите уравнениями соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах.
7. Что такое реакция нейтрализации. Приведите примеры.
8. Какими способами получают основания?

Упражнения для самостоятельной работы:

1. Напишите названия следующих оснований: Mg(OH)_2 , KOH , Ni(OH)_2 , Cu(OH)_2 , Hg(OH)_2 , Ca(OH)_2 , LiOH , Mn(OH)_2 .
2. Среди следующих соединений найдите основания и назовите их: HNO_2 , NaOH , HCl , Cr(OH)_2 , NaHCO_3 , P_2O_5 , CH_3COOH , Mn_2O_7 , Cd(OH)_2 , $\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$, Fe(OH)_2 .
3. Классифицируйте следующие основания по способности диссоциировать на ионы в водных растворах (сильные и слабые электролиты) и приведите уравнения их диссоциации: Ba(OH)_2 , Mn(OH)_2 , NaOH , Co(OH)_2 , Ca(OH)_2 , NH_4OH , Cu(OH)_2 , LiOH .

4. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:



5. С какими из следующих веществ будет реагировать:

а) калий гидроксид: H_2SO_4 , NaCl , SO_3 , NaOH , BaSO_4 , MgO , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$;

б) барий гидроксид: SO_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, P_2O_5 , CaO , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, CaCO_3 , HNO_2 ?

Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.

Тест по теме «Основания»

1. В каком ряду приведены формулы только оснований:

а) $\text{Mg}(\text{OH})_2$, CuO , $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$;

б) AlBr_3 , BaO , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, MnO_3 ;

в) Fe_2O_3 , NaOH , ZnO , KOH ;

г) LiOH , KOH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, NH_4OH ?

2. В каком ряду приведены формулы только растворимых оснований:

а) $\text{Mg}(\text{OH})_2$, NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$;

б) NH_4OH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, LiOH ;

в) $\text{Co}(\text{OH})_2$, NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, KOH ;

г) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, KOH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, NaOH ?

3. В каком ряду приведены формулы только сильных электролитов:

а) LiOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$;

б) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, KOH , $\text{Mn}(\text{OH})_2$, NaOH ;

в) NH_4OH , NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, KOH ;

г) NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, LiOH ?

4. При взаимодействии каких двух веществ происходит реакция нейтрализации:

а) $\text{NaOH} + \text{FeCl}_2$;

в) $\text{KOH} + \text{SO}_3$;

б) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl}$;

г) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HNO}_3$?

5. В каких случаях между растворами щелочей и солей происходит реакция:

а) $\text{LiOH} + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$;

в) $\text{KOH} + \text{CuSO}_4$;

б) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{NaCl}$;

г) $\text{NaOH} + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$?

6. При взаимодействии каких двух веществ происходит реакция:

а) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3$;

в) $\text{KOH} + \text{CuO}$;

б) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$;

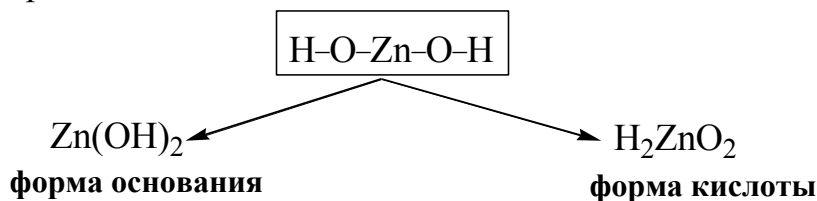
г) $\text{NaOH} + \text{Al}(\text{NO}_3)_3$?

7. С какими из веществ будет взаимодействовать натрий гидроксид:
 а) H_2S ; б) CO ; в) KNO_3 ; г) P_2O_5 ?
8. С какими из веществ будет взаимодействовать калий гидроксид:
 а) MgBr_2 ; б) HNO_3 ; в) BaO ; г) Na_2SO_4 ?
9. С какими из веществ будет взаимодействовать барий гидроксид:
 а) H_3PO_4 ; б) KOH ; в) SO_3 ; г) Na_2SO_4 ?
10. Какое из оснований будет разлагаться при нагревании с образованием основного оксида и воды:
 а) NaOH ; б) Ba(OH)_2 ; в) Fe(OH)_2 ; г) NH_4OH ?
- Ответы:** 1. г. 2. б. 3. г. 4. б, г. 5. а, в. 6. а, б, г. 7. а, г. 8. а, б. 9. а, в. 10. в.

ТЕМА 6. АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ

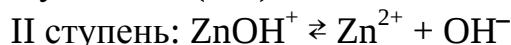
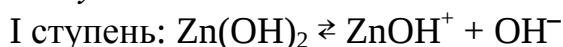
Амфотерные гидроксиды — сложные вещества, проявляющие свойства как кислот, так и оснований. Поэтому формула любого амфотерного гидроксида может быть записана и в форме основания, и в форме кислоты.

Например:

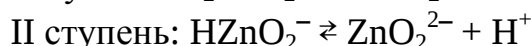
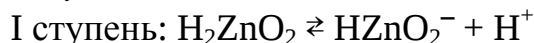


Амфотерные гидроксиды — это слабые электролиты, которые при диссоциации образуют одновременно катионы водорода H^+ и гидроксид-анионы OH^- , т. е. диссоциируют по типу кислоты и по типу основания.

Диссоциация по типу основания:



Диссоциация по типу кислоты:



Как все слабые электролиты, амфотерные гидроксиды диссоциируют частично, обратимо и ступенчато. Диссоциация протекает преимущественно по I ступени.

Чаще всего амфотерные гидроксиды содержат в своем составе атомы металлов в степени окисления +3, +4, например, Al(OH)_3 , Cr(OH)_3 , Pb(OH)_4 . Кроме того, к амфотерным также относят следующие соединения, содержащие атомы металлов в степени окисления +2: **Be(OH)_2 , Zn(OH)_2 , Pb(OH)_2 , Sn(OH)_2 .**

Номенклатура

Каждому амфотерному гидроксиду можно дать название как основанию и как кислоте.

Например,

цинк гидроксид: $\text{Zn}(\text{OH})_2 \equiv$ цинковая кислота: H_2ZnO_2

алюминий гидроксид: $\text{Al}(\text{OH})_3 \equiv$ ортоалюминиевая кислота: H_3AlO_3

$\equiv$ метаалюминиевая кислота: HAlO_2

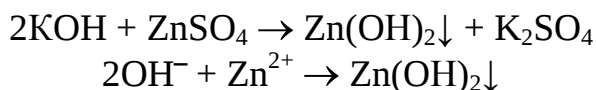
хром (III) гидроксид: $\text{Cr}(\text{OH})_3 \equiv$ ортохромистая кислота: H_3CrO_3

$\equiv$ метахромистая кислота: HCrO_2

Примечание: метаформы кислот образуются в результате отщепления воды от ортоформ кислот.

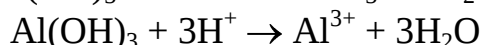
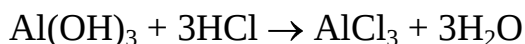
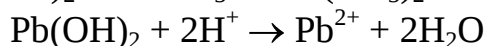
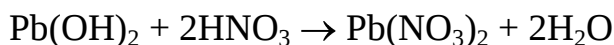
Получение

Взаимодействием щелочей с растворами солей:



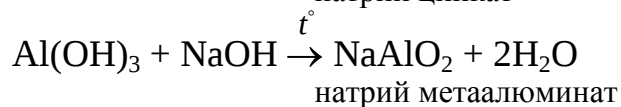
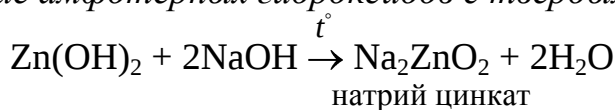
Химические свойства

1. *Взаимодействуют с кислотами (как основания):* амфотерный гидроксид + кислота $\rightarrow$ соль + вода

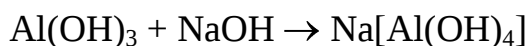
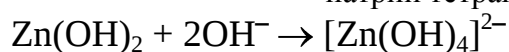
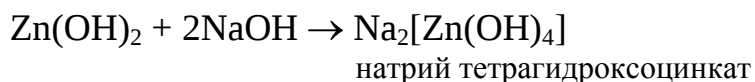


2. *Взаимодействуют со щелочами (как кислоты):* амфотерный гидроксид + щелочь $\rightarrow$ соль + вода

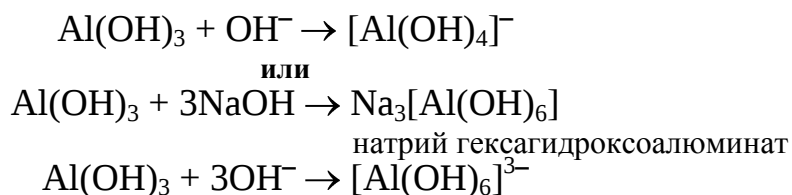
2.1. *Сплавление амфотерных гидроксидов с твердыми щелочами:*



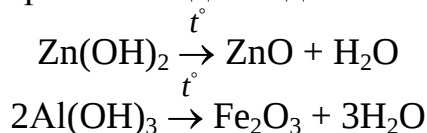
2.2. *Взаимодействие амфотерных гидроксидов с растворами щелочей:*



натрий тетрагидроксоалюминат



3. Амфотерные гидроксиды при нагревании разлагаются: амфотерный гидроксид $\rightarrow$ амфотерный оксид + вода



Вопросы для самоконтроля:

1. Приведите примеры амфотерных гидроксидов.
2. Что такое амфотерные гидроксиды с точки зрения теории электролитической диссоциации?
3. Как амфотерные гидроксиды взаимодействуют с кислотами? Подтвердите уравнениями соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах.
4. Как амфотерные гидроксиды взаимодействуют со щелочами? Подтвердите уравнениями соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах.
5. Приведите примеры реакций разложения амфотерных гидроксидов при нагревании.

Упражнения для самостоятельной работы:

1. Напишите формулы следующих амфотерных гидроксидов в форме кислот и определите заряд кислотных остатков в этих кислотах: Cr(OH)_3 , Sn(OH)_2 , Sb(OH)_3 , Pb(OH)_2 , Be(OH)_2 .
2. Какие из следующих электролитов образуют при диссоциации одновременно ионы водорода и гидроксид-ионы: LiOH , CoOHCl_2 , Cr(OH)_3 , Sn(OH)_2 , $\text{Cu(HSO}_3)_2$, Pb(OH)_2 ? Докажите это, написав уравнения электролитической диссоциации.
3. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:

а) $\text{Sn(OH)}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$	д) $\text{Sn(OH)}_2 + \text{KOH (p-p)} \xrightarrow{t^\circ}$
б) $\text{Sn(OH)}_2 \xrightarrow{t^\circ}$	е) $\text{Sn(OH)}_2 + \text{KOH (тв.)} \xrightarrow{t^\circ}$
в) $\text{Al(OH)}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	ж) $\text{Al(OH)}_3 + \text{NaOH (p-p)} \rightarrow$
г) $\text{Al(OH)}_3 \xrightarrow{t^\circ}$	з) $\text{Cr(OH)}_3 + \text{NaOH (p-p)} \rightarrow$
4. С какими из следующих веществ будет реагировать:
 - а) цинк гидроксид: HNO_3 , NaCl , KOH , BaSO_4 , HCl , Ba(OH)_2 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$;
 - б) алюминий гидроксид: K_2SO_3 , H_2SO_4 , LiOH , Mg(OH)_2 , CaCO_3 , Ba(OH)_2 , HBr . Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.

5. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций следующих превращений:



Тест по теме «Амфотерные гидроксиды»

1. Укажите формулы амфотерных гидроксидов:

- а) $\text{Cr}(\text{OH})_2$; б) $\text{Cr}(\text{OH})_3$; в) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; г) $\text{Pb}(\text{OH})_2$.

2. В каком ряду приведены формулы только амфотерных гидроксидов:

- а) NH_4OH , $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$;
б) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Be}(\text{OH})_2$;
в) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$;
г) $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$?

3. Какие из следующих электролитов образуют при диссоциации в водных растворах одновременно ионы водорода и гидроксид-ионы:

- а) CoOHCl_2 ; б) $\text{Sn}(\text{OH})_2$; в) $\text{Mg}(\text{OH})_2$; г) $\text{Al}(\text{OH})_3$?

4. Выберите верные утверждения для соединения $\text{Sn}(\text{OH})_2$:

- а) является амфотерным гидроксидом;
б) является сильным электролитом, который при диссоциации образует только один вид ионов — гидроксид-ионы OH^- ;
в) является слабым электролитом, диссоциирует ступенчато с образованием одновременно катионов водорода H^+ и гидроксид-анионов OH^- ;
г) взаимодействует с растворами кислот и щелочей.

5. Алюминий гидроксид проявляет кислотные свойства, реагируя с:

- а) соляной кислотой; б) калий гидроксидом;
в) серной кислотой; г) барий гидроксидом?

6. Цинк гидроксид проявляет основные свойства, реагируя с:

- а) азотной кислотой; б) натрий гидроксидом;
в) серной кислотой; г) соляной кислотой?

7. При взаимодействии каких двух веществ происходит реакция:

- а) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$; б) $\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{KOH}$;
в) $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$; г) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Al}(\text{NO}_3)_3$?

8. С какими из веществ будет взаимодействовать свинец (II) гидроксид:

- а) H_2SO_4 ; б) CO ; в) KNO_3 ; г) KOH ?

9. С какими из веществ будет взаимодействовать хром (III) гидроксид:

- а) HNO_3 ; б) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; в) H_2O ; г) HI ?

10. Какие вещества будут разлагаться при нагревании с образованием амфотерного оксида и воды:

- а) $\text{Sn}(\text{OH})_2$; б) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; в) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; г) $\text{Al}(\text{OH})_3$?

Ответы: 1. б, г. 2. г. 3. б, г. 4. а, в, г. 5. б, г. 6. а, в, г. 7. б, в. 8. а, г. 9. а, б, г. 10. а, г.

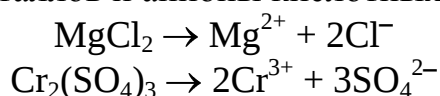
ТЕМА 7.

СОЛИ. КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА. СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Классификация

- Средние: K_3PO_4 ; $CaCO_3$; $Al_2(SO_4)_3$.
- Кислые: $NaHSO_3$; KH_2PO_4 .
- Основные: $Cu(OH)NO_3$; $Al(OH)_2Cl$.
- Комплексные: $[Ag(NH_3)_2]NO_3$; $Na_3[Al(OH)_6]$.

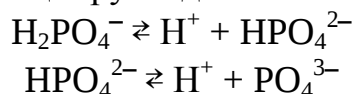
Средние соли — это сильные электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков:



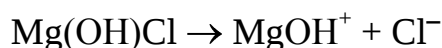
Кислые соли — это сильные электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов и сложные анионы (состоят из атомов водорода и кислотного остатка):



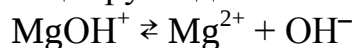
Сложные анионы диссоциируют далее частично и обратимо:



Основные соли — это сильные электролиты, при диссоциации которых образуются сложные катионы (состоят из атомов металлов и гидроксогрупп) и анионы кислотных остатков:



Сложные катионы диссоциируют далее частично и обратимо:



Номенклатура

Название *средней соли* состоит из названия металла (с указанием степени окисления, если переменная) и названия кислотного остатка. Степень окисления указывается римскими цифрами в скобках после названия металла. Названия кислотных остатков приведены в таблице 1 в теме «Кислоты. Классификация. Номенклатура. Химические свойства».

Например:

K_3PO_4 — калий ортофосфат; $Fe_2(SO_4)_3$ — железо (III) сульфат.

Название *кислой соли* состоит из названия металла (с указанием степени окисления, если переменная), приставки **гидро-** и названия кислотного остатка.

Например:

$NaHCO_3$ — натрий **гидрокарбонат**; KH_2PO_4 — калий **дигидроортофосфат**; $Fe(HSO_4)_3$ — железо (III) **гидросульфат**.

Название *основной соли* состоит из названия металла (с указанием степени окисления, если переменная), приставки **гидроксо-** и названия кислотного остатка.

Например:

Mg(OH)NO₃ — магний **гидроксонитрат**; Fe(OH)₂Cl — железо (III) **дигидроксохлорид**; (CuOH)₂SO₄ — медь (II) **гидроксосульфат**.

Номенклатура *комплексных солей* будет рассмотрена в теме «Комплексные соединения».

Физические свойства

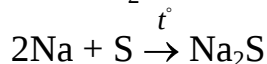
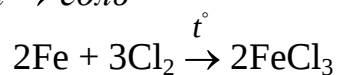
Кристаллическая решетка солей — ионного типа, поэтому все соли — твердые вещества, с высокими температурами плавления.

Соли могут быть растворимыми, малорастворимыми и практически нерастворимыми в воде. Кислые соли растворяются лучше, а основные — хуже соответствующих средних солей.

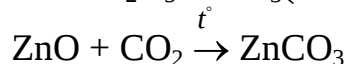
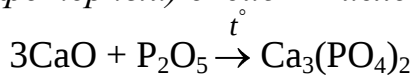
Окраска солей различна: AgCl, CaSO₄ — белая, CuS, FeS — черная, KMnO₄ — темно-фиолетовая, CuSO₄·5H₂O — голубая и т. д.

Получение средних солей

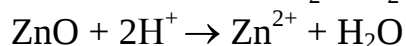
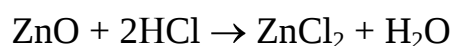
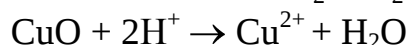
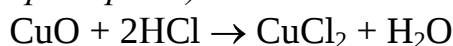
1. *Металл + неметалл → соль*



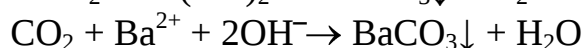
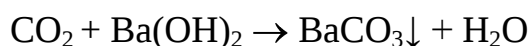
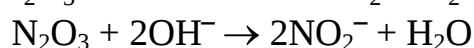
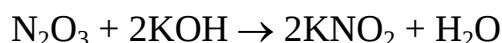
2. *Основной (или амфотерный) оксид + кислотный оксид → соль*



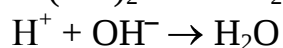
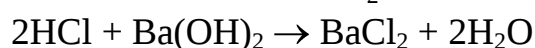
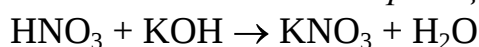
3. *Основной (или амфотерный) оксид + кислота → соль + вода*



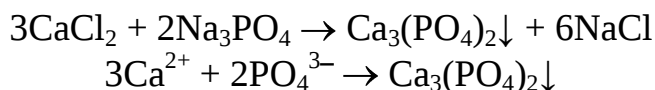
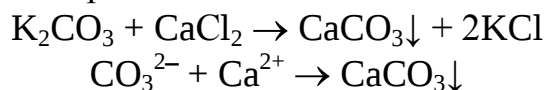
4. *Кислотный оксид + основание → соль + вода*



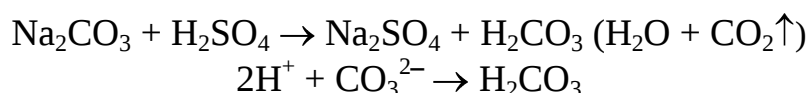
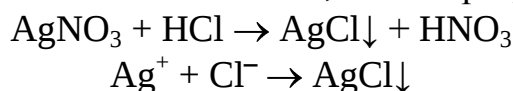
5. *Кислота + основание → соль + вода — реакция нейтрализации*



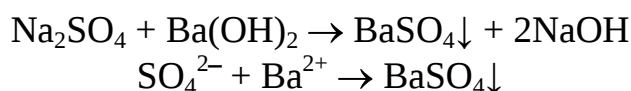
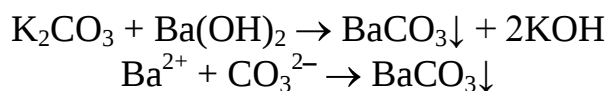
6. *Соль 1 + соль 2 → соль 3 + соль 4*, если образуется осадок и взаимодействующие соли растворимы в воде:



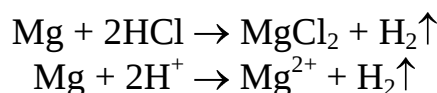
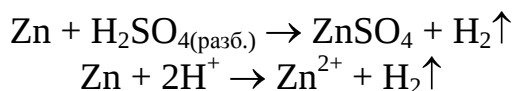
7. *Соль + кислота → соль + кислота*, если образуется осадок или газ:



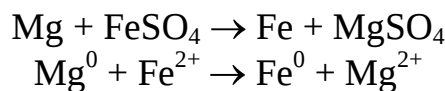
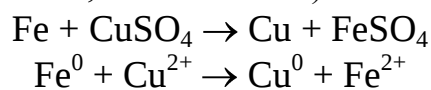
8. *Соль + растворимое основание → соль + основание*, если образуется осадок:



9. *Металл, стоящий до водорода в ряду активности металлов + кислота → соль + водород*

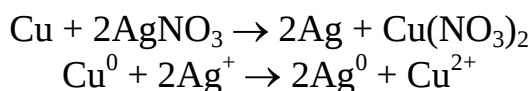


10. *Металл 1 + раствор соли 1 → металл 2 + раствор соли 2* (металл 1 должен быть более активным, чем металл 2)

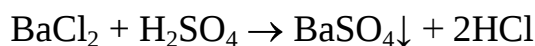


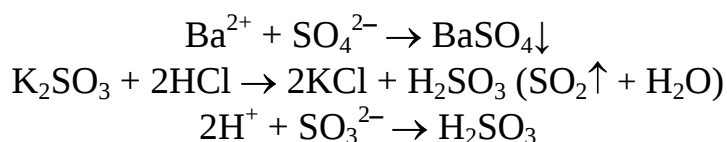
Химические свойства средних солей

1. *Взаимодействуют с металлами*: более активный металл вытесняет из раствора соли менее активный

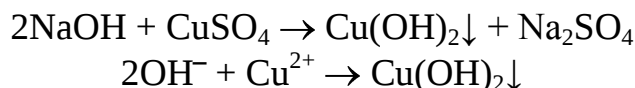


2. *Взаимодействуют с кислотами*, если образуется осадок или газ:
соль + кислота → новая соль + новая кислота

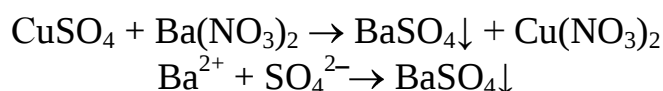




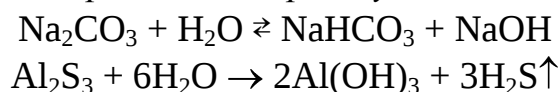
3. *Взаимодействуют со щелочами*, если образуется осадок: соль + щелочь → новая соль + новое основание



4. *Взаимодействуют с солями*, если образуется осадок: соль 1 + соль 2 → соль 3 + соль 4



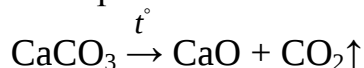
5. *Многие соли подвергаются гидролизу*:



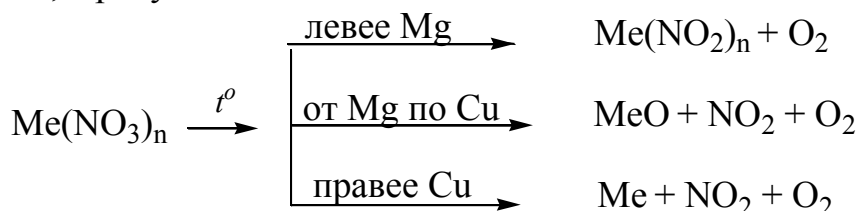
Реакции гидролиза различных типов солей будут подробно рассмотрены в теме «Гидролиз солей».

6. *Некоторые соли разлагаются при нагревании*:

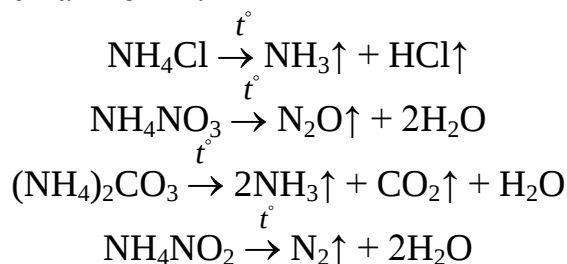
Нерастворимые карбонаты разлагаются на соответствующие оксиды:



Разложение нитратов протекает согласно положению металла, образующего соль, в ряду активностей металлов:



Разложение солей аммония:



Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое средние, кислые, основные соли с точки зрения ТЭД? Приведите примеры диссоциации солей разного типа.

2. Составьте формулы следующих солей: калий нитрит, натрий гидросульфат, кальций карбонат, магний гидроксонитрат, железо (III) сульфат, калий дигидроортофосфат, барий сульфид.

3. Назовите основные способы получения средних солей.
4. Какие химические свойства характерны для средних солей? Подтвердите уравнениями соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах.

Задания для самостоятельной работы:

1. Выпишите формулы средних, кислых и основных солей и дайте им названия: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, KHCO_3 , NaCl , K_3PO_4 , NaHSO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})\text{NO}_3$, H_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{HS})_2$, H_2CO_3 , Na_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})\text{Br}$, H_2SiO_3 , CuCl_2 .

2. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:

- | | |
|---|--|
| а) $\text{MgCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ | д) $\text{ZnSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$ |
| б) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ | е) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ |
| в) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ | ж) $\text{Zn} + \text{CuCl}_2 \rightarrow$ |
| г) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | з) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ |

3. Напишите уравнения реакций разложения следующих нитратов:

- | | | | |
|--|---|---|--|
| а) $\text{NaNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow$ | б) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow$ | в) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow$ | г) $\text{AgNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow$ |
|--|---|---|--|

4. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:

- а) $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$;
б) $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$.

Тест по теме «Соли»

1. Укажите формулу алюминий сульфата:
а) $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$; б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; в) $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$; г) Al_2S_3 .
2. Какая формула отвечает кальций гидросульфиду:
а) $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$; б) $\text{Ca}(\text{HS})_2$; в) $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$; г) $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$?
3. Формулы только основных солей указаны в ряду:
а) KHCO_3 , $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$;
б) CuCl_2 , NaHSO_3 , AlOHCl_2 ;
в) $\text{Zn}(\text{OH})\text{NO}_3$, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$;
г) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, ZnS , FeOHCl .
4. Соли, в водных растворах которых находятся катионы металлов, катионы водорода и анионы кислотного остатка, называются:
а) средними; б) двойными; в) основными; г) кислыми.
5. Кальций нитрат можно получить при взаимодействии:
а) кальций оксида и барий нитрата;
б) кальций карбоната и калий нитрата;
в) кальций гидроксида и азотной кислоты;
г) кальций фосфата и натрий нитрата.

6. С каким из веществ может взаимодействовать NaCl:
а) KNO_3 ; б) H_3PO_4 ; в) AgNO_3 ; г) CO ?
7. Раствор медь (II) сульфата реагирует с:
а) Ag; б) Hg; в) Zn; г) S.
8. В какой реакции не может получиться кислая соль:
а) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$ б) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
в) $\text{Na}_2\text{O} + \text{HCl} \rightarrow$ г) $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow ?$
9. Растворы каких двух солей взаимодействуют друг с другом:
а) Na_2SO_4 и KCl ; б) Na_2SO_4 и $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$;
в) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2CO_3 ; г) NaCl и KBr ?
10. В схеме превращений $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{X}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$ веществами X_1 и X_2 могут быть соответственно:
а) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, Fe_2O_3 ; б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, Fe_2O_3 ;
в) FePO_4 , Fe_3O_4 ; г) $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
- Ответы:** 1. б. 2. б. 3. в. 4. г. 5. в. 6. в. 7. в. 8. в. 9. б, в. 10. г.

ТЕМА 8. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролиз соли — это химическое взаимодействие ионов соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита.

Гидролизу подвергаются:

- 1) растворимые в воде соли;
- 2) соли, образованные:

- катионом слабого основания и анионом сильной кислоты;
- катионом сильного основания и анионом слабой кислоты;
- катионом слабого основания и анионом слабой кислоты.

Для большинства солей гидролиз — процесс обратимый и для многозарядных ионов протекает ступенчато.

Гидролиз соли можно усилить:

- нагреванием раствора;
- разбавлением раствора.

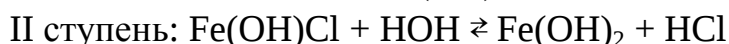
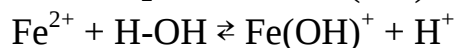
Гидролизу не подвергаются:

- 1) нерастворимые в воде соли — CaCO_3 , $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ и т. д.;
- 2) соли, образованные катионом сильного основания и анионом сильной кислоты — KBr , NaCl , NaNO_3 и т. д. — в этом случае слабый электролит не образуется, реакция среды остается нейтральной.

Примеры гидролиза солей

1. Соли, образованные катионом слабого основания и анионом сильной кислоты — FeCl_2 , NH_4Cl , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ и т.д. — подвергаются гидролизу по катиону. Растворы таких солей имеют кислую реакцию среды ($\text{pH} < 7$).

Например: гидролиз железа (II) хлорида включает две ступени:

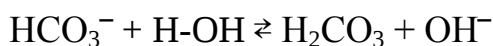
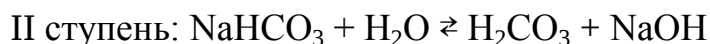
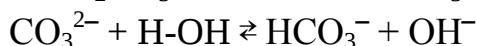


$\text{pH} < 7$, кислая среда

Гидролиз по второй ступени протекает в значительно меньшей степени, чем по первой ступени.

2. Соли, образованные катионом сильного основания и анионом слабой кислоты — KClO , K_2SiO_3 , Na_2CO_3 , CH_3COONa и т. д. — подвергаются гидролизу по аниону. Растворы таких солей имеют щелочную реакцию среды ($\text{pH} > 7$).

Например: гидролиз натрия карбоната включает две ступени:

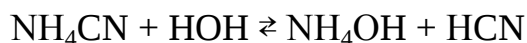


$\text{pH} > 7$, щелочная среда

Гидролиз по второй ступени протекает в значительно меньшей степени, чем по первой ступени.

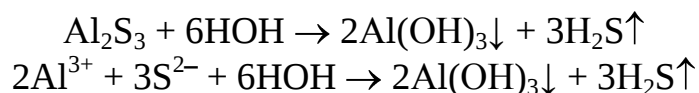
3. Соли, образованные катионом слабого основания и анионом слабой кислоты — $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, NH_4CN , NH_4NO_2 и т. д. — подвергаются гидролизу по катиону и по аниону одновременно. Реакция среды в растворе таких солей может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной и зависит от силы образующихся в результате гидролиза кислоты и основания. Мерой силы кислоты и основания является константа диссоциации соответствующего слабого электролита.

Например: гидролиз аммоний цианида:



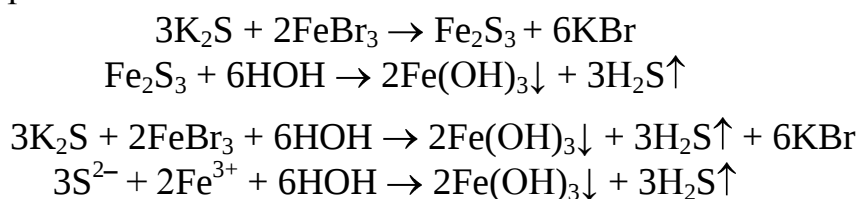
Необратимому гидролизу подвергаются соли, образованные катионом слабого основания и анионом слабой нерастворимой или летучей кислоты — $(\text{NH}_4)_2\text{SiO}_3$, Al_2S_3 , $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ и др. Такие соединения не могут существовать в растворе, в таблице растворимости стоит прочерк.

Например:



Необратимый (полный) гидролиз является причиной того, что в результате обменных реакций между водными растворами некоторых солей не всегда образуются две новые соли. Одна из этих солей может подвергаться необратимому гидролизу с образованием соответствующего слабого основания и слабой летучей (нерастворимой) кислоты.

Например:



Вопросы для самоконтроля:

1. Что называется гидролизом соли?
2. Какие соли подвергаются гидролизу? Приведите примеры.
3. Какие соли не подвергаются гидролизу? Приведите примеры.
4. Какие соли гидролизуются по аниону? Почему? Приведите примеры таких солей. Какова реакция среды в водных растворах этих солей?
5. Какие соли гидролизуются по катиону? Почему? Приведите примеры таких солей. Какова реакция среды в водных растворах этих солей?
6. Какие соли гидролизуются и по катиону, и по аниону? Приведите примеры таких солей. Какова реакция среды в водных растворах этих солей?
7. Для каких солей гидролиз протекает необратимо? Приведите примеры таких солей.

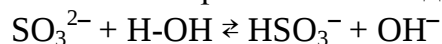
Упражнения для самостоятельной работы:

1. Составьте молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза следующих солей: а) Na_2SO_3 ; б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

Пример решения:

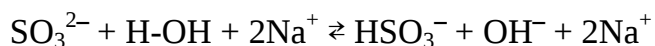
а) Na_2SO_3 — растворимая в воде соль, содержит анион слабой двухосновной кислоты H_2SO_3 , значит гидролизуеться по аниону. Заряд сульфит-иона равен 2^- , поэтому гидролиз соли включает две степени.

Первая степень гидролиза — это обратимое взаимодействие иона SO_3^{2-} с водой:

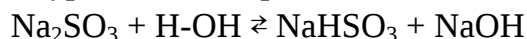


Реакция среды в растворе становится щелочной, т.к. в нем накапливаются ионы OH^- .

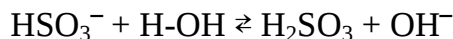
Составим полное ионное уравнение, добавив в его правую и левую части ионы натрия:



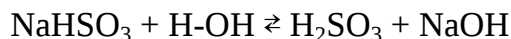
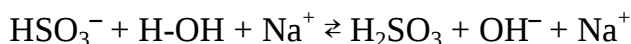
Тогда молекулярное уравнение гидролиза:



Вторая ступень — гидролизу подвергается кислая соль NaHSO_3 — натрий гидросульфит. Теперь с водой взаимодействует анион HSO_3^- :



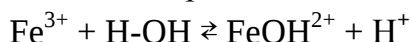
Допишем ионы натрия в левую и правую части уравнения — получим полное ионное, а затем представим молекулярное уравнение второй ступени гидролиза:



Вывод: реакция среды в растворах солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой, является щелочной.

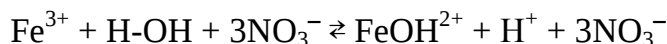
б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ — растворимая в воде соль, содержит катион слабого трехкислотного основания $\text{Fe}(\text{OH})_3$, значит гидролизуеться по катиону. Заряд катиона железа равен 3^+ , поэтому гидролиз соли протекает по трем ступеням.

Первая ступень гидролиза — это обратимое взаимодействие Fe^{3+} с водой:

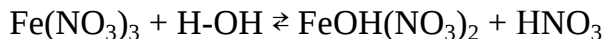


Реакция среды в растворе становится кислой, т. к. в нем накапливаются ионы H^+ .

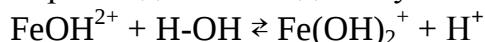
Составим полное ионное уравнение, добавив в его правую и левую части ионы NO_3^- :



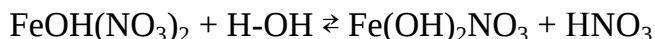
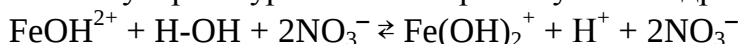
Тогда молекулярное уравнение гидролиза:



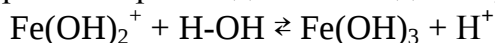
Вторая ступень — гидролизу подвергается основная соль $\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$ — железо (III) гидроксонитрат. Теперь с водой взаимодействует катион FeOH^{2+} :



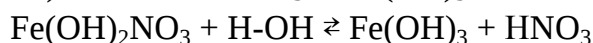
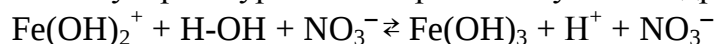
Допишем ионы NO_3^- в левую и правую части уравнения — получим полное ионное, а затем и молекулярное уравнение второй ступени гидролиза:



Третья ступень — гидролизу подвергается основная соль $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ — железо (III) дигидроксонитрат. Теперь с водой взаимодействует катион $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$:



Допишем ионы NO_3^- в левую и правую части уравнения — получим полное ионное, а затем и молекулярное уравнение третьей ступени гидролиза:



Вывод: реакция среды в растворах солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой, является кислой.

2. Выберите соли, которые подвергаются гидролизу: NaBr , K_2CO_3 , CH_3COONa , CaCO_3 , MgSO_4 , FeCl_3 . Составьте молекулярные и молекулярно-ионные уравнения их гидролиза. Укажите реакцию среды.

3. Составьте молекулярные уравнения гидролиза на основании сокращенных ионных:

- а) $\text{Cr}^{3+} + \text{H-OH} \rightleftharpoons \text{CrOH}^{2+} + \text{H}^+$; в) $\text{NO}_2^- + \text{H-OH} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$;
б) $\text{Fe}^{2+} + \text{H-OH} \rightleftharpoons \text{FeOH}^+ + \text{H}^+$; г) $\text{S}^{2-} + \text{H-OH} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$.

Тест по теме «Гидролиз солей»

1. Вещество, формула которого ZnCl_2 , является солью:
а) сильного основания и сильной кислоты;
б) сильного основания и слабой кислоты;
в) слабого основания и сильной кислоты;
г) слабого основания и слабой кислоты.
2. Вещество, формула которого K_2SO_3 , является солью:
а) сильного основания и сильной кислоты;
б) сильного основания и слабой кислоты;
в) слабого основания и сильной кислоты;
г) слабого основания и слабой кислоты.
3. В водном растворе какой соли среда — щелочная:
а) NH_4Cl ; б) BaSO_4 ; в) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$; г) K_2SO_3 .
4. В водных растворах **не** подвергается гидролизу соль:
а) Na_2SO_4 ; б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; в) Na_2S ; г) CuSO_4 .
5. Щелочную реакцию среды имеет раствор соли:
а) калий сульфата; б) натрий силиката;
в) цинк хлорида; г) аммоний нитрата.
6. Нейтральная реакция среды в растворе:
а) K_2S ; б) NaNO_3 ; в) KF ; г) CH_3COONa .
7. Кислую реакцию среды имеет водный раствор:
а) медь (II) нитрата; б) барий нитрата;
в) калий ацетата; г) натрий карбоната.
8. Какая из солей в водном растворе подвергается необратимому гидролизу:
а) MgCl_2 ; б) Al_2S_3 ; в) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; г) Na_2SO_4 ?
9. Нейтральную реакцию среды имеет раствор каждой из двух солей:
а) NaNO_3 и ZnSO_4 ; б) MnCl_2 и $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$;
в) KNO_3 и K_2SO_4 ; г) CuCl_2 и AgNO_3 .
10. Гидролизу по аниону подвергается соль:
а) BaBr_2 ; б) KNO_3 ; в) NH_4Cl ; г) Na_3PO_4 .

Ответы: 1. в. 2. б. 3. г. 4. а. 5. б. 6. б. 7. а. 8. б. 9. в. 10. г.

ТЕМА 9. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Строение комплексных соединений

Основы теории строения комплексных соединений (КС) были разработаны швейцарским химиком А. Вернером в 1893 г. Строение комплексного соединения — тетраамминмедь (II) сульфата — представлено на рисунке 4.

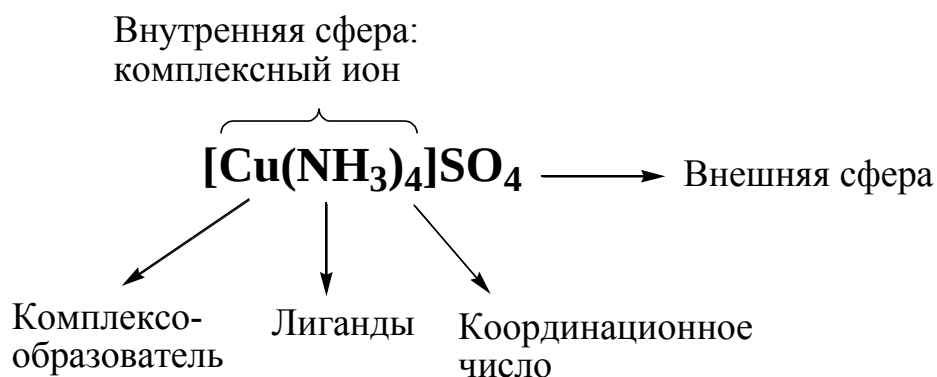


Рисунок 4 — Строение комплексных соединений

Согласно теории А. Вернера, в центре молекулы КС находится **ком-плексообразователь** — чаще всего ион металла d-элемента. Вокруг иона-комплексообразователя расположены противоположно заряженные ионы или нейтральные молекулы — **лиганды**. Ион-комплексообразователь и лиганды составляют **внутреннюю сферу** КС, которую обозначают квадратными скобками.

Число связей, которые комплексообразователь образует с лигандами, называется **координационным числом**.

Координационное число зависит от степени окисления комплексообразователя, его природы, условий образования комплексов. Взаимосвязь между степенью окисления комплексообразователя и его координационным числом представлена в таблице 4.

Таблица 4 — Координационные числа комплексообразователей в зависимости от их степени окисления

Степень окисления	+1	+2	+3	+4
Координационное число	2	4, 6	4, 6	6, 8

В зависимости от знака электрического заряда внутренней сферы различают следующие типы комплексных ионов:

- комплексные катионы;
- комплексные анионы;
- комплексы электронейтральная молекула.

Примеры различных типов комплексных ионов представлены в таблице 5.

Таблица 5 — Примеры комплексных ионов

Комплексный катион	Комплексный анион	Комплекс электронейтральная молекула
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]^0$
$[\text{CoBr}(\text{NH}_3)_5]^{2+}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Br}_2]^0$

Заряд комплексного иона равен алгебраической сумме зарядов иона-комплексообразователя и лигандов.

Например:

1. В комплексном катионе $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$:

заряд комплексообразователя — иона меди — равен 2^+ , заряд четырех молекул аммиака равен $4 \cdot 0 = 0$, заряд комплексного иона равен: $(2^+) + 0 = 2^+$.

2. В комплексном анионе $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$:

заряд комплексообразователя — иона алюминия — равен 3^+ , заряд шести гидроксид-ионов равен $6 \cdot (1^-) = 6^-$, заряд комплексного иона равен: $(3^+) + (6^-) = 3^-$.

Ионы, не вошедшие во внутреннюю сферу, образуют **внешнюю сферу**.

Если комплексный ион — катион, то во внешней сфере находятся анионы.

Например: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \text{SO}_4^{2-}$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \text{Cl}^-$.

Если комплексный ион — анион, то во внешней сфере находятся катионы.

Например: $\text{Na}_3^+ [\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$, $\text{K}_4^+ [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$.

Комплексными соединениями являются гемоглобин и хлорофилл. В гемоглобине комплексообразователем является ион Fe^{2+} , в хлорофилле — ион Mg^{2+} .

Номенклатура комплексных соединений (1960, ИЮПАК)

Первым называют катион (простой или комплексный), затем анион (комплексный или простой).

1. Если КС содержит комплексный катион, то в комплексном ионе называют:

- сначала лиганды-анионы с окончанием «о» (OH^- — гидроксо, Cl^- — хлоро, NO_2^- — нитро, CN^- — циано, CNS^- — родано, SO_4^{2-} — сульфато и т.д.);
- затем лиганды-молекулы (NH_3 — аммин, H_2O — аква, CO — карбонил).

Если одинаковых лигандов больше одного, то их количество указывают греческими числительными (2 — ди, 3 — три, 4 — тетра, 5 — пента, 6 — гекса и т. д.).

- последним — ион-комплексообразователь в русской транскрипции в именительном падеже.

Если комплексообразователь имеет переменную степень окисления, ее указывают римской цифрой в скобках после названия комплексообразователя.

Например:

$^{+1}[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ — диамминсеребро (I) хлорид

$^{+2}[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ — тетраамминмедь (II) сульфат

$^{+3}[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{NO}_3$ — дихлоротетраамминкобальт (III) нитрат

Для названия нейтрального КС используют те же правила, что и для названия КС с комплексным катионом. Только здесь отсутствуют ионы внешней сферы.

Например:

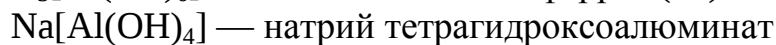
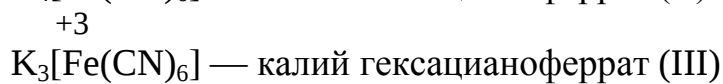
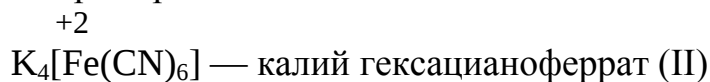


2. Если КС содержит комплексный анион, то в комплексном ионе называют:

- сначала лиганды-анионы с окончанием «о», указывая их количество греческими числительными;
- затем лиганды-молекулы, указывая их количество греческими числительными;
- последним — комплексообразователь, используя латинское название элемента с добавлением суффикса «ат» (Fe — феррат, Hg — меркурат, Au — аурат, Ag — аргентат, Cu — купрат, Sn — станат и т.д.).

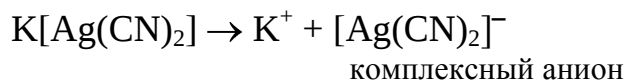
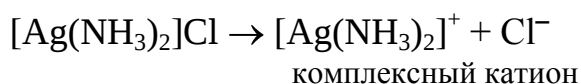
Степень окисления комплексообразователя (если это необходимо) указывается римскими цифрами в скобках после названия элемента.

Например:



Диссоциация комплексных соединений

Комплексные соединения в водных растворах диссоциируют на комплексные ионы и ионы внешней сферы (первичная диссоциация КС) по типу сильных электролитов:



Диссоциации по такой схеме не подвергаются КС, у которых отсутствует внешняя сфера — нейтральные комплексы.

Например: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$.

Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое комплексообразователь?
2. Что такое лиганды? Приведите примеры.
3. Что такое координационное число? Как оно связано со степенью окисления комплексообразователя? Приведите примеры.
4. Как можно классифицировать комплексные соединения?
5. Как рассчитывается заряд комплексного иона? Поясните на примерах.
6. Приведите принципы номенклатуры комплексных соединений?

Упражнения для самостоятельной работы:

1. Назовите следующие комплексные соединения, укажите комплекссообразователь, определите координационное число, заряд комплексного иона: $K_2[FeF_5NH_3]$, $K[Ag(CN)_2]$, $K[AlCl_4]$, $(NH_4)_2[ZnCl_4]$, $Mg[BeF_3OH]$, $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$, $[PtCl_3(NH_3)_3]Br$, $[Hg(NH_3)_4]SO_4$, $K_3[Co(CN)_6]$, $[PtCl(NH_3)_5]Cl_3$, $[Co(NH_3)_4(H_2O)Cl]Cl_2$, $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$, $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$, $[Co(H_2O)_6](NO_2)_3$.

2. Определите заряд иона-комплексобразователя в следующих комплексных ионах: $[Ni(NH_3)_5Cl]^+$, $[Co(NH_3)_4(H_2O)CN]^{2+}$, $[Cr(H_2O)_4Br_2]^+$, $[AuCl_4]^-$, $[Hg(CN)_4]^{2-}$, $[Fe(CN)_6]^{4-}$.

3. Чему равны заряд и координационное число иона-комплексобразователя в КС: $K_3[Co(CN)_6]$, $K_2[PtCl_6]$, $K[Ag(CN)_2]$, $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, $[Co(H_2O)_5Br]SO_4$. Напишите уравнения первичной диссоциации этих КС.

Тест по теме «Комплексные соединения»

1. Какие из веществ относятся к комплексным соединениям (КС):

- | | |
|----------------------|---------------------|
| а) $K_3[Fe(CN)_6]$; | в) $Fe_2(SO_4)_3$; |
| б) $(NH_4)_2SO_4$; | г) $H_3[AlF_6]$. |

2. В каких КС координационное число комплексобразователя равно 4:

- | | |
|-----------------------------|-------------------------------|
| а) $K[BiI_4]$; | в) $K_3[AlF_6]$; |
| б) $[Cu(NH_3)_4](NO_3)_2$; | г) $[Co(NH_3)_4H_2OCl]Cl_2$. |

3. В каких КС координационное число комплексобразователя равно 6:

- | | |
|---------------------------|----------------------|
| а) $K_3[Fe(CN)_6]$; | в) $K[AlCl_4]$; |
| б) $[PtCl(NH_3)_5]Cl_3$; | г) $K_3[Co(CN)_6]$. |

4. В каком КС заряд комплексного иона равен 2^- :

- | | |
|--------------------------|-----------------------|
| а) $Na_2[Zn(OH)_4]$; | в) $Ca_2[Fe(CN)_6]$; |
| б) $[Cr(NH_3)_4F_2]Cl$; | г) $K_4[Fe(CN)_6]$. |

5. В каких КС заряд комплексного иона равен 2^+ :

- | | |
|-----------------------------|---------------------------|
| а) $K_2[HgI_4]$; | в) $[Cr(NH_3)_5Cl]Cl_2$; |
| б) $[Cu(NH_3)_4](NO_3)_2$; | г) $(NH_4)_2[Sn(OH)_4]$. |

6. В каких КС заряд иона-комплексобразователя равен 2^+ :

- | | |
|---------------------------|-------------------------|
| а) $K_3[FeF_6]$; | в) $K_4[Fe(CN)_6]$; |
| б) $[Cd(NH_3)_4](OH)_2$; | г) $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$. |

7. В каких КС заряд иона-комплексобразователя равен 3^+ :

- | | |
|--------------------------|-----------------------|
| а) $[Cr(NH_3)_4F_2]Cl$; | в) $Na[Ag(CN)_2]$; |
| б) $K_4[Pt(OH)_6]$; | г) $Na_3[Fe(CN)_6]$. |

8. КС: калий гексагидроксоплатинат (IV) соответствует следующая формула:

- | | |
|-------------------------|-------------------------|
| а) $[Pt(H_2O)_6]Cl_4$; | в) $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$; |
| б) $K[Pt(OH)_5NH_3]$; | г) $K_2[Pt(OH)_6]$. |

9. КС: $K_4[Fe(CN)_6]$ соответствует следующее название:

- а) калий гексароданоферрат (III); в) калий гексацианоферрат (III);
 б) калий гексацианоферрат (II); г) калий гексароданоферрат (II).

10. Для каких КС не характерна первичная диссоциация:

- а) $[Pt(NH_3)_4Br_2]$; в) $K[Ag(CN)_2]$;
 б) $[Co(NH_3)_4Cl_2]Cl$; г) $[Co(NH_3)_3Cl_3]$.

Ответы: 1. а, г. 2. а, б. 3. а, б, г. 4. а. 5. б, в. 6. б, в, г. 7. а, г. 8. г. 9. б. 10. а, г.

ТЕМА 10. ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ ВАЖНЕЙШИХ КЛАССОВ ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Связь между классами неорганических соединений, которая основана на получении веществ одного класса из веществ другого класса, называется **генетической**. Представленная ниже схема иллюстрирует эту связь (рисунок 5).

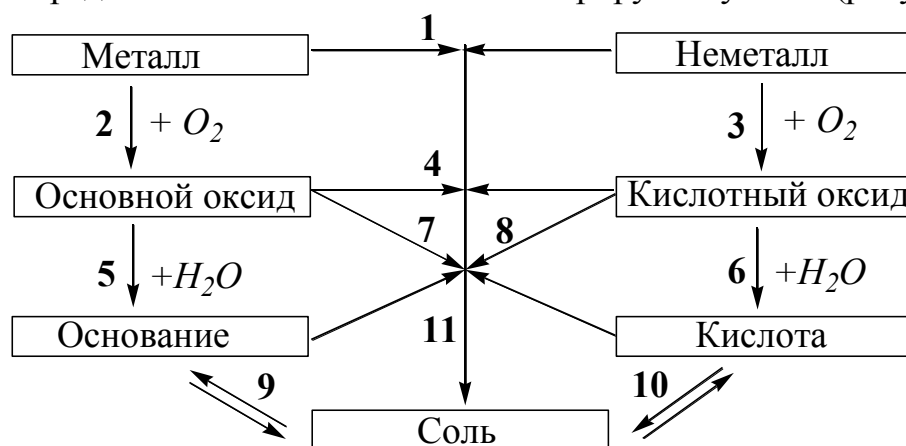
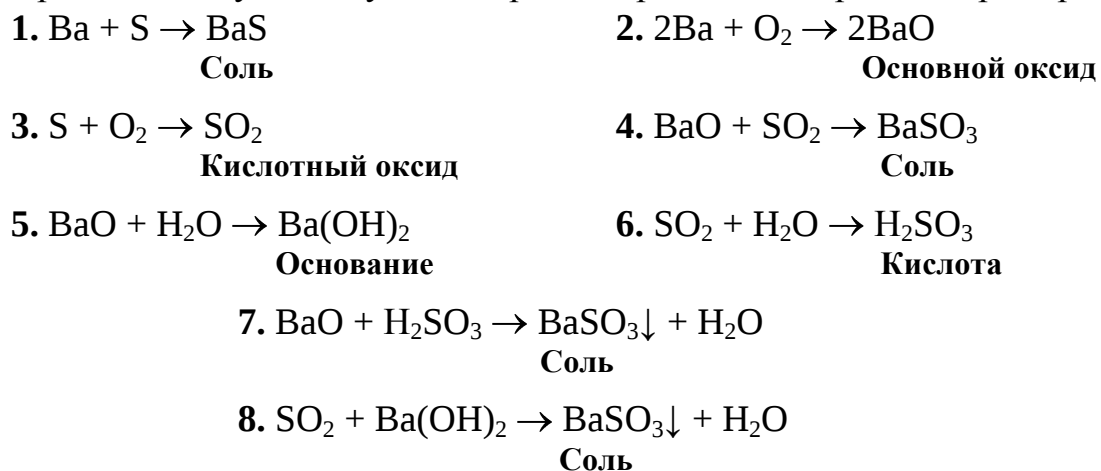
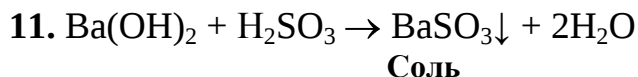
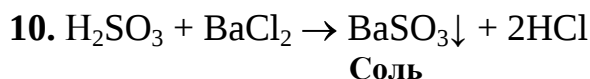
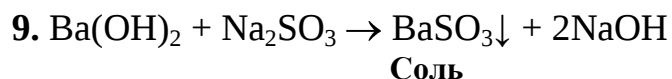


Рисунок 5 — Генетическая связь важнейших классов химических соединений

Представленную схему можно рассмотреть на конкретном примере.





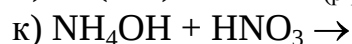
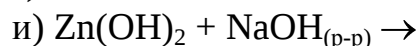
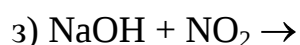
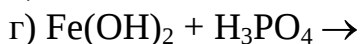
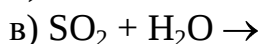
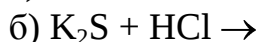
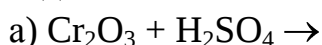
Вопросы для самоконтроля:

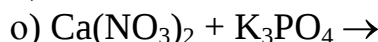
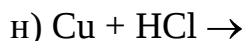
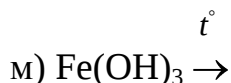
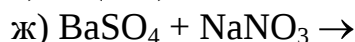
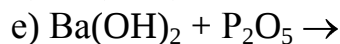
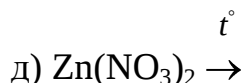
1. Что называется генетической связью между классами неорганических соединений?
2. Какие химические свойства проявляют:
 - а) основные оксиды; б) кислотные оксиды; в) амфотерные оксиды?
3. Какие химические свойства проявляют:
 - а) щелочи; б) слабые основания; в) амфотерные основания?
4. Какие химические свойства проявляют кислоты?
5. Какие химические свойства проявляют соли?
6. Какие способы получения солей Вы знаете?

Упражнения для самостоятельной работы:

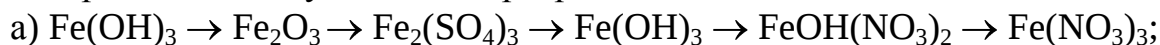
1. Классифицируйте следующие химические соединения:
 - оксиды (основные, кислотные, амфотерные);
 - кислоты (сильные и слабые);
 - основания (щелочи и нерастворимые основания);
 - амфотерные основания;
 - соли (средние, кислые, основные);
 и дайте им названия: SiO_2 , $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$, BaCl_2 , $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$, H_3PO_4 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, CaO , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, HClO_4 , SnO , KOH , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, HCl , Cr_2O_3 , KHS , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
2. Напишите формулы следующих сложных веществ и классифицируйте их по классам химических соединений:
 хром (III) гидроксид, сероводородная кислота, фосфор (III) оксид, цинк гидроксид, кальций ортофосфат, железо (III) гидросульфат, барий оксид, хлорная кислота, барий гидроксонитрат, марганцовая кислота, железо (II) нитрит, натрий гидроксид, калий перманганат, соляная кислота, хром (VI) оксид, кальций перхлорат, марганец (IV) оксид, калий гидрокарбонат.

3. Напишите уравнения возможных реакций в молекулярном и ионном виде:



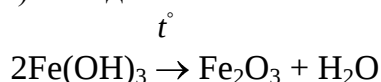


4. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:

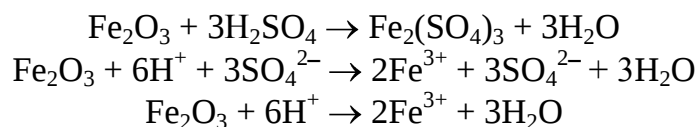


Модель решения:

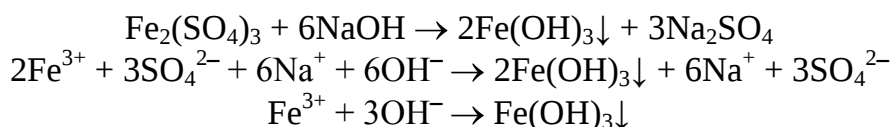
1. Получают железо (III) оксид:



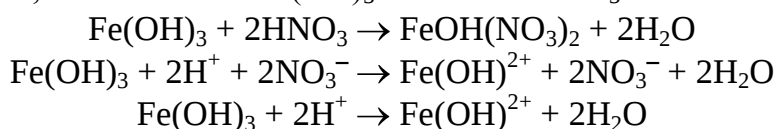
2. Действуя на железо (III) оксид серной кислотой, получают железо (III) сульфат:



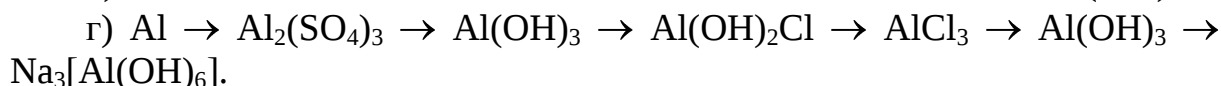
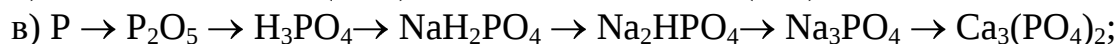
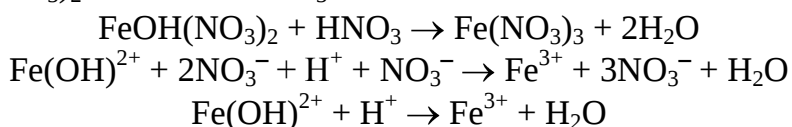
3. Железо (III) гидроксид получают, действуя на раствор соли раствором щелочи:



4. Чтобы получить основную соль, действуют на Fe(OH)_3 азотной кислотой, взятой в количестве, достаточном для замены двух гидроксильных групп на кислотные остатки, т.е. на 1 моль Fe(OH)_3 — 2 моль HNO_3 :



5. Для получения средней соли к основной соли необходимо прибавить на 1 моль $\text{FeOH(NO}_3)_2$ — 1 моль HNO_3 :



Тест по теме «Генетическая связь классов соединений»

1. В каком ряду приведены формулы только оксидов:



2. В каком ряду приведены формулы только кислот:
а) HCl , Na_2O , HBr , FeS ; в) NH_3 , HClO_4 , H_2SO_3 , CH_4 ;
б) H_2CO_3 , H_2S , KCl , H_3PO_4 ; г) CH_3COOH , HCN , H_2SO_3 , HNO_2 ?
3. В каком ряду приведены формулы только оснований:
а) NaOH , $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, NH_4OH ; в) KOH , BaO , NaOH , FeCl_3 ;
б) $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, MnO ; г) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, Na_2O , $\text{Pb}(\text{OH})_2$, FeO ?
4. В каком ряду приведены формулы только солей:
а) $\text{Pb}(\text{OH})_2$, Na_2CO_3 , MgCl_2 , FeS ; в) K_2SO_3 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, CrSO_4 , Fe_2O_3 ;
б) AlCl_3 , BaCO_3 , AgNO_3 , MgI_2 ; г) NaOH , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, FeSO_4 , $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$?
5. В каких случаях между растворами щелочей и солей происходит реакция:
а) $\text{KOH} + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$; в) $\text{KOH} + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;
б) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{NaNO}_3$; г) $\text{NaOH} + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$?
6. При взаимодействии каких двух веществ происходит реакция:
а) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2$; в) $\text{KOH} + \text{CuO}$;
б) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$; г) $\text{NaOH} + \text{Al}(\text{OH})_3$?
7. С какими из веществ будет взаимодействовать натрий гидроксид:
а) H_2S ; б) NO ; в) K_2SO_4 ; г) P_2O_5 ?
8. С какими из веществ будет взаимодействовать серная кислота:
а) BaCl_2 ; б) HNO_3 ; в) CuO ; г) K_2SO_4 ?
9. С какими из веществ будет взаимодействовать калий карбонат:
а) NaOH ; б) HCl ; в) CaCl_2 ; г) Na_2SO_4 ?
10. Какое из веществ будет разлагаться при нагревании с образованием основного оксида и воды:
а) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; б) H_2SO_3 ; в) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; г) NaNO_3 ?

Ответы: 1. в. 2. г. 3. а. 4. б. 5. а, в. 6. а, б, г. 7. а, г. 8. а, в. 9. б, в. 10. в.

ТЕМА 11. ТЕОРИЯ ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

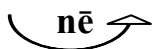
Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) — это реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

Изменение степени окисления в ходе ОВР обусловлено переходом электронов от атомов одного элемента к атомам другого элемента.

Частицы (атомы, молекулы или ионы), которые отдают электроны, называются *восстановителями*.

Частицы, которые присоединяют электроны, называют *окислителями*.
Электрон ($\bar{e}$) — это элементарная частица с зарядом -1 .

Вос + Ок → Продукты реакции



Процесс отдачи электронов называется *окислением*, процесс присоединения электронов называется *восстановлением*.

Количество электронов, отданных восстановителем, равно количеству электронов, принятых окислителем.

Степень окисления — условный заряд атома в молекуле, вычисленный из предположения, что соединение состоит из ионов.

Степень окисления может быть положительной, отрицательной, равной нулю; целой или дробной.

Например: $K_2^{+1}O^{-2}$, $Na_2^{+1}O_2^{-1}$, $K^{+1}O_2^{-1/2}$, $F_2^{-1}O^{+2}$

В соединении отрицательную степень окисления имеет наиболее электроотрицательный атом.

Электроотрицательность — способность атома притягивать к себе электроны при образовании химической связи. В порядке уменьшения электроотрицательности можно расположить атомы следующих химических элементов:

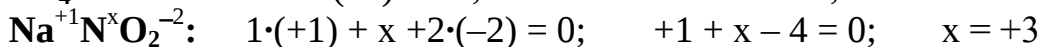
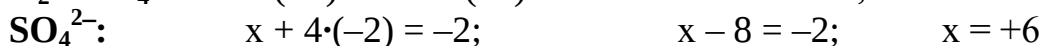
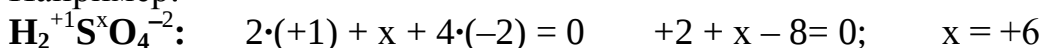
F, O, N≡Cl, Br, S≡C, I, Se, P≡H, As≡B, Si

—————→
уменьшение электроотрицательности

Правила определения степени окисления:

1. Степень окисления простых веществ равна нулю.
2. Степень окисления в соединениях:
 - фтора: всегда равна -1 ;
 - кислорода: -2 , исключения: $O^{+2}F_2$, пероксиды ($H^{+1}_2O_2^{-1}$), надпероксиды ($K^{+1}O_2^{-1/2}$);
 - водорода: $+1$, исключение: гидриды металлов ($Na^{+1}H^{-1}$).
3. Высшая (максимальная положительная) степень окисления для большинства элементов равна **N** (номер группы).
4. Низшая степень окисления металлов равна **0**, неметаллов — **(N – 8)**.
5. Алгебраическая сумма всех степеней окисления в молекуле равна нулю, в ионе — заряду иона.

Например:



Если элемент находится в высшей степени окисления, то он проявляет только окислительные свойства.

Только окислители: $\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$, $\text{K}_2\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7$, $\text{KCl}^{+7}\text{O}_4$, HN^{+5}O_3 , $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ (конц.).

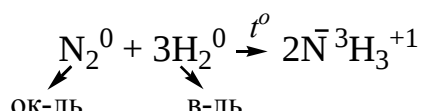
Если элемент находится в низшей степени окисления, то он проявляет только восстановительные свойства.

Только восстановители: Me^0 , N^{-3}H_3 , H_2S^{-2} , HCl^{-1} , HBr^{-1} , HI^{-1} .

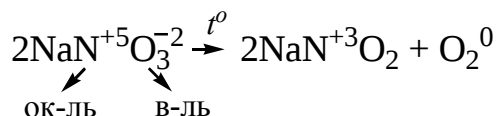
Если элемент находится в промежуточной степени окисления, то для него характерна окислительно-восстановительная двойственность.

Типы ОВР

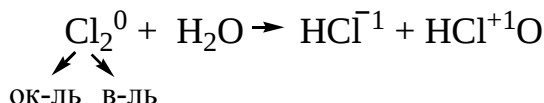
1. *Межмолекулярные* — реакции, в которых окислитель и восстановитель входят в состав разных веществ:



2. *Внутримолекулярные* — реакции, в которых окислитель и восстановитель входят в состав одного вещества (преимущественно реакции разложения):



3. *Диспропорционирования* — реакции, в которых один и тот же элемент и окисляется, и восстанавливается:



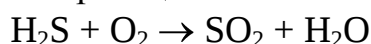
При расстановке коэффициентов в ОВР используют метод электронного баланса (универсальный), либо метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций), если реакция протекает в растворе.

Метод электронного баланса

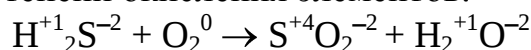
Метод электронного баланса основан на определении числа отданных и принятых электронов с учетом сравнения степеней окисления атомов в реагентах и продуктах.

Например: **расставить коэффициенты в ОВР методом электронного баланса.**

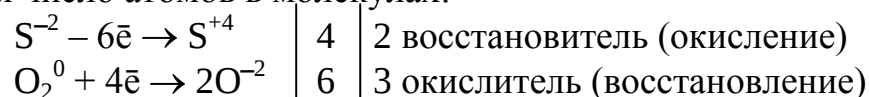
1. Записывают уравнение реакции:



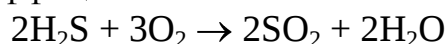
2. Определяют степени окисления элементов:



3. Составляют электронные уравнения процессов окисления и восстановления для атомов, у которых степень окисления изменяется в ходе реакции, учитывая число атомов в молекулах:



4. Расставляют коэффициенты в ОВР:



Метод полуреакций

Метод полуреакций основан на составлении отдельных ионно-электронных уравнений (полуреакций) для процессов окисления и восстановления с последующим суммированием их в общее уравнение ОВР. В полуреакциях записывают реально существующие в растворе частицы, т.е. сильные электролиты представляют в виде ионов, слабые электролиты и неэлектролиты, газы и труднорастворимые вещества — в виде молекул. Сумма зарядов в левой части должна быть равна сумме зарядов в правой части уравнения.

Метод полуреакций учитывает характер среды (кислая, щелочная или нейтральная), в которой протекает реакция.

Если реакция протекает **в кислой среде (pH < 7)**, то в полуреакции могут быть включены только молекулы воды и ионы H^+ :

баланс по водороду обеспечивается за счет H^+ ;

баланс по кислороду — за счет H_2O : на каждый недостающий атом кислорода добавляется 1 молекула воды.

Например: **расставить коэффициенты в ОВР методом полуреакций.**

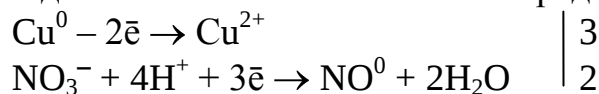
1. Записывают уравнение реакции, определяют, какие атомы изменяют степени окисления:



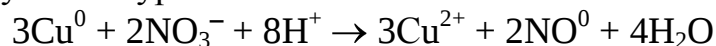
2. Определяют схемы уравнений полуреакций окисления и восстановления:



3. Составляют полуреакции для процессов окисления и восстановления, чтобы в них соблюдался баланс атомов и баланс зарядов в обеих частях:



4. Суммируют оба уравнения:



5. Расставляют коэффициенты в молекулярном ОВР:



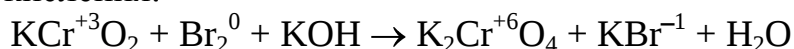
Если реакция протекает **в щелочной среде (pH > 7)**, то в полуреакции могут быть включены только молекулы воды и ионы OH^- :

баланс по водороду обеспечивается за счет H_2O ;

баланс по кислороду — за счет OH^- : на каждый недостающий атом кислорода добавляется 2OH^- .

Например: **расставить коэффициенты в ОВР методом полуреакций.**

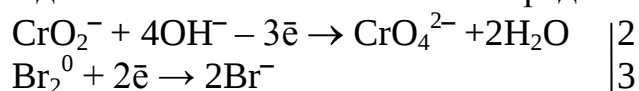
1. Записывают уравнение реакции, определяют, какие атомы изменяют степени окисления:



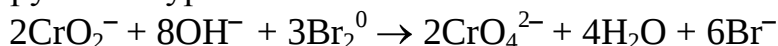
2. Определяют схемы уравнений полуреакций окисления и восстановления:



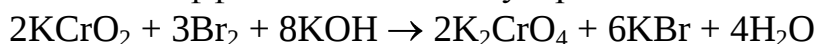
3. Составляют полуреакции для процессов окисления и восстановления, чтобы в них соблюдался баланс атомов и баланс зарядов в обеих частях:



4. Суммируют оба уравнения:

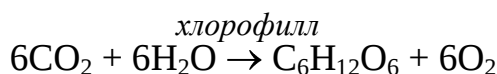


5. Расставляют коэффициенты в молекулярном ОВР:

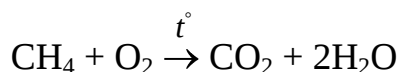


Большинство химических процессов, протекающих в природе и осуществляемых человеком в его практической деятельности, представляют собой ОВР, например:

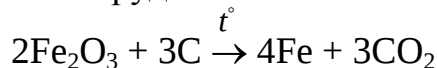
1) процесс фотосинтеза:



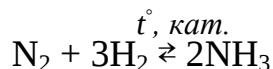
2) горение природного газа:



3) получение металлов из руд:



4) синтез аммиака:



Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое ОВР? Чем обусловлено изменение степеней окисления атомов в ходе ОВР?

2. Как называется: а) процесс отдачи электронов; б) процесс присоединения электронов? Как изменяются степени окисления атомов в этих процессах?

3. Как называются частицы (атомы, молекулы или ионы), которые: а) отдают электроны; б) присоединяют электроны?

4. Что такое степень окисления? Как ее определяют? Приведите примеры.

5. Какие вещества могут выступать в роли: а) только окислителей; б) только восстановителей? Какие вещества могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность? Приведите примеры.

6. На какие типы классифицируют ОВР? Охарактеризуйте каждый тип.
7. Какие методы используют для составления уравнений ОВР? В чем их особенности?
8. Приведите примеры ОВР: а) протекающих в природе; б) осуществляемых человеком в его практической деятельности.

Упражнения для самостоятельной работы:

- Какие из следующих реакций являются ОВР:
 а) $2\text{NaOH} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 + 2\text{NaCl}$; в) $2\text{Cr(OH)}_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$;
 б) $2\text{Pb(NO}_3)_2 \rightarrow 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$; г) $2\text{KBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{Br}_2$?
- Закончите электронные уравнения следующих процессов:
 а) $\text{Al}^0 - 3\bar{e} \rightarrow$ в) $\text{S}^{+6} + 8\bar{e} \rightarrow$
 б) $\text{N}^{-3} - 5\bar{e} \rightarrow$ г) $\text{Br}_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow$
 Какие из этих процессов являются процессами восстановления?
- Определите степени окисления атомов в веществах: N_2 , SO_3 , NO_2 , MgCl_2 , CaH_2 , H_2S , H_2SO_4 , Na_2SO_3 , HNO_3 , KNO_2 , HClO_4 , NH_3 , $\text{Cu(NO}_3)_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
- Какие из следующих веществ могут быть:
 а) только окислителями;
 б) только восстановителями;
 в) и окислителями, и восстановителями: CrO_3 , Mg_3N_2 , K_2CrO_4 , SO_2 , KI , KNO_2 , KClO_4 , KH , Fe , H_2O_2 ?
- Укажите тип каждой ОВР:
 а) $3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} \rightarrow 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$;
 б) $3\text{Zn} + 4\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow 3\text{ZnSO}_4 + \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$;
 в) $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$.
- Опишите ОВ свойства азота и его соединений.

Пример решения:

N находится над диагональю, значит, неметалл.

Низшая степень окисления азота = $5 - 8 = -3$; высшая степень окисления азота = $+5$

- $\text{H}^{+1}\text{N}^x\text{O}_3^{-2}$ — только окислитель
 $+1 + x - 6 = 0$; $x = +5$
- $\text{N}^x\text{H}_3^{+1}$ — только восстановитель
 $x + 3 = 0$; $x = -3$
- $\text{Na}^{+1}\text{N}^x\text{O}_2^{-2}$ — окислительно-восстановительная двойственность
 $+1 + x - 4 = 0$; $x = +3$ (промежуточная степень окисления)
- $\text{N}^x\text{H}_2^{+1}\text{O}^{-2}\text{H}^{+1}$ — окислительно-восстановительная двойственность
 $x + 2 - 2 + 1 = 0$; $x = -1$ (промежуточная степень окисления)

7. Опишите ОВ свойства серы и ее соединений.

8. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в следующих уравнениях реакций:

- а) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$; г) $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$; д) $\text{S} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
в) $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{S} + \text{HCl}$; е) $\text{KClO} + \text{K}_2\text{S} \rightarrow \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4$.

9. Используя метод полуреакций, расставьте коэффициенты в следующих уравнениях реакций:

- а) $\text{Hg} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{S} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
в) $\text{Mg} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
г) $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
д) $\text{Mg} + \text{HNO}_3 (\text{оч. разб.}) \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
е) $\text{Cr} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
ж) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$;
з) $\text{KClO} + \text{K}_2\text{S} \rightarrow \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4$.

Тест по теме «ОВР»

1. Какие из приведенных реакций относятся к ОВР:

- а) $\text{MgO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
б) $4\text{P} + 5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_5$;
в) $2\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$;
г) $3\text{C} + 4\text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{NO} + 3\text{H}_2\text{O}$?

2. Какие из приведенных электронных уравнений характеризуют процессы восстановления:

- а) $\text{Zn}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^{+2}$; в) $\text{Fe}^{+3} + 1\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{+2}$;
б) $\text{S}^{+6} + 6\bar{e} \rightarrow \text{S}^0$; г) $\text{Mn}^{+2} - 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{+7}$?

3. Какие из приведенных электронных уравнений характеризуют процессы окисления:

- а) $\text{O}_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{O}^{-1}$; в) $\text{N}^{+5} + 3\bar{e} \rightarrow \text{N}^{+2}$;
б) $2\text{Cl}^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}_2^0$ г) $\text{Fe}^{+2} - 1\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$?

4. Высшая степень окисления +5 характерна для атомов следующего химического элемента:

- а) S; б) Cl; в) N; г) O?

5. Низшая степень окисления -3 характерна для атомов следующего химического элемента:

- а) S; б) C; в) N; г) F?

6. Какое из приведенных веществ проявляет только восстановительные свойства:

- а) $\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.})$; б) H_2S ; в) SO_2 ; г) Na_2SO_3 ?

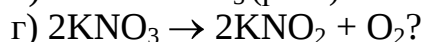
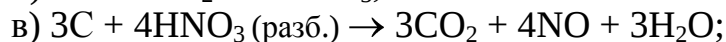
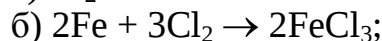
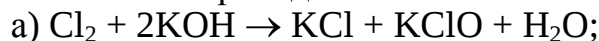
7. Какое из приведенных веществ проявляет только окислительные свойства:

- а) NH_3 ; б) HNO_2 ; в) HNO_3 ; г) NH_2OH ?

8. Какие из приведенных веществ могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства:

- а) NaClO_4 ; б) NaNO_2 ; в) NaClO ; г) NaBr ?

9. Какие из приведенных ОВР относятся к межмолекулярным ОВР:



10. В ОВР: $\text{P} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ общая сумма коэффициентов равна

- а) 16; б) 14; в) 12; г) 9?

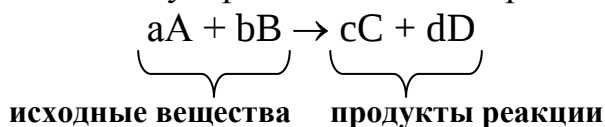
Ответы: 1. б, г. 2. б, в. 3. б, г. 4. в. 5. в. 6. б. 7. в. 8. б, в. 9. б, в. 10. а.

ТЕМА 12.

КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Химическая реакция — процесс превращения одних веществ в другие.

В общем виде химическую реакцию можно представить:



Сущность химической реакции состоит в разрушении химических связей в исходных веществах и образовании новых связей в продуктах реакции. Любое химическое превращение подчиняется закону сохранения массы веществ и закону сохранения энергии.

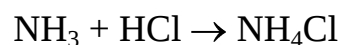
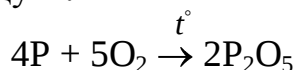
Признаки химических реакций:

- 1) образование осадка;
- 2) выделение газа (появление запаха);
- 3) изменение цвета;
- 4) выделение или поглощение тепла.

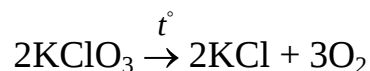
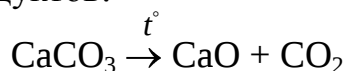
Классификация химических реакций:

1. По числу и составу исходных веществ и продуктов реакции

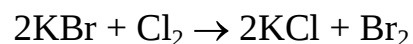
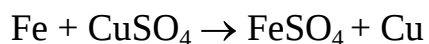
▪ **Соединения** — несколько исходных веществ соединяются в один продукт:



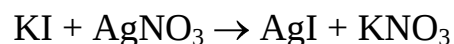
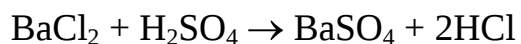
▪ *Разложения* — из одного исходного вещества образуется несколько продуктов:



▪ *Замещения* — атомы простого вещества замещают атомы в составе сложного вещества:

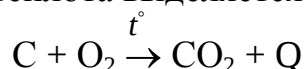


▪ *Обмена* — два сложных вещества обмениваются своими составными частями:

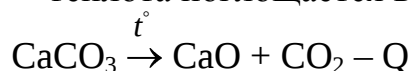


2. По тепловому эффекту

▪ *Экзотермические* — теплота выделяется в ходе реакции:

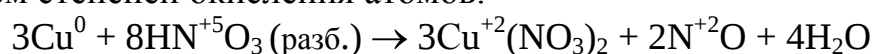


▪ *Эндотермические* — теплота поглощается в ходе реакции:

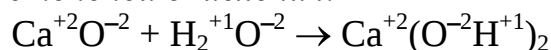


3. По изменению степени окисления

▪ *Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)* — протекают с изменением степеней окисления атомов:

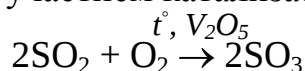


▪ *Без изменения степеней окисления:*

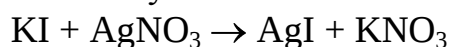


4. По участию катализатора

▪ *Каталитические* — с участием катализатора:

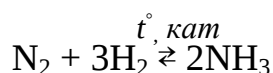


▪ *Некаталитические* — без участия катализатора:

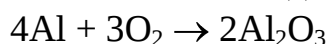


5. По обратимости

▪ *Обратимые* — протекают одновременно в прямом и обратном направлениях:

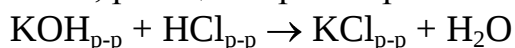


▪ *Необратимые* — протекают только в одном направлении:

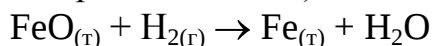


6. По агрегатному состоянию веществ

▪ *Гомогенные* — протекают в одной фазе, одновременно во всем объеме (реакции между газами, реакции в растворах электролитов):



▪ *Гетерогенные* — протекают на границе раздела фаз (реакции горения твердых веществ, растворения осадков):



Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое химическая реакция? По каким признакам можно судить о протекании химической реакции?
2. На какие типы делятся химические реакции: а) по тепловому эффекту; б) по обратимости; в) по признаку изменения степеней окисления?
3. На какие типы делятся химические реакции по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции?
4. Какие реакции называются реакциями соединения? Приведите примеры.
5. Какие реакции называются реакциями разложения? Приведите примеры.
6. Какие реакции называются реакциями замещения? Приведите примеры.
7. Какие реакции называются реакциями обмена? Приведите примеры.

Упражнения для самостоятельной работы:

1. Напишите примеры образования магний оксида в результате реакций: а) соединения; б) разложения; магний хлорида в результате реакций: а) соединения; б) замещения; в) обмена.

2. К какому типу реакций (соединения, разложения, замещения, обмена) относится реакция образования воды в результате: а) горения водорода в кислороде; б) взаимодействия барий гидроксида с соляной кислотой; в) разложения медь (II) гидроксида? Напишите уравнения соответствующих реакций.

3. Определите тип химической реакции (соединения, разложения, замещения, обмена); для реакций обмена напишите полные и сокращенные ионные уравнения:

- | | |
|--|--|
| а) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$; | ж) $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$; |
| б) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{CuO} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; | з) $2\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{I}_2$; |
| в) $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$; | и) $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{HCl}$; |
| г) $\text{AgNO}_3 + \text{KBr} \rightarrow \text{AgBr} + \text{KNO}_3$; | к) $\text{PbO} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{PbSiO}_3$; |
| д) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$; | л) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$; |
| е) $\text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$; | к) $\text{FeCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{FeS} + 2\text{NaCl}$. |

Тест по теме «Классификация химических реакций»

1. Выберите реакцию соединения:

- | | |
|--|--|
| а) $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$; | в) $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$; |
| б) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$; | г) $\text{FeS} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$. |

2. Выберите реакцию разложения:

- | | |
|---|---|
| а) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$; | в) $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$; |
| б) $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$; | г) $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{KNO}_3$. |

3. Выберите реакцию обмена:

- а) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{NaCl}$;
- б) $2\text{NaBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{Br}_2$;
- в) $2\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$;
- г) $2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

4. Выберите реакцию замещения:

- а) $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$; в) $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- б) $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$; г) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.

5. При нагревании смеси железа и серы происходит реакция:

- а) разложения; в) замещения;
- б) обмена; г) соединения.

6. Взаимодействие натрия сульфида с соляной кислотой относят к реакциям:

- а) замещения; в) соединения;
- б) разложения; г) обмена.

7. К реакциям замещения относят реакции взаимодействия:

- а) соляной кислоты с цинком;
- б) железа с раствором соли меди;
- в) калий оксида с водой;
- г) серной кислоты и калий гидроксида.

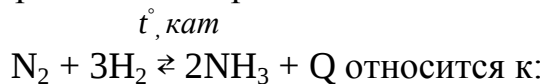
8. Какая реакция является окислительно-восстановительной:

- а) $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$; в) $\text{FeCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{FeS} + 2\text{NaCl}$;
- б) $\text{FeO} + \text{C} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}$; г) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$?

9. К гетерогенным реакциям относятся:

- а) взаимодействие растворов натрия гидроксида и азотной кислоты;
- б) термическое разложение кальций карбоната;
- в) взаимодействие железа с кислородом;
- г) получение хлороводорода из хлора и водорода.

10. Выберите оба правильных варианта ответа. Реакция:



- а) окислительно-восстановительным, замещения;
- б) экзотермическим, обмена;
- в) окислительно-восстановительным, экзотермическим;
- г) каталитическим, разложения.

Ответы: 1. б. 2. в. 3. а. 4. а. 5. г. 6. г. 7. а, б. 8. б. 9. б, в. 10. в.

ТЕМА 13.

КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ РАСЧЕТЫ В ХИМИИ

1. Важнейшие количественные характеристики вещества

▪ **Химическое количество вещества (n)** — физическая величина, пропорциональная числу структурных частиц (атомов, молекул, ионов), содержащихся в данной порции вещества.

Моль — единица химического количества вещества.

1 моль — химическое количество вещества, которое содержит столько же структурных частиц вещества, сколько атомов содержится в 12 г углерода, т. е. $6,02 \times 10^{23}$ атомов.

Число $6,02 \cdot 10^{23}$ получило название **постоянной Авагадро N_A**

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

$$n = N/N_A \quad (1)$$

где N — число частиц вещества

$$N = n \times N_A \quad (2)$$

Пример 1. Чему равно химическое количество вещества CaO в порции, содержащей $18,06 \times 10^{23}$ формульных единиц?

Дано:

$$N(\text{CaO}) = 18,06 \times 10^{23}$$

n — ?

Решение:

$$n = N / N_A$$

$$n = 18,06 \times 10^{23} / 6,02 \times 10^{23} = 3 \text{ моль}$$

Ответ: $n = 3$ моль

Пример 2. Определите число молекул, содержащихся в соляной кислоте HCl химическим количеством вещества 2 моль.

Дано:

$$n(\text{HCl}) = 2 \text{ моль}$$

N — ?

Решение:

$$N = n \times N_A$$

$$N = 2 \times 6,02 \times 10^{23} = 12,04 \times 10^{23} \text{ молекул}$$

Ответ: $N = 12,04 \times 10^{23}$ молекул HCl

▪ **Молярная масса вещества (M , г/моль)** — масса 1 моль вещества или масса $6,02 \times 10^{23}$ частиц вещества.

Численное значение молярной массы M совпадает с численным значением относительной молекулярной массы M_r .

Например:

$$M_r(\text{H}_2) = 1 \times 2 = 2, \text{ тогда } M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль};$$

$$M_r(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 180, \text{ тогда } M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ г/моль}$$

$$M = m / n \text{ [г/моль]} \quad (3)$$

$$m = n \times M \text{ [г]} \quad (4)$$

$$n = m / M \text{ [моль]} \quad (5)$$

Пример 3. Какое химическое количество вещества серной кислоты H_2SO_4 имеет массу 9,8 г?

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 9,8 \text{ г}$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$$

Решение:

$$n = m / M$$

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \times 2 + 32 + 4 \cdot 16 = 98;$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$$

$$n = 9,8 / 98 = 0,1 \text{ моль}$$

$$\text{Ответ: } n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ моль}$$

Пример 4. Определите массу уксусной кислоты CH_3COOH , химическое количество вещества которой 1,5 моль.

Дано:

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,5 \text{ моль}$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = ?$$

Решение:

$$m = n \times M$$

$$M_r(\text{CH}_3\text{COOH}) = 12 + 1 \times 3 + 12 + 16 + 16 + 1 = 60;$$

$$M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ г/моль}$$

$$m = 1,5 \times 60 = 90 \text{ г}$$

$$\text{Ответ: } m(\text{CH}_3\text{COOH}) = 90 \text{ г}$$

• **Молярный объем (V_m , л/моль)** — объем 1 моль газа.

Закон Авагадро (1811 г.):

В равных объемах различных газов при одинаковых внешних условиях (давлении и температуре) содержится одинаковое число молекул, т. е. если p и T — const, а $V(A) = V(B)$, то $N(A) = N(B)$.

В газообразном состоянии расстояния между частицами вещества намного больше, чем в жидком и твердом агрегатном состояниях. Эти расстояния намного больше размеров молекул данного газа, поэтому объем газа определяется не размером молекул, а расстояниями между ними. Эти расстояния зависят от внешних условий — температуры и давления.

Следствия закона Авагадро:

1. Одно и то же число молекул различных газов при одинаковых внешних условиях занимает одинаковые объемы, т. е. если p и T — const, а $N(A) = N(B)$, то $V(A) = V(B)$.

2. При н. у. — нормальных условиях — ($T = 273 \text{ К}$ или $t = 0 \text{ }^\circ\text{C}$; $p = 101,3 \text{ кПа}$) 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л, т. е. для газов $V_m = 22,4 \text{ [л/моль; дм}^3\text{/моль]}$

$$V = V_m \cdot n \text{ [л; дм}^3\text{]} \quad (6)$$

$$n = V / V_m \text{ [моль]} \quad (7)$$

Пример 5. Какой объем занимает кислород химическим количеством вещества 2 моль при нормальных условиях?

Дано:

$$\underline{n(\text{O}_2) = 2 \text{ моль}}$$

$$V(\text{O}_2) \text{ — ?}$$

Решение:

$$V = V_m \cdot n$$

$$V = 22,4 \cdot 2 = 44,8 \text{ л}$$

$$\text{Ответ: } V(\text{O}_2) = 44,8 \text{ л}$$

2. Количественные расчеты по уравнениям химических реакций

В основе количественных расчетов по уравнениям химических реакций лежит *закон сохранения массы* (М. В. Ломоносов, 1748 г., А. Лавуазье, 1789 г.):

Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

Масса веществ сохраняется, т. к. число атомов до и после реакции не изменяется — происходит перегруппировка атомов в ходе реакции.

Следствие из закона:

Химические количества реагентов и продуктов реакции относятся друг к другу как коэффициенты в уравнении реакции.

Пример 6. Определите химическое количество, число молекул, массу, объем аммиака (при н. у.), образовавшегося в реакции азота с водородом, если в реакцию вступил азот химическим количеством вещества 7 моль.

Дано:

$$\underline{n(\text{N}_2) = 7 \text{ моль}}$$

$$n(\text{NH}_3) \text{ — ?}$$

$$N(\text{NH}_3) \text{ — ?}$$

$$m(\text{NH}_3) \text{ — ?}$$

$$V(\text{NH}_3) \text{ — ?}$$

Решение:

1. Составляем уравнение реакции, записываем под веществами их химическое количество согласно коэффициентам в уравнении реакции, над формулами — химическое количество по условию задачи, составляем и решаем пропорцию, находим $n(\text{NH}_3)$:

По условию задачи: $\begin{matrix} 7 \text{ моль} & & x \text{ моль} \\ \text{N}_2 + 3\text{H}_2 \longrightarrow & 2\text{NH}_3 \end{matrix}$

По уравнению реакции: $\begin{matrix} 1 \text{ моль} & & 2 \text{ моль} \end{matrix}$

$$\frac{7}{1} = \frac{x}{2} \implies n(\text{NH}_3) = \frac{7 \cdot 2}{1} = 14 \text{ моль}$$

$$2. N(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \times N_A = 14 \times 6,02 \cdot 10^{23} = 84,28 \times 10^{23} = 8,428 \times 10^{24} \text{ молекул}$$

$$3. m(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \times M(\text{NH}_3) = 14 \times 17 = 238 \text{ г}$$

$$Mr(\text{NH}_3) = 14 + 3 \times 1 = 17; M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}$$

$$4. V(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \times V_m = 14 \times 22,4 = 313,3 \text{ л}$$

Ответ: $n(\text{NH}_3) = 14 \text{ моль}$; $N(\text{NH}_3) = 8,428 \times 10^{24} \text{ молекул}$; $m(\text{NH}_3) = 238 \text{ г}$; $V(\text{NH}_3) = 313,3 \text{ л}$.

Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое химическое количество вещества? Как оно обозначается? Как его можно рассчитать?
2. Что такое постоянная Авагадро? Как обозначается эта величина и чему равно ее численное значение?
3. Что такое молярная масса вещества? Как она обозначается и какова ее размерность? Как определить численное значение этой величины?
4. Что такое молярный объем газообразного вещества? Как обозначается эта величина и какую имеет размерность? Чему равно численное значение этой величины при нормальных условиях?
5. Какой закон лежит в основе количественных расчетов по уравнениям химических реакций? Сформулируйте его.

Задачи для самостоятельной работы:

1. Какое химическое количество кальция гидроксида $\text{Ca}(\text{OH})_2$ имеет массу 15 г?
Ответ: 0,2 моль.
2. Определите число молекул, содержащихся в фосфорной кислоте H_3PO_4 химическим количеством 3 моль.
Ответ: $18,06 \cdot 10^{23}$ молекул.
3. Чему равно химическое количество CaCO_3 в порции, содержащей $12,04 \cdot 10^{23}$ формульных единиц?
Ответ: 2 моль.
4. Определите массу Cr_2O_3 химическим количеством вещества 1,2 моль.
Ответ: 182,4 г.
5. Какой объем занимает аммиак NH_3 химическим количеством вещества 3,2 моль при нормальных условиях?
Ответ: 71,68 л.
6. Рассчитайте химическое количество, число молекул, массу и объем аммиака (при н. у.), образовавшегося в реакции азота с водородом, если в реакцию вступил азот массой 280 г.
Ответ: 10 моль; $6,02 \cdot 10^{24}$ молекул; 170 г; 224 л.
7. Какая масса магния вступает в реакцию с серной кислотой, если в результате реакции выделяется 5,6 л H_2 (при н. у.)?
Ответ: 6 г.
8. Какая масса медь (II) нитрата образуется при взаимодействии 4 г медь (II) оксида с азотной кислотой?
Ответ: 9,4 г.
9. Каков объем водорода (при н. у.) выделится при взаимодействии 13 г цинка с серной кислотой?
Ответ: 4,48 л.

ТЕМА 14. РАСТВОРЫ

Растворы широко применяются в различных сферах деятельности человека. Человек, животные, растения усваивают питательные вещества в виде растворов. Сложные физико-химические процессы в организме человека, животных и растений протекают в растворах. Растворами являются физиологические жидкости — плазма крови, лимфа, желудочный сок и другие. Многие медицинские препараты — растворы различных химических веществ в воде или спирте.

Растворы — это гомогенные устойчивые системы переменного состава, состоящие как минимум из двух компонентов: растворителя и растворенного вещества.

Растворитель — то вещество, агрегатное состояние которого совпадает с агрегатным состоянием раствора или то вещество, которого больше.

Например: раствор натрия хлорида: растворитель — H_2O и растворенное вещество — $NaCl$; раствор серной кислоты: растворитель — H_2O и растворенное вещество — H_2SO_4 .

Классификация растворов:

1. По агрегатному состоянию

- газообразные: воздух;
- жидкие: растворы кислот, солей в воде;
- твердые: сплавы металлов.

2. По типу растворителя

- водные;
- неводные (например, спиртовые).

3. По содержанию растворенного вещества

- концентрированный — это раствор, в котором сравнительно много растворенного вещества;
- разбавленный — это раствор, в котором сравнительно мало растворенного вещества.

Например:

50 г сахара в 100 г раствора — концентрированный;

2 г сахара в 100 г раствора — разбавленный.

4. По степени насыщенности

- насыщенный — это раствор, находящийся в данных условиях в равновесии с избытком растворенного вещества;
- ненасыщенный — это раствор, в котором еще может раствориться некоторое количество вещества в данных условиях;
- пересыщенный — это раствор, содержащий большее количество растворенного вещества в одинаковом объеме растворителя по сравнению с насыщенным. Эти растворы неустойчивы.

Растворение — это самопроизвольный обратимый физико-химический процесс, включающий три основные стадии, такие как:

- *Атомизация* — разрушение кристаллической решетки растворяемого вещества; теплота поглощается (процесс эндотермический).

- *Сольватация (гидратация)* — образование сольватных (гидратных) оболочек вокруг частиц растворенного вещества; теплота выделяется (процесс экзотермический).

При выпаривании растворов можно выделить гидраты некоторых веществ — кристаллические вещества, содержащие молекулы воды — кристаллогидраты.

Например:

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — кристаллическая сода;

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — глауберова соль;

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — медный купорос.

- *Диффузия* — равномерное распределение частиц растворенного вещества по всему объему раствора.

Растворимость (S) — это способность вещества растворяться в данном растворителе при данной температуре. Она равна содержанию растворенного вещества в его насыщенном растворе при данной температуре.

По растворимости в воде вещества делят на:

1. Неограниченно растворимые друг в друге: $\text{H}_2\text{SO}_4 / \text{H}_2\text{O}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} / \text{H}_2\text{O}$.
2. Хорошо растворимые **Р** (в 100 г воды может раствориться больше 1 г вещества): например, в 100 г воды может раствориться 200 г сахара.
3. Малорастворимые **М** (в 100 г воды может раствориться 0,001 — 1 г вещества): например, в 100 г воды может раствориться 0,2 г гипса ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$).
4. Практически нерастворимые **Н**: (в 100 г воды может раствориться меньше 0,001 г вещества): например, в 100 г воды может раствориться 0,00015 г AgCl .

Факторы, влияющие на растворимость:

1. Природа веществ (состав и строение)

Влияние природы веществ на растворимость описывается правилом: «Подобное растворяется в подобном». Другими словами, полярные вещества хорошо растворяются в полярных растворителях, а неполярные — в неполярных.

Например:

NaCl хорошо растворим в воде и плохо в бензоле;

I_2 хорошо растворим в бензоле и плохо в воде.

2. Температура

С повышением температуры растворимость большинства твердых и жидких веществ повышается, а газообразных — понижается.

3. Давление

Влияет только на растворимость газов: при повышении давления растворимость повышается, при уменьшении — понижается.

Способы выражения состава растворов

Содержание растворенного вещества в растворе может быть выражено либо безразмерными величинами — долями или процентами, либо величинами размерными — концентрациями.

1. *Массовая доля растворенного вещества — это масса растворенного вещества, содержащаяся в 100 г раствора.*

Она обозначается $\omega(X)$ и равна отношению массы растворенного вещества X к массе всего раствора:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(p-ra)} \times 100\%, \quad (1)$$

где $\omega(X)$ — массовая доля растворенного вещества, % (доли от единицы);

$m(X)$ — масса растворенного вещества, г;

$m(p-ra)$ — масса раствора, г.

$$m(p-ra) = m(X) + m(p-ля), \quad (2)$$

где $m(p-ля)$ — масса растворителя, г.

$$m(p-ra) = V(p-ra) \cdot \rho(p-ra), \quad (3)$$

где $V(p-ra)$ — объем раствора, мл (см^3);

$\rho(p-ra)$ — плотность раствора, г/мл (г/см^3).

$1 \text{ мл} = 1 \text{ см}^3$ $1 \text{ л} = 1 \text{ дм}^3$

2. *Молярная концентрация (молярность) — это химическое количество растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора.*

Она обозначается $C_M(X)$ и равна отношению химического количества растворенного вещества X к объему раствора в литрах:

$$C_M(X) = \frac{n(X)}{V(p-ra)} = \frac{m(X)}{M(X) \times V(p-ra)}, \quad (4)$$

где $C_M(X)$ — молярная концентрация растворенного вещества, моль/л (моль/ дм^3);

$n(X)$ — химическое количество растворенного вещества, моль;

$m(X)$ — масса растворенного вещества, г;

$M(X)$ — молярная масса, г/моль;

$V(p-ra)$ — объем раствора, л (дм^3).

Взаимосвязь массовой доли растворенного вещества и молярной концентрации выражается формулой:

$$C_M(X) = \frac{\omega(X), \% \times \rho(p-ra), \text{г/мл} \times 10}{M(X)}, \quad (5)$$

Примеры решения задач по теме «Растворы»

Пример 1. Определите массовую долю некоторой соли в растворе, приготовленном из 10,07 г соли и 190,12 г воды.

Дано:

$$m(X) = 10,07 \text{ г}$$

$$m(H_2O) = 190,12 \text{ г}$$

$$\omega(X) = ?$$

Решение:

$$\omega(X) = m(X) / (m(X) + m(H_2O)) =$$

$$10,07 / (10,07 + 190,12) = 10,07 / 200,19 = 0,05 \text{ или } 5 \%$$

$$\text{Ответ: } \omega(\text{соли}) = 0,05 \text{ или } 5 \%$$

Пример 2. Определите молярную концентрацию марганец (II) хлорида, если в 200 мл раствора содержится 2,52 г растворенного вещества.

Дано:

$$V(p-pa) = 0,2 \text{ л}$$

$$m(MnCl_2) = 2,52 \text{ г}$$

$$C_M(MnCl_2) = ?$$

$$M(MnCl_2) = 126 \text{ г/моль}$$

Решение:

$$C_M(MnCl_2) = n(MnCl_2) / V(p-pa) =$$

$$m(MnCl_2) / (M(MnCl_2) \times V(p-pa)) =$$

$$2,52 / (126 \times 0,2) = 0,1 \text{ моль/л}$$

$$\text{Ответ: } C_M(MnCl_2) = 0,1 \text{ моль/л}$$

Пример 3. Определите молярность 6 %-ного раствора Na_2S с плотностью 1,067 г/мл.

Дано:

$$\omega(Na_2S) = 6 \%$$

$$\rho(p-pa) = 1,067 \text{ г/мл}$$

$$C_M(Na_2S) = ?$$

$$M(Na_2S) = 78 \text{ г/моль}$$

Решение:

$$C_M(Na_2S) = \omega(Na_2S) \times \rho(p-pa) \times 10 / M(Na_2S) =$$

$$= 6 \times 1,067 \times 10 / 78 = 0,82 \text{ моль/л}$$

$$\text{Ответ: } C_M(Na_2S) = 0,82 \text{ М}$$

Пример 4. Определите массу (г) кристаллогидрата медь (II) сульфата состава $CuSO_4 \times 5H_2O$ и объем (мл) воды, необходимые для приготовления 150 г 10 %-ного раствора при комнатной температуре.

Дано:

$$m(p-pa) = 150 \text{ г}$$

$$\omega(CuSO_4) = 0,1$$

$$M(CuSO_4) = 160 \text{ г/моль}$$

$$M_{кр} = 250 \text{ г/моль}$$

$$\rho(H_2O) = 1 \text{ г/мл}$$

$$m_{кр} = ?$$

$$V(H_2O) = ?$$

Решение:

$$1. m_{кр} = m(CuSO_4) \times M_{кр} / M(CuSO_4) =$$

$$= \omega(CuSO_4) \times m(p-pa) \times M_{кр} / M(CuSO_4) =$$

$$= 0,1 \times 150 \times 250 / 160 = 23,44 \text{ г}$$

$$2. V(H_2O) = m(H_2O) / \rho(H_2O) =$$

$$= (m(p-pa) - m_{кр}) / \rho(H_2O) = (150 - 23,44) / 1 =$$

$$= 126,56 \text{ мл}$$

$$\text{Ответ: } m_{кр} = 23,44 \text{ г}, V(H_2O) = 126,56 \text{ мл}$$

Пример 5. Какую массу соли и объем воды необходимо взять для приготовления 50 г раствора с $\omega = 0,5 \%$?

Дано:

$$m(p-pa) = 50 \text{ г}$$

$$\omega(\text{соли}) = 0,005$$

$$m(\text{соли}) = ?$$

$$V(H_2O) = ?$$

Решение:

$$1. m(\text{соли}) = m(p-pa) \times \omega(\text{соли}) = 50 \times 0,005 = 0,25 \text{ г}$$

$$2. m(H_2O) = 50 - 0,25 = 49,75 \text{ г}$$

$$3. V(H_2O) = m(H_2O) / \rho(H_2O) = 49,75 / 1 = 49,75 \text{ мл}$$

$$\text{Ответ: } m(\text{соли}) = 0,25 \text{ г}, V(H_2O) = 49,75 \text{ мл}$$

Вопросы и задания для самоконтроля знаний:

1. Что такое растворы?
2. Как классифицируют растворы по агрегатному состоянию?
3. Что такое концентрированные и разбавленные растворы; насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы?
4. Какие стадии включает процесс растворения веществ в жидких растворителях?
5. Какие вещества называют кристаллогидратами? Приведите примеры.
6. От каких факторов зависит растворимость веществ?
7. Что называют массовой долей растворенного вещества? Как ее можно рассчитать?
8. Что такое молярная концентрация растворенного вещества? По какой формуле ее можно рассчитать?

Задачи для самостоятельной работы:

1. Какой объем воды нужно прилить к 0,5 г сахара, чтобы получить раствор с $\omega = 10\%$?
Ответ: 4,5 мл.
2. Вычислите массовую долю растворенного вещества, если в 150 г воды растворили 7 г соли.
Ответ: 4,5 %.
3. В 80 мл воды растворили 5 г глюкозы. Рассчитайте массовую долю глюкозы в полученном растворе.
Ответ: 5,9 %.
4. Какую массу сахара и какой объем воды нужно взять, чтобы приготовить раствор массой 240 г с массовой долей сахара 6 %?
Ответ: 14,4 г сахара; 225,6 мл воды.
5. Вычислите массы соли и воды, необходимые для приготовления 300 г раствора с массовой долей соли 15 %.
Ответ: 45 г соли; 255 г воды.
6. Выпарили 150 г раствора с массовой долей сахара 15 %. Вычислите массу сахара, оставшегося в чашке после выпаривания воды.
Ответ: 22,5 г.
7. Сколько граммов медь (II) сульфата необходимо смешать с 450 г воды, чтобы получить раствор с массовой долей 10 %?
Ответ: 50 г.
8. В каком количестве воды (в граммах) нужно растворить 40 г соли для получения раствора с массовой долей 25 %?
Ответ: 120 г.
9. Смешали 150 г раствора с массовой долей серной кислоты 10 % и 250 г раствора с массовой долей серной кислоты 8 %. Определите массовую долю кислоты в полученной смеси.
Ответ: 8,75 %.
10. Определите массовую долю серной кислоты в растворе, если к 600 г раствора с массовой долей 12 % добавили еще 200 мл воды.
Ответ: 9 %.
11. Определите массу соли, которую нужно добавить к 80 г раствора с массовой долей соли 10 %, чтобы получить раствор с массовой долей этой соли 25 %.
Ответ: 16 г.

12. Определите массу воды, которую нужно добавить к 50 г раствора с массовой долей соли 5 %, чтобы получить раствор с массовой долей соли 2 %.

Ответ: 75 г.

13. В 130 мл воды растворили 35,8 г $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Рассчитайте массовую долю растворенного вещества.

Ответ: 12,11 %.

14. Вычислите молярную массу вещества, если известно, что в 4 л раствора с молярной концентрацией 9 моль/л было растворено 1440 г вещества.

Ответ: 40 г/моль.

15. Вычислите массу калий нитрата, необходимого для приготовления 200 мл раствора, в котором молярная концентрация калий нитрата равна 0,5 моль/л.

Ответ: 10,1 г.

16. Определите молярную концентрацию и массовую долю соли CuSO_4 в растворе, образующемся при смешивании 5 г соли и 45 г воды. Плотность раствора равна 1,018 г/мл.

Ответ: 10 %, 0,64 моль/л.

17. В воде массой 160 г растворили соль KI массой 40 г. Определите массовую долю и молярную концентрацию соли в полученном растворе, приняв плотность раствора равной 1,13 г/мл.

Ответ: 20 %, 1,36 моль/л.

18. Определите молярную концентрацию и массовую долю соли Na_2CO_3 в растворе, образующемся при смешивании 27 г соли и 153 г воды, плотность раствора равна 1,056 г/мл.

Ответ: 1,49 моль/л, 15 %.

ТЕМА 15. СТРОЕНИЕ АТОМА

1. Атомно-молекулярное учение

Основы атомно-молекулярного учения впервые были изложены русским ученым М. В. Ломоносовым в работе «Элементы математической химии» (1741). Справедливость идей Ломоносова о строении вещества была полностью подтверждена.

Атомно-молекулярное учение базируется на принципе дискретности (прерывности строения) вещества: всякое вещество не является чем-то сплошным, а состоит из отдельных очень малых частиц. В настоящее время сущность *атомно-молекулярного учения* можно свести к следующим положениям:

1. Существуют вещества с молекулярным и немолекулярным строением.
2. Молекулярное строение в обычных условиях имеют все газы (O_2 , N_2 , CO), жидкости (вода, этанол, исключение: ртуть). Твердые вещества могут иметь молекулярное и немолекулярное строение. Молекулярное строение имеют легколетучие твердые вещества (лед, йод, органические вещества), в узлах их кристаллических решеток находятся молекулы.

Большинство неорганических твердых веществ имеют немолекулярное строение, в узлах их решеток находятся ионы (соли, основания) или атомы (металлы, алмаз, кремний).

Вещества с молекулярным строением составляют более 95 % от всех известных веществ, так как подавляющее большинство органических веществ имеет молекулярное строение, а органических веществ гораздо больше, чем неорганических.

3. Между молекулами существуют силы притяжения и отталкивания, Молекулы находятся в непрерывном движении, скорость которого зависит от температуры, агрегатного состояния вещества, от массы молекулы.

4. Молекулы состоят из атомов. Молекулы простых веществ состоят из одинаковых атомов (O_3 , H_2 , He), молекулы сложных веществ — из различных атомов (CH_4 , H_2O).

5. Молекулы сохраняются при физических явлениях и разрушаются при химических явлениях. Атомы при химических реакциях не разрушаются (разрушаются в ядерных реакциях, в результате которых образуются атомы новых элементов).

Молекула — наименьшая частица (структурная единица) вещества с молекулярным строением, обладающая его химическими свойствами. Химические свойства молекулы определяются ее составом и химическим строением. Молекула не имеет многих физических характеристик вещества: агрегатного состояния, температуры и др. Эти физические характеристики появляются только у совокупности молекул, т. е. у вещества.

Атом — мельчайшая, химически неделимая частица, входящая в состав молекул. В состав молекул может входить различное число атомов. Например, молекулы благородных газов (He, Ne, Ar) одноатомны; молекулы H_2 , N_2 — двухатомны, молекулы H_2O — трехатомны, молекулы белков, нуклеиновых кислот построены из сотен тысяч атомов. При этом атомы могут соединяться друг с другом не только в различных соотношениях, но и различным образом. Поэтому при сравнительно небольшом числе химических элементов (118) число различных веществ очень велико.

В веществах, имеющих ионное и атомное строение, носителем химических свойств являются не молекулы, а комбинации ионов или атомов, которые образуют данное вещество.

2. Строение атома

Согласно ядерной (планетарной) модели, атом — электронейтральная микросистема, состоящая из положительно заряженного ядра и движущихся вокруг него отрицательно заряженных электронов.

Ядро состоит из нуклонов: протонов — **p** (положительные частицы) и нейтронов — **n** (частицы, не имеющие заряда).

Согласно современным представлениям *электрон* — **e** проявляет двойственную природу, так как является частицей, но его движение вокруг ядра имеет волновой характер.

Количественные характеристики элементарных частиц представлены в таблице 6.

Таблица 6 — Количественные характеристики элементарных частиц

Частица	Относительная масса	Относительный заряд
e	≈ 0	-1
p	1	+1
n	1	0

Заряд ядра (Z) является основной характеристикой атома. Вид атомов с одинаковым зарядом ядра называется **химическим элементом**.

Заряд ядра (Z) численно равен порядковому номеру элемента в периодической системе (N), равен числу протонов, равен числу электронов.

Например: железо в периодической системе имеет порядковый номер 26, следовательно, $Z(Fe) = +26$, т.е. ядро содержит 26 протонов, а вокруг ядра движется 26 электронов.

Поскольку относительная масса электрона ≈ 0 , то масса атома сосредоточена в ядре и равна сумме числа протонов и числа нейтронов. Эта сумма называется **массовым числом атома**.

$A = \sum p + \sum n$ A – массовое число $\sum p$ – количество (сумма) протонов $\sum n$ – количество (сумма) нейтронов

Атомы одного химического элемента, которые имеют разные массовые числа, называются **изотопами**. Атомы изотопов одного элемента имеют одинаковое число протонов и отличаются друг от друга числом нейтронов.

Изотопы обозначаются символами соответствующих элементов, слева от которых сверху записывают массовое число изотопа, внизу — порядковый номер (заряд ядра атома) элемента, т. е.

A_ZX A – массовое число Z – порядковый номер

Например: изотоп углерода с массовым числом 12 — ${}^{12}_6C$;
 изотоп кислорода с массовым числом 18 — ${}^{18}_8O$.

Элемент водород имеет три изотопа, у каждого из которых свое название (таблица 7).

Таблица 7 — Изотопы водорода

Название изотопа	1_1H — протий	2_1H — дейтерий	3_1H — тритий
Характеристика	1 протон, нейтронов нет	1 протон, 1 нейтрон	1 протон, 2 нейтрона

В природе различные элементы имеют разное число изотопов с разным процентным содержанием каждого из них. Относительная атомная масса элемента (A_r), которая приводится в периодической системе, — это средняя величина массовых чисел природных изотопов этого элемента с учетом содержания каждого изотопа.

Например: хлор в природе встречается в виде двух изотопов: ^{35}Cl (процентное содержание — 75,5 %) и ^{37}Cl (24,5 %). Относительная атомная масса хлора: $A_r(\text{Cl}) = 35 \cdot 0,755 + 37 \cdot 0,245 = 35,453 \approx 35,5$.

Все относительные атомные массы элементов округляются до целого числа согласно правилам округления, за исключением, хлора: $A_r(\text{Cl}) = 35,5$.

Химические свойства всех изотопов одного элемента одинаковы: химические свойства элементов зависят не от атомной массы, а от заряда ядра.

3. Строение электронных оболочек атомов. Квантовые числа

Атом состоит из ядра и электронной оболочки.

Электронная оболочка атома — совокупность всех электронов в данном атоме.

Электрон имеет двойственную природу: он является одновременно частицей и волной. Состояние электрона в атоме, т. е. информация о его энергии и пространстве, в котором он находится, описывается с помощью *квантово-механической теории*.

Согласно этой теории, электрон не имеет определенной траектории движения, невозможно определить его точное местонахождение. Можно говорить лишь о вероятности нахождения электрона в разных областях околоядерного пространства.

Для описания состояния электрона в атоме используют квантово-механические модели: электронное облако и атомная электронная орбиталь.

Электронное облако — модель, отражающая совокупность вероятностных положений электрона в разных частях околоядерного пространства. Электронное облако не имеет четких границ и неравномерно по плотности.

Атомная электронная орбиталь (АО) — область околоядерного пространства, в которой вероятность нахождения электрона составляет не менее 90 %.

Графически АО обозначается: 

Согласно квантовомеханическим представлениям, электрон в атоме может находиться в определенных квантовых состояниях, соответствующих определенным значениям энергии его связи с ядром.

Для характеристики АО и электронов используются **квантовые числа**:

- 1) n — главное квантовое число;
- 2) l — орбитальное квантовое число;
- 3) m_l — магнитное квантовое число;
- 4) s — спиновое квантовое число.

Главное квантовое число (n) — характеризует энергию электрона и размер орбитали и может принимать значения: $n = 1, 2, 3, 4, 5$.

Чем больше n , тем больше энергия электрона и размер орбиталей. Орбитали с одинаковым значением n образуют *электронный слой или энергетический уровень*. Число энергетических уровней в атоме равно номеру периода, в котором находится элемент в периодической системе. Максимальное число электронов на энергетическом уровне равно $2n^2$ (n — главное квантовое число, номер энергетического уровня).

Орбитальное квантовое число (l) — характеризует энергию и форму орбитали, а также число подуровней на энергетическом уровне:

$$l = 0, 1, 2, 3, n-1.$$

Орбитали с одинаковым значением n , но разными значениями l образуют *подуровни данного энергетического уровня*.

Если $n = 1$, то $l = 0$, т. е. первый энергетический уровень содержит один подуровень: s-подуровень. На s-подуровне находится s-орбиталь, имеющая форму сферы (рисунок 6).

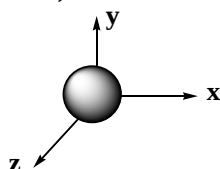


Рисунок 6 — s-орбиталь

Если $n = 2$, то $l = 0, 1$, т. е. второй энергетический уровень содержит два подуровня: s-подуровень, p-подуровень. На p-подуровне находятся p-орбитали, имеющие форму объемной восьмерки (рисунок 7).

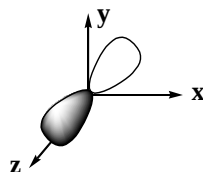


Рисунок 7 — p-орбиталь

Если $n = 3$, то $l = 0, 1, 2$, т. е. третий энергетический уровень содержит три подуровня: s-подуровень, p-подуровень, d-подуровень. На d-подуровне находятся d-орбитали (рисунок 8).



Рисунок 8 — d-орбитали

Если $n = 4$, то $l = 0, 1, 2, 3$, т. е. четвертый энергетический уровень содержит четыре подуровня: s-подуровень, p-подуровень, d-подуровень, f-подуровень. На f-подуровне находятся f-орбитали, имеющие сложную форму.

Магнитное квантовое число (m_l) — характеризует расположение орбиталей в пространстве, а также число орбиталей на подуровне.

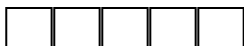
$$m_l = -\ell \dots 0 \dots +\ell.$$

Для *s*-подуровня: $\ell = 0$, $m_l = 0$, т. е. на *s*-подуровне находится только одна *s*-орбиталь: 

s

Для *p*-подуровня: $\ell = 1$, $m_l = -1, 0, +1$, т. е. на *p*-подуровне находятся три орбитали: p_x, p_y, p_z : 

p

Для *d*-подуровня: $\ell = 2$, $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$, т. е. на *d*-подуровне находятся пять орбиталей: 

d

Для *f*-подуровня: $\ell = 3$, $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$, т. е. на *f*-подуровне находятся семь орбиталей: 

f

Энергетическая диаграмма атомных орбиталей представлена на рисунке 9.

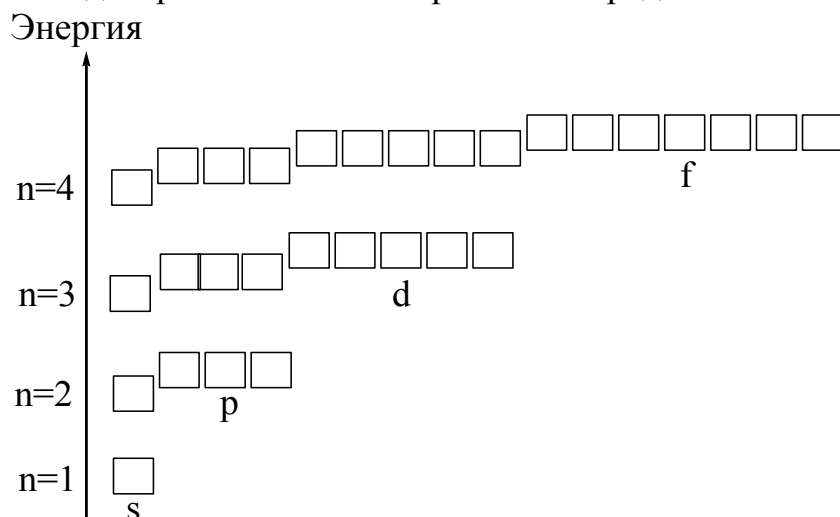


Рисунок 9 — Энергетическая диаграмма атомных орбиталей

Спиновое квантовое число (s) — характеризует вращение электрона вокруг собственной оси (по или против часовой стрелки): $s = +\frac{1}{2}; -\frac{1}{2}$.

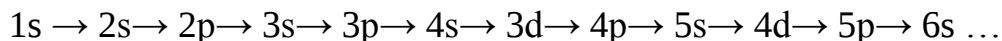
Электрон со спином $+\frac{1}{2}$ изображают: $\uparrow$, со спином $-\frac{1}{2}$ изображают: $\downarrow$.

Таким образом, каждая орбиталь и электроны, находящиеся на ней, характеризуются набором четырех квантовых чисел.

4. Порядок заполнения орбиталей электронами определяется следующими правилами:

1. *Принцип минимальной энергии:* электроны заполняют орбитали в порядке увеличения их энергии. Чем ближе энергетический уровень расположен к ядру, тем меньшей энергией он обладает. Последовательность

заполнения электронами уровней и подуровней аналогична последовательности возрастания энергии уровней и подуровней:



2. *Принцип Паули*: в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел.

Следствие: на одной орбитали может находиться не более двух электронов с противоположными спинами.

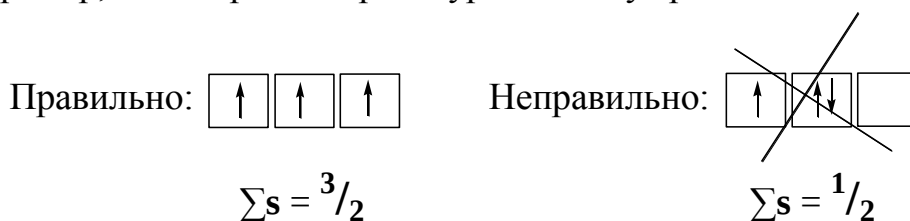
 — вакантная орбиталь;

 — неспаренный электрон;

 — спаренные электроны.

3. *Правило Хунда*: электроны на подуровне располагаются так, чтобы абсолютное значение их суммарного спина было максимальным.

Например, 3 электрона на p-подуровне могут располагаться:



5. Электронные типы химических элементов

Исходя из того, какой подуровень заполняется у атомов элементов последним, различают 4 типа (семейства) элементов:

- s-элементы — первых два элемента каждого периода;
- p-элементы — элементы III-VIII главных групп;
- d-элементы — элементы побочных групп;
- f-элементы — лантаноиды (4f) и актиноиды (5f).

6. Электронные и электронно-графические формулы атомов

Строение электронных оболочек (электронные конфигурации) атомов можно описать с помощью электронных и электронно-графических формул.

Электронная формула показывает распределение электронов по уровням и подуровням.

Например: электронная формула атома водорода: ${}_1\text{H}: 1s^1$
атома неона: ${}_{10}\text{Ne}: 1s^2 2s^2 2p^6$

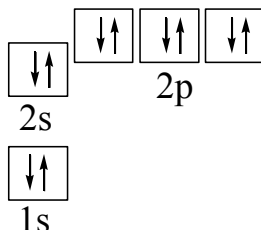
Электронно-графическая формула показывает распределение электронов по уровням, подуровням, орбиталям и спины электронов.

Например: электронно-графическая формула

атома водорода: ${}_1\text{H}$



атома неона: ${}_{10}\text{N}$



Правила составления электронной конфигурации атома и его электронно-графической формулы:

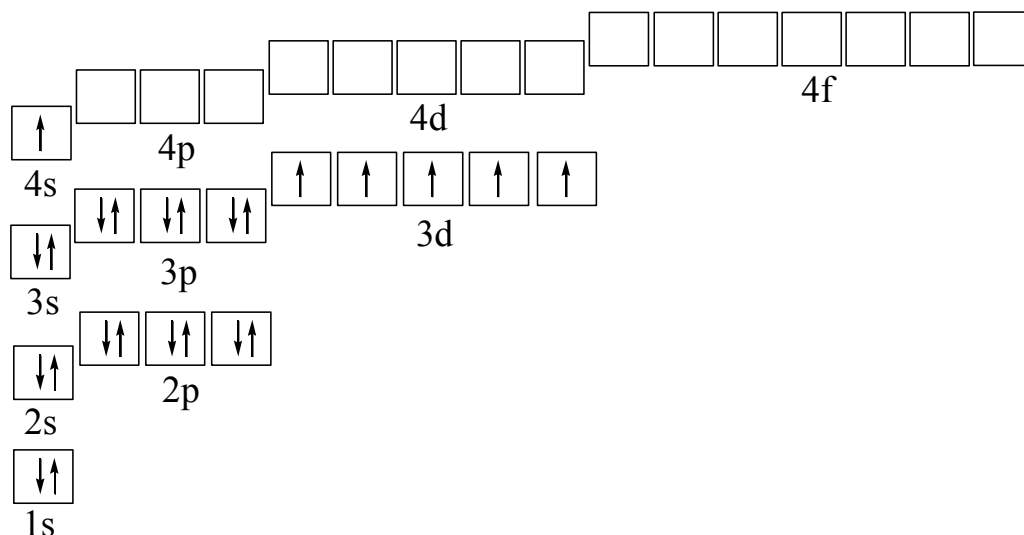
1. Определить общее число электронов в атоме (равно порядковому номеру элемента в периодической системе).
2. Определить число энергетических уровней (равно номеру периода).
3. Определить число подуровней на энергетическом уровне (равно номеру уровня) и число орбиталей на подуровне:
 - на s-подуровне — 1;
 - на p-подуровне — 3;
 - на d-подуровне — 5;
 - на f-подуровне — 7.
4. Заполнить орбитали электронами в соответствии с:
 - принципом минимальной энергии;
 - принципом Паули;
 - правилом Хунда.

У некоторых d-элементов имеет место «*электронный проскок*». Это явление связано со стремлением атома приобрести более устойчивый d-подуровень. d-подуровень особенно устойчив, если заполнен электронами полностью d^{10} или наполовину d^5 . Проскок наблюдается у Cr, Cu, Ag, Au, Mo и др.

Например:

электронная формула атома хрома: ${}_{24}\text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

электронно-графическая формула атома хрома: ${}_{24}\text{Cr}:$



В электронных формулах принято выделять валентные электроны, а в сокращенных электронных формулах записывать только валентные электроны.

Валентными называются электроны, которые наиболее удалены от ядра и могут принимать участие в образовании химических связей.

- У *s-элементов* валентными являются s-электроны внешнего энергетического уровня.

Например:

$_{11}\text{Na}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ — электронная формула;

$\dots 3s^1$ — сокращенная электронная формула.

- У *p-элементов* валентными являются s- и p-электроны внешнего энергетического уровня.

Например:

$_{16}\text{S}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ — электронная формула;

$\dots 3s^2 3p^4$ — сокращенная электронная формула.

- У *d-элементов* валентными являются s-электроны внешнего и d-электроны предвнешнего энергетического уровня.

Например:

$_{28}\text{Ni}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$ — электронная формула;

$\dots 4s^2 3d^8$ — сокращенная электронная формула.

7. Основное и возбужденное состояние атомов

Состояние атомов с наименьшей энергией называется *основным*. Остальные состояния с более высокими энергиями называются *возбужденными*.

Возбужденные состояния атома возникают при переходе электронов с орбиталей с меньшей энергией на орбитали с большей энергией, как правило, в пределах одного энергетического уровня. В процессе возбуждения изменяется спиновое квантовое число электрона, который переходит с од-

ного подуровня на другой. Орбитальные диаграммы атома хлора в основном и возбужденном состояниях представлены на рисунке 10.

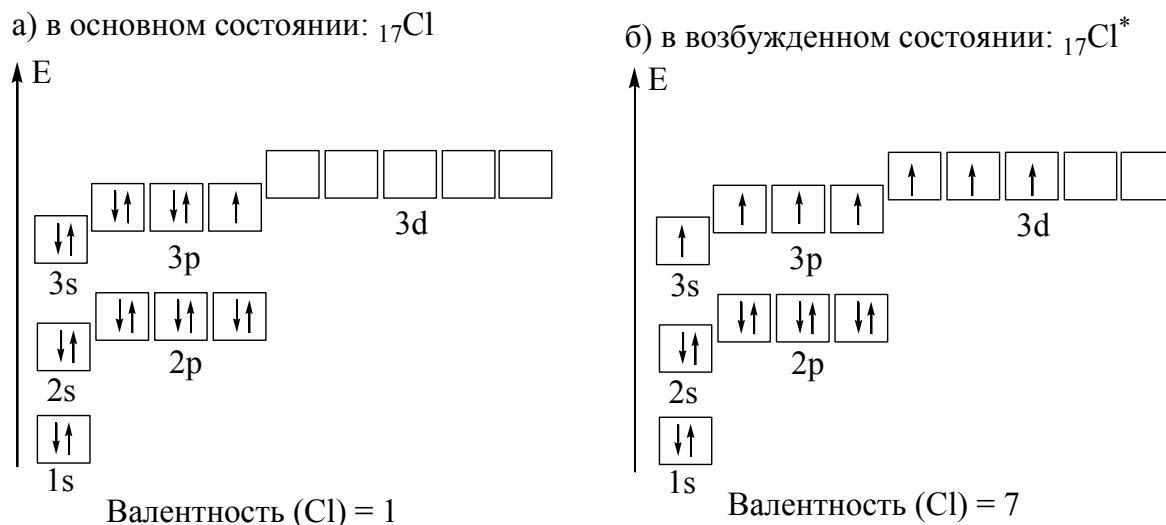


Рисунок 10 — Орбитальные диаграммы атома хлора

Переход атома в возбужденное состояние обуславливает увеличение валентности элемента и является причиной существования переменной валентности.

Затраты энергии на возбуждение атомов компенсируются той энергией, которая выделяется при образовании дополнительных химических связей. Возбуждение атомов при образовании химических связей возможно не для всех элементов. Атомы элементов II периода — N, O, F — при образовании химических связей не переходят в возбужденное состояние.

Вопросы для самоконтроля:

1. Сформулируйте основы атомно-молекулярного учения.
2. Что такое атом? Что является главной характеристикой атома?
3. Охарактеризуйте элементарные частицы, входящие в состав атома (их относительная масса, относительный заряд).
4. Почему масса атома равна массе ядра?
5. Что называется массовым числом атома?
6. Что такое изотопы? Чем отличаются атомы изотопов одного элемента?
7. Как называются изотопы водорода? Каков состав ядер этих изотопов?
8. Дайте определения понятиям: «электронная оболочка атома», «электронное облако», «атомная электронная орбиталь».
9. Какие квантовые числа используют для характеристики орбиталей и электронов?
10. Какие значения могут принимать квантовые числа и что они характеризуют?
11. Что такое энергетический уровень, энергетический подуровень?

2. Укажите элемент, в атоме которого содержится 53 электрона:
а) Cl; б) Ba; в) I; г) S.
3. Ядра изотопов одного химического элемента различаются:
а) числом протонов и числом нейтронов;
б) числом нейтронов;
в) числом протонов;
г) числом электронов.
4. Укажите число нейтронов в ядре атома изотопа олова $_{50}^{115}\text{Sn}$:
а) 80; б) 65; в) 50; г) 115.
5. Число электронов на внешнем энергетическом р-подуровне атома серы равно:
а) 6; б) 2; в) 16; г) 4.
6. Число неспаренных электронов в основном состоянии атома фосфора равно:
а) 1; б) 2; в) 3; г) 5.
7. Электронная конфигурация атома кремния в основном состоянии:
а) $1s^2 2s^2 2p^2$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$; в) $1s^2 2s^2 2p^6$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
8. Сокращенная электронная конфигурация $4s^2 3d^{10}$ отвечает основному состоянию атома:
а) цинка; б) кальция; в) скандия; г) меди.
9. Электронный проскок наблюдается у атомов следующих химических элементов:
а) цинка; б) меди; в) хрома; г) железа.
10. Охарактеризуйте электронное строение атома аргона:
а) на третьем энергетическом уровне находится 18 электронов;
б) все электроны являются спаренными;
в) в атоме имеется шесть s-электронов;
г) в атоме имеется 18 электронов.

Ответы: 1. г. 2. в. 3. б. 4. б. 5. г. 6. в. 7. б. 8. а. 9. б, в. 10. б, в, г.

ТЕМА 16.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

1. Периодический закон Д. И. Менделеева

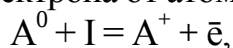
Периодический закон — один из важнейших законов химии, был открыт в 1869 г. русским ученым-химиком Д. И. Менделеевым. В настоящее время периодический закон формулируется следующим образом: «*Свойства атомов химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от зарядов ядер атомов*».

Периодически изменяются следующие свойства атомов и соединений:

- **физико-химические характеристики атомов:**

— *Радиус атома (R , нм)* — расстояние от ядра до максимума электронной плотности самой удаленной орбитали атома: ($1\text{ нм} = 10^{-9}\text{ м}$).

— *Энергия ионизации (I , кДж/моль (эВ))* — количество энергии, необходимое для отрыва валентного электрона от атома, т. е.:



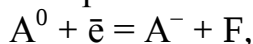
где A^0 — нейтральный атом;

A^+ — катион;

I — энергия ионизации.

Чем меньше I , тем сильнее металлические свойства атома.

— *Сродство к электрону (F , кДж/моль (эВ))* — энергия, которая выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому, т.е.:



где A^0 — нейтральный атом;

A^- — анион;

F — сродство к электрону.

Чем больше F , тем сильнее неметаллические свойства атома.

— *Электроотрицательность (ЭО)* — способность атома в соединении притягивать к себе электроны; $\text{ЭО} \approx \frac{1}{2} \cdot (I + F)$.

Чем больше ЭО, тем сильнее неметаллические свойства атома; чем меньше ЭО, тем сильнее металлические свойства атома.

Например: $\text{ЭО}(\text{Li}) = 1$, $\text{ЭО}(\text{F}) = 4,1$ — самый ЭО элемент.

- **Металлические и неметаллические свойства атомов:**

Металличность — способность атомов легко отдавать электроны.

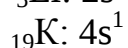
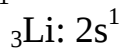
Неметалличность — способность атомов легко принимать электроны.

- **Высшая степень окисления элементов:** для большинства элементов она равна номеру группы.

- **Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов химических элементов.**

Причиной периодического изменения свойств химических элементов и их соединений при увеличении заряда ядра (порядкового номера элемента в периодической системе) является *периодическая повторяемость электронного строения их атомов*. В этом заключается физический смысл периодического закона.

Например: Na повторяет свойства Li и K, т. к. повторяется электронное строение атомов, т. е. $_{11}\text{Na}: 3s^1$



Химические элементы с одинаковым электронным строением атомов называются **электронными аналогами**. Электронные аналоги имеют схожие химические свойства.

2. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

Периодическая система химических элементов (ПС) — естественная классификация химических элементов, являющаяся табличным выражением периодического закона.

Главный принцип построения ПС — выделение в ней периодов и групп.

Период — горизонтальный ряд химических элементов, расположенных в порядке возрастания зарядов их ядер и атомных масс, начинающийся щелочным металлом и заканчивающийся инертным газом.

Исключение: I период, который начинается водородом; VII период, который является незавершенным.

Периоды делят на малые (I–III) и большие (IV–VI). В VI периоде после лантана находятся 14 элементов ($Z=58–71$), которые по свойствам похожи на лантан и называются *лантаноидами*. В незавершенном VII периоде после актиния находятся 14 элементов, которые по свойствам похожи на актиний и называются *актиноидами*. Лантаноиды и актиноиды располагаются в нижней части ПС.

Число элементов в каждом периоде ПС представлено в таблице 8.

Таблица 8 — Число элементов в периодах

Номер периода	1	2	3	4	5	6	7
Число элементов	2	8	8	18	18	32	не завершен

Номер периода равен числу энергетических уровней в атомах элементов.

В малых периодах слева направо:

1) увеличивается заряд ядер атомов, число энергетических уровней не изменяется, поэтому радиусы атомов уменьшаются, а энергия ионизации, сродство к электрону, ЭО увеличиваются;

2) металлические свойства элементов ослабевают, а неметаллические — усиливаются;

3) основность оксидов и гидроксидов уменьшается, а кислотность увеличивается.

Чем активнее металл, тем больше основность его оксида и гидроксида.

Чем активнее неметалл, тем выше кислотность его оксида и гидроксида.

Например, для элементов III периода:

Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
щелочной металл	металл	амфотерный металл	неметалл	неметалл	неметалл	неметалл

уменьшение металличности, увеличение неметалличности →

Na ₂ O NaOH	MgO Mg(OH) ₂	Al ₂ O ₃ Al(OH) ₃	SiO ₂ H ₂ SiO ₃	P ₂ O ₅ H ₃ PO ₄	SO ₃ H ₂ SO ₄	Cl ₂ O ₇ HClO ₄
основной характер		амфотерный характер	кислотный характер			

уменьшение основности, увеличение кислотности →

Группа — вертикальный ряд химических элементов, расположенных в порядке возрастания зарядов их ядер и атомных масс, имеющих одинаковую конфигурацию внешнего (или внешнего и предвнешнего) энергетического уровня.

Группы делят на подгруппы:

- А — главные; состоят из s- и p-элементов;
- В — побочные; состоят из d-элементов.

Номер группы показывает число валентных электронов, т. е. число электронов, которые могут участвовать в образовании химических связей.

В главных подгруппах сверху вниз:

1) увеличивается число энергетических уровней, при этом число электронов на внешнем энергетическом уровне одинаково, поэтому радиусы атомов увеличиваются, а энергия ионизации, сродство к электрону, ЭО уменьшаются.

Атомы элементов одной группы являются полными электронными аналогами, для них и их соединений характерны близкие свойства; неполные электронные аналоги — элементы II периода, из-за отсутствия d-подуровня на втором энергетическом уровне.

Например:

Щелочные металлы	Галогены
— общая электронная формула валентных электронов: ns^1 ;	— общая электронная формула валентных электронов: ns^2np^5 ;
— типичные металлы;	— типичные неметаллы;
— оксиды и гидроксиды щелочных металлов имеют ярко выраженные основные свойства;	— оксиды и гидроксиды галогенов имеют ярко выраженные кислотные свойства;
— гидриды (соединения с водородом)	— галогеноводороды — газообразные соединения, их водные растворы — кислоты
— твердые вещества, разлагаемые водой и кислотами	

2) металлические свойства элементов усиливаются, неметаллические свойства ослабевают; все элементы побочных подгрупп являются металлами;

3) сила оснований увеличивается, а сила кислородсодержащих кислот уменьшается;

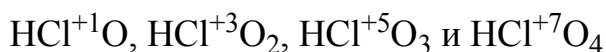
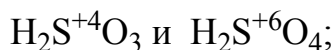
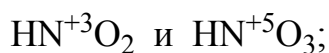
Например: для элементов IA и VIIA групп:

Li	увеличение металлических свойств ↓	F	уменьшение неметаллических свойств ↓
Na		Cl	
K		Br	
Rb		I	
Cs			

Li ₂ O LiOH	увеличение основного характера оксидов и гидроксидов ↓	—	уменьшение кислотного характера оксидов и гидроксидов ↓
Na ₂ O NaOH		Cl ₂ O ₇ HClO ₄	
K ₂ O KOH		Br ₂ O ₇ HBrO ₄	
Rb ₂ O RbOH		I ₂ O ₇ HIO ₄	
Cs ₂ O CsOH			

Если химический элемент образует несколько кислородсодержащих кислот, то их сила возрастает с увеличением степени окисления атома.

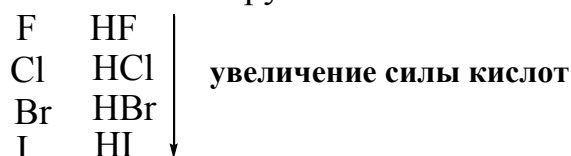
Например:



увеличение силы кислот →

4) сила бескислородных кислот увеличивается.

Например: для элементов VIIA группы:



3. Характеристика химических элементов и их соединений, исходя из положения в ПС

План характеристики элемента	Например: S
1. Положение элемента в периодической системе	1. III период (малый), VIA группа

План характеристики элемента	Например: S								
2. Электронная и электронно-графическая формула атома элемента	2. ${}_{16}\text{S}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$								
3. Валентность и степени окисления элемента	3. Валентность: II, IV, VI Степени окисления: -2, 0, +4, +6 <table border="0"> <tr> <td>H_2S^{-2}</td> <td>S^0</td> <td>$\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$</td> <td>$\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$</td> </tr> <tr> <td>ТОЛЬКО В-ЛЬ</td> <td colspan="2">О-В ДВОЙСТВЕННОСТЬ</td> <td>ТОЛЬКО ОК-ЛЬ</td> </tr> </table> ↑ увеличение окислительной способности	H_2S^{-2}	S^0	$\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$	$\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$	ТОЛЬКО В-ЛЬ	О-В ДВОЙСТВЕННОСТЬ		ТОЛЬКО ОК-ЛЬ
H_2S^{-2}	S^0	$\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$	$\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$						
ТОЛЬКО В-ЛЬ	О-В ДВОЙСТВЕННОСТЬ		ТОЛЬКО ОК-ЛЬ						
4. Является элемент металлом или неметаллом	4. Неметалл: характерны окислительные свойства при взаимодействиях с металлами и некоторыми неметаллами, например, водородом.								
5. Важнейшие соединения элемента, их характер	5. Важнейшие соединения: ■ оксиды: SO_2, SO_3 ■ кислоты: $\text{H}_2\text{SO}_3, \text{H}_2\text{SO}_4$ ↑ усиление кислотного характера соединений ■ водородное соединение: H_2S — газ с неприятным запахом, при растворении в воде образует слабую двухосновную кислоту; ■ соли: серной кислоты — сульфаты (растворимые соли, например, Na_2SO_4, не гидролизуются по аниону); сернистой кислоты — сульфиты; сероводородной кислоты — сульфиды (растворимые соли, например, $\text{Na}_2\text{SO}_3, \text{Na}_2\text{S}$, гидролизуются по аниону).								

Вопросы для самоконтроля:

1. Какова современная формулировка периодического закона?
2. Чему равно число энергетических уровней в атомах всех элементов данного периода?
3. Что такое период?

4. Как изменяются радиус атомов, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность, металличность и неметалличность элементов в малых периодах?

5. Что такое группа?

6. Что определяет номер группы?

7. Какие элементы входят в главные подгруппы? В побочные?

8. Как изменяются радиус атомов, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность, металличность и неметалличность элементов в главных подгруппах?

9. Если элемент образует несколько кислородсодержащих кислот, то как изменяется их сила в зависимости степени окисления элемента?

10. Как в главных подгруппах изменяется сила бескислородных кислот?

Упражнения для самостоятельной работы:

1. Определите положение элементов в ПС (период, группа, подгруппа) по электронным формулам:

а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$;

в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$;

б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$;

г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

2. По положению элементов в ПС определите, какой элемент имеет бóльшую ЭО; бóльший радиус атомов:

а) йод или бром;

в) магний или барий;

б) олово или йод;

г) фосфор или висмут.

3. Напишите символы всех металлов третьего периода, если первым неметаллом в этом периоде является кремний.

4. Напишите символы всех неметаллов второго периода, если первым неметаллом в этом периоде является бор.

5. Напишите символы всех неметаллов главной подгруппы V группы, если известно, что два элемента в этой подгруппе являются металлами.

6. В главных подгруппах двух групп находятся только металлы. Какие это группы?

7. Какой из двух элементов обладает более выраженными неметаллическими свойствами:

а) С или Si;

б) Cl или I;

в) N или As;

г) S или Se?

8. Какой из двух элементов обладает более выраженными металлическими свойствами:

а) Li или Na;

б) Na или Mg;

в) K или Fe;

г) Sr или Ba?

9. Какая из двух кислот является более сильной:

а) HClO или HClO₃;

в) HNO₂ или HNO₃;

б) HCl или HI;

г) H₂S или H₂Se?

10. Охарактеризуйте в соответствии с планом следующие элементы:

а) углерод;

б) калий;

в) хлор;

г) кальций.

Тест по теме «Периодический закон и ПС»

1. Укажите свойства атомов элементов, которые находятся в периодической зависимости от заряда ядер атомов:

- а) электроотрицательность;
- б) энергия ионизации;
- в) число нейтронов;
- г) высшая валентность и высшая степень окисления.

2. У элементов малых периодов с увеличением порядкового номера:

- а) увеличивается радиус атомов;
- б) увеличивается заряд ядра атома;
- в) увеличивается число электронов на внешнем энергетическом уровне;
- г) увеличивается электроотрицательность.

3. У элементов подгрупп А с увеличением порядкового номера:

- а) ослабевают металлические свойства;
- б) увеличивается число энергетических уровней;
- в) увеличивается радиус атомов;
- г) увеличивается число электронов на внешнем энергетическом уровне.

4. Укажите, в какой подгруппе А находятся элементы, которым соответствует формула электронной конфигурации $\dots ns^2 np^4$:

- а) III; б) IV; в) VI; г) VIII.

5. В каком из приведенных рядов элементов электроотрицательность возрастает слева направо:

- а) $F \rightarrow Cl \rightarrow Br \rightarrow I$; в) $S \rightarrow Se \rightarrow Te \rightarrow Po$;
- б) $Li \rightarrow Na \rightarrow K \rightarrow Rb$; г) $Si \rightarrow P \rightarrow S \rightarrow Cl$?

6. Укажите ряды элементов, в которых последовательно возрастает энергия ионизации атомов:

- а) Li, Na, K; б) Be, B, C; в) He, Ne, Ar; г) Li, F, Ne.

7. Кислотные свойства последовательно возрастают в рядах соединений:

- а) N_2O_5 , P_2O_5 , As_2O_5 ; в) $HClO_3$, $HBrO_3$, HIO_3 ;
- б) HCl , HBr , HI ; г) SiO_2 , CO_2 , N_2O_5 .

8. Основные свойства последовательно возрастают в рядах соединений:

- а) $NaOH$, KOH , $RbOH$; в) MgO , CaO , SrO ;
- б) BeO , B_2O_3 , CO_2 ; г) GeO , SnO , PbO .

9. Укажите общую формулу высшего оксида для элементов VI группы:

- а) R_2O_3 ; б) RO_3 ; в) RO_4 ; г) RO .

10. Для атома хлора возможны различные электронные состояния:

- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^1$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^3$;
- б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^2$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

Какая запись характеризует основное (невозбужденное) состояние атома хлора?

Ответы: 1. а, б, г. 2. б, в, г. 3. б, в. 4. в. 5. г. 6. б, г. 7. б, г. 8. а, в, г. 9. б. 10. г.

ТЕМА 17. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Химическая связь — это результат взаимодействия атомов, приводящий к образованию молекулы или другой многоатомной системы.

Причина возникновения химической связи — стремление атомов к более устойчивому состоянию с минимально возможным запасом энергии.

Природа химической связи — электростатическое притяжение разноименно заряженных частиц — протонов и электронов.

Различают четыре основных вида химической связи:

- ковалентную;
- ионную;
- металлическую;
- водородную.

Ковалентная связь

Ковалентная связь — химическая связь между атомами неметаллов, осуществляемая за счет образования общих электронных пар для взаимодействующих атомов.

Одним из подходов, описывающим образование ковалентной связи между атомами, является *метод валентных связей (МВС)*.

Основные положения метода ВС

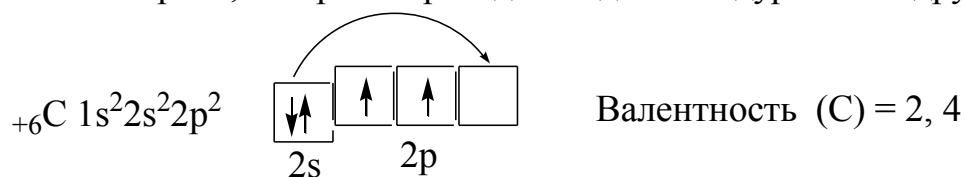
1. В образовании ковалентной связи участвуют только валентные электроны атомов. Для s и p-элементов валентными являются электроны внешнего энергетического уровня, для d-элементов — s-электроны внешнего и d-электроны предвнешнего энергетических уровней.

Валентность — способность атома образовывать ковалентные связи с другими атомами. Она равна числу ковалентных связей, образованных атомом.

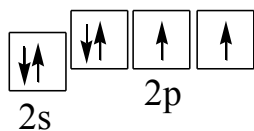
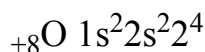
Валентные возможности атома можно предсказать по числу неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях.

Основное состояние — состояние атома с наименьшей энергией. *Возбужденное состояние* — состояние атома с более высокой энергией.

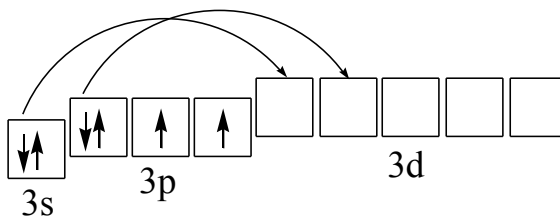
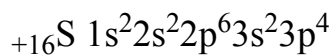
Возбуждение — это разъединение спаренных электронов и переход одного из них на свободную орбиталь другого подуровня в пределах одного энергетического уровня. В процессе возбуждения изменяется спиновое квантовое число электрона, который переходит с одного подуровня на другой.



Затраты энергии на возбуждение компенсируются той энергией, которая выделяется при образовании дополнительных химических связей. Возбуждение при образовании химических связей возможно не для всех элементов. Например:



Валентность (O) = 2

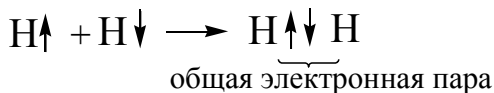
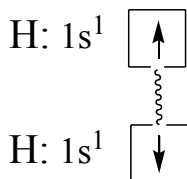


Валентность (S) = 2, 4, 6

2. Существуют два механизма образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный.

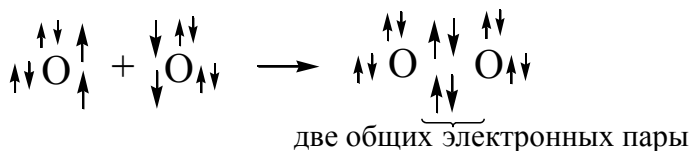
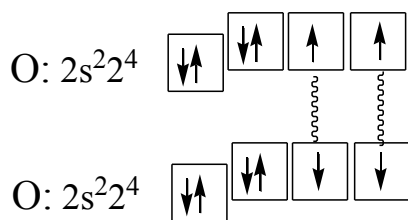
Обменный механизм — это механизм, при котором каждый атом предоставляет для образования связи свои неспаренные электроны, имеющие противоположные спины.

Например, схемы образования связей в молекулах H_2 и O_2 :



$\text{H}:\text{H}$ – электронная формула

$\text{H}-\text{H}$ – структурная формула



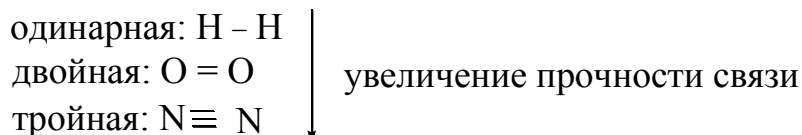
$:\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{O}}:$ – электронная формула

$\text{O}=\text{O}$ – структурная формула

Если между атомами возникает одна ковалентная связь (одна общая электронная пара), то она называется *одинарной*; если больше, то *кратной*: двойной (две общие электронные пары), *тройной* (три общие электронные пары).

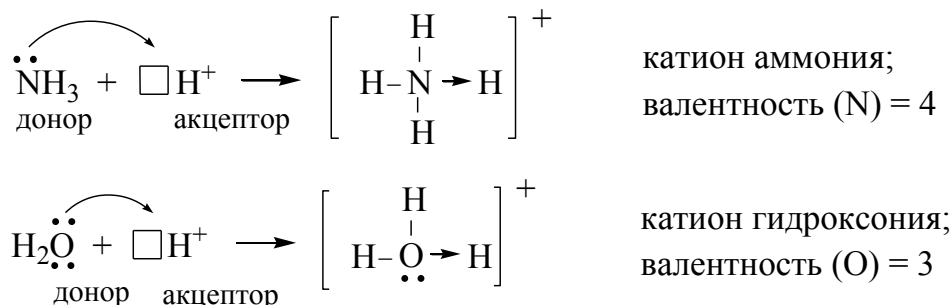
Кратность связи — число общих электронных пар, связывающих два атома. Чем больше кратность связи, тем связь прочнее.

Например:



Донорно-акцепторный механизм — это механизм образования химической связи за счет неподеленной электронной пары одного атома (донор) и свободной орбитали другого атома (акцептор).

Например, схемы образования катионов аммония и гидроксония:



Атомы азота в молекуле аммиака и кислорода в молекуле воды содержат неподеленные электронные пары, способные переходить на вакантную орбиталь катиона водорода H^+ . В результате образуется катион аммония NH_4^+ и гидроксония H_3O^+ .

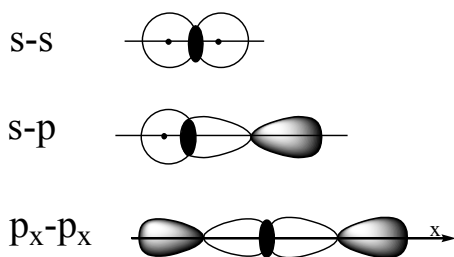
3. При образовании общих электронных пар происходит перекрывание атомных орбиталей взаимодействующих атомов.

Различают 2 способа перекрывания атомных орбиталей: осевое перекрывание и боковое перекрывание.

Ось молекулы — условная линия, соединяющая ядра атомов.

Примеры осевого и бокового перекрывания атомных орбиталей представлены на рисунке 11.

Осевое перекрывание:



Боковое перекрывание:

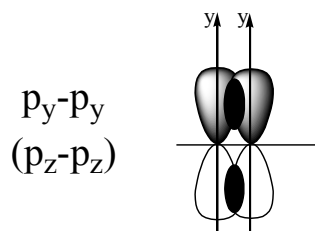
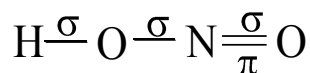


Рисунок 11 — Осевое и боковое перекрывание атомных орбиталей

При осевом перекрывании образуется сигма-связь (σ -связь), а при боковом — пи-связь (π -связь). Чем сильнее перекрываются орбитали, тем прочнее ковалентная связь. Вот почему π -связь менее прочная, чем σ -связь.

Одинарные связи являются σ -связями. π -связь образуется между атомами, которые уже связаны σ -связью, т. е. она имеется в двойных и тройных связях.

Например, в молекуле азотистой кислоты HNO_2 имеются 3 σ -связи и 1 π -связь:



Для объяснения факта равноценности химических связей в молекуле, независимо от того, какие орбитали принимают участие в образовании связей (s-, p-, d-) предложена *гипотеза о гибридизации атомных орбиталей*. В гибридизации участвуют орбитали с близкими значениями энергии (s-, p-орбитали внешнего и d-орбитали предвнешнего энергетических уровней) и высокой электронной плотностью.

Гибридизация атомных орбиталей — процесс взаимодействия орбиталей, приводящий к выравниванию их формы и энергии.

Схемы образования гибридных орбиталей представлены на рисунке 12.

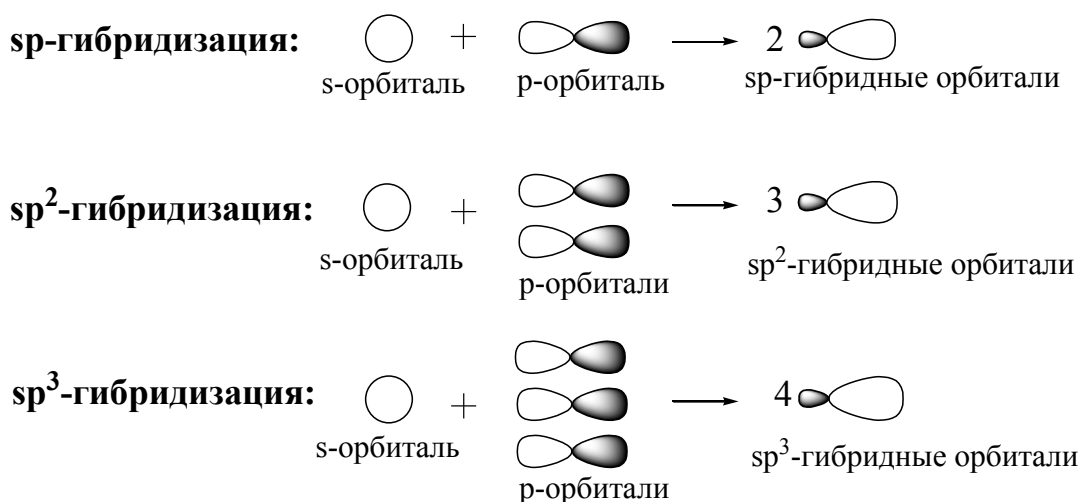


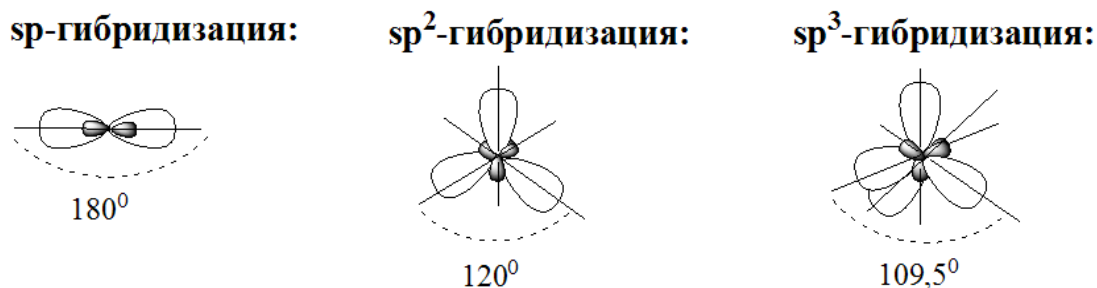
Рисунок 12 — Схемы образования гибридных орбиталей

Число гибридных орбиталей равно числу исходных орбиталей. Гибридные орбитали не принимают участия в образовании π -связей.

Гибридизация — энергетически выгодный процесс, обеспечивающий максимальное перекрывание атомных орбиталей за счет несимметричного распределения электронной плотности гибридных орбиталей.

Характер гибридизации валентных орбиталей центрального атома, их пространственное расположение определяют пространственное строение молекул (конфигурацию).

Например:



При sp-гибридизации гибридные орбитали вследствие отталкивания и стремления максимально удалиться друг от друга располагаются *под углом*

180°. Образующаяся за счет этих орбиталей молекула будет иметь *линейную форму*.

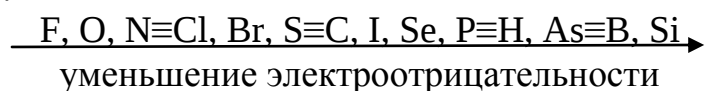
Гибридные орбитали в случае sp^2 -гибридизации располагаются *под углом 120°*. Молекула, образованная за счет этих гибридных орбиталей, имеет *форму треугольника (плоскостную конфигурацию)*.

В случае sp^3 -гибридизации орбитали ориентированы к вершинам тетраэдра, т.е. расположены *под углом 109,5°*. Молекула, образованная за счет этих гибридных орбиталей, имеет *тетраэдрическую конфигурацию*.

4. Различают две разновидности ковалентной связи: неполярную и полярную.

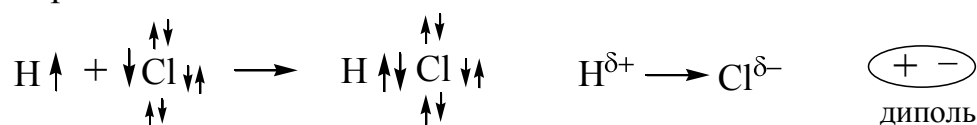
Неполярная ковалентная связь — связь, при которой общая электронная пара принадлежит обоим атомам в равной степени, т.е. отсутствует смещение электронной плотности. Неполярная связь возникает между атомами с одинаковой или незначительно отличающейся электроотрицательностью, например, в молекулах: H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 , F_2 , CH_4 .

Электроотрицательность — способность атома притягивать к себе электроны при образовании химической связи. В порядке уменьшения электроотрицательности можно расположить атомы следующих химических элементов:



Полярная ковалентная связь — связь, при которой общая электронная пара смещается к более электроотрицательному атому. При этом на атоме, от которого смещается общая электронная пара, возникает частичный положительный заряд (δ^+), а на атоме, к которому смещается электронная пара — частичный отрицательный заряд (δ^-). Полярная ковалентная связь образуется в молекулах: HCl , H_2O , H_2S , NH_3 .

Например, при образовании ковалентной полярной связи в молекуле HCl общая электронная пара смещается в сторону хлора как более электроотрицательного атома:



Основные характеристики ковалентной связи:

1. *Длина связи* — расстояние между ядрами связанных атомов. Химическая связь тем прочнее, чем меньше ее длина.

2. *Энергия связи* — энергия, которую необходимо затратить на разрыв связи.

3. *Насыщаемость* — способность атомов образовывать ограниченное число ковалентных связей. Например, атом водорода (один неспаренный

электрон) образует одну связь, атом углерода (четыре неспаренных электрона в возбужденном состоянии) — не более четырех связей.

4. *Направленность* — расположение связей в молекуле под определенными углами (*валентные углы*) относительно друг друга. Направленность обуславливает пространственную структуру (конфигурацию) молекул.

Ионная связь

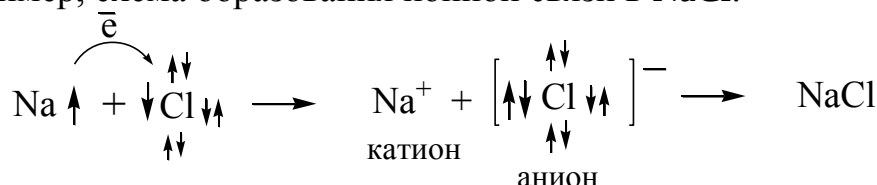
Ионная связь — результат взаимного притяжения разноименно заряженных ионов.

Ионы бывают:

- простые: Na^+ , Cl^- , Ba^{2+} , S^{2-} ;
- сложные: NH_4^+ , OH^- , SO_4^{2-} , $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$.

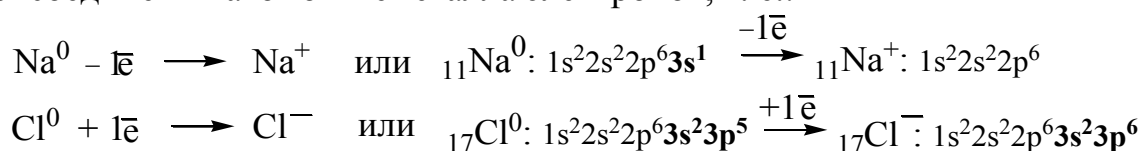
Ионную связь образуют атомы, сильно отличающиеся по электроотрицательности. Процесс образования ионной связи сводится к переходу электронов от атомов типичных металлов (щелочные и щелочноземельные металлы) к атомам типичных неметаллов (галогены, O и N).

Например, схема образования ионной связи в NaCl:



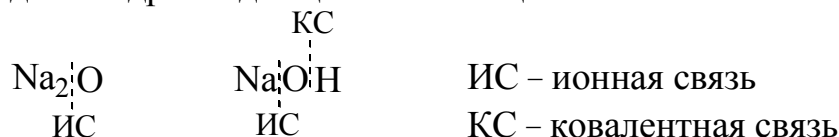
Катион — положительно заряженный ион, образующийся при отдаче атомом металла электронов.

Анион — отрицательно заряженный ион, образующийся при присоединении атомом неметалла электронов, т. е.:



К ионным соединениям относят:

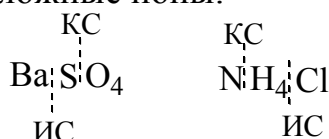
1) оксиды и гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов:



2) галогениды щелочных и щелочноземельных металлов:



3) соли, содержащие сложные ионы:



Ионных соединений относительно немного.

Свойства ионной связи:

1. *Ненаправленность* — определяется тем, что каждый ион имеет сферическую форму и может притягивать ионы противоположного знака по любому направлению.

2. *Ненасыщаемость* — взаимодействие ионов противоположного знака не приводит к компенсации силовых полей и у них сохраняется способность притягивать ионы противоположного знака.

Металлическая связь

Металлическая связь — это связь между положительно заряженными ионами металлов и обобществленными валентными электронами («электронный газ») в кристалле металла.

Для атомов металлов характерно:

- небольшое число валентных электронов при большом числе вакантных валентных орбиталей;
- большие радиусы атомов;
- низкие энергии ионизации.

Поэтому атомы металлов легко превращаются в катионы. Освободившиеся электроны («электронный газ») свободно перемещаются по всему кристаллу, занимая вакантные орбитали соседних атомов, и осуществляют связь между ионами.

Например, атом натрия имеет 1 валентный электрон и избыток валентных орбиталей, т. е. ${}_{11}\text{Na}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Валентный электрон Na может занимать одну из 9 свободных орбиталей (одна — s, три — p, пять — d). При сближении атомов в результате образования кристаллической решетки валентные орбитали соседних атомов перекрываются, благодаря чему электроны могут свободно перемещаться с одной орбитали на другую, осуществляя связь между всеми атомами металла в кристалле.

Металлическая связь имеет сходство с ковалентной связью, так как в их основе лежит обобществление электронов. Металлическая связь, как и ионная, характеризуется ненасыщаемостью и ненаправленностью по той же причине, что и ионная.

Металлическая связь имеется в металлах: Na, K, Fe, Cu, Mg и т. д., в сплавах металлов: сталь (Fe, Mn, Co), бронза (Cu, Sn), мельхиор (Cu, Ni) и др.

Металлическая связь обуславливает важнейшие физические свойства металлов: металлический блеск, пластичность, тепло- и электропроводность.

Водородная связь

Водородная связь — результат взаимного притяжения атома водорода в одной полярной молекуле к сильно электроотрицательному атому в другой полярной молекуле. Сильно электроотрицательные атомы: F, O, N, реже Cl и S. Водородная связь является непрочной; ее изображают пунктиром: ----- или многоточием:

2. Приведите схемы образования связей в молекулах: F_2 , O_2 , N_2 , HBr , H_2S .
3. Напишите структурные формулы для следующих соединений: $HClO$, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$. Укажите число σ - и π -связей.
4. В каких из молекул — Cl_2 , HCl , H_2 , F_2 , NH_3 , HF — связи полярные? Укажите знак эффективного заряда (δ^+ или δ^-) в полярных соединениях.
5. В каких случаях при взаимодействии простых веществ образуются соединения с ковалентной, а в каких — с ионной связью:

а) $K + I_2$;	в) $Ba + O_2$;	д) $C + O_2$;
б) $H_2 + S$;	г) $H_2 + N_2$;	е) $P + Cl_2$.
6. Сколько электронов отдают или принимают атомы при образовании ионов: а) Mg и Ca ; б) F и Cl ? Напишите электронные формулы образующихся ионов.

Тест по теме «Типы химической связи»

1. Водородная связь может образовываться между молекулами:

а) метана;	б) аммиака;	в) азота;	г) фтороводорода.
------------	-------------	-----------	-------------------
2. Формулы веществ только с ковалентной неполярной связью записаны в ряду:

а) HCl , Cl_2 , CO_2 ;	в) CaS , K_2O , N_2 ;
б) O_2 , P_4 , N_2 ;	г) Cl_2O_7 , HCl , $NaCl$.
3. Между атомами каких элементов химическая связь будет иметь ионный характер:

а) Li и F ;	б) C и O ;	в) S и F ;	г) Si и H ?
-----------------	----------------	----------------	-----------------
4. В молекуле сероводорода химическая связь:

а) ионная;	в) водородная;
б) ковалентная;	г) металлическая?
5. В приведенном перечне веществ — азот, натрий хлорид, аммиак, кислород, железо, вода, аргон, калий фторид — число веществ с неполярной ковалентной связью и полярной ковалентной связью соответственно равны:

а) 2 и 2;	б) 4 и 4;	в) 3 и 5;	г) 5 и 3.
-----------	-----------	-----------	-----------
6. Число σ - и π -связей между атомами азота в молекуле N_2 равно соответственно:

а) 1 и 1;	б) 2 и 1;	в) 1 и 2;	г) 1 и 3.
-----------	-----------	-----------	-----------
7. Химическая связь наиболее прочна в молекуле:

а) иодоводорода;	б) кислорода;	в) хлора;	г) азота.
------------------	---------------	-----------	-----------
8. Только ионные связи имеются в соединении, название которого:

а) барий сульфат;	в) калий гидроксид;
б) фтороводород;	г) натрий оксид.

9. Укажите название вещества, имеющего металлический тип связи:

а) мышьяк; б) галлий; в) фосфор; г) иод.

10. Ковалентную и ионную связь может образовывать атом элемента, символ которого:

а) As; б) K; в) Na; г) Cl.

Ответы: 1. б, г. 2. б. 3. а. 4. б. 5. а. 6. в. 7. г. 8. г. 9. б. 10. г.

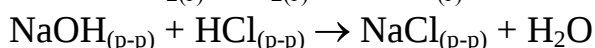
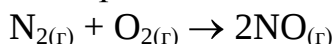
ТЕМА 18. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И КАТАЛИЗ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

1. Скорость химической реакции

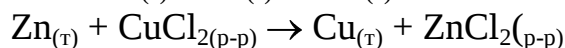
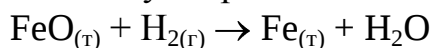
Химические реакции протекают с различными скоростями. Одни реакции протекают очень быстро, даже со взрывом, другие — очень медленно. Чрезвычайно быстро, практически мгновенно, идут реакции нейтрализации при смешивании растворов кислот и щелочей и, наоборот, очень медленно — реакции образования ржавчины. Процессы, совершающиеся в земной коре (реакции гниения, образования полезных ископаемых) растягиваются на десятки, сотни и тысячи лет.

По наличию поверхности раздела фаз у реагирующих веществ химические реакции можно классифицировать на:

▪ *гомогенные* — реакции, протекающие между веществами, находящимися в одной фазе. В этом случае реакции идут во всем объеме, заполненном реагентами. К данному типу реакций относятся реакции между газами и реакции в растворах электролитов:



▪ *гетерогенные* — реакции, протекающие на границе раздела фаз. К реакциям данного типа относятся реакции между газами и твердыми веществами, а также реакции между твердыми и жидкими веществами:



Скорость гомогенной реакции ($v_{(\text{гомог.})}$) равна изменению концентрации вещества в единицу времени:

$$v_{(\text{гомог.})} = \pm \frac{[A]_{\text{кон}} - [A]_{\text{исх}}}{\tau}, \quad (1)$$

где $[A]_0$, $[A]$ — исходная и конечная концентрация вещества А, моль/л;

τ — время протекания реакции, с (мин);

знак «+» — если вещество образуется;

знак «-» — если вещество расходуется.

Скорость гетерогенной реакции ($v_{\text{гетерог.}}$) равна изменению количества вещества в единицу времени на единице площади поверхности раздела фаз:

$$v_{\text{гетерог.}} = \pm \frac{n - n_0}{\tau \times S}, \quad (2)$$

где n_0 , n — количество вещества в начальный и конечный момент времени, моль;
 τ — время протекания реакции, с (мин);
 S — площадь поверхности раздела фаз, м^2 ;
 знак «+» — если вещество образуется;
 знак «-» — если вещество расходуется.

Факторы, влияющие на скорость химических реакций:

- 1) природа реагирующих веществ;
- 2) агрегатное состояние;
- 3) природа растворителя (для реакций, протекающих в растворах);
- 4) площадь поверхности реагирующих веществ (для гетерогенных реакций);
- 5) давление (для газообразных веществ);
- 6) концентрация реагирующих веществ;
- 7) температура;
- 8) катализатор.

1.1. Зависимость скорости реакции от концентрации описывается законом действующих масс (закон Гульдберга — Вааге).

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени, равные коэффициентам в уравнении реакции.

Для реакции в общем виде: $aA + bB \rightarrow cC + dD$ закон действующих масс (кинетическое уравнение):

$$v = K \times [A]^a \times [B]^b, \quad (3)$$

где a , b , c , d — коэффициенты в уравнении реакции;

$[A]$, $[B]$ — концентрации веществ A и B , соответственно, моль/л;

K — константа скорости химической реакции, которая зависит от природы веществ и температуры и не зависит от концентрации реагирующих веществ.

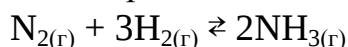
Закон действующих масс полностью применим лишь для простых гомогенных реакций. В случае гетерогенных систем концентрации твердых веществ не учитываются в кинетическом уравнении.

Например, для реакций:



По кинетическим уравнениям можно рассчитать, как изменится скорость химической реакции при изменении концентрации реагирующих веществ.

Пример 1. Как изменится скорость химической реакции:



- а) при увеличении концентрации H_2 в 2 раза;
- б) при уменьшении концентрации N_2 в 4 раза?

Решение:

Кинетическое уравнение для данной реакции: $v = K \times [\text{N}_2] \times [\text{H}_2]^3$.

а) Поскольку концентрация одного из веществ изменилась (была $[\text{H}_2]$, а стала в 2 раза больше, т.е. $2 \cdot [\text{H}_2]$), значит, изменилась и скорость химической реакции, тогда $v_1 = K \times [\text{N}_2] \times (2 \times [\text{H}_2])^3$ — новое кинетическое уравнение, т. е.

$$\frac{\mathcal{G}_1}{\mathcal{G}} = \frac{K \times \text{N}_2 \times 2^3 \times \text{H}_2^3}{K \times \text{N}_2 \times \text{H}_2^3} = 2^3 = 8; \quad \mathcal{G}_1 = 8 \times \mathcal{G}$$

Ответ: скорость химической реакции увеличится в 8 раз.

б) Поскольку концентрация одного из веществ изменилась (была $[\text{N}_2]$, а стала в 4 раза меньше, т.е. $[\text{N}_2]/4$), значит, изменилась и скорость химической реакции, тогда $v_2 = K \times [\text{N}_2]/4 \times [\text{H}_2]^3$ — новое кинетическое уравнение, т. е.:

$$\frac{\mathcal{G}_2}{\mathcal{G}} = \frac{K \times \left(\frac{\text{N}_2}{4}\right) \times \text{H}_2^3}{K \times \text{N}_2 \times \text{H}_2^3} = \frac{1}{4}; \quad \mathcal{G}_2 = \frac{\mathcal{G}}{4}$$

Ответ: скорость химической реакции уменьшится в 4 раза.

1.2. Зависимость скорости реакции от температуры приближенно описывается *правилом Вант — Гоффа*.

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

Математически зависимость скорости реакции от температуры выражается формулой:

$$\mathcal{G}_{T_2} = \mathcal{G}_{T_1} \times \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \quad (4)$$

где $\mathcal{G}_{T_2}, \mathcal{G}_{T_1}$ — скорости реакции при температурах T_2 и T_1 ;

γ — температурный коэффициент, показывающий во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 10 °; $2 < \gamma < 4$.

Пример 2. Температурный коэффициент реакции равен 2. Как изменится скорость химической реакции:

- а) при повышении температуры от 10 до 50 °C;

б) при понижении температуры от 10 до –20 °С?

Решение:

$$\text{а) } \mathcal{Q}_{T_2} = \mathcal{Q}_{T_1} \times \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = \mathcal{Q}_{T_1} \times 2^{\frac{50 - 10}{10}} = \mathcal{Q}_{T_1} \times 2^4 = 16 \times \mathcal{Q}_{T_1}$$

Ответ: скорость химической реакции увеличится в 16 раз.

$$\text{б) } \mathcal{Q}_{T_2} = \mathcal{Q}_{T_1} \times \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = \mathcal{Q}_{T_1} \times 2^{\frac{-20 - 10}{10}} = \mathcal{Q}_{T_1} \times 2^{-3} = \frac{\mathcal{Q}_{T_1}}{8}$$

Ответ: скорость химической реакции уменьшится в 8 раз.

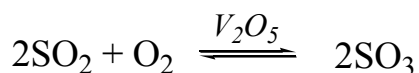
1.3. Зависимость скорости реакции от катализатора

Катализатор — вещество, которое изменяет скорость химической реакции, но не расходуется в результате реакции.

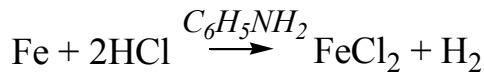
Катализаторы бывают:

- *положительные* — увеличивают скорость реакции;
- *отрицательные (ингибиторы)* — уменьшают скорость реакции.

Положительный катализатор – V_2O_5 :



Отрицательный катализатор – $C_6H_5NH_2$:

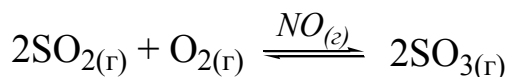


Катализ — изменение скорости химической реакции в присутствии катализатора.

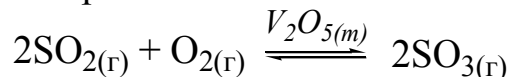
Катализ бывает:

- *гомогенный* — катализ, при котором реагенты и катализатор находятся в одной фазе;
- *гетерогенный* — катализ, при котором реагенты и катализатор находятся в разных фазах.

Гомогенный катализ:



Гетерогенный катализ:



Большинство химических реакций, протекающих в живых организмах, осуществляется с участием биологических катализаторов — *ферментов*.

2. Химическое равновесие

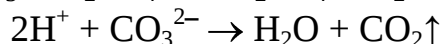
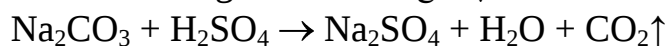
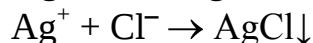
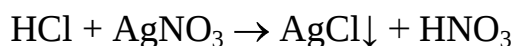
2.1. Обратимые и необратимые реакции

По обратимости химические реакции можно классифицировать на:

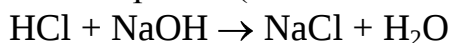
- *необратимые* — реакции, протекающие только в одном направлении, до полного превращения реагирующих веществ в продукты реакции.

Это реакции, при которых:

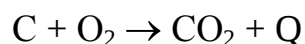
1) один из продуктов уходит из зоны реакции, образуя осадок или выделяясь в виде газа:



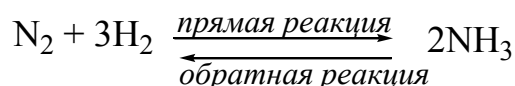
2) образуется слабый электролит (малодиссоциирующее соединение):



3) выделяется большое количество теплоты (реакции горения):



▪ *обратимые* — реакции, одновременно протекающие в прямом и обратном направлениях:



В обратимых реакциях скорость прямой реакции вначале имеет максимальное значение, а затем уменьшается из-за уменьшения концентрации реагирующих веществ. И наоборот, обратная реакция в начальный момент времени имеет минимальную скорость, которая увеличивается по мере накопления продуктов реакции. Наконец, наступает такой момент, когда скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции — состояние химического равновесия.

2.2. Химическое равновесие

Химическое равновесие — такое состояние обратимого процесса, при котором скорости прямой и обратной реакций равны между собой.

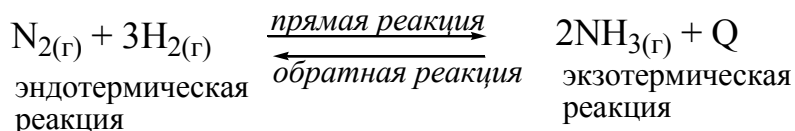
Химическое равновесие является *подвижным*: изменив условия протекания обратимого процесса, можно сместить химическое равновесие в сторону прямой или обратной реакции.

Направление смещения равновесия в результате внешнего воздействия определяется *принципом Ле-Шателье*:

Если на систему, находящуюся в равновесии, оказать внешнее воздействие, то равновесие сместится в сторону той реакции, которая ослабляет это воздействие.

Чтобы нарушить химическое равновесие обратимой реакции, необходимо изменить концентрацию исходных веществ или продуктов реакции; температуру (Т); давление (Р) — только для газов.

Применение принципа Ле-Шателье рассмотрим на примере реакции:



Изменение концентрации

▪ При увеличении концентрации веществ (С) равновесие реакции смещается в сторону ее уменьшения.

Например, при увеличении $\text{C}(\text{N}_2)$ или $\text{C}(\text{H}_2)$ равновесие смещается в сторону образования продукта реакции; при увеличении $\text{C}(\text{NH}_3)$ равновесие смещается в сторону исходных веществ.

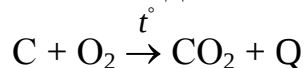
▪ При уменьшении концентрации веществ (С) равновесие реакции смещается в сторону ее увеличения.

Например, при уменьшении $\text{C}(\text{N}_2)$ или $\text{C}(\text{H}_2)$ равновесие смещается в сторону образования исходных веществ; при уменьшении $\text{C}(\text{NH}_3)$ равновесие смещается в сторону продукта реакции.

Изменение температуры

По тепловому эффекту химические реакции можно классифицировать на:

▪ *Экзотермические* — теплота выделяется в ходе реакции:



▪ *Эндотермические* — теплота поглощается в ходе реакции:



В случае обратимых реакций, если прямая реакция — экзотермическая, то обратная — эндотермическая, и наоборот.

▪ При увеличении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции.

▪ При уменьшении температуры равновесие смещается в сторону экзотермической реакции.

Например, реакция образования NH_3 (прямая реакция) является экзотермической, поэтому при повышении температуры равновесие будет смещаться в сторону эндотермической реакции (обратная реакция), и наоборот.

Изменение давления (только для реакций, где участвуют газы).

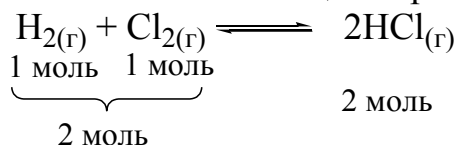
Давление создается ударами молекул газа о стенки сосуда. Чем большее количество газов в системе, тем выше давление.

▪ При увеличении давления (Р) равновесие реакции смещается в сторону меньшего количества газообразных веществ (уменьшения давления).

▪ При уменьшении давления (Р) равновесие реакции смещается в сторону большего количества газообразных веществ (увеличения давления).

Например, в реакции образования NH_3 количество исходных веществ 4 моль (3 моль N_2 + 1 моль H_2), количество продукта реакции 2 моль, поэтому при увеличении Р равновесие смещается в сторону продукта реакции, и наоборот.

Например, давление не влияет на смещение равновесия реакции:



1. Что такое гомогенные и гетерогенные реакции? Как определяется скорость для гомогенных и для гетерогенных реакций?

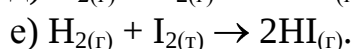
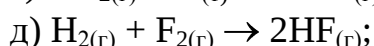
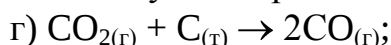
3. Каким законом описывается зависимость скорости реакции от концентрации? Сформулируйте этот закон и представьте его математическое выражение.

4. Какое правило описывает приблизительную зависимость скорости реакции от температуры? Сформулируйте это правило и представьте его математическое выражение.

6. Что такое обратимые и необратимые химические реакции? Приведите примеры.

8. Сформулируйте принцип Ле-Шателье, определяющий направление смещения химического равновесия в результате внешнего воздействия. Поясните его на конкретном примере.

1. Составьте кинетические уравнения для следующих реакций:



2. Как изменится скорость реакции $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{SO}_{3(\text{г})}$ при:

а) увеличении концентрации SO_2 в 2 раза;

б) уменьшении концентрации O_2 в 3 раза;

в) увеличении давления в 3 раза;

г) уменьшении объема системы в 2 раза?

3. Как изменится скорость реакции: $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{C}_{(\text{т})} \rightarrow 2\text{CO}_{(\text{г})}$ при уменьшении давления в 4 раза?

4. Температурный коэффициент реакции равен 3. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры:

а) от 0°C до 40°C ; б) от 3°C до 33°C ; в) от -7°C до 23°C ?

6. Какие факторы способствуют смещению равновесия реакции: $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(\text{г})} + Q$ в сторону образования продуктов реакции?

1. Скоростью гомогенной химической реакции называется:
 - а) время, за которое реакция полностью завершится;
 - б) отношение изменения концентрации продукта к изменению концентрации исходного вещества;
 - в) изменение концентрации одного из веществ в единицу времени;
 - г) отношение числа молей прореагировавшего вещества к промежутку времени, за которое это изменение произошло.

$$\text{N}_{2(\text{r})} + 3\text{H}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{r})} + \text{Q}$$

- $$C_{(T)} + O_{2(T)} \rightarrow CO_{2(T)} + Q$$

- а) $v = k \times [\text{HCl}] \times [\text{O}_2]$; в) $v = k \times [\text{Cl}_2]^2 \times [\text{H}_2\text{O}]^2$;
б) $v = [\text{HCl}]^4 \times [\text{O}_2]$; г) $v = k \times [\text{HCl}]^4 \times [\text{O}_2]$.

а) в 3 раза; в) в 9 раз;
б) в 27 раз; г) скорость реакции не изменится.

а) уменьшается;
б) увеличивается;
в) не изменяется;
г) сначала уменьшается, потом остается постоянной.

3) все d-элементы (элементы В-подгрупп) и f-элементы (лантаноиды и актиноиды).

В малых периодах слева направо активность металлов уменьшается, так как уменьшаются атомные радиусы и увеличивается число валентных электронов.

В главных подгруппах сверху вниз активность металлов увеличивается, так как увеличиваются атомные радиусы, а число валентных электронов не изменяется.

Самые активные — щелочные металлы, из них самый активный — Fr.

Соединения металлов играют большую роль в живой природе. Железо входит в состав гемоглобина, который осуществляет перенос кислорода к тканям организма. Кальций входит в состав костной ткани. Магний входит в состав хлорофилла растений. Цинк, медь, молибден, марганец входят в состав ферментов — биологических катализаторов. Кобальт входит в состав витамина B₁₂.

2. Важнейшие соединения металлов:

▪ оксиды металлов:

— основные: Na₂O, CaO, MgO;

— кислотные: CrO₃, Mn₂O₇;

— амфотерные: Al₂O₃, Cr₂O₃, ZnO, PbO, SnO, BeO;

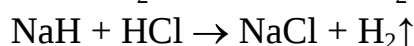
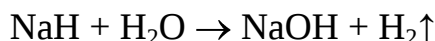
▪ гидроксиды металлов:

— основные: NaOH, Ca(OH)₂, Mg(OH)₂;

— кислотные: H₂CrO₄, H₂Cr₂O₇, HMnO₄;

— амфотерные: Al(OH)₃, Cr(OH)₃, Zn(OH)₂, Pb(OH)₂, Sn(OH)₂, Be(OH)₂;

▪ гидриды металлов: NaH, CaH₂, MgH₂ — твердые кристаллические вещества, легко разлагаются водой и кислотами:



3. Физические свойства металлов

Кристаллическая решетка металлов образуется за счет *металлической связи* — связь между положительно заряженными ионами металлов и свободными электронами в кристалле.

1. Все металлы — твердые вещества (исключение — Hg).

2. Для металлов характерны металлический блеск и непрозрачность.

3. Металлы имеют высокую тепло- и электропроводность. Лучшей электропроводностью обладает Ag.

4. Металлы пластичны, ковки. Они способны под давлением изменять свою форму, не разрушаясь. Самым пластичным металлом является Au.

Металлы различаются по температуре плавления:

▪ тугоплавкие ($t_{\text{пл}} > 1000\text{ }^\circ\text{C}$): Cr, Mo, V, Ta и др.; самый тугоплавкий — W ($t_{\text{пл}} = 3400\text{ }^\circ\text{C}$);

▪ легкоплавкие ($t_{\text{пл}} < 1000\text{ }^{\circ}\text{C}$): Hg, Ga, Cs и др.; самый легкоплавкий — Hg ($t_{\text{пл}} = -39\text{ }^{\circ}\text{C}$).

Металлы различаются *по плотности*:

▪ легкие (плотность менее 5 г/см^3): щелочные металлы, Mg, Al; самый легкий — Li ($\rho = 0,59\text{ г/см}^3$);

▪ тяжелые (плотность более 5 г/см^3): Zn, Cu, Fe, Ag, Au, Hg и др.; самый тяжелый — Os ($\rho = 22,5\text{ г/см}^3$).

Металлы различаются *по твердости*:

▪ мягкие: режутся даже ножом — щелочные металлы;

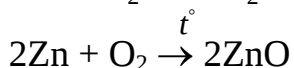
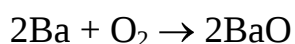
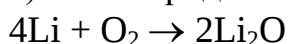
▪ твердые: сравниваются по твердости с алмазом — Cr, Mo, W.

4. Химические свойства металлов

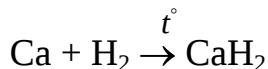
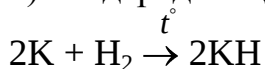
Металлам свойственна отдача электронов, т. е. *восстановительные свойства*. Благородные металлы — Pt, Au — химически малоактивны.

1. *Взаимодействие с простыми веществами — неметаллами:*

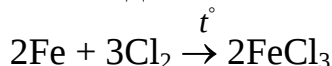
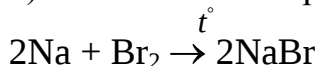
а) с кислородом образуются оксиды:



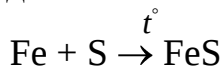
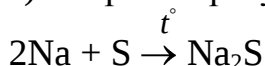
б) с водородом щелочные и щелочноземельные металлы образуют гидриды:



в) с галогенами образуются соли — галогениды:



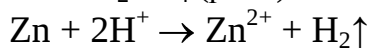
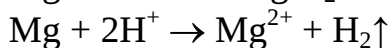
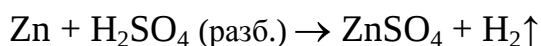
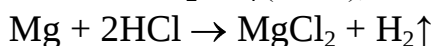
г) с серой образуются соли — сульфиды:



2. *Взаимодействие со сложными веществами*

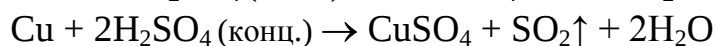
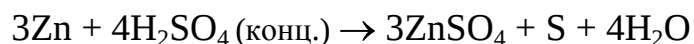
2.1. *С кислотами:*

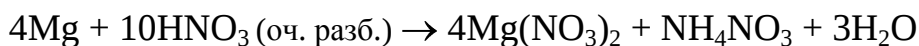
а) металлы, стоящие в ряду активности металлов до водорода: соль + $\text{H}_2\uparrow$ (исключение: H_2SO_4 (конц.), HNO_3):



б) все металлы, кроме Au и Pt, реагируют с кислотами-окислителями: H_2SO_4 (конц.), HNO_3 любой концентрации.

Продукты восстановления определяются активностью металла и концентрацией кислоты.

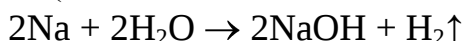




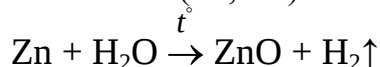
При комнатной температуре H_2SO_4 (конц.) и HNO_3 (конц.) пассивируют Fe, Cr, Al (поверхность металла покрывается защитной оксидной пленкой). Реакции с этими металлами протекают только при нагревании.

2.2. С водой:

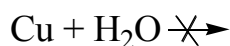
а) активные металлы (щелочные и щелочноземельные): щелочь + $\text{H}_2\uparrow$



б) металлы средней активности (Fe, Zn): оксид + $\text{H}_2\uparrow$

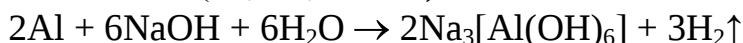


в) неактивные металлы:

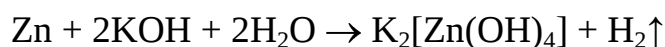
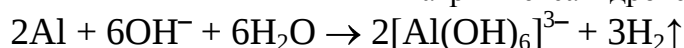


2.3. С растворами щелочей:

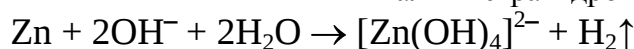
амфотерные металлы (Al, Zn, Be, Sn): комплексная соль + $\text{H}_2\uparrow$



натрий гексагидроксоалюминат

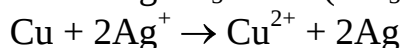
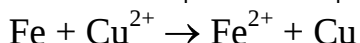
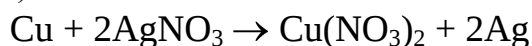
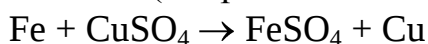


калий тетрагидроксоцинкат



2.4. С солями:

более активные металлы вытесняют менее активные металлы из растворов солей (см. ряд активности металлов):

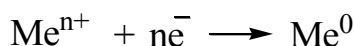


В качестве более активного металла нельзя использовать щелочные и щелочноземельные металлы, так как эти металлы реагируют с водой.

5. Получение металлов

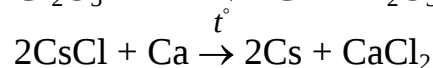
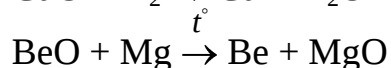
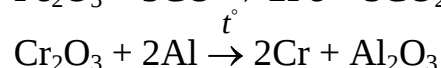
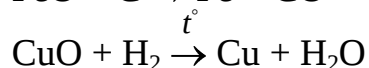
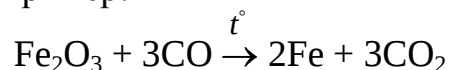
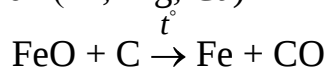
В природе металлы встречаются в самородном (свободном) виде и в виде соединений (оксидов, солей — сульфиды, сульфаты, хлориды, карбонаты, фосфаты, нитраты и др.). В самородном виде встречаются золото, платина. Серебро, медь встречаются как в самородном виде, так и в соединениях. Более активные металлы находятся в природе только в соединениях.

Получение металлов из соединений — задача *металлургии*. В основе металлургии лежит процесс восстановления ионов металла из соединений с помощью различных восстановителей:

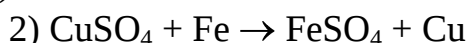
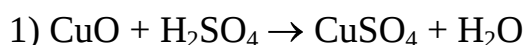


В зависимости от способа проведения металлургического процесса различают пирометаллургию, гидрометаллургию и электрометаллургию.

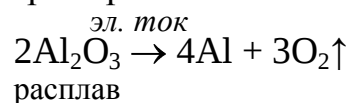
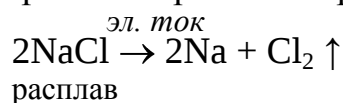
1. *Пирометаллургия* — получение металлов из соединений при высоких температурах с помощью различных восстановителей: C, CO, H₂, металлов (Al, Mg, Ca) — металлотермия. Например:



2. *Гидрометаллургия* — получение металлов из растворов солей. Этот способ состоит из двух процессов: 1) растворение природного соединения металла (обычно оксида) в кислоте; 2) вытеснение металла из полученного раствора соли более активным металлом. Например:



3. *Электрометаллургия* — получение металлов при электролизе растворов или расплавов их соединений. Роль восстановителя в процессе электролиза играет электрический ток. Например:



Различают:

- черную металлургию — получение железа и его сплавов (чугуна, стали);
- цветную металлургию — получение всех остальных металлов и их сплавов.

Большое значение имеют цветные сплавы на основе меди: бронза — сплав меди и олова; латунь — сплав меди и цинка; мельхиор — сплав меди и никеля. Победит — сверхтвердый сплав на основе карбида вольфрама. Сплав Вуда — легкоплавкий сплав на основе висмута, свинца, олова, кадмия; используется для припоев.

Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое металлы? Что для них характерно?
2. К каким электронным семействам относятся металлы? Приведите примеры.
3. Что такое энергия ионизации? Какие ее величины характерны для атомов металлов?
4. Как изменяются металлические свойства в малых периодах и главных подгруппах?

5. Какие важнейшие соединения металлов Вы знаете? Как их можно классифицировать? Приведите примеры.

6. Какими физическими свойствами характеризуются металлы.

7. Почему атомы металлов в химических реакциях являются восстановителями? Какие химические свойства характерны для металлов? Приведите примеры.

8. Как можно получить металлы из их соединений? Приведите примеры.

Упражнения для самостоятельной работы:

1. Между какими из попарно взятых веществ произойдет химическая реакция? Напишите уравнения возможных реакций в молекулярном и ионном виде:

а) Cu и HCl;

е) Hg и H₂SO₄ (разб.);

б) Cu и Hg(NO₃)₂;

ж) Al и CuSO₄;

в) Zn и Pb(NO₃)₂;

з) Zn и HCl;

г) Cu и Ag₂SO₄;

и) Zn и MgCl₂;

д) Fe и ZnCl₂;

к) Ag и H₂SO₄ (разб.).

2. С какими из следующих веществ будет реагировать медь: H₂O, H₂SO₄ (конц.), AgNO₃, MgCl₂, KOH, H₂SO₄ (разб.). Напишите уравнения возможных реакций в молекулярном и ионном виде.

3. Составьте уравнения ОВР. Расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса:

а) K + H₂O →

г) Al + KOH + H₂O →

б) Al + H₂SO₄ (разб.) →

д) Fe₂O₃ + C →

в) PbO₂ + CO →

ж) Be + NaOH + H₂O →

4. Используя метод полуреакций, расставьте коэффициенты в следующих уравнениях реакций:

а) Ag + HNO₃ (разб.) → AgNO₃ + NO + H₂O;

б) Mg + HNO₃ (разб.) → Mg(NO₃)₂ + N₂ + H₂O;

в) Zn + HNO₃ (оч. разб.) → Zn(NO₃)₂ + NH₄NO₃ + H₂O;

г) Cr + HNO₃ (разб.) → Cr(NO₃)₃ + N₂ + H₂O;

д) Zn + H₂SO₄ (конц.) → ZnSO₄ + H₂S + H₂O;

е) Hg + H₂SO₄ (конц.) → HgSO₄ + SO₂ + H₂O;

ж) Sn + KOH + H₂O → K₂[Sn(OH)₄] + H₂↑.

5. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:

а) Cu → CuO → Cu(NO₃)₂ → Cu(OH)₂ → CuO → CuSO₄ → Cu;

б) MgO → Mg → MgCl₂ → Mg(OH)₂ → Mg(NO₃)₂ → MgO → Mg₃(PO₄)₂;

в) Al → Al₂(SO₄)₃ → Al(OH)₃ → Al₂O₃ → AlCl₃ → Al(OH)₃ → Na₃[Al(OH)₆].

Тест по теме «Металлы»

1. Укажите, какие особенности строения атома элемента приводят к появлению металлических свойств:

- а) наличие неспаренных электронов;
- б) небольшое число электронов на внешнем энергетическом уровне;
- в) большой радиус;
- г) наличие р-электронов на внешнем энергетическом уровне.

2. Укажите электронные конфигурации щелочных и щелочноземельных металлов:

- а) $\dots ns^1$; б) $\dots ns^2$; в) $\dots ns^2 np^1$; г) $\dots ns^2 np^2$.

3. Укажите физические свойства, присущие всем металлам:

- а) электропроводность; в) металлический блеск;
- б) теплопроводность; г) плотность более 5 г/см^3 .

4. Укажите, какие металлы при взаимодействии с водой образуют щелочи:

- а) алюминий; б) литий; в) кальций; г) ртуть.

5. Укажите, какие металлы при взаимодействии с растворами щелочей образуют комплексные соли:

- а) Zn; б) Be; в) K; г) Al.

6. Определите пары веществ, в которых первый металл вытесняет второй металл из водных растворов солей:

- а) Cu и Ba; б) Fe и Cu; в) Zn и Hg; г) Fe и Na.

7. С какими из веществ будет взаимодействовать барий:

- а) H_2O ; б) O_2 ; в) S; г) Mg?

8. С разбавленной серной кислотой взаимодействуют металлы:

- а) Cu; б) Ag; в) Mg; г) Zn.

9. С какими из веществ будет взаимодействовать медь:

- а) H_2SO_4 (конц.); б) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$; в) Br_2 ; г) H_3PO_4 ?

10. Для восстановления железа из его оксидов можно использовать вещества:

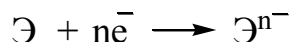
- а) CO_2 ; б) CO; в) H_2 ; г) Al.

Ответы:

1. б, в. 2. а, б. 3. а, б, в. 4. б, в. 5. а, б, г. 6. б, в. 7. а, б, в. 8. в, г. 9. а, б, в.
10. б, в, г.

ТЕМА 20. НЕМЕТАЛЛЫ

1. Неметаллы — химические элементы, атомы которых легко присоединяют электроны:



Атомы неметаллов имеют:

- малые радиусы атомов;
- большое число электронов на внешнем энергетическом уровне, обычно от 4 до 7 (исключение: Н — 1ē; В — 3ē на внешнем энергетическом уровне).

Мерой неметалличности атомов является сродство к электрону и электроотрицательность.

Сродство к электрону — энергия, которая выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому (F , кДж/моль (эВ)). Чем больше F , тем сильнее неметаллические свойства атома.

Электроотрицательность (ЭО) — способность атома в соединении притягивать к себе электроны. Чем больше ЭО, тем сильнее неметаллические свойства атома.

К неметаллам относятся:

- 1) s-элементы: Н;
- 2) p-элементы, расположенные над диагональю В-Ат.

В малых периодах слева направо неметалличность атомов увеличивается, так как уменьшаются атомные радиусы и увеличивается число валентных электронов.

В главных подгруппах сверху вниз неметалличность атомов уменьшается, так как увеличиваются атомные радиусы, а число валентных электронов не изменяется.

Самые активные неметаллы — галогены, из них самый активный — F.

Неметаллы составляют более 84 % от массы почвы, 98,5 % от массы растений и 96,7 % от массы тела человека. Шесть неметаллов — С, Н, О, N, P, S — являются *органогенными элементами*, так как входят в состав молекул белков, жиров, углеводов и нуклеиновых кислот. Воздух, которым мы дышим, представляет собой смесь простых и сложных веществ, образуемых неметаллами (N_2 , O_2 , CO_2 , благородные газы).

2. Важнейшие соединения неметаллов:

▪ *оксиды неметаллов:*

— несолеобразующие: CO , N_2O , NO , SiO ;

— кислотные: CO_2 , SO_2 , SO_3 , P_2O_5 и др.;

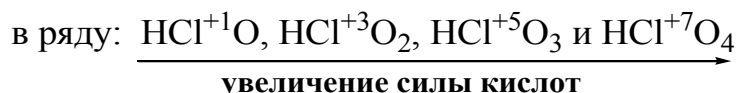
▪ *кислородсодержащие кислоты:* H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 и др.

Чем активнее неметалл, тем сильнее его кислородсодержащая кислота.
Например:



Если неметалл образует несколько кислородсодержащих кислот, то их сила возрастает с увеличением его степени окисления.

Например:



▪ *водородные соединения неметаллов* — летучие газообразные соединения (кроме H_2O).

Водородные соединения неметаллов характеризуются различным отношением к воде.

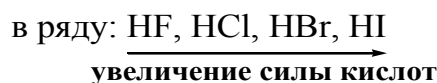
Метан (CH_4) и силан (SiH_4) в воде плохо растворимы.

Аммиак (NH_3) и фосфин (PH_3) при растворении в воде образуют слабые основания — гидроксид аммония NH_4OH и гидроксид фосфония PH_4OH .

При растворении в воде сероводорода (H_2S), селеноводорода (H_2Se) и телуроводорода (H_2Te), а также галогеноводородов образуются кислоты той же формулы, что и сами водородные соединения.

Чем активнее неметалл, тем слабее его бескислородная кислота.

Например:



3. Физические свойства неметаллов

1. Элементы-неметаллы образуют простые вещества, которые при нормальных условиях существуют в разных агрегатных состояниях (таблица 9).

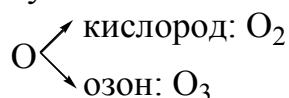
Таблица 9 — Агрегатное состояние неметаллов

Агрегатное состояние	Газообразное	Жидкое	Твердое
Примеры неметаллов	$\text{H}_2, \text{O}_2, \text{N}_2, \text{F}_2, \text{Cl}_2$	Br_2	$\text{I}_2, \text{C}, \text{Si}, \text{S}, \text{P}$ и др.

2. Атомы неметаллов в простых веществах связаны ковалентными неполярными связями. Неметаллы в отличие от металлов плохо проводят тепло и электричество, не обладают пластичностью.

3. Некоторые химические элементы образуют несколько простых веществ-неметаллов — аллотропных модификаций. Это явление называется *аллотропией*. Аллотропные модификации одного химического элемента могут отличаться:

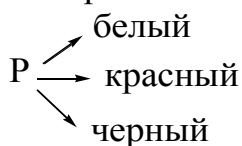
а) числом атомов в молекуле:



O_2 — газ без цвета и запаха, малорастворим в воде.

O_3 — газ со специфическим запахом, образуется во время грозы; озон химически активнее кислорода.

б) строением кристаллической решетки:



Белый фосфор ядовит, летуч, чесночный запах, светится в темноте; имеет молекулярную кристаллическую решетку. Молекула белого фосфора четырехатомна — P_4 , имеет тетраэдрическое строение.

Красный и черный фосфор — неядовиты, нелетучи, не имеют запаха, имеют атомные кристаллические решетки.

При определенных условиях возможен взаимный переход аллотропных форм.

4. Химические свойства неметаллов

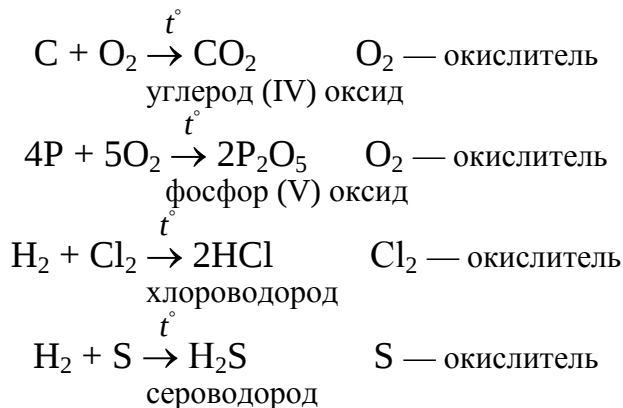
Неметаллам свойственно присоединение электронов, т.е. *окислительные свойства*. Но неметаллы могут проявлять и восстановительные свойства.

1. Взаимодействие с простыми веществами:

1.1. С металлами (окислительные свойства неметаллов):



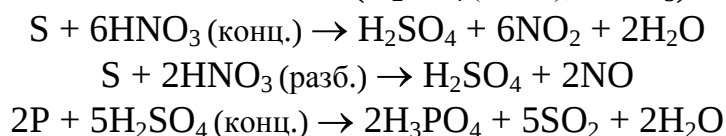
1.2. С неметаллами:



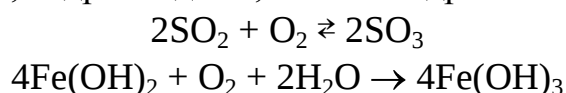
Окислителями в этих реакциях являются более электроотрицательные атомы неметаллов.

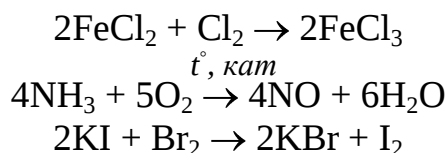
2. Взаимодействие со сложными веществами:

2.1. С кислотами-окислителями (H_2SO_4 (конц.), HNO_3):



2.2. С оксидами, гидроксидами, солями и др.:



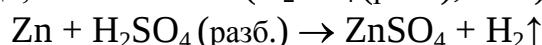


5. Получение неметаллов

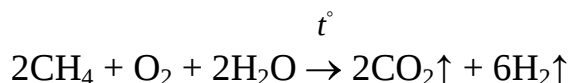
Существует много способов получения неметаллов. Рассмотрим наиболее широко используемые лабораторные и промышленные способы получения неметаллов.

▪ Водород

Лабораторный способ: взаимодействие металлов, стоящих в ряду активности до водорода, с кислотами (H_2SO_4 (разб.), HCl):



Промышленный способ: из природного газа, основной компонент которого — метан:



▪ Кислород

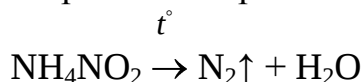
Лабораторный способ: термическое разложение некоторых сложных веществ (KMnO_4 , KClO_3 , NaNO_3):



Промышленный способ: из сжиженного воздуха.

▪ Азот

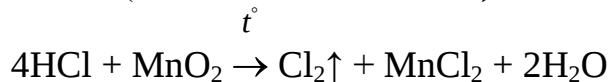
Лабораторный способ: термическое разложение нитрита аммония:



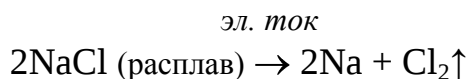
Промышленный способ: из сжиженного воздуха.

▪ Хлор

Лабораторный способ: действие концентрированной соляной кислоты на различные окислители (MnO_2 , KMnO_4 , KClO_3):

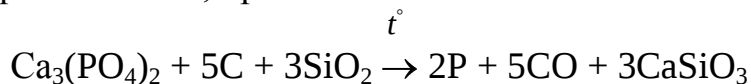


Промышленный способ: электролиз водного раствора или расплава натрия хлорида:



▪ Фосфор

Лабораторный способ, промышленный способ:



Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое неметаллы? Что для них характерно?
2. К каким электронным семействам относятся неметаллы? Приведите примеры.
3. Что такое сродство к электрону, электроотрицательность? Какие их величины характерны для атомов неметаллов?
4. Как изменяются неметаллические свойства в малых периодах и главных подгруппах?
5. Какие важнейшие соединения неметаллов Вы знаете? Как их можно классифицировать? Приведите примеры.
6. Какими физическими свойствами характеризуются неметаллы?
7. Какие химические свойства характерны для неметаллов? Приведите примеры.
8. Приведите примеры получения некоторых неметаллов в лаборатории и промышленности.

Упражнения для самостоятельной работы:

1. Приведите электронные формулы атомов неметаллов и анионов:
а) С; б) Р; в) S; г) Cl; д) F⁻; е) O²⁻; ж) P³⁻; з) S²⁻.
2. Закончите уравнения реакций:
а) $S + Al \rightarrow$ г) $FeBr_2 + Br_2 \rightarrow$
б) $Cl_2 + NaBr \rightarrow$ д) $N_2 + H_2 \rightarrow$
в) $Si + Mg \rightarrow$ е) $O_2 + H_2S \rightarrow SO_2 + \dots$
3. Расставьте коэффициенты в ОВР, используя метод электронного баланса:
а) $H_2S + Cl_2 \rightarrow S + HCl$; г) $CO + O_2 \rightarrow CO_2$;
б) $S + H_2SO_4 \text{ (конц.)} \rightarrow SO_2 + H_2O$; д) $P + Cl_2 \rightarrow PCl_5$;
в) $N_2 + O_2 \rightleftharpoons NO$; е) $S + HNO_3 \text{ (разб.)} \rightarrow H_2SO_4 + NO$.
4. Используя метод полуреакций, расставьте коэффициенты в следующих уравнениях реакций:
- t°
- а) $Cl_2 + KOH \rightarrow KCl + KClO_3 + H_2O$;
б) $Cl_2 + KOH \rightarrow KCl + KClO + H_2O$;
в) $P + HNO_3 \text{ (разб.)} + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$;
г) $P + HNO_3 \text{ (конц.)} \rightarrow H_3PO_4 + NO_2 + H_2O$;
д) $S + HNO_3 \text{ (конц.)} \rightarrow H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$;
е) $S + NaOH \rightarrow Na_2S + Na_2SO_3 + H_2O$.
5. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:
- а) $H_2 \rightarrow HCl \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow K_2[Zn(OH)_4] \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn$;
б) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow NaH_2PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$;
в) $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow K_2SO_3 \rightarrow K_2SO_4 \rightarrow BaSO_4$.

Тест по теме «Неметаллы»

1. Укажите, какие особенности строения атомов элементов обуславливают появление неметаллических свойств:

- а) внешний энергетический уровень близок к завершению;
- б) наличие неспаренных электронов;
- в) небольшой радиус атома;
- г) большое число заполненных энергетических уровней в атомах.

2. Укажите формулу электронной конфигурации атома углерода, которая соответствует его четырехвалентному состоянию:

- а) $1s^2 2s^2 2p^2$; б) $1s^2 2s^1 2p^3$; в) $1s^2 2s^2$; г) $1s^2 2s^1 2p^1$.

3. Укажите ряды, в которых неметаллы расположены в порядке возрастания их электроотрицательности:

- а) C, N, O; б) Br, Cl, F; в) Cl, S, As; г) Cl, O, F.

4. Степень окисления водорода равна -1 в соединениях:

- а) H_2S ; б) $NaNH_2$; в) CaH_2 ; г) NH_3 .

5. Наиболее сильными кислотными свойствами обладает соединение:

- а) HF ; б) HI ; в) H_2S ; г) H_2Se .

6. Укажите ряды, в которых соединения расположены в порядке возрастания их кислотных свойств:

- а) $HClO_3$, $HBrO_3$, HIO_3 ; в) H_3BO_3 , H_2CO_3 , HNO_3 ;
- б) HNO_2 , HNO_3 , $HClO_4$; г) $HBrO$, $HBrO_2$, $HBrO_3$.

7. При определенных условиях азот может взаимодействовать с веществами:

- а) H_2O ; б) O_2 ; в) HCl ; г) Mg .

8. При определенных условиях хлор может взаимодействовать с веществами:

- а) H_2 ; б) CaF_2 ; в) KOH ; г) Fe .

9. Укажите, в каких реакциях, схемы которых приведены, сера является окислителем:

- а) $S + Ca \rightarrow$ б) $S + P \rightarrow$ в) $S + O_2 \rightarrow$ г) $S + HNO_3 \rightarrow$.

10. Укажите, в каких реакциях, схемы которых приведены, углерод является восстановителем:

- а) $C + Cl_2 \rightarrow$ б) $C + H_2 \rightarrow$ в) $C + Mg \rightarrow$ г) $C + HNO_3 \rightarrow$.

Ответы:

1. а, в. 2. б. 3. а, б, г. 4. б, в. 5. б. 6. б, в, г. 7. б, г. 8. а, в, г. 9. а, б. 10. а, г.

ТЕМА 21.

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ.

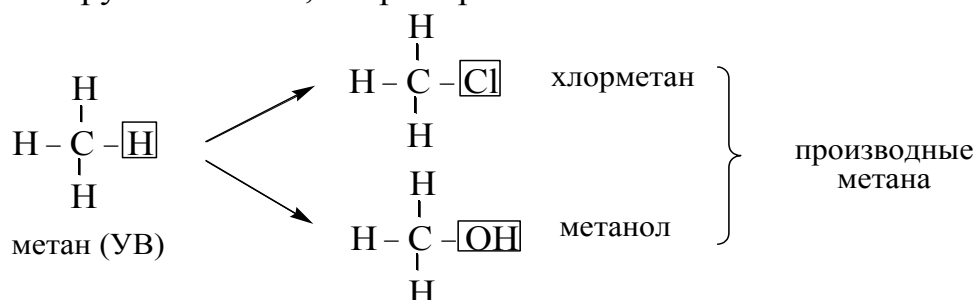
КЛАССИФИКАЦИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ. ТЕОРИЯ СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ. ИЗОМЕРИЯ. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

1. Предмет органической химии. Характер химических связей в органических соединениях

Органическая химия — химия углеводородов и их производных.

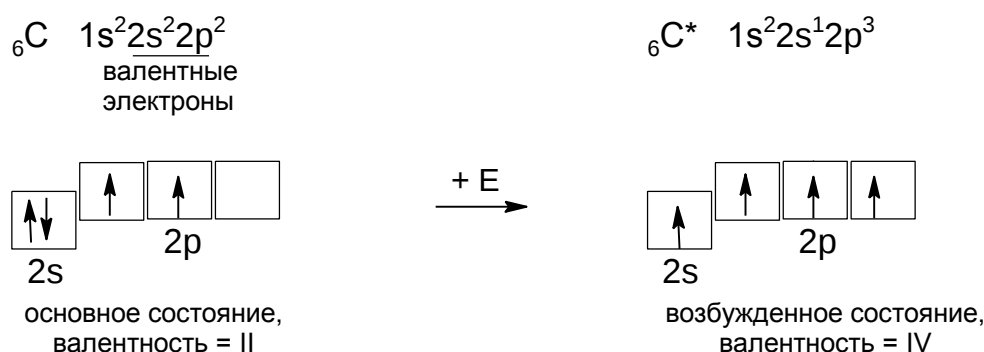
Углеводороды (УВ) — органические вещества, молекулы которых состоят из атомов только двух элементов — углерода и водорода: CH_4 , C_2H_4 , C_2H_2 , C_6H_6 и т. д.

Производные УВ — продукты замещения атомов водорода на другие атомы или группы атомов, например:



В состав органических соединений кроме атомов углерода и водорода могут входить атомы галогенов (галогенопроизводные углеводородов), кислорода (спирты, фенолы, простые эфиры, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты), азота (амины, нитросоединения), серы (тиолы, сульфокислоты), металлов (металлорганические соединения) и других элементов.

Во всех органических соединениях атом углерода находится в возбужденном состоянии, валентность углерода равна четырем — он образует четыре ковалентные связи:



Ковалентная связь — это связь, которую осуществляют два атома посредством обобществленной пары электронов. Обобществление пары

электронов происходит при перекрывании атомных орбиталей (АО) атомов, при этом на обеих АО может быть по одному электрону с противоположными спинами, или на одной из АО может находиться пара электронов, а на другой — ни одного электрона (в этом случае говорят о донорно-акцепторном механизме образования ковалентной связи).

Для атома углерода характерна *гибридизация АО*. В зависимости от числа орбиталей, участвующих в гибрилизации, выделяют:

- **sp^3 -гибридизация** — участвуют четыре АО (одна s- и три p-орбитали) с образованием четырех равноценных гибридных орбиталей. sp^3 -гибридные орбитали имеют несимметричную форму и располагаются в пространстве друг относительно друга под углом $109,5^\circ$, как это показано на примере молекулы метана CH_4 (рисунок 13).

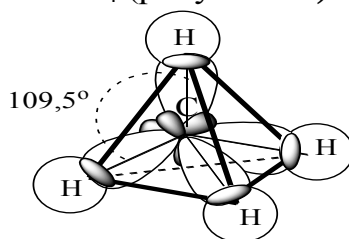


Рисунок 13 — Схема строения молекулы метана CH_4

Если соединить вершины этих орбиталей, то получится *тетраэдр*, поэтому атом углерода в состоянии sp^3 -гибридизации имеет *тетраэдрическое строение*.

- **sp^2 -гибридизация** — участвуют одна s- и две p-орбитали и образуются три гибридные орбитали. sp^2 -гибридные орбитали лежат в одной плоскости. Угол между ними равен 120° . Одна p-орбиталь остается негибридизованной. Она сохраняет правильную гантелеобразную форму и располагается перпендикулярно плоскости, в которой лежат три sp^2 -гибридные орбитали, как это показано на примере молекулы этилена $CH_2=CH_2$ (рисунок 14).

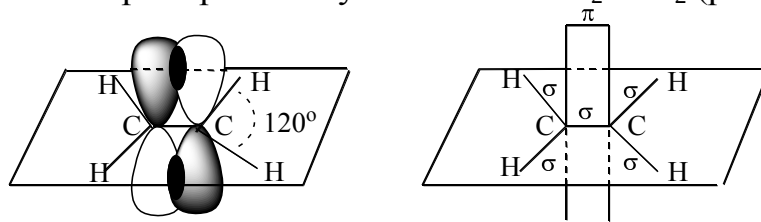


Рисунок 14 — Схема строения молекулы этилена $CH_2=CH_2$

- **sp -гибридизация** — участвуют одна s- и одна p-орбитали. В результате образуются две гибридные орбитали. Они располагаются друг относительно друга под углом 180° , т. е. на одной прямой, и направлены в противоположные стороны от ядра атома. Поэтому молекулы, содержащие атом углерода в состоянии sp -гибридизации, имеют линейное строение. Две, не участвующие в гибрилизации p-орбитали, располагаются во взаимно перпендикулярных плоскостях, как это показано на примере ацетилена $CH\equiv CH$ (рисунок 15).

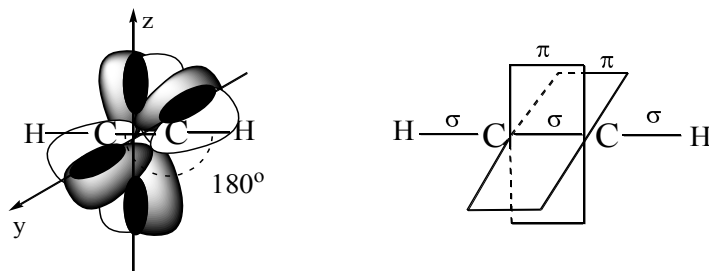


Рисунок 15 — Схема строения молекулы ацетилена $\text{CH}\equiv\text{CH}$

При образовании ковалентных связей в молекулах органических веществ могут реализовываться два различных способа перекрывания АО:

- **Осевое перекрывание орбиталей**, при котором максимум перекрывания находится на оси, проходящей через ядра связывающихся атомов, приводит к образованию **σ -связи**. Электронная плотность этой связи заключена между ядрами связанных атомов. σ -Связь может быть образована перекрыванием любых АО.

Например, в молекуле метана CH_4 все четыре связи между атомом углерода и атомами водорода являются σ -связями, каждая из которых образована перекрыванием одной из четырех sp^3 -гибридных орбиталей атома углерода с s -орбиталью атома водорода.

- **Боковое перекрывание орбиталей** — это перекрывание двух p -орбиталей, расположенных на взаимно параллельных осях. Образующаяся при таком перекрывании **π -связь** характеризуется тем, что максимум перекрывания находится по обе стороны от оси, проходящей через ядра связанных атомов. π -связь образуют p -орбитали sp^2 - или sp -гибридизованных атомов углерода.

Например, в молекуле этилена $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ три sp^2 -гибридных орбитали каждого атома углерода при осевом перекрывании с двумя s -орбиталями атомов водорода и одной sp^2 -гибридной орбиталью соседнего атома углерода образуют три σ -связи. Негибридные p -орбитали атомов углерода перекрываются «боками» и образуют π -связь. При этом все пять σ -связей расположены в одной плоскости, а плоскость π -связи перпендикулярна ей.

В молекуле ацетилена $\text{CH}\equiv\text{CH}$ тройная углерод-углеродная связь представляет собой комбинацию σ -связи и двух π -связей. Последние образуются боковым перекрыванием негибридных p -орбиталей во взаимно перпендикулярных плоскостях.

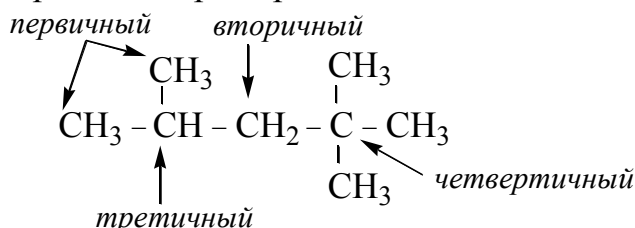
2. Классификация органических соединений

2.1. По строению углеродной цепи

Углеродная цепь (углеродный скелет) — последовательность химически связанных между собой атомов углерода.

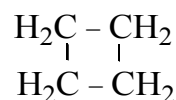
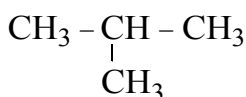
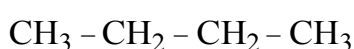
В углеродных цепях атом углерода может быть связан либо с одним соседним атомом углерода, либо с двумя, либо с тремя, либо с четырьмя,

соответственно различают: *первичные, вторичные, третичные, четвертичные атомы углерода*. Например:



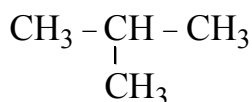
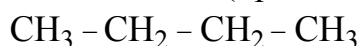
Цепи могут быть:

а) неразветвленные: б) разветвленные: в) замкнутые (циклические):

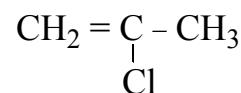
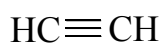
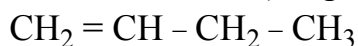


Атомы углерода могут образовывать между собой не только одинарные, но и кратные (двойные и тройные) связи. Соединения, содержащие только одинарные связи углерод–углерод, называют *насыщенными*; соединения с кратными углерод–углеродными связями называют *ненасыщенными*. Например:

насыщенные (предельные):



ненасыщенные (непредельные):



Соединения, в которых кроме атомов углерода содержатся только атомы водорода, называют *углеводородами*. Однако в большинстве органических веществ, кроме атомов углерода и водорода, содержатся атомы других элементов.

Классификация органических соединений в зависимости от строения углеродной цепи представлена на рисунке 16.

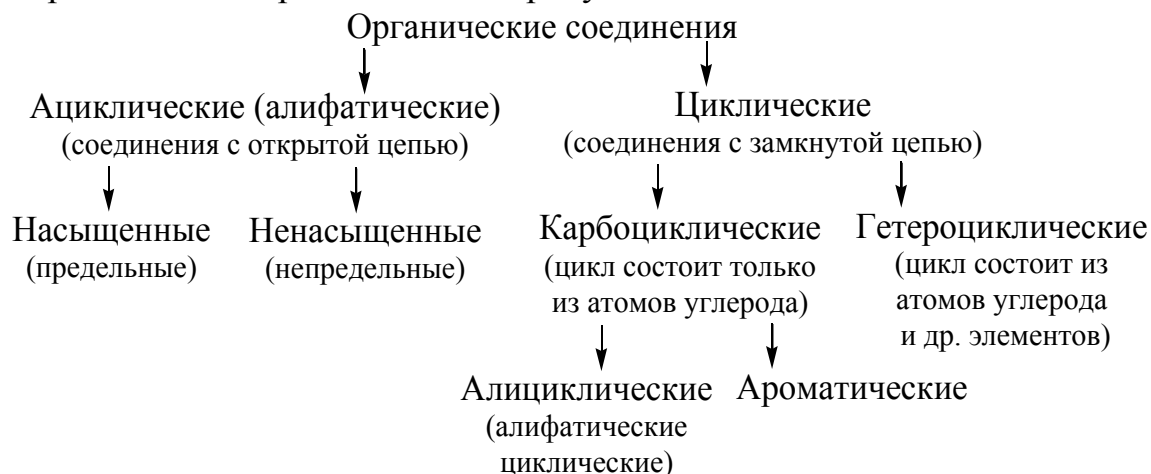


Рисунок 16 — Классификация органических соединений

2.2. По природе функциональных групп

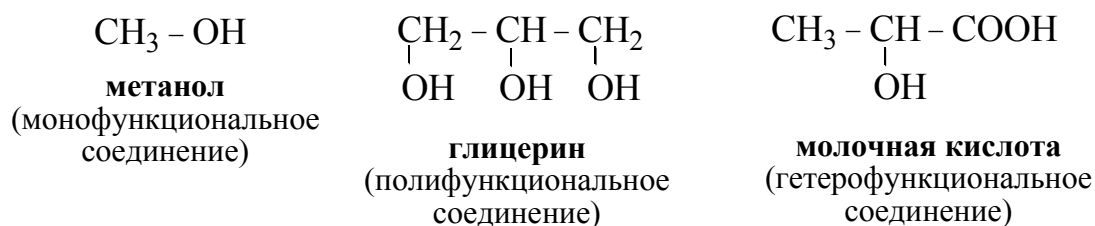
Функциональная группа — атом ($-\text{Cl}$, $-\text{Br}$ и др.) или группа атомов ($-\text{NH}_2$, $-\text{COOH}$, $-\text{OH}$ и др.), определяющая принадлежность вещества к классу органических соединений (таблица 10) и его химические свойства.

Например, в молекуле пропионовой кислоты $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—COOH}$ имеется карбоксильная группа ($-\text{COOH}$), поэтому данное соединение относится к классу карбоновых кислот.

Таблица 10 — Некоторые классы органических соединений

Функциональная группа	Название функциональной группы	Класс соединений
$-\text{Hal}$ (Cl, Br, F, I)	галоген	галогенпроизводные
$-\text{OH}$	гидроксильная	спирты, фенолы
$-\text{OR}$	алкоксильная	простые эфиры
$-\text{CONH}$	альдегидная	альдегиды
$>\text{C}=\text{O}$	карбонильная	кетоны
$-\text{COOH}$	карбоксильная	карбоновые кислоты
$-\text{COOR}$	алкоксикарбонильная	сложные эфиры
$-\text{SO}_3\text{H}$	сульфоная	сульфокислоты
$-\text{NH}_2$, $>\text{NH}$, $>\text{N}-$	амино	амины
$-\text{CONH}_2$	карбоксамидная	амиды
$-\text{NO}_2$	нитро	нитросоединения

Соединения с одной функциональной группой называются *монофункциональными*, с несколькими одинаковыми функциональными группами — *полифункциональными*, с несколькими разными функциональными группами — *гетерофункциональными*. Например:



Соединения каждого класса составляют гомологические ряды.

Гомологический ряд — это группа органических соединений, имеющих сходное строение и отличающихся друг от друга на любое число CH_2 -групп (гомологическая разность). Представители одного гомологического ряда имеют сходные химические свойства.

Например, гомологи CH_4 и C_2H_6 отличаются на одну CH_2 -группу; гомологи C_2H_4 и C_4H_8 отличаются на две CH_2 -группы; гомологи CH_3OH и $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$ отличаются на три CH_2 -группы.

3. Теория строения органических соединений

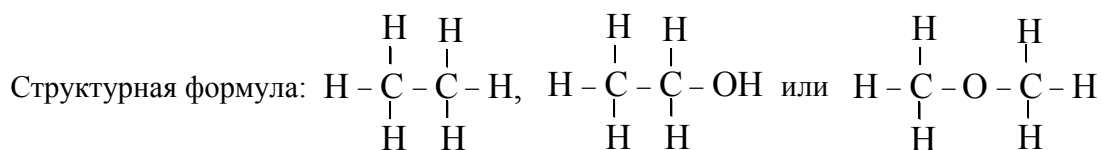
Решающая роль в создании теории строения органических соединений принадлежит русскому ученому А. М. Бутлерову. 19 сентября 1861 года на 36-м съезде немецких естествоиспытателей А.М. Бутлеров обнародовал ее в докладе «О химическом строении вещества». Теория заложила научные основы органической химии и объяснила ее важнейшие закономерности.

Основные положения теории химического строения А. М. Бутлерова можно свести к следующему.

I. Атомы в молекулах органических веществ соединены друг с другом в определенной последовательности, согласно их валентности.

Последовательность соединения атомов в молекуле называется *химическим строением (структурой)*. Для отображения химического строения в органической химии используют структурные формулы. В структурных формулах ковалентная связь обозначается черточкой, каждая черточка означает общую электронную пару, связывающую атомы в молекуле. Например:

Молекулярная формула: C_2H_6 , C_2H_6O



Сокращенная структурная формула: CH_3-CH_3 , $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$ или $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3$

II. Свойства веществ зависят не только от того, какие атомы и в каком количестве входят в состав молекул, но и от порядка соединения атомов в молекулах (химического строения).

Так, состав этилового спирта и диметилового эфира выражается одной молекулярной формулой C_2H_6O , но они имеют различное строение и различные свойства:

$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$ — этиловый спирт — жидкость с запахом, растворимая в воде, $t^\circ_{\text{кип.}} = 78,3^\circ\text{C}$, реагирует с натрием с выделением водорода;

$\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3$ — диметиловый эфир — газ без запаха, нерастворимый в воде, $t^\circ_{\text{кип.}} = 23,6^\circ\text{C}$, не взаимодействует с натрием.

В приведенном примере этиловый спирт и диметиловый эфир — изомеры.

III. Атомы или группы атомов в молекулах веществ взаимно влияют друг на друга, обуславливая их реакционную способность.

Так, уксусная кислота CH_3-COOH является слабой кислотой, а трифторуксусная кислота, в которой три атома водорода заменены на атомы фтора CF_3-COOH — сильной кислотой.

4. Изомерия органических соединений

Для органических соединений широко распространено явление изомерии.

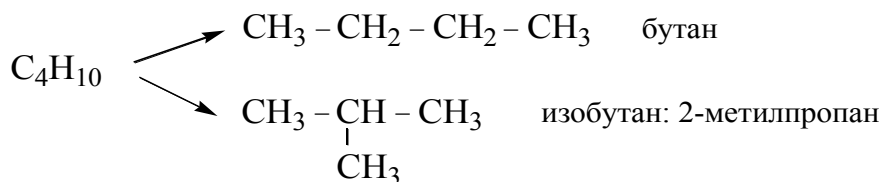
Изомерия — явление существования изомеров.

Изомеры — вещества, имеющие одинаковый состав, но разное строение молекул и разные свойства.

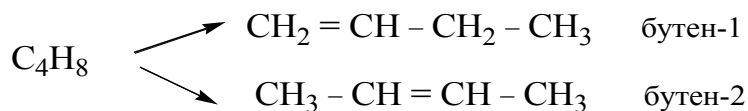
Виды изомерии:

Структурная изомерия — различный порядок соединения атомов.

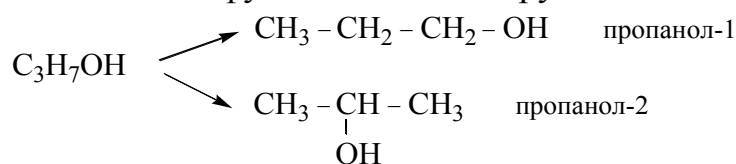
- Изомерия цепи (углеродного скелета):



- Изомерия положения кратной связи:



- Изомерия положения функциональных групп:



- Межклассовая изомерия — изомерия веществ, относящихся к различным классам органических соединений, например:

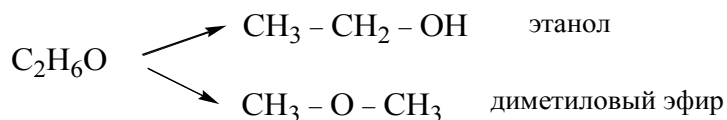
алкены изомерны циклоалканам} C_nH_{2n} ;

алкины — алкадиенам} $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$;

одноатомные спирты — простым эфирам} $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$;

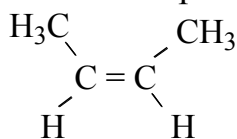
одноосновные карбоновые кислоты — сложным эфирам} $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$;

альдегиды — кетонам} $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$.

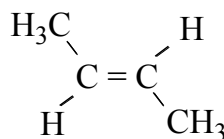


Пространственная изомерия (стереоизомерия) — различное расположение атомов в пространстве при одинаковом порядке их соединения.

- Геометрическая (цис-, транс-изомерия) — различное расположение групп атомов относительно кратной связи:



цис-бутен-2



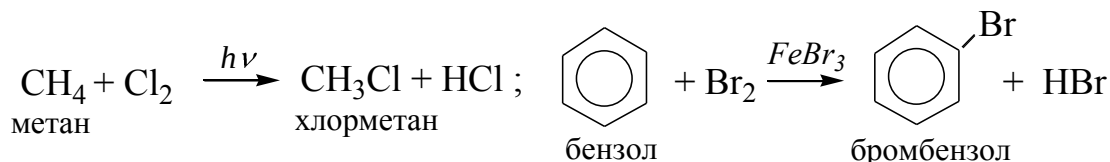
транс-бутен-2

- Оптическая изомерия — характерна для гетерофункциональных соединений.

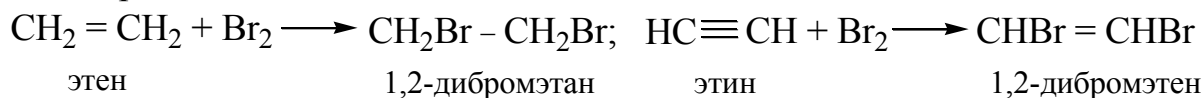
5. Классификация химических реакций

По направлению:

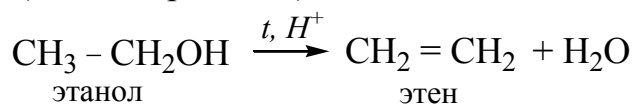
- замещения:



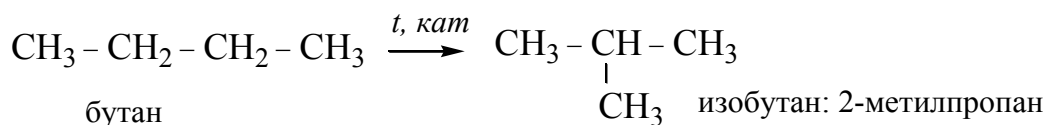
- присоединения:



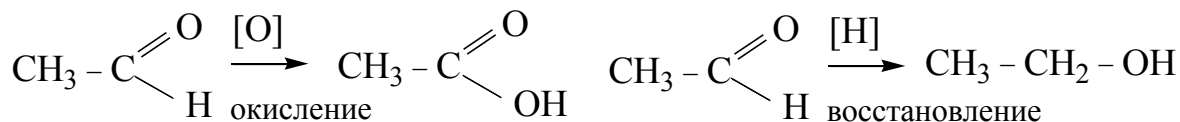
- отщепления (элиминирования):



- перегруппировки (изомеризации):



- окисления и восстановления:



По способу разрыва ковалентной связи:

- гомолитические реакции: $\text{A} \vdots \text{B} \rightarrow \text{A}^\bullet + \bullet\text{B}$ (свободные радикалы).

- гетеролитические реакции: $\text{A} \vdots \text{B} \rightarrow \text{A}^+ + \text{:B}^-$ (ионы).

Химические реакции протекают с образованием различных промежуточных продуктов. Путь, по которому осуществляется переход от исходных веществ к конечным продуктам, называется *механизмом реакции*. В зависимости от механизма реакции, они делятся на радикальные и ионные.

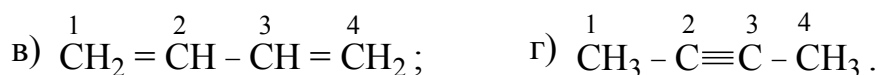
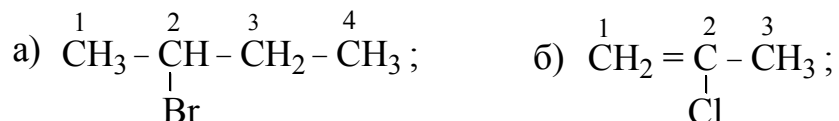
Ковалентные связи между атомами А и В могут разрываться таким образом, что электронная пара или делится между атомами А и В, или передается одному из атомов. В первом случае частицы А и В, получив по одному электрону, становятся свободными радикалами. Происходит *гомолитическое* расщепление. Во втором случае электронная пара переходит к одной из частиц и образуются два разноименных иона. Этот тип разрыва связи называется *гетеролитическим* расщеплением.

Вопросы для самоконтроля:

1. Что изучает органическая химия?
2. Что такое углеводороды, производные углеводородов? Приведите примеры.
3. Какова валентность углерода в органических соединениях? Почему?
4. Какие типы гибридизации характерны для атомов углерода в органических соединениях? Охарактеризуйте каждый тип гибридизации.
5. Какие способы перекрывания АО могут реализовываться при образовании ковалентной связи?
6. Что такое углеродная цепь, функциональная группа? Как можно классифицировать органические вещества?
7. Сформулируйте основные положения теории строения органических соединений и поясните их на примерах.
8. Что такое изомеры, изомерия? Какие виды изомерии Вы знаете? Приведите примеры.
9. Приведите классификацию органических реакций по направлению и по способу разрыва ковалентных связей.

Упражнения для самостоятельной работы:

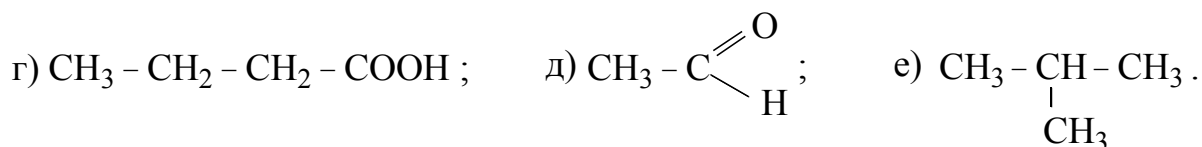
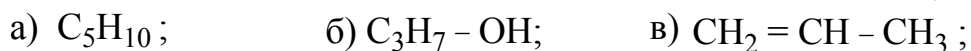
1. Укажите тип гибридизации каждого атома углерода в следующих соединениях:



2. Укажите число σ - и π -связей в следующих соединениях:



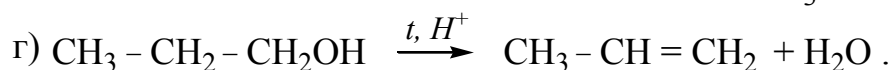
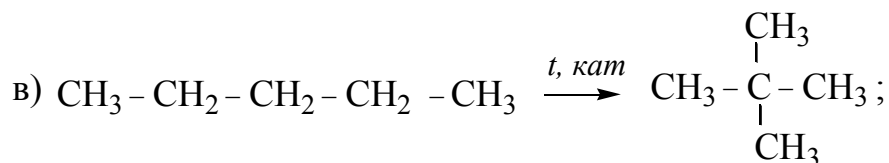
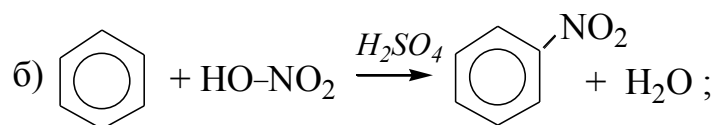
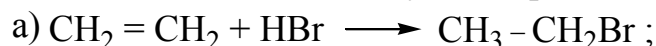
3. Укажите, к каким классам соединений относятся следующие вещества:



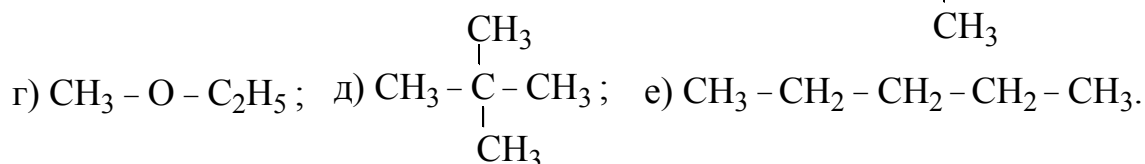
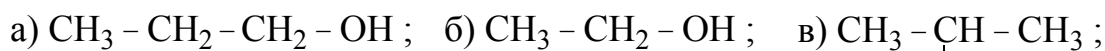
4. Укажите, какие из следующих веществ по отношению друг к другу являются гомологами:



5. Укажите, к какому типу (замещения, присоединения, отщепления, изомеризации) относится каждая из следующих реакций:

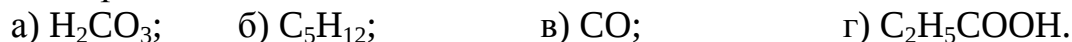


6. Укажите, какие из веществ являются изомерами:



Тест по теме «Органическая химия. Классификация органических соединений. Теория строения органических соединений. Классификация химических реакций»

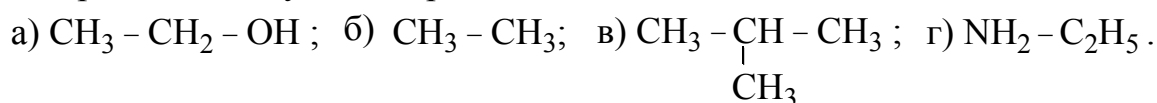
1. К органическим соединениям относятся:



2. К углеводородам относятся:



3. К производным углеводов относятся:



4. Валентность углерода в органических соединениях равна:



5. Атом углерода в органических соединениях может находиться в состоянии:



6. Охарактеризуйте связи в молекуле пропина $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$:



7. Теорию химического строения органических веществ сформулировал:

- а) Н. Н. Зинин; б) Ф. Велер;
в) А. М. Бутлеров; г) Д. И. Менделеев.

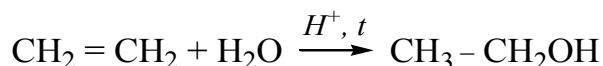
8. Для вещества C_2H_5-OH укажите формулы гомологов:

- а) CH_3-O-CH_3 ; б) CH_3-OH ; в) CH_3-COOH ; г) C_4H_9-OH .

9. Для вещества $CH\equiv C-CH_2-CH_3$ укажите формулы изомеров:

- а) $CH_3-C\equiv C-CH_3$; б) $CH\equiv C-CH_2-CH_2-CH_3$;
в) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$; г) $CH_2=CH-CH=CH_2$.

10. Данная реакция:



относится к реакциям:

- а) замещения; б) элиминирования;
в) присоединения; г) изомеризации.

Ответы: 1. б, г. 2. а, в. 3. а, г. 4. в. 5. а, в, г. 6. в, г. 7. в. 8. б, г. 9. а, г. 10. в.

ТЕМА 22. АЛКАНЫ. ЦИКЛОАЛКАНЫ

1. Алканы

Алканы — алифатические насыщенные углеводороды, в молекулах которых все атомы углерода находятся в состоянии sp^3 -гибридизации и связаны между собой и с атомами водорода только одинарными (простыми) σ -связями. Общая формула алканов: C_nH_{2n+2} .

Алканы образуют ряд, в котором каждый последующий член ряда отличается от предыдущего на группу $-CH_2-$, называемую гомологической разностью, а ряд называется *гомологическим*. Отдельные члены ряда называются *гомологами*.

Формулы и названия первых десяти членов гомологического ряда алканов приведены в таблице 11.

Таблица 11 — Гомологический ряд насыщенных углеводородов

Формула	Название
CH_4	метан
C_2H_6	этан
C_3H_8	пропан
C_4H_{10}	бутан
C_5H_{12}	пентан
C_6H_{14}	гексан
C_7H_{16}	гептан
C_8H_{18}	октан
C_9H_{20}	нонан
$C_{10}H_{22}$	декан

Простейшим представителем алканов является *метан*. В молекуле метана четыре σ -связи С–Н направлены в пространстве под углом $109,5^\circ$, что соответствует наименьшему отталкиванию электронов. Поэтому молекула CH_4 имеет форму тетраэдра, в центре которого находится атом углерода, а в вершинах — атомы водорода.

Молекулы алканов с большим числом атомов углерода имеют зигзагообразное строение. Длина связи С–С в молекулах алканов равна $0,154 \text{ нм}$.

При отрыве от молекулы алкана одного или нескольких атомов водорода образуются частицы, называемые *углеводородными радикалами* (обозначаются буквой R), при этом остаются свободными одна или несколько единиц валентностей. Названия одновалентных радикалов производят от названий соответствующих углеводородов заменой суффикса -ан на -ил. Примеры и названия некоторых часто используемых одновалентных радикалов приведены в таблице 12.

Таблица 12 — Формулы и названия радикалов

Формула	Название
CH_3-	метил
CH_3-CH_2-	этил
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	н-пропил
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	изопропил
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	н-бутил
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	изобутил
$\text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	вторбутил
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	третбутил

Номенклатура и изомерия

По *международной номенклатуре* название алканов с неразветвленной цепью углеродных атомов образуют от греческих названий чисел с добавлением суффикса **-ан** (названия первых четырех представителей не образованы от греческих числительных).

Для названия алканов с разветвленной цепью углеродных атомов используют следующие правила:

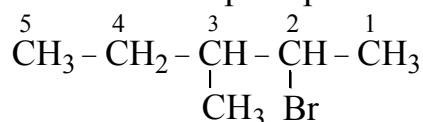
1) определяют самую длинную неразветвленную (главную) цепь углеродных атомов;

2) нумеруют атомы углерода главной цепи; при этом номер атома углерода, у которого находится заместитель, должен быть наименьшим;

3) указывают номер атома углерода, у которого находится заместитель, и называют радикал;

4) называют алкан, соответствующий главной цепи;

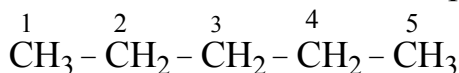
5) если в молекуле несколько заместителей, указывают положение каждого; число одинаковых заместителей обозначается греческими числительными (ди- (два), три- (три), тетра- (четыре), пента- (пять) и т. д.); разные заместители называют в алфавитном порядке; сумма номеров заместителей должна быть минимальной. Например:



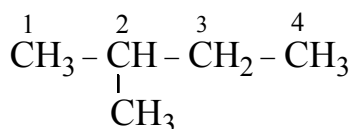
2-бром-2-метилпентан

Для алканов возможна *структурная изомерия цепи* (углеродного скелета). Метан, этан, пропан изомеров не имеют.

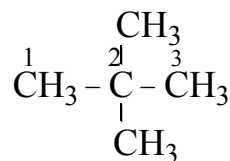
Например, для пентана C_5H_{12} возможны изомеры:



н-пентан



2-метилбутан



2,2-диметилпропан

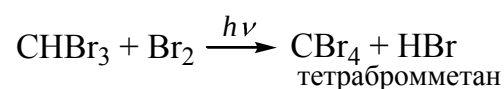
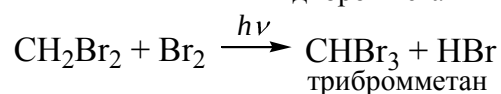
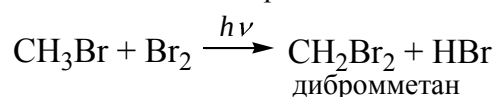
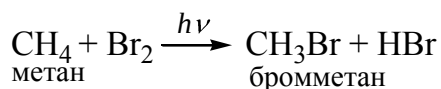
Физические свойства

Алканы — бесцветные вещества, легче воды, плохо растворимые в воде. CH_4 – C_4H_{10} — газы, не имеющие запаха; C_5H_{12} – $\text{C}_{15}\text{H}_{32}$ — жидкости, имеют запах; с $\text{C}_{16}\text{H}_{34}$ — твердые вещества, без запаха. С увеличением относительных молекулярных масс алканов увеличиваются температуры их плавления и кипения.

Химические свойства

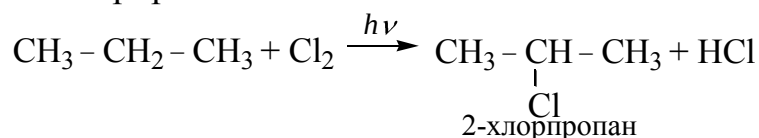
1. Реакции замещения:

1.1. Галогенирование — замещение атома водорода атомом галогена с образованием галогеналканов:

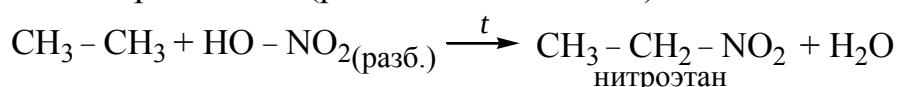


Каждая из этих реакций протекает по свободнорадикальному цепному механизму в три стадии (инициирование, рост цепи, обрыв цепи).

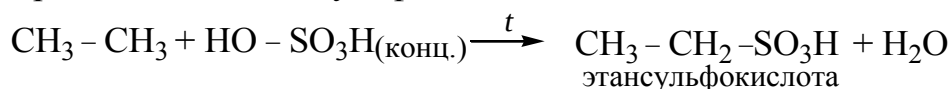
В случае *гомологов метана* замещение атомов водорода легче проходит у третичного, затем — у вторичного и труднее всего — у первичного атома углерода. Так, 2-хлорпропан образуется в значительно больших количествах, чем 1-хлорпропан.



1.2. Нитрование — замещение атома водорода нитрогруппой $-\text{NO}_2$ с образованием нитроалканов (реакция Коновалова):



1.3. Сульфирование — замещение атома водорода сульфогруппой — SO_3H с образованием алкансульфокислот:

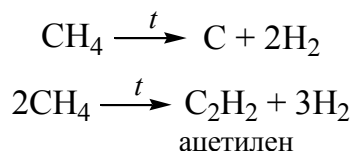


2. Термические превращения алканов:

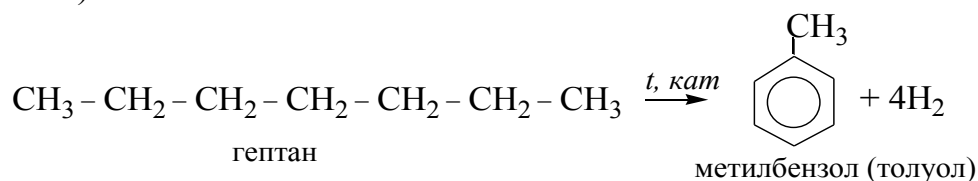
2.1. Крекинг (разрыв связи $\text{C}-\text{C}$ и образование алканов и алкенов с меньшим числом атомов углерода):



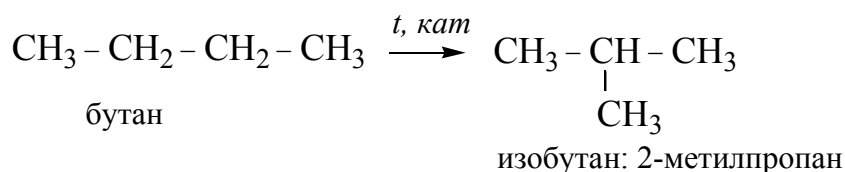
2.2. Дегидрирование (отщепление водорода):



2.3. Дегидроциклизация (дегидрирование, образование циклических соединений):



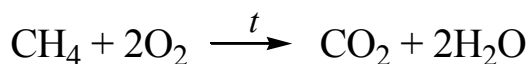
2.4. Изомеризация (превращение химического соединения в его изомер), т. е. н-алкан $\rightarrow$ изоалкан:



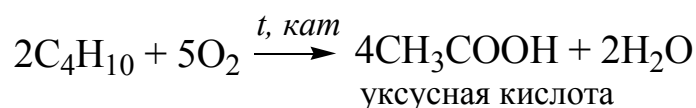
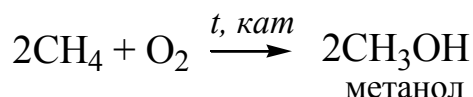
3. Реакции окисления:

Алканы очень устойчивы к действию окислителей и окисление протекает только в жестких условиях (высокая температура, наличие катализаторов).

3.1. Реакции горения (с образованием углекислого газа и воды):



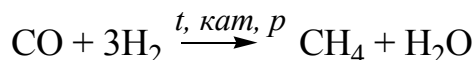
3.2. Каталитическое окисление (с образованием альдегидов, спиртов, карбоновых кислот):



Способы получения

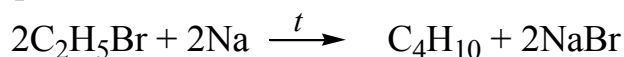
Промышленные способы:

1. Переработка нефти и попутных газов нефти.
2. Синтез метана из оксида углерода (II) и водорода:

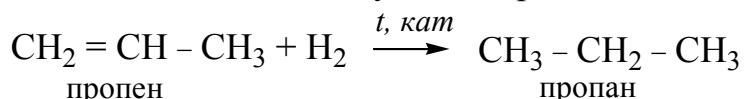


Лабораторные способы:

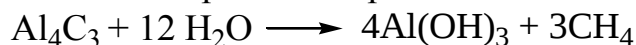
1. Реакция Вюрца:



2. Гидрирование ненасыщенных углеводородов:



3. Гидролиз алюминий карбида с образованием метана:



2. Циклоалканы

Циклоалканы — циклические углеводороды, в молекулах которых все атомы углерода находятся в состоянии sp^3 -гибридизации и связаны между собой только σ -связями.

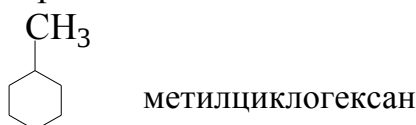
Общая формула циклоалканов: C_nH_{2n} , $n \geq 3$. Формулы и названия некоторых представителей гомологического ряда циклоалканов приведены в таблице 13.

Таблица 13 — Гомологический ряд циклоалканов

Формула	Название	Структурная формула
C_3H_6	циклопропан	
C_4H_8	циклобутан	
C_5H_{10}	циклопентан	
C_6H_{12}	циклогексан	
C_7H_{14}	циклогептан	

Номенклатура и изомерия

Названия циклоалканов образуют при добавлении приставки **цикло-** к названию алкана. Например:



Для циклоалканов возможна *структурная изомерия цепи* (углеродного скелета) и межклассовая изомерия (изомеры алкенов).

Физические свойства

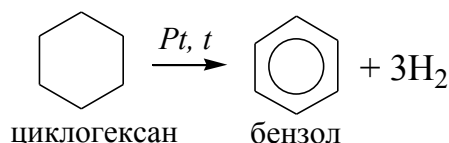
Циклопропан, циклобутан — газообразные вещества. Циклопентан, циклогексан — жидкие вещества; высшие циклоалканы — твердые вещества. Все циклоалканы плохо растворимы в воде.

Химические свойства

Для циклоалканов характерны все химические свойства насыщенных углеводородов: реакции замещения, отщепления (дегидрирования), разложения и окисления.

Трех- и четырехчленные циклоалканы менее устойчивы и прочны, чем пяти- и шестичленные. Циклопропан и циклобутан вступают в реакции присоединения, идущие с разрушением циклов.

Из химических свойств циклоалканов одной из важнейших реакций является реакция дегидрирования (отщепления водорода) циклогексана с образованием бензола:



Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое алканы?
2. Какую геометрическую форму имеет молекула метана?

3. Назовите первые десять членов гомологического ряда алканов и соответствующие одновалентные радикалы для первых четырех представителей.

4. Какой тип изомерии характерен для алканов? Какие алканы не имеют изомеров?

5. Какой тип реакций характерен для алканов?

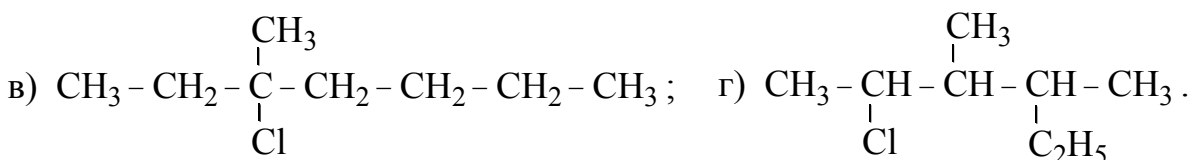
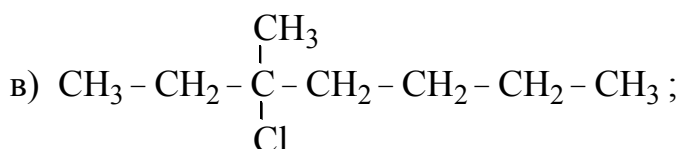
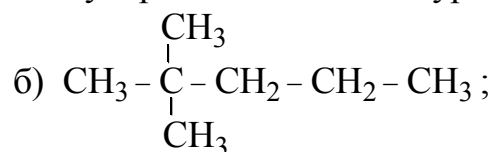
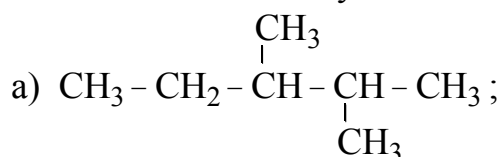
6. Какие продукты могут быть получены при окислении метана?

7. Как получают алканы в лаборатории и в промышленности?

8. Что такое циклоалканы? Приведите примеры.

Упражнения для самостоятельной работы:

1. Назовите следующие соединения по международной номенклатуре:



2. Напишите структурные формулы следующих алканов:

а) 2,5-диметилгексан;

в) 2,3,3-триметил-4-этилгептан;

б) 2-метил-3-этилпентан;

г) 3,3,5,5-тетраметилоктан.

3. Напишите структурные формулы всех алканов с молекулярной формулой C_6H_{14} и назовите их по международной номенклатуре.

4. Напишите структурные формулы следующих соединений:

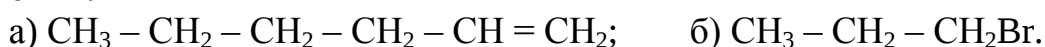
а) 2,2-дибромпентан;

в) 2,2-диметил-4-бромпентан;

б) 3-бром-2-хлорпентан;

г) 3-метил-2,4-дихлоргептан.

5. Напишите уравнения реакций получения гексана из следующих соединений:



6. Напишите уравнения реакций хлорирования этана. Назовите продукты.

7. Напишите уравнения реакций термических превращений гексана, которые происходят:

а) при крекинге; б) при дегидрировании; в) при дегидроциклизации.

Тест по теме «Алканы»

1. Общая формула алканов:

а) $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$;

б) C_nH_{2n} ;

в) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$;

г) $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$.

2. К алканам относится:

а) метанол;

б) этен;

в) пропан;

г) циклобутан.

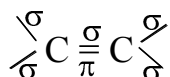
3. Вещество $C_{12}H_{24}$ по отношению к нонану является:
- а) изомером; б) гомологом;
 в) гомологом и изомером одновременно; г) веществом другого класса.
4. Укажите ряд формул веществ, в котором все вещества относятся к алканам:
- а) C_2H_4 , C_2H_2 , C_2H_6 ; б) C_2H_6 , C_8H_{16} , C_6H_6 ;
 в) C_3H_8 , C_3H_6 , C_3H_4 ; г) C_3H_8 , C_2H_6 , C_4H_{10} .
5. При галогенировании метана по первой стадии образуются:
- а) дихлорметан и водород; б) хлорметан и хлороводород;
 в) хлорметан и водород; г) трихлорметан и хлорметан.
6. Для алканов характерны реакции:
- а) присоединения и окисления; б) замещения и окисления;
 в) полимеризации и изомеризации; г) галогенирования и присоединения.
7. С какими из приведенных веществ взаимодействует этан:
- а) Cl_2 ; б) H_2 ; в) H_2O ; г) O_2 .
8. Число σ -связей в молекуле пропана равно:
- а) 6; б) 4; в) 8; г) 10.
9. Укажите число изомеров, соответствующих формуле C_5H_{12} :
- а) 3; б) 4; в) 5; г) 6.
10. Укажите **неверное** утверждение:
- а) группу атомов $-CH_2-$ называют гомологической разностью;
 б) получить алканы в лаборатории по реакции Вюрца нельзя;
 в) валентный угол между σ -связями в алканах составляет $109,5^\circ$;
 г) молекула метана в пространстве имеет тетраэдрическую форму.

Ответы: 1. в. 2. в. 3. г. 4. г. 5. б. 6. б. 7. а, г. 8. г. 9. а. 10. б.

ТЕМА 23. АЛКЕНЫ. АЛКАДИЕНЫ

1. Алкены

Алкены — ненасыщенные углеводороды, в молекулах которых два атома углерода находятся в состоянии sp^2 -гибридизации и связаны друг с другом двойной связью — одной σ - и одной π -связью:



Общая формула алкенов: C_nH_{2n} , $n \geq 2$.

Формулы и названия первых шести членов гомологического ряда алкенов приведены в таблице 14.

Таблица 14 — Гомологический ряд алкенов

Формула		Название
структурная	молекулярная	
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	C_2H_4	этен
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$	C_3H_6	пропен
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	C_4H_8	бутен-1
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	C_5H_{10}	пентен-1
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	C_6H_{12}	гексен-1
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	C_7H_{14}	гептен-1

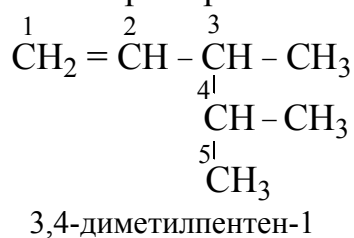
Простейшим представителем алкенов является *этен (этилен)*. В молекуле этена σ -связи, образуемые за счет sp^2 -гибридных орбиталей атомов углерода, находятся в одной плоскости под углом 120° . Поэтому молекула этена имеет плоское строение. π -связь образуется при боковом перекрывании негибридных р-орбиталей соседних sp^2 -гибридизированных атомов углерода.

Длина связи $\text{C}=\text{C}$ в алкенах равна 0,134 нм.

Номенклатура и изомерия

Согласно *международной номенклатуре*, названия алкенов образуют изменением суффикса **–ан** соответствующего алкана на суффикс **–ен**.

При названии алкенов с разветвленным углеродным скелетом соблюдают те же правила, что и при названии разветвленных алканов, но *нумерацию цепи начинают с того конца молекулы, к которому ближе расположена двойная связь*. Цифра, обозначающая положение двойной связи, ставится после суффикса –ен. Например:

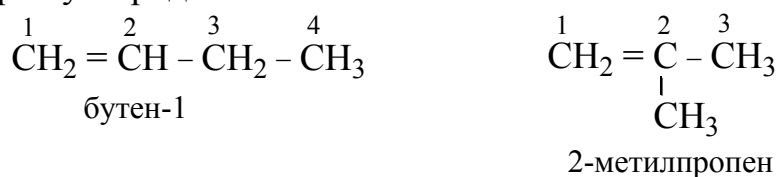


Для алкенов характерна *структурная изомерия*: цепи (углеродного скелета), положения двойной связи, межклассовая изомерия (изомеры циклоалканам) и *пространственная* (цис-транс) изомерия.

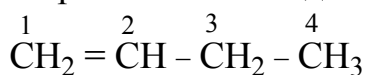
Первые два члена гомологического ряда — этен и пропен — изомеров, относящихся к классу алкенов, не имеют.

Например, изомеры бутена C_4H_8 :

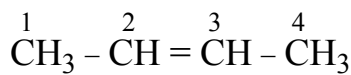
а) изомерия углеродного скелета:



б) изомерия положения двойной связи:

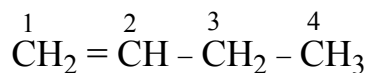


бутен-1



бутен-2

в) межклассовая изомерия

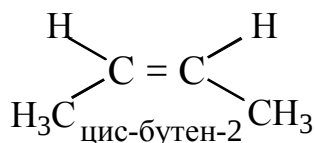


бутен-1



циклобутан

г) пространственная геометрическая изомерия обусловлена различиями в положении заместителей относительно плоскости кратной связи:



цис-бутен-2



транс-бутен-2

Физические свойства

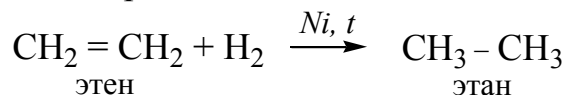
Первые три члена гомологического ряда алкенов C_2H_4 – C_4H_8 — газообразные вещества, C_5H_{10} – $\text{C}_{16}\text{H}_{32}$ — жидкости, с $\text{C}_{17}\text{H}_{34}$ — твердые вещества. Плохо растворимы в воде. Температуры плавления и кипения алкенов в гомологическом ряду увеличиваются с увеличением относительной молекулярной массы.

Химические свойства

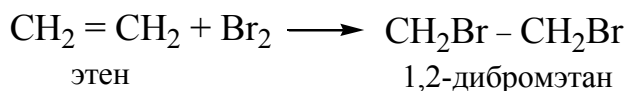
Алкены гораздо более реакционно способны, чем алканы, что обусловлено наличием в их молекулах π -связи, менее прочной чем σ -связь. Наиболее характерны для алкенов *реакции присоединения*, приводящие к разрыву π -связи и образованию двух новых σ -связей с участием реагента.

1. Реакции присоединения:

1.1. Гидрирование с образованием алканов:

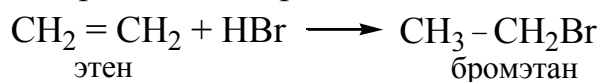


1.2. Галогенирование с образованием дигалогеналканов:

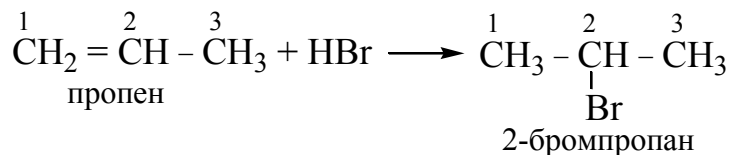


При взаимодействии с бромной водой происходит ее обесцвечивание. Данная реакция используется как *качественная* на наличие двойной связи в молекулах алкенов.

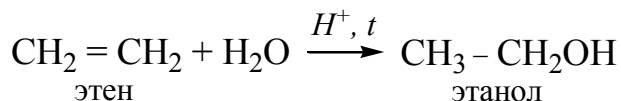
1.3. Гидрогалогенирование с образованием моногалогеналканов:



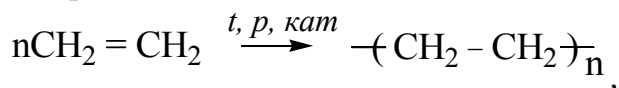
Присоединение галогеноводородов (воды) к несимметричным алкенам происходит по *правилу В. В. Марковникова*: атом водорода присоединяется к более гидрированному (соединенному с большим числом атомов водорода) атому углерода при двойной связи:



1.4. Гидратация с образованием спиртов:



2. Реакции полимеризации:

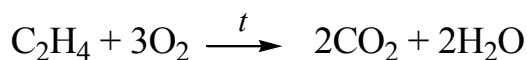


где n — степень полимеризации.

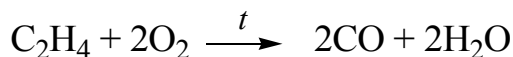
3. Реакции окисления:

3.1. Горение:

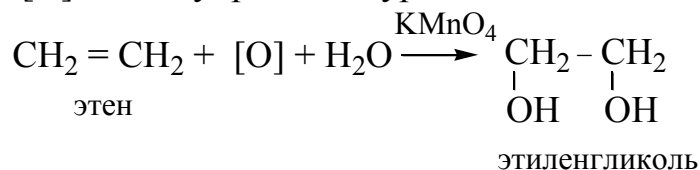
а) полное окисление (избыток O_2):



б) неполное окисление (недостаток O_2):



3.2. Неполное окисление под действием разбавленного водного раствора KMnO_4 — $[\text{O}]$ — для упрощения уравнения:



Эта реакция так же, как и реакция с бромной водой, является *качественной* на наличие кратной связи.

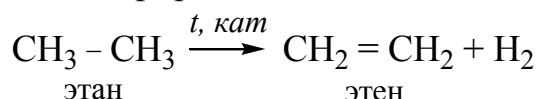
Способы получения

Промышленные способы:

1. Крекинг алканов нефти (разрыв связи С–С и образование алканов и алкенов с меньшим числом атомов углерода):

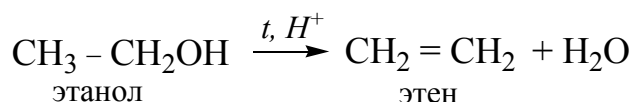


2. Каталитическое дегидрирование алканов:

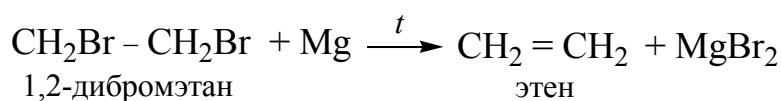


Лабораторные способы:

1. Дегидратация спиртов:



2. Дегалогенирование дигалогеналканов:



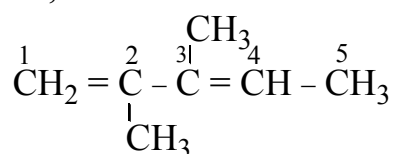
2. Алкадиены

Алкадиены — ненасыщенные углеводороды, имеющие в молекулах две двойные связи. Общая формула диеновых углеводородов: $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$, где $n \geq 3$.

Номенклатура и изомерия

Согласно *международной номенклатуре*, названия алкадиенов производят от названий соответствующих алканов с суффиксом **–диен** и указанием номеров атомов С, у которых начинаются двойные связи.

При составлении названий алкадиенов с разветвленным углеродным скелетом соблюдают те же правила, что и при названии разветвленных алканов, но нумерацию атомов углерода в цепи проводят так, чтобы двойные связи получили наименьшие номера. Местоположение двойных связей указывают в конце названия, а заместителей — в начале. Например:



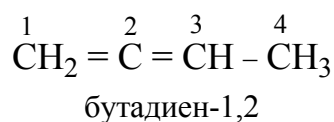
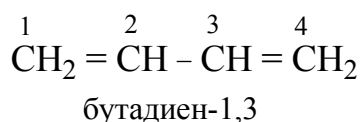
2,3-диметилпентадиен-1,3

Для алкадиенов характерна *структурная изомерия*: цепи (углеродного скелета), положения кратных связей, межклассовая изомерия (изомеры алкинам).

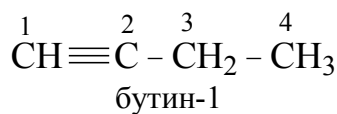
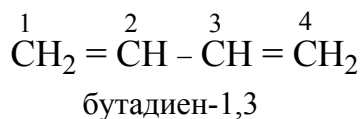
Например, изомеры бутадиена C_4H_6 :

а) изомерия углеродного скелета — начинается с C_5H_8

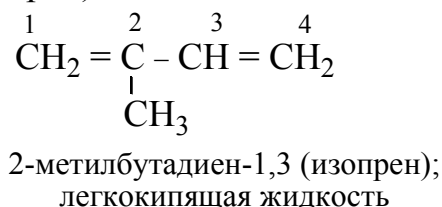
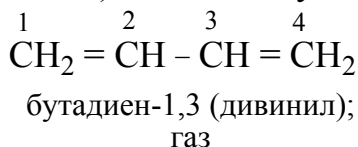
б) изомерия положения двойной связи:



в) межклассовая изомерия



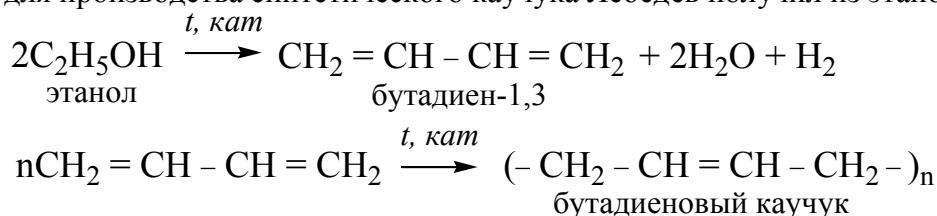
Из алкадиенов наибольшее практическое значение имеют бутадиен-1,3 (дивинил) и 2-метилбутадиен-1,3 (изопрен):



Эти соединения используют для получения синтетических каучуков реакцией полимеризации.

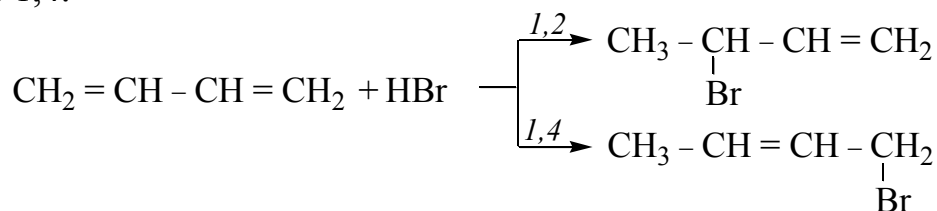
Каучуки — природные или синтетические полимеры, важнейшими свойствами которых являются эластичность (т. е. способность восстанавливать форму), непроницаемость для воды и газов. Каучуки применяют при изготовлении шин для автотранспорта, самолетов, велосипедов, для электроизоляции, а также в производстве промышленных товаров и медицинских приборов. Чтобы придать изготавливаемым из каучука изделиям необходимую прочность и пластичность, каучук подвергают вулканизации — нагревают с серой. Вулканизированный каучук называется резиной.

Натуральный каучук получают из млечного сока (латекса) каучуконосного дерева гевеи, растущего в тропических лесах Бразилии. Синтетический каучук впервые был получен в 1932 г. в СССР С. В. Лебедевым в реакции полимеризации бутадиена-1,3. Мономер для производства синтетического каучука Лебедев получил из этанола:



В настоящее время химическая промышленность производит много видов синтетических каучуков, превосходящих по ряду свойств натуральный каучук. Кроме полибутадиенового каучука, широко применяются сополимерные каучуки — продукты совместной полимеризации (сополимеризации) бутадиена с другими непредельными соединениями, например со стиролом или с акрилонитрилом.

Для алкадиенов, как и других соединений с кратными связями, характерны реакции присоединения. Реакции присоединения галогенов, водорода, галогеноводородов к бутадиену-1,3 возможны в положение 1,2 или положение 1,4:



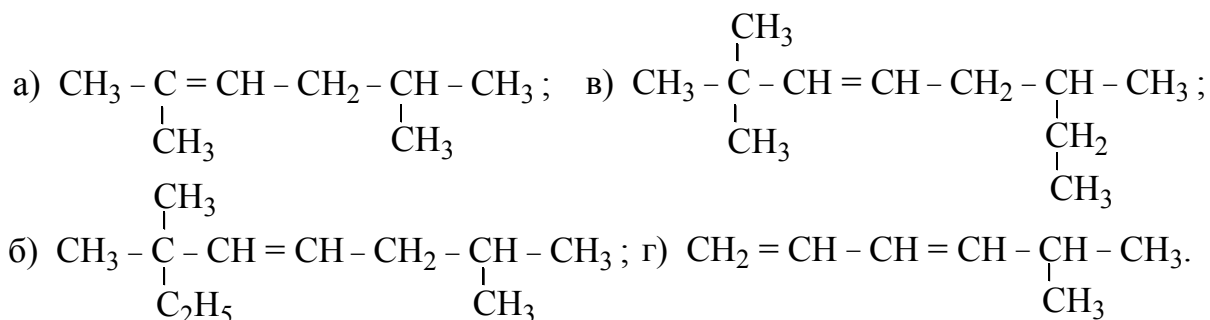
Соотношение продуктов зависит от условий проведения реакции.

Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое алкены? Приведите общую формулу гомологического ряда алкенов.
2. Почему молекула этена имеет плоское строение? Чему равен валентный угол между связями, образуемыми с участием sp^2 -гибридных орбиталей углерода?
3. Какие типы изомерии характерны для алкенов? Какие представители алкенов не имеют изомеров, относящихся к классу алкенов?
4. Какой тип реакций характерен для алкенов и почему?
5. Приведите примеры реакций присоединения. Сформулируйте правило Марковникова.
6. Какие реакции являются качественными на алкены? Приведите уравнения этих реакций.
7. Приведите пример реакции полимеризации пропена.
8. Приведите примеры реакций полного и неполного окисления алкенов.
9. Как получают алкены в лаборатории и в промышленности?
10. Что такое алкадиены? Приведите их общую формулу. Напишите формулы будадиена-1,3 и изопрена.

Упражнения для самостоятельной работы:

1. Назовите следующие соединения по международной номенклатуре:

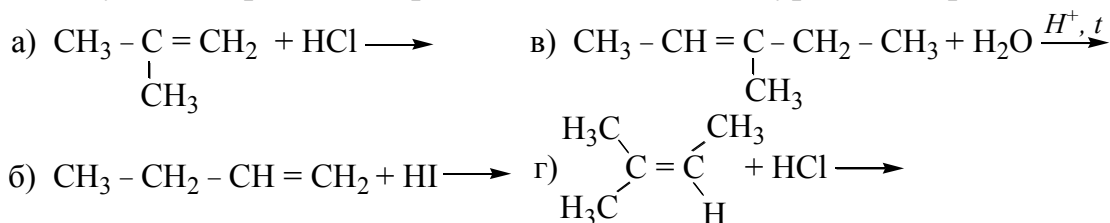


2. Напишите структурные формулы следующих соединений:

- а) 2,5-диметилгексен-1; г) 3-этилгексен-3;
б) 2,3-диметилбутен-2; д) 2,3-диметилбутадиен-1,3;
в) 2,4,4-триметилпентен-2; е) гексадиен-2,4.

3. Напишите структурные формулы всех алкенов с молекулярной формулой C_6H_{12} и назовите их по международной номенклатуре.

4. С учетом правила Марковникова закончите уравнения реакций:

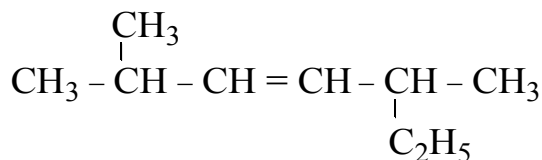


Назовите продукты.

5. Напишите уравнения реакций окисления пропена и пентена-2:
 а) избытком кислорода воздуха без катализатора;
 б) разбавленным водным раствором KMnO_4 .
6. Напишите схемы реакции полимеризации:
 а) пропена; б) 3-метилбутена-1.
7. Напишите уравнения реакций получения пентена-2 из следующих соединений:
 а) 2,3-дибромпентана; б) пентанола-2.

Тест по теме «Алкены. Алкадиены»

1. Общая формула алкенов:
 а) $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$; б) C_nH_{2n} ; в) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$; г) $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$.
2. К алкенам относятся:
 а) бутин-2; б) 2,4-диметилгексен-3;
 в) пентанон-3; г) 2-метилгептен-3.
3. Общая формула алкадиенов:
 а) $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$; б) C_nH_{2n} ; в) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$; г) $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$.
4. К алкадиенам относится:
 а) 3,3-диметилбутин-1; в) пропен;
 б) гексадиен-1,5; г) 2-метилпентан.
5. Гомологи — это:
 а) бутадиен-1,3 и бутин-2; б) пропен и бутен-1;
 в) 2-метилпентен-1 и 2-метилгексен-1; г) пентен-1 и 2-метилбутен-1.
6. Изомеры — это:
 а) гексен-1 и 2,3-диметилбутен-2; б) пентадиен-1,2 и пентадиен-1,4;
 в) пентен-1 и гексен-2; г) бутен-2 и бутадиен-1,2.
7. Как называется алкен:



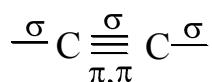
- а) 2-метил-5-этилгексен-3; б) 2,5-диметилгептен-3;
 в) 3,6-диметилгептен-4; г) 2-метил-5-этилгептин-3?
8. Укажите реагенты, с которыми взаимодействуют алкены:
 а) Na ; б) HCl ; в) NO_2 ; г) Cl_2 .
9. Какие из реагентов используют, чтобы отличить алкен от алкана:
 а) H_2 ; б) $\text{Br}_2 (\text{H}_2\text{O})$; в) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$; г) раствор KMnO_4 ?

10. Какой алкен получится при дегалогенировании 2,3-дихлоргексана:
 а) пропен; б) гексен-3;
 в) гексен-2; г) 2,3-диметилбутан?

Ответы: 1. б. 2. б, г. 3. а. 4. б. 5. б, в. 6. а, б. 7. б. 8. б, г. 9. б, г. 10. в.

ТЕМА 24. АЛКИНЫ

Алкины — ненасыщенные углеводороды, в молекулах которых два атома углерода находятся в состоянии sp -гибридизации и связаны друг с другом тройной связью — одной σ - и двумя π -связями:



Общая формула алкинов: C_nH_{2n-2} , $n \geq 2$.

Формулы и названия первых шести членов гомологического ряда алкинов приведены в таблице 15.

Таблица 15 — Гомологический ряд алкинов

Формула		Название
структурная	молекулярная	
$CH \equiv CH$	C_2H_2	этин
$CH \equiv C-CH_3$	C_3H_4	пропин
$CH \equiv C-CH_2-CH_3$	C_4H_6	бутин-1
$CH \equiv C-CH_2-CH_2-CH_3$	C_5H_8	пентин-1
$CH \equiv C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	C_6H_{10}	гексин-1
$CH \equiv C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	C_7H_{12}	гептин-1

Простейшим представителем алкинов является *этин (ацетилен)*. В молекуле этина σ -связи, образуемые sp -гибридными орбиталями углерода, располагаются на одной прямой под углом 180° друг к другу. Поэтому молекула ацетилена имеет линейное строение. π -Связи располагаются во взаимно перпендикулярных плоскостях: одна из π -связей образуется при боковом перекрывании p_y -орбиталей, другая — при боковом перекрывании p_z -орбиталей.

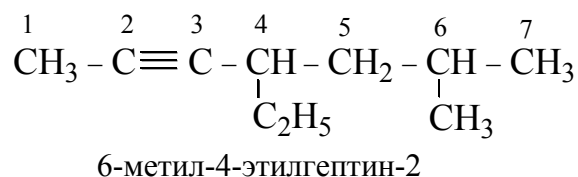
Длина связи $C \equiv C$ в алкинах равна 0,120 нм.

Номенклатура и изомерия

Согласно *международной номенклатуре*, названия алкинов образуют изменением суффикса **–ан** соответствующего алкана на суффикс **–ин**.

При названии алкинов с разветвленным углеродным скелетом соблюдают те же правила, что и при названии разветвленных алканов, но *нумерацию цепи начинают с того конца молекулы, к которому ближе распо-*

ложена тройная связь. Цифра, обозначающая положение тройной связи, ставится после суффикса –ин. Например:

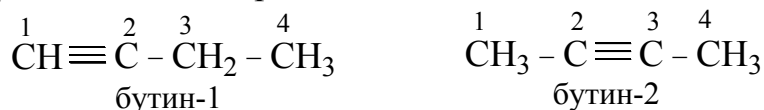


Для алкинов характерна *структурная изомерия*: цепи (углеродного скелета), положения тройной связи, межклассовая изомерия (изомерны алкадиенам). Первые два члена гомологического ряда — этин и пропин — изомеров, относящихся к классу алкинов, не имеют.

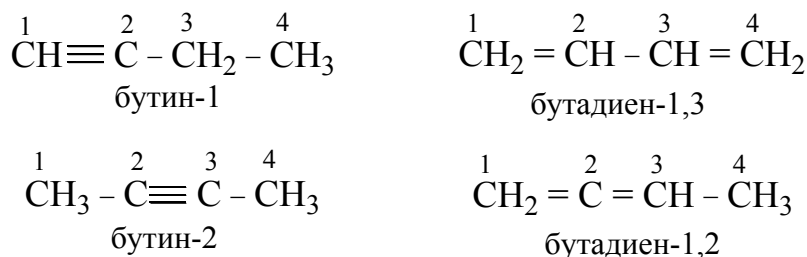
Например, изомеры бутина C_4H_6 :

а) изомерия углеродного скелета — начинается с C_5H_8

б) изомерия положения тройной связи:



в) межклассовая изомерия:



Физические свойства

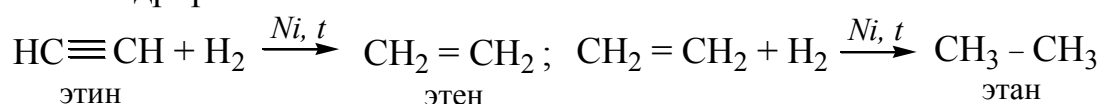
Первые три члена гомологического ряда алкинов C_2H_2 – C_4H_6 — газообразные вещества, C_5H_8 – $\text{C}_{15}\text{H}_{28}$ — жидкости, с $\text{C}_{16}\text{H}_{30}$ — твердые вещества. Плохо растворимы в воде. Температуры плавления и кипения алкинов в гомологическом ряду увеличиваются с увеличением относительной молекулярной массы.

Химические свойства

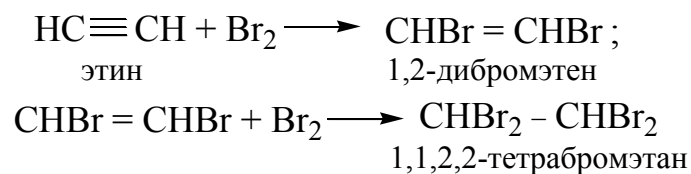
Для алкинов, как и для алкенов, характерны *реакции присоединения*. Так как тройная связь содержит две π -связи, алкины вступают в реакции двойного присоединения в две стадии.

1. Реакции присоединения:

1.1. Гидрирование:

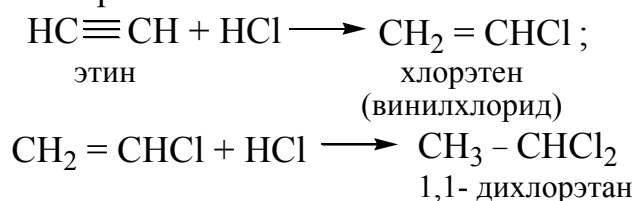


1.2. Галогенирование:

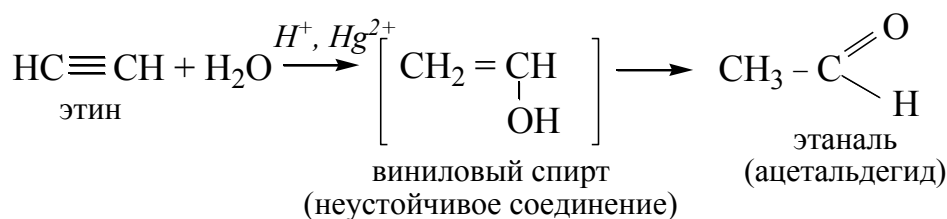


При взаимодействии с бромной водой происходит ее обесцвечивание. Данная реакция используется как *качественная* на наличие тройной связи в молекулах алкинов.

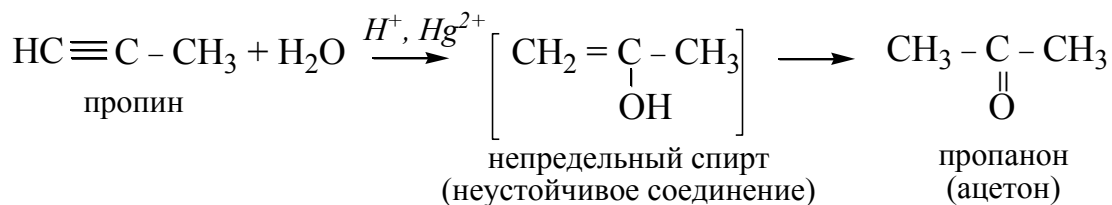
1.3. Гидрогалогенирование:



1.4. Гидратация (реакция Кучерова):



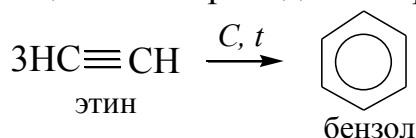
Гомологи ацетилена в условиях реакции Кучерова образуют соответствующие кетоны:



2. Реакции полимеризации:

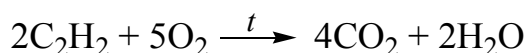
Алкины могут образовывать линейные димеры, тримеры и полимеры, циклические тримеры.

Циклотримеризация ацетилена приводит к образованию бензола:

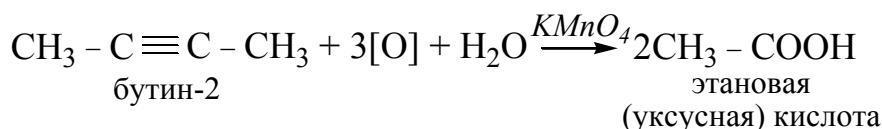
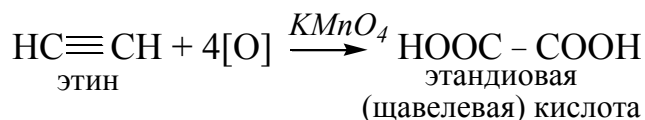


3. Реакции окисления:

3.1. Горение — полное окисление (избыток O₂):



3.2. Неполное окисление под действием разбавленного водного раствора KMnO_4 ($[\text{O}]$ — для упрощения уравнения):



Эта реакция так же, как и реакция с бромной водой, является *качественной* на наличие кратной связи.

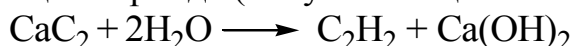
Способы получения

Промышленные способы:

1. Дегидрирование углеводородов:



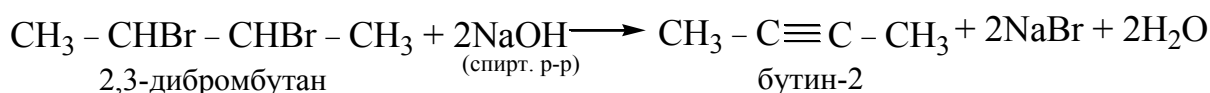
2. Гидролиз кальция карбида (получение ацетилена):



Лабораторные способы:

1. Гидролиз кальция карбида.

2. Дегидрогалогенирование дигалогеналканов:



Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое алкины? Приведите общую формулу гомологического ряда алкинов.

2. Почему молекула этина имеет линейное строение? Чему равен валентный угол между связями, образуемыми с участием sp -гибридных орбиталей углерода?

3. Какие типы изомерии характерны для алкинов? Какие представители алкинов не имеют изомеров, относящихся к классу алкинов?

4. Какой тип реакций характерен для алкинов и почему?

5. Приведите примеры реакций присоединения.

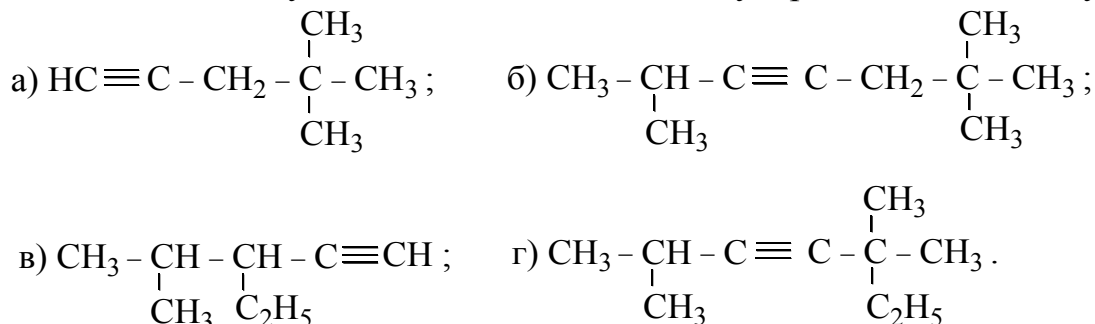
6. Какие реакции являются качественными на алкины? Приведите уравнения этих реакций.

7. Приведите примеры реакций полного и неполного окисления алкинов.

8. Как получают алкины в лаборатории и в промышленности?

Упражнения для самостоятельной работы:

1. Назовите следующие соединения по международной номенклатуре:

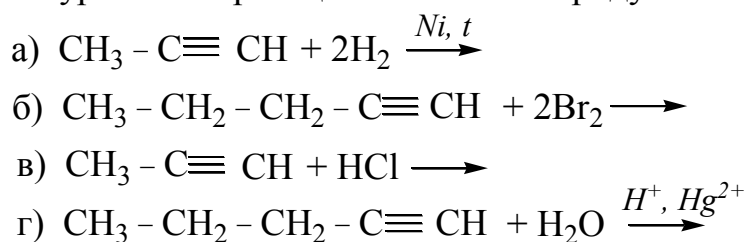


2. Напишите структурные формулы следующих соединений:

- а) 4-метилгептин-2; г) 2,2,5,5-тетраметилгексин-3;
б) 2,5-диметилгексин-3; д) 2,7-диметил-3-этилоктин-4;
в) 3,3,4,4-тетраметилпентин-1; е) 3,4-диэтилгексин-1.

3. Напишите структурные формулы всех алкинов с молекулярной формулой C_6H_{10} и назовите их по международной номенклатуре.

4. Закончите уравнения реакций и назовите продукты:



5. Напишите уравнения реакций окисления пропина и пентина-2:

- а) избытком кислорода воздуха без катализатора;
б) разбавленным водным раствором KMnO_4 .

6. Напишите уравнение реакции циклотримеризации ацетилена.

7. Напишите уравнения реакций получения следующих соединений:

- а) ацетилена из карбида кальция;
б) пентина-2 из 2,3-дибромпентана.

Тест по теме «Алкины»

1. Общая формула алкинов:

- а) $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$; б) C_nH_{2n} ; в) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$; г) $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$.

2. К алкинам относятся:

- а) бутен-2; б) 2,5-диметилгексин-3;
в) пентанол-3; г) 2-метилоктин-4.

3. Тип гибридизации атомов углерода, связанных тройной связью, в алкинах:

- а) sp^3 ; б) sp^2 ; в) sp ; г) sp^3d^2 .

4. Валентный угол Н-С-С в ацетилене:

- а) 109,5 °; б) 120 °; в) 180 °; г) 90 °.

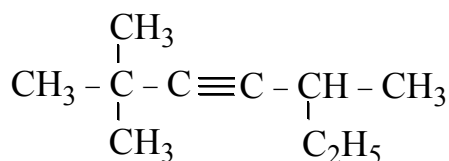
5. Гомологи — это:

- а) бутадиен-1,3 и бутин-2; б) пропин и бутин-1;
в) 3-метилпентин-1 и 3-метилгексин-1; г) пентин-1 и пентин-2.

6. Изомеры — это:

- а) гексин-1 и 3,3-диметилбутин-1; б) бутадиен-1,3 и бутин-1;
в) пентин-1 и гексин-2; г) бутин-2 и 3,3-диметилбутин-1.

7. Как называется алкин:



- а) 2,2-диметил-5-этилгексин-3; б) 2-этил-5,5-диметилгексин-3;
в) 2,2,5-триметилгептин-3; г) 3,6,6-триметилгептин-4?

8. Укажите реагенты, с которыми взаимодействуют алкины:

- а) H₂O; б) HCl; в) NO₂; г) O₂.

9. Какие из реагентов используют, чтобы отличить алкин от алкана:

- а) H₂; б) Br₂ (H₂O); в) KOH; г) раствор KMnO₄?

10. Какой алкин получится при дегидрогалогенировании 2,3-дибромгексана:

- а) пропин; б) гексин-3;
в) гексин-2; г) гексин-1?

Ответы: 1. а. 2. б, г. 3. в. 4. в. 5. б, в. 6. а, б. 7. в. 8. а, б, г. 9. б, г. 10. в.

ТЕМА 25. АРЕНЫ

Ароматические углеводороды (арены) ряда бензола — углеводороды, содержащие шестичленный углеродный цикл с ароматической связью.

Общая формула аренов: **C_nH_{2n-6}**, n ≥ 6.

Особенности строения и реакционной способности аренов ряда бензола целесообразно рассмотреть на примере простейшего представителя ряда — бензоле: C₆H₆.

Каждый из шести атомов углерода в его молекуле находится в состоянии *sp²-гибридизации*. Три гибридные орбитали каждого атома углерода находятся в одной плоскости под углом 120 ° и участвуют в образовании трех σ-связей с двумя соседними атомами углерода и атомом водорода (рисунок 17), образуя каркас молекулы (σ-скелет).

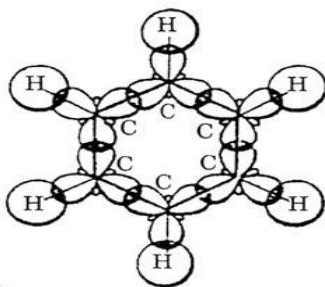


Рисунок 17 — Схема образования σ -связей в молекуле бензола

Негибридизированные шесть p_z -орбиталей располагаются перпендикулярно плоскости молекулы и параллельно друг другу. Поэтому каждая p_z -орбиталь в равной степени может перекрываться с двумя соседними p_z -орбиталями. В результате кругового перекрывания возникает единая *делокализованная π -система*, наибольшая электронная плотность в которой находится *над и под плоскостью σ -скелета* и охватывает все углеродные атомы цикла (рисунок 18).

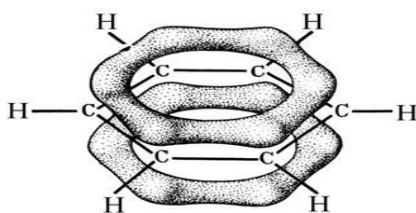
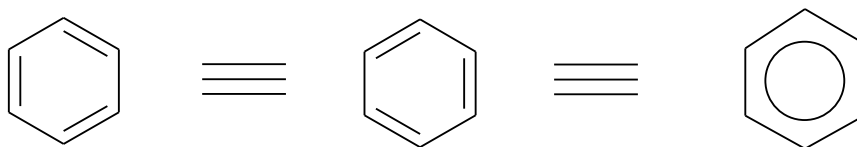


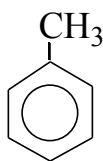
Рисунок 18 — π -Связи в молекуле бензола

Все связи C—C в бензоле равноценны, их длина равна 0,140 нм, что соответствует промежуточному значению между длиной простой связи (0,154 нм) и двойной (0,134 нм). Это означает, что в молекуле бензола между атомами углерода нет чисто простых и двойных связей (как в формуле, предложенной в 1865 г. немецким химиком Ф. Кекуле), а все они выровнены (делокализованы). Поэтому структурную формулу бензола изображают в виде правильного шестиугольника (σ -скелет) и кружка внутри него, обозначающего делокализованные π -связи:

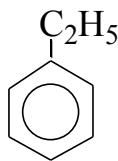


Гомологи бензола — соединения, образованные заменой одного или нескольких атомов водорода в молекуле бензола на углеводородные радикалы R (R: $-\text{CH}_3$, $-\text{C}_2\text{H}_5$ и др.).

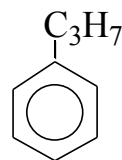
Например, $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_3$ — метилбензол (толуол), $\text{C}_6\text{H}_4(\text{CH}_3)_2$ — диметилбензол (ксилол), $\text{C}_6\text{H}_5-\text{C}_2\text{H}_5$ — этилбензол, $\text{C}_6\text{H}_5-\text{C}_3\text{H}_7$ — пропилбензол и т. д.



метилбензол
(толуол)



этилбензол

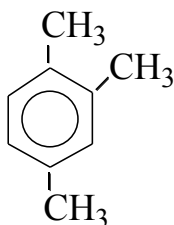


пропилбензол

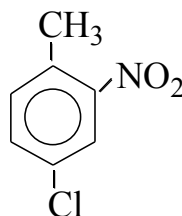
Номенклатура и изомерия

Широко используют *тривиальные названия* аренов: толуол, ксилол, кумол и т. п.

Названия *по международной номенклатуре* строят из названий углеводородных радикалов (приставка) и слова «бензол» (корень). Если радикалов два или более, их положение указывают номерами атомов углерода в кольце, с которыми они связаны. Нумерацию кольца производят так, чтобы номера радикалов были наименьшими. Например:



1,2,4-триметилбензол



1-метил-2-нитро-4-хлорбензол

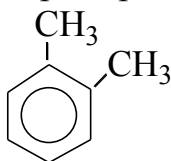
Для дизамещенных бензолов $R-C_6H_4-R$ используют также и другой способ построения названий, при котором положение заместителей указывают приставками:

орто- (сокращенно: о-) — заместители у соседних атомов углерода, т. е. 1,2-;

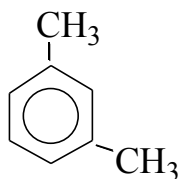
мета- (м-) — заместители через один атом углерода (1,3-);

пара- (п-) — заместители через два атома углерода (1,4-).

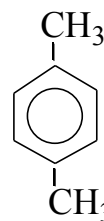
Например:



1,2-диметилбензол
о-диметилбензол
(о-ксилол)



1,3-диметилбензол
м-диметилбензол
(м-ксилол)



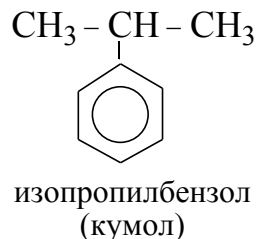
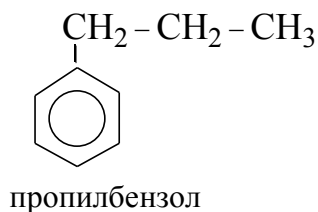
1,4-диметилбензол
п-диметилбензол
(п-ксилол)

Ароматические одновалентные радикалы имеют общее название «арил». Из них наиболее распространены в номенклатуре органических соединений два: C_6H_5- (фенил) и $C_6H_5CH_2-$ (бензил).

Для аренов характерна *структурная* изомерия:

1) положения заместителей для ди-, три- и тетра-замещенных бензолов (например, о-, м- и п-ксилолы);

2) углеродного скелета в боковой цепи, содержащей не менее 3 атомов углерода, например:



3) изомерия заместителей R, начиная с $R = -C_2H_5$.

Например, молекулярной формуле C_8H_{10} соответствуют 4 изомера: три ксилола $CH_3-C_6H_4-CH_3$ (о-, м-, п-) и этилбензол $C_6H_5-C_2H_5$.

Физические свойства

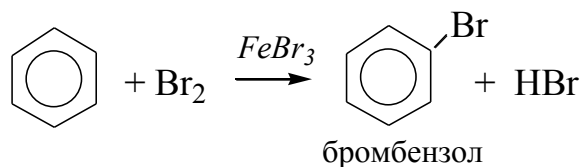
Бензол и его ближайшие гомологи — бесцветные жидкие вещества, нерастворимые в воде, но хорошо растворяющиеся во многих органических растворителях. Легче воды. Огнеопасны. Бензол токсичен (поражает почки, печень, костный мозг, кровь).

Химические свойства

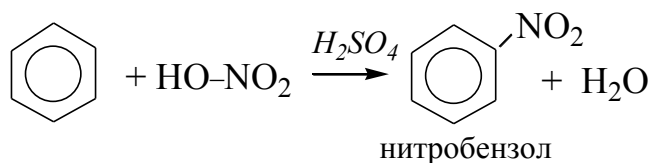
Бензол, как и другие ароматические соединения, обладают повышенной термодинамической устойчивостью, обусловленной делокализацией π -электронов в циклической системе (ароматической связью), поэтому для них характерны *реакции замещения*, а не присоединения (как для непредельных углеводородов).

1. Реакции замещения:

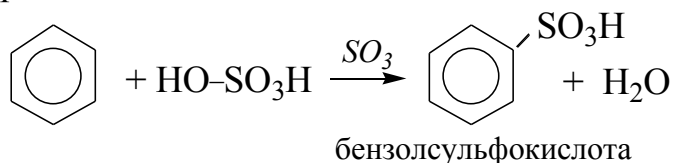
1.1. Галогенирование:



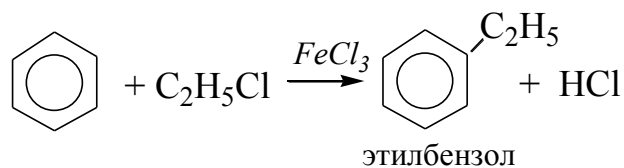
1.2. Нитрование:



1.3. Сульфирование:



1.4. Алкилирование (замещение атома водорода на алкильную группу: $-CH_3$, $-C_2H_5$ и т. д.):



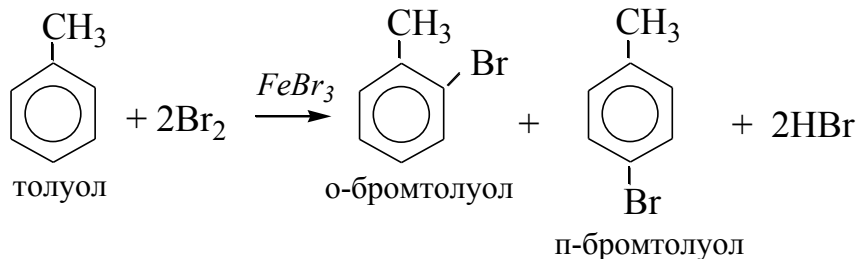
В молекуле бензола электронная плотность распределена равномерно, поэтому равновероятно замещение любого из шести атомов водорода. Если в реакции замещения вступают гомологи бензола или его производные, у которых под влиянием заместителя нарушена равномерность в распределении электронной плотности, то образование продуктов реакции зависит от природы заместителя, присутствующего в бензольном кольце.

По направляющему (ориентирующему) действию заместители можно разделить на 2 группы:

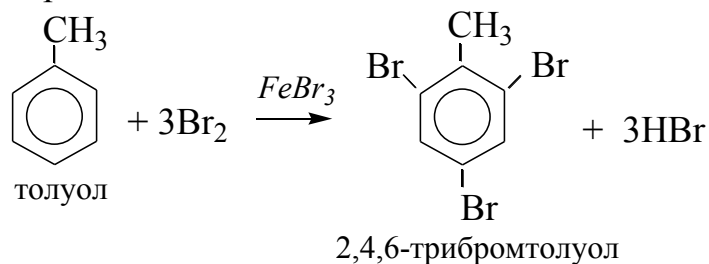
- *заместители (ориентанты) I рода* — облегчают реакции замещения атомов водорода по сравнению с бензолом и направляют новые заместители в орто- и пара-положения. К ним относят: алкильные группы ($-\text{CH}_3$, $-\text{C}_2\text{H}_5$ и др.), $-\text{OH}$, $-\text{OR}$, $-\text{NH}_2$, $-\text{NR}_2$ и др.

- *заместители (ориентанты) II рода* — затрудняют реакции замещения атомов водорода по сравнению с бензолом и направляют новые заместители в мета-положение. К ним относят: $-\text{CHO}$, $-\text{COOH}$, $-\text{COOR}$, $-\text{NO}_2$, $-\text{SO}_3\text{H}$ и др.

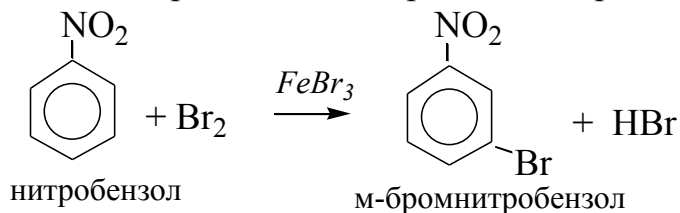
Например, $-\text{CH}_3$ в толуоле — ориентант I рода:



При избытке реагента:



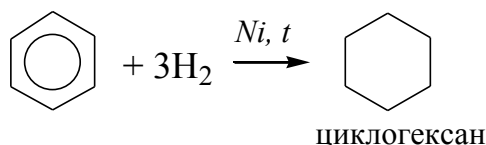
Например, $-\text{NO}_2$ в нитробензоле — ориентант II рода:



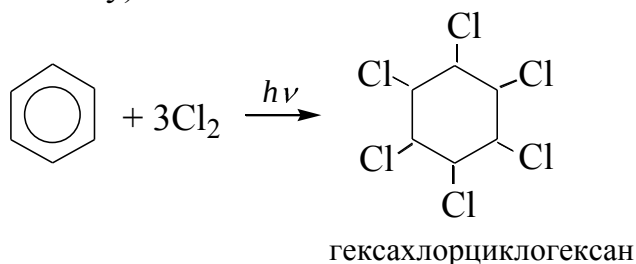
2. Реакции присоединения:

Такие реакции приводят к разрушению ароматической системы, поэтому они протекают в жестких условиях (при повышенной температуре, давлении, световом облучении и т. д.).

2.1. Гидрирование:



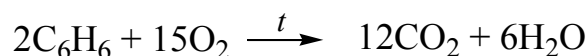
2.2. Присоединение хлора (другие галогены не вступают в реакцию присоединения к бензолу):



Бензол не присоединяет галогеноводороды и воду.

3. Реакции окисления:

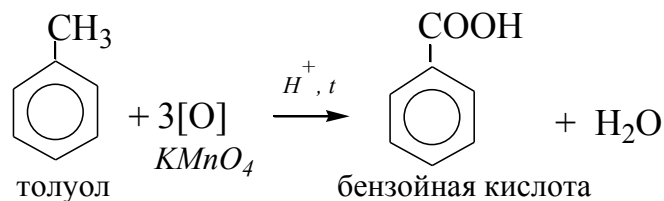
3.1. Горение:



3.2. Неполное окисление:

Бензол очень устойчив к окислителям. В отличие от непредельных углеводородов он не обесцвечивает бромную воду и раствор KMnO_4 , реакция окисления не происходит. В обычных условиях бензольное кольцо не разрушается и при действии многих других окислителей.

При действии окислителей на гомологи бензола окислению подвергаются лишь радикалы, связанные с бензольным кольцом:



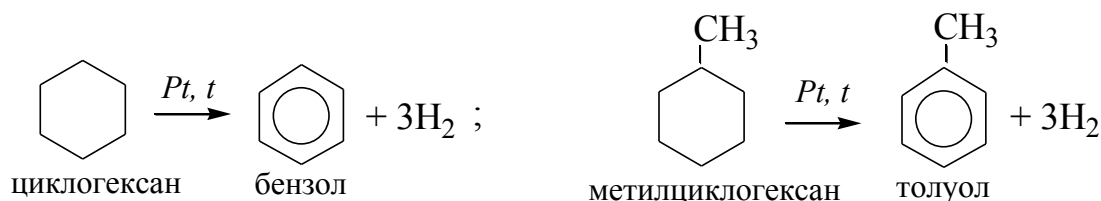
Во всех случаях, независимо от длины боковой цепи, образуется бензойная кислота.

Способы получения

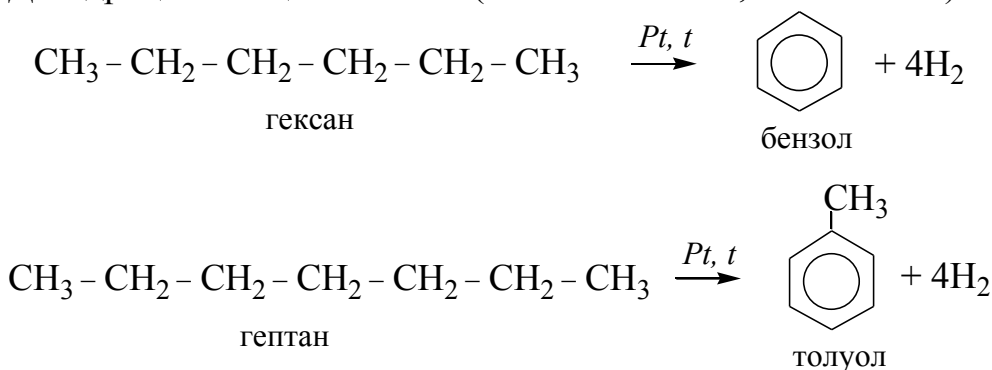
Промышленные способы:

1. Переработка нефти и каменного угля.

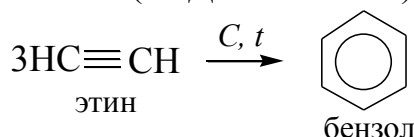
2. Дегидрирование циклогексана и его производных (Н.Д. Зелинский):



3. Дегидроциклизация алканов (Б. А. Казанский, А. Ф. Платэ):

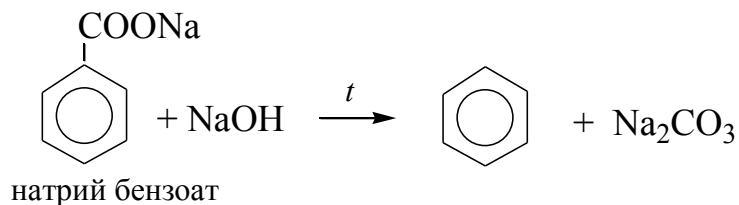


4. Тримеризация ацетилена (Н. Д. Зелинский):



Лабораторные способы:

Сплавление солей бензойной кислоты со щелочами:

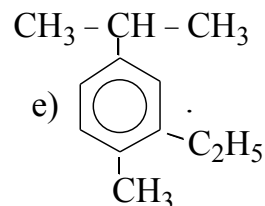
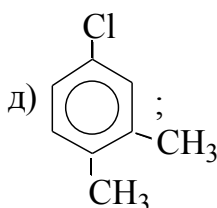
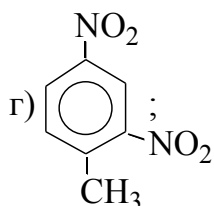
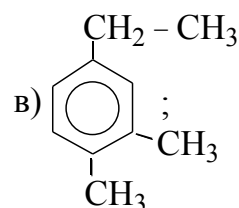
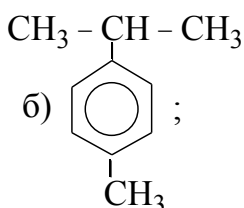
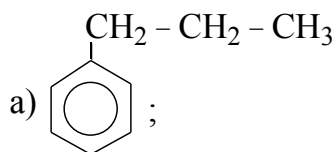


Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое ароматические углеводороды ряда бензола? Приведите общую формулу аренов. Приведите примеры гомологов бензола.
2. Опишите образование ароматической связи в молекуле бензола.
3. Какие виды структурной изомерии характерны для аренов?
4. Какой тип реакций характерен для аренов и почему? Приведите примеры соответствующих реакций.
5. Что такое ориентанты I и II рода? Поясните на примерах.
6. Приведите примеры реакций присоединения для бензола. При каких условиях они протекают?
7. Какие способы получения аренов Вы знаете?

Упражнения для самостоятельной работы:

1. Назовите следующие соединения по международной номенклатуре:



2. Напишите структурные формулы следующих соединений:

а) пропилбензол;

г) п-бромтолуол;

б) 1,2,3-триметилбензол;

д) 1-хлор-2-этилбензол;

в) 1-изопропил-4-этилбензол;

е) м-ксилол.

3. Напишите структурные формулы всех аренов с молекулярной формулой C_8H_{10} и назовите их по международной номенклатуре.

4. Напишите уравнения реакций и назовите продукты:

а) нитрования толуола;

в) алкилирования толуола хлорметаном;

б) сульфирования нитробензола;

г) бромирования нитробензола.

5. Напишите схемы реакций окисления толуола и о-ксилола подкисленным раствором KMnO_4 , обозначив окислитель в схеме $[\text{O}]$.

6. Какие арены образуются при каталитической дегидроциклизации следующих алканов: а) н-гептана; б) н-октана? Напишите уравнения реакций.

7. Напишите уравнения реакций получения бензола из следующих веществ: а) ацетилена; б) циклогексена; в) калия бензоата.

Тест по теме «Арены»

1. Общая формула аренов:

а) $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$;

б) C_nH_{2n} ;

в) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$;

г) $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$.

2. К аренам относятся:

а) метилциклогексан;

б) м-ксилол;

в) этилбензол;

г) изопропилбензол.

3. Тип гибридизации атомов углерода в бензольном кольце:

а) sp^3 ;

б) sp^2 ;

в) sp ;

г) sp^3d^2 .

4. Гомологи — это:

а) этан и этилбензол;

б) циклогексан и толуол;

в) бензол и толуол;

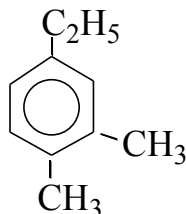
г) метилбензол и метанол.

5. Изомеры — это:

- а) бензол и метилбензол;
в) толуол и нитробензол;

- б) 1,2-диметилбензол и м-ксилол;
г) этилбензол и о-ксилол.

6. Как называется арен:



- а) 1,6-диметил-4-этилбензол;
в) 1-этил-3,4-диметилбензол;

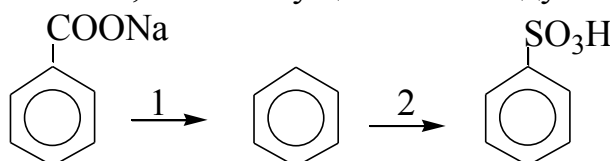
- б) 1-этил-4,5-диметилбензол;
г) 1,2-диметил-4-этилбензол?

7. Какое из веществ **не** вступает в реакцию с раствором калия перманганата:

- а) толуол;
в) о-ксилол;

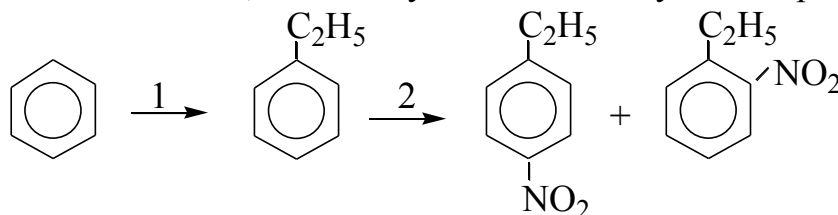
- б) бензол;
г) п-ксилол?

8. Какие из указанных реагентов и условий и в какой последовательности нужно использовать, чтобы осуществить следующие превращения:



- а) H_2SO_4 (SO_3 , t°); б) H_2SO_3 (t°); в) HCl ; г) NaOH (t°)?

9. Какие из указанных реагентов и условий и в какой последовательности нужно использовать, чтобы осуществить следующие превращения:



- а) HNO_3 (H_2SO_4 , t°); б) $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ (AlCl_3); в) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; г) NO_2 (t° , кат)?

10. Какое исходное вещество необходимо взять, чтобы в результате реакции дегидрирования получить толуол:

- а) н-октан;
в) 2-метилциклогексан;

- б) н-гексан;
г) циклогексан?

Ответы: 1. г. 2. б, в, г. 3. б. 4. в. 5. б, г. 6. г. 7. б. 8. г, а. 9. б, а. 10. в.

ТЕМА 26. СПИРТЫ

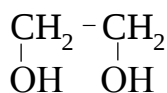
Спирты — производные углеводородов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксильную группу $-\text{OH}$.

Классификация

1. В зависимости от числа гидроксильных групп различают: *одноатомные* (одна группа $-\text{OH}$), *многоатомные* (две и более групп $-\text{OH}$).

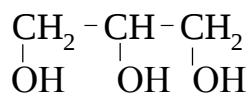
Современное название многоатомных спиртов — *полиолы* (диолы, триолы и т.д). Например:

двухатомный спирт:



этиленгликоль (этандиол-1,2)

трехатомный спирт:



глицерин (пропантриол-1,2,3)

2. В зависимости от того, с каким атомом углерода (первичным, вторичным или третичным) связана гидроксогруппа, различают спирты: *первичные* $\text{R}-\text{CH}_2-\text{OH}$, *вторичные* $\text{R}_2\text{CH}-\text{OH}$, *третичные* $\text{R}_3\text{C}-\text{OH}$. Например:



3. В зависимости от характера радикалов, связанных с гидроксильной группой, различают: *предельные*, или алканола (например, $\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{OH}$ — этанол), *непредельные*, или алкенола ($\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{OH}$ — аллиловый спирт), *ароматические* ($\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2-\text{OH}$ — бензиловый спирт).

Насыщенные одноатомные спирты

Насыщенные одноатомные спирты — это производные насыщенных углеводородов, в молекулах которых содержится одна функциональная группа $-\text{OH}$.

Общая формула: $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$ или $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$.

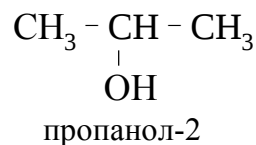
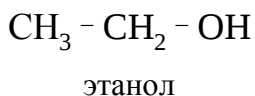
Формулы и названия первых десяти членов гомологического ряда насыщенных одноатомных спиртов приведены в таблице 16.

Таблица 16 — Гомологический ряд насыщенных одноатомных спиртов

Формула спирта	Название спирта	
	международная номенклатура	радикально-функциональная номенклатура
CH_3OH	метанол	метилловый спирт
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	этанол	этиловый спирт
$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$	пропанол-1	пропиловый спирт
$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$	бутанол-1	бутиловый спирт
$\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$	пентанол-1	амиловый спирт
$\text{C}_6\text{H}_{13}\text{OH}$	гексанол-1	гексиловый спирт
$\text{C}_7\text{H}_{15}\text{OH}$	гептанол-1	гептиловый спирт
$\text{C}_8\text{H}_{17}\text{OH}$	октанол-1	октиловый спирт
$\text{C}_9\text{H}_{19}\text{OH}$	нонанол-1	нониловый спирт
$\text{C}_{10}\text{H}_{21}\text{OH}$	деканол-1	дециловый спирт

Номенклатура и изомерия

В соответствии с *международной номенклатурой* при построении названий одноатомных спиртов к названию родоначального углеводорода добавляют окончание **–ол** и, если это необходимо, цифру, указывающую местоположение гидроксогруппы. Например:

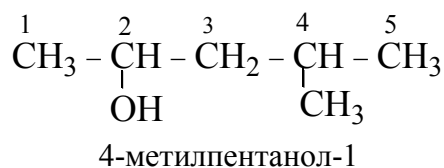


Если в молекуле спирта содержится две гидроксогруппы к названию основы прибавляют окончание **–диол**, три гидроксогруппы **–триол** и т. д.).

Для названия по международной номенклатуре спиртов с разветвленной цепью углеродных атомов используют следующие правила:

1. Выбирают самую длинную цепь углеродных атомов, содержащую гидроксогруппу.
2. Нумеруют углеродную цепь с того конца, к которому ближе **–ОН** группа.
3. Указывают номер атома углерода, у которого находится заместитель, и называют радикал.
4. По числу углеродных атомов главной цепи называют спирт, указывая в окончании через дефис номер атома углерода главной цепи, при котором находится **–ОН** группа.
5. Если в соединении содержится кратная связь, то все равно нумерацию цепи производят с конца, к которому ближе гидроксогруппа.
6. В суффиксе через дефис указывают местоположение кратной связи, затем идет обозначение гидроксогруппы.

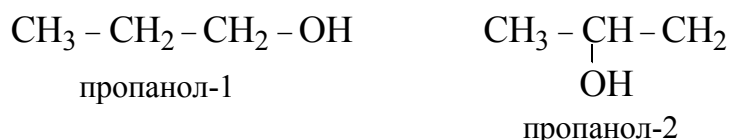
Например:



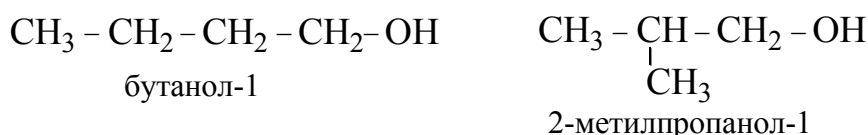
Кроме того, для названия спиртов широко применяют *радикально-функциональную номенклатуру*, по которой к названию соответствующего углеводородного радикала добавляют слово «спирт», например: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ — этиловый спирт, $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ — н-пропиловый спирт, $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2\text{OH}$ — аллиловый спирт.

Для спиртов возможны следующие виды *структурной* изомерии:

1. Изомерия положения функциональной группы (начиная с $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$):



2. Изомерия углеродной цепи (начиная с $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$):



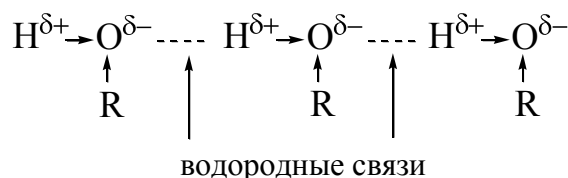
3. Межклассовая изомерия (изомерны простым эфирам: $\text{R}_1-\text{O}-\text{R}_2$):



Физические свойства

В гомологическом ряду спиртов нет газообразных веществ: CH_3OH — $\text{C}_{11}\text{H}_{23}\text{OH}$ — жидкости, далее — твердые вещества.

Спирты обладают аномально высокими температурами кипения по сравнению с углеводородами, что связано с наличием между молекулами спиртов водородных связей:



Образованием водородных связей между молекулами спирта и воды объясняется их хорошая растворимость в воде. Метанол и этанол смешиваются с водой в любых соотношениях; с увеличением молекулярной массы растворимость спиртов в воде уменьшается.

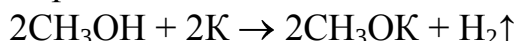
Низшие спирты (C_1-C_3) имеют характерный алкогольный запах. Средние члены гомологического ряда спиртов обладают неприятным запахом, а высшие спирты (более C_{10}) практически не имеют запаха.

Химические свойства

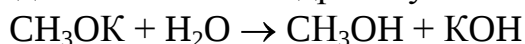
Связи О–Н и С–О в молекулах спиртов — ковалентные полярные, электронная плотность обеих связей смещена к более электроотрицательному атому кислорода. Следовательно, для спиртов возможны реакции, проходящие с разрывом как О–Н, так и С–О связей.

1. Реакции с разрывом связи RO–H

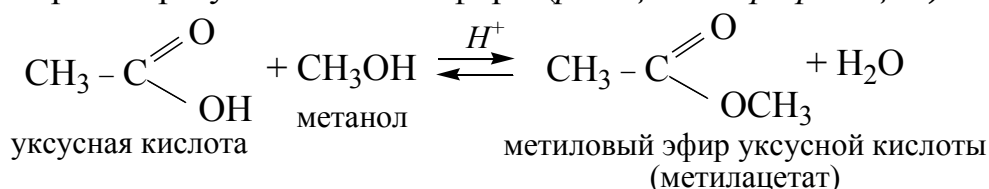
1.1. При взаимодействии с активными металлами (Na, K, Mg, Al) спирты образуют солеобразные соединения — *алкоголяты*:



В присутствии воды алкоголяты гидролизуются:

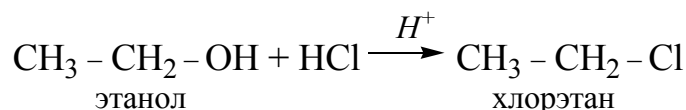


1.2. При взаимодействии с органическими и неорганическими кислотами спирты образуют сложные эфиры (*реакция этерификации*):



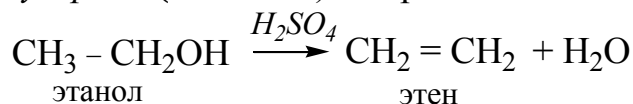
2. Реакции с разрывом связи R–OH

2.1. Под действием галогеноводородов гидроксильная группа спиртов замещается на галоген:

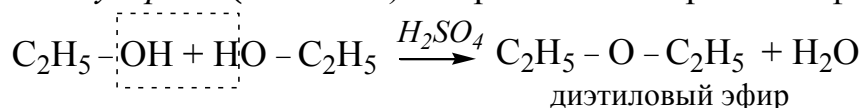


2.2. При нагревании спиртов в присутствии серной кислоты проходят *реакции дегидратации*, причем в зависимости от температуры преимущественно протекает одна из двух конкурирующих реакций — внутримолекулярная или межмолекулярная дегидратация спирта:

▪ *внутримолекулярная* ($t > 140^\circ\text{C}$) с образованием алкенов:

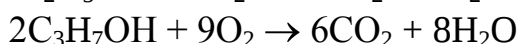
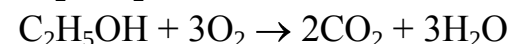


▪ *межмолекулярная* ($t < 140^\circ\text{C}$) с образованием простых эфиров:



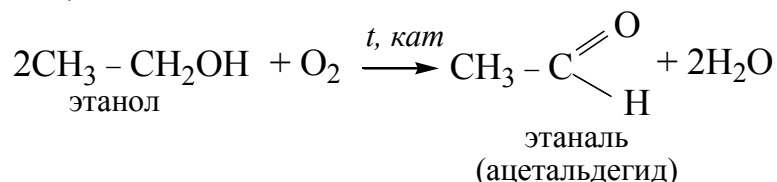
3. Реакции окисления

3.1. Горение (полное окисление) — в избытке кислорода спирты сгорают с образованием CO_2 и H_2O :

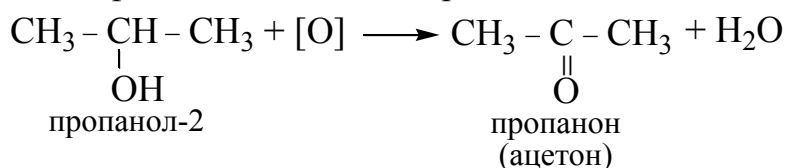


3.2. Неполное окисление под действием окислителей: кислорода воздуха в присутствии катализаторов (например, Cu) или подкисленных растворов KMnO_4 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

При окислении первичных спиртов образуются альдегиды (или карбоновые кислоты):



Вторичные спирты окисляются с образованием кетонов:

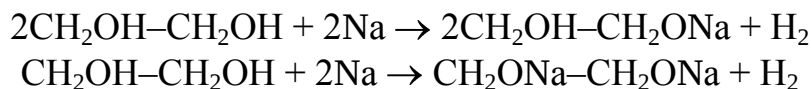


Третичные спирты к окислению устойчивы.

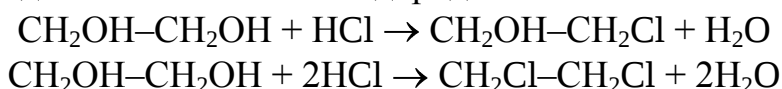
Химические свойства многоатомных спиртов

Для многоатомных спиртов характерны те же реакции, что и для одноатомных спиртов, только протекать они могут с участием как одной, так и всех гидроксильных групп.

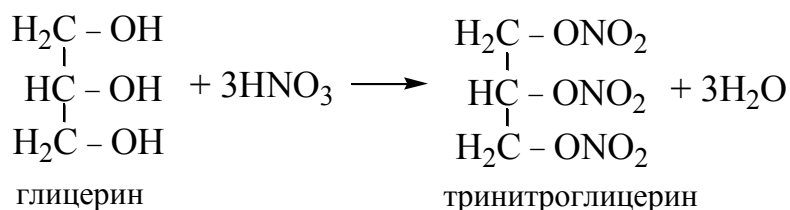
1. Взаимодействие со щелочными металлами. Щелочные металлы вытесняют водород из гидроксильных групп с образованием гликолятов или глицератов:



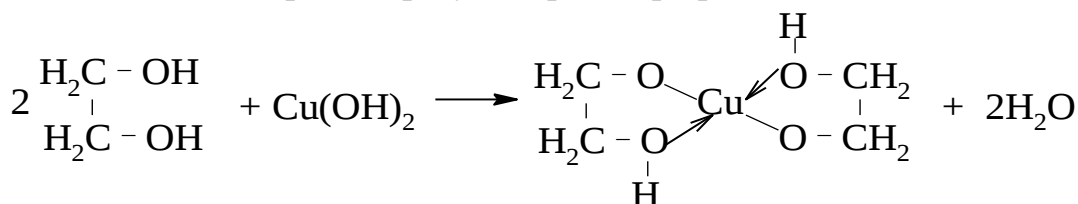
2. Взаимодействие с галогеноводородами:



3. Взаимодействие с кислотами:



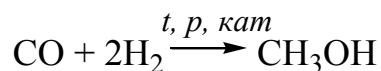
4. Взаимодействие с гидроксидом меди (II). Это *качественная реакция* на многоатомные спирты; образуется раствор ярко-синего цвета:



Способы получения спиртов

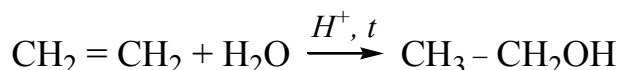
Промышленные способы:

1. Метанол получают из синтез-газа при 250 °С и давлении 5–10 МПа с участием катализаторов (ZnO, Cu):

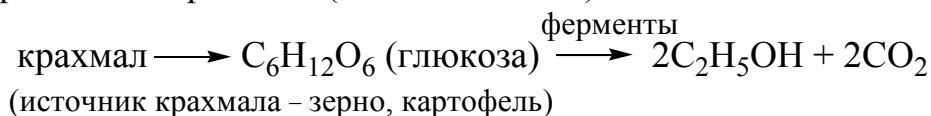


2. Этанол получают:

а) гидратацией этилена:

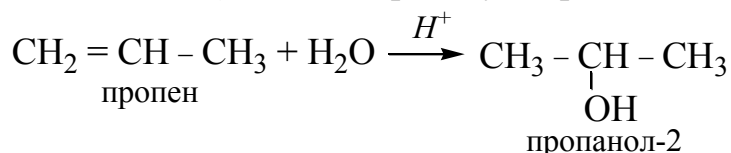


б) брожением крахмала (или целлюлозы):

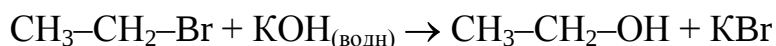


Лабораторные способы:

1. Гидратация алкенов (согласно правилу Марковникова):



2. Гидролиз галогеналканов водными растворами щелочей при нагревании:



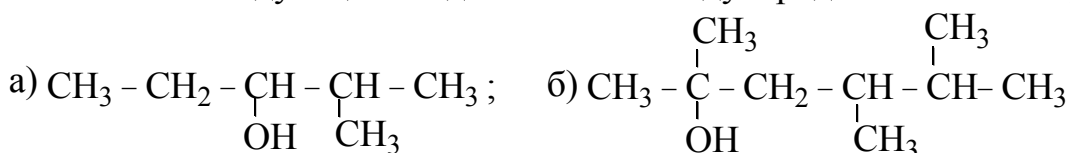
3. Восстановлением альдегидов и кетонов.

Вопросы для самоконтроля:

1. Какая общая формула спиртов?
2. К каким спиртам относится этанол? К каким спиртам относится глицерин?
3. Назовите первые шесть членов гомологического ряда спиртов.
4. Какие типы изомерии характерны для спиртов?
5. Какие типы реакций характерны для спиртов? Приведите примеры.
6. Какие продукты могут быть получены при окислении этанола?
7. Как получают спирты в лаборатории и в промышленности?
8. Что такое многоатомные спирты? Приведите примеры.

Упражнения для самостоятельной работы:

1. Назовите следующие соединения по международной номенклатуре:



9. Сколько изомерных спиртов отвечает формуле C_4H_9OH ?

а) 2; б) 4; в) 3; г) 5.

10. С какими веществами взаимодействует глицерин?

а) водород; в) натрий;
б) азотная кислота; г) свежеприготовленный $Cu(II)$ гидроксид.

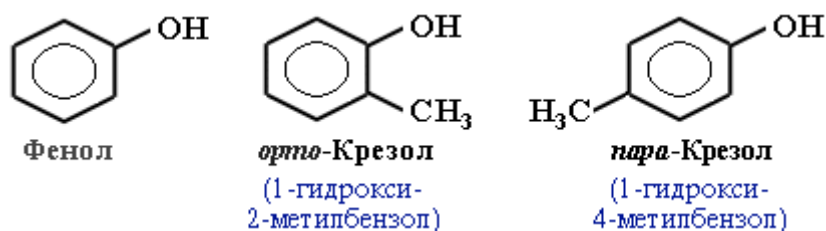
Ответы: 1. в. 2. а, в. 3. б. 4. г. 5. в. 6. в. 7. а. 8. г. 9. б. 10. б, в, г.

ТЕМА 27. ФЕНОЛЫ

Фенолы — это производные ароматических углеводородов, содержащие одну или несколько гидроксильных групп, связанных непосредственно с бензольным кольцом.

Классификация

1. Одноатомные — содержат в молекуле одну гидроксильную группу:



2. Двухатомные — содержат в молекуле две гидроксильные группы:



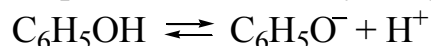
Физические свойства

Фенол — бесцветное кристаллическое вещество с характерным запахом. При обычной температуре фенол плохо растворим в воде, при $70\text{ }^{\circ}C$ он смешивается с водой в любых соотношениях. Фенол — токсичное вещество, при попадании на кожу вызывает сильные ожоги.

Химические свойства

Под влиянием фенильной группы неподеленная электронная пара атома кислорода гидроксильной группы оказывается как бы втянутой в $6\text{-}\pi$ электронное облако бензольного кольца. В силу этого химическая связь $O-H$ более полярна, чем в спиртах. Поэтому атом водорода в гидроксильной группе становится более подвижным и реакционно способным и его отрыв

в процессе химических реакций происходит легче. Молекулы фенола диссоциируют в водных растворах по кислотному типу:

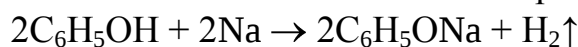


Фенол является слабой кислотой («карболовая кислота»), в этом состоит его основное отличие от спиртов.

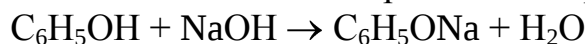
Гидроксильная группа также оказывает влияние на бензольное кольцо. Поэтому реакции замещения в кольце идут в положениях 2,4,6 (*орто*- и *пара*- положения по отношению к группе –OH) и в более мягких условиях, чем у бензола.

1. Реакции с участием гидроксильной группы –OH

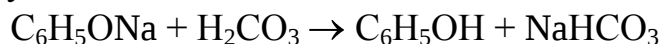
1.1. Взаимодействие с активными металлами с образованием фенолятов:



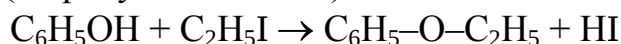
1.2. Взаимодействие со щелочами с образованием фенолятов:



Феноляты легко разлагаются при действии кислот, даже такой слабой кислоты, как угольная кислота:

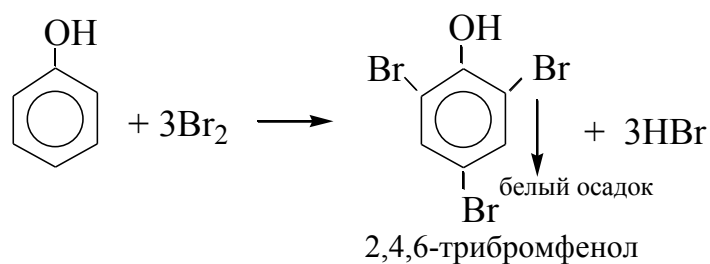


1.3. Взаимодействие с галогеналканами приводит к образованию простых эфиров (в присутствии KOH):

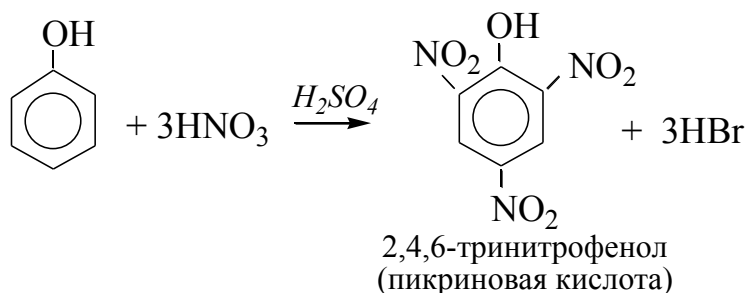


2. Реакции замещения в бензольном кольце

2.1. В отличие от бензола, фенол легко бромруется даже бромной водой с образованием белого осадка 2,4,6-трибромфенола. Это качественная реакция:



2.2. Фенол легко нитруется HNO_3 (конц) с образованием 2,4,6-тринитрофенола:

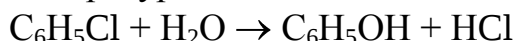


3. Качественная реакция на фенол — образование фиолетового окрашивания при добавлении раствора FeCl_3 .

Способы получения фенола

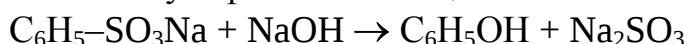
Промышленные способы:

1. Фенол получают из продуктов коксования каменного угля.
2. Кумольным способом из изопропилбензола (кумола).
3. Гидролизом галогенпроизводных бензола с участием катализаторов (CuCl_2) при высокой температуре:



Лабораторный способ:

1. Нагревание солей сульфокислот со щелочами:



Вопросы для самоконтроля:

1. Охарактеризуйте строение молекулы фенола.
2. Как классифицируют фенолы?
3. Как проявляется взаимное влияние фенильной группы $\text{C}_6\text{H}_5\text{—}$ и гидроксильной группы —OH в молекуле фенола?
4. Опишите физические свойства фенола.
5. Какие химические свойства характерны для фенола? Приведите примеры.
6. Какие типы реакций характерны для фенола?
7. Как получают фенол в лаборатории и в промышленности?

Упражнения для самостоятельной работы:

1. Запишите уравнения реакций по следующим схемам:
 - а) метан $\rightarrow$ ацетилен $\rightarrow$ бензол $\rightarrow$ фенол;
 - б) $\text{C}_6\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$.
2. Определите, какие из соединений, формулы которых приведены ниже, относятся к фенолам:
 - а) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$, CH_3OH ;
 - б) $\text{CH}_2\text{OH—CH}_2\text{OH}$, $\text{C}_6\text{H}_{13}\text{OH}$;
 - в) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$, $\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})_2$.
3. На реакцию с фенолом затрачено 5,75 г металлического натрия. Определите количество и объем выделившегося водорода.

Ответ: 0,125 моль; 2,8 дм³.

Тест по теме «Фенолы»

1. Функциональную группу —OH содержат:
 - а) фенол и бензол;
 - б) фенол и этиленгликоль;
 - в) пропанол и этилен;
 - г) бутан и глицерин.

2. Фенол взаимодействует, а этанол не взаимодействует с веществом, формула которого:

- а) Na; б) KOH; в) HNO₃; г) CH₄.

3. Укажите верное выражение:

а) «фенол проявляет более выраженные кислотные свойства по сравнению с этанолом»;

б) «фенол проявляет менее выраженные кислотные свойства по сравнению с этанолом»;

в) «ни фенол, ни этанол не проявляют кислотных свойств»;

г) «кислотные свойства проявляет этанол, а фенол не проявляет таких свойств».

4. Фенол **не** взаимодействует с веществом, формула которого:

- а) HBr; б) Br₂; в) HNO₃; г) NaOH.

5. Фенол реагирует с тремя из четырех веществ, записанных в ряду:

а) KOH; K; C₂H₄; Cu(OH)₂;

б) H₂O; K; Mg(OH)₂; CH₃OH;

в) Br₂(водный раствор); HNO₃; KOH; Cu(OH)₂;

г) Na; CH₄; H₂SO₄; C₂H₅OH.

6. Физические свойства фенола:

а) жидкое вещество без запаха;

б) твердое вещество с характерным запахом;

в) газ с характерным запахом;

г) жидкость розового цвета.

7. Из натрий фенолята можно получить фенол действием:

- а) H₂O; б) O₂; в) CH₃Cl; г) H₂SO₄.

8. Какое из приведенных веществ проявляет наиболее выраженные кислотные свойства:

- а) метанол; б) этанол; в) 2,2-диметилпропанол-1; г) фенол?

9. При взаимодействии фенола с бромной водой:

а) выделяется газ;

б) бромная вода обесцвечивается;

в) выпадает осадок;

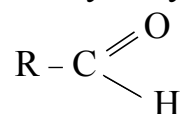
г) внешние признаки отсутствуют.

Ответы: 1. б. 2. б. 3. б. 4. а. 5. в. 6. б. 7. г. 8. г. 9. в.

ТЕМА 28. АЛЬДЕГИДЫ. КЕТОНЫ

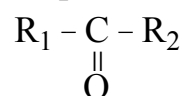
Органические соединения, молекулы которых содержат карбонильную группу $>\text{C}=\text{O}$, называются *карбонильными соединениями*. В зависимости от характера связанных с карбонильной группой заместителей карбонильные соединения делятся на альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты и их функциональные производные.

Альдегиды — это органические соединения, молекулы которых содержат альдегидную группу, связанную с углеводородным радикалом:



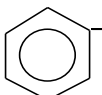
Общая формула насыщенных альдегидов: $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{CHO}$, $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$.

Кетоны — это органические соединения, у которых карбонильная группа соединена с двумя углеводородными радикалами:



Классификация альдегидов:

В зависимости от характера углеводородного радикала, связанного с альдегидной группой, альдегиды разделяются на:

- предельные (насыщенные): $\text{CH}_3 - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{H} \end{array}$ этаналь (ацетальдегид)
- непредельные (ненасыщенные): $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{H} \end{array}$ пропеналь (акролеин)
- ароматические:  $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{H} \end{array}$ бензойный альдегид (бензальдегид)

Формулы и названия первых шести членов гомологического ряда насыщенных альдегидов приведены в таблице 17.

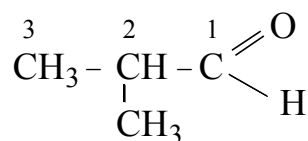
Таблица 17 — Гомологический ряд предельных (насыщенных) альдегидов

Формула альдегидов	Название альдегида	
	по международной номенклатуре	тривиальное
$\text{H} - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{H} \end{array}$	метаналь	муравьиный альдегид (формальдегид)
$\text{CH}_3 - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{H} \end{array}$	этаналь	уксусный альдегид (ацетальдегид)

Формула альдегидов	Название альдегида	
	по международной номенклатуре	тривиальное
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} \begin{smallmatrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{smallmatrix}$	пропаналь	пропионовый альдегид
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{C} \begin{smallmatrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{smallmatrix}$	бутаналь	масляный альдегид
$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_3 - \text{C} \begin{smallmatrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{smallmatrix}$	пентаналь	валериановый альдегид
$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_4 - \text{C} \begin{smallmatrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{smallmatrix}$	гексаналь	капроновый альдегид

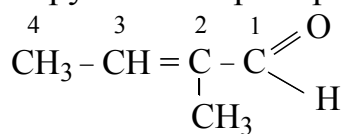
Номенклатура и изомерия

Согласно номенклатуре *ИЮПАК* названия альдегидов строят от названий соответствующих углеводородов с добавлением окончания **-аль**. Нумерацию углеродной цепи начинают от атома углерода альдегидной группы. Цифрами и приставками указывают положение и число заместителей. Например:



2 - метилпропаналь

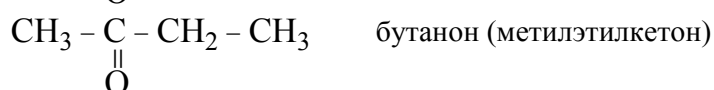
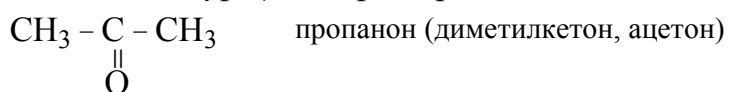
В случае ненасыщенных альдегидов цифрой указывают номер атома углерода, от которого начинается кратная связь; нумерацию цепи ведут от атома углерода альдегидной группы. Например:



2 - метилбутен - 2 - аль

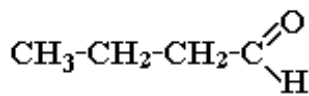
Названия кетонов по номенклатуре *ИЮПАК* строят от названий соответствующих углеводородов с добавлением окончания **-он**; нумерацию цепи начинают от конца цепи, ближайшего к карбонильной группе.

Названия кетонов несложного строения производят от названий радикалов в порядке их увеличения с добавлением слова «кетон» (*радикально-функциональная номенклатура*). Например:

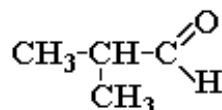


Для альдегидов характерны следующие виды *структурной* изомерии:

1) изомерия углеродного скелета (начиная с C_3H_7CHO):

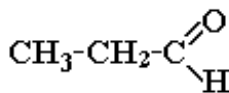


бутаналь

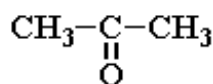


2-метилпропаналь

2) межклассовая изомерия с кетонами (начиная с C_2H_5CHO):

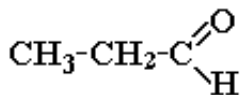


пропаналь

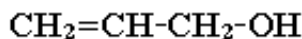


пропанон
(ацетон)

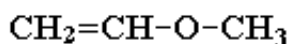
3) межклассовая изомерия с непредельными спиртами и простыми эфирами (начиная с C_2H_5CHO):



пропаналь



аллиловый спирт



метилвиниловый эфир

Физические свойства

В молекулах альдегидов и кетонов отсутствуют атомы водорода, способные к образованию водородных связей. Поэтому их температуры кипения ниже, чем у соответствующих спиртов.

Формальдегид — газообразное вещество с резким запахом, ядовит, хорошо растворим в воде. Его 40 % водный раствор называется формалином. Ацетальдегид — бесцветная легкокипящая жидкость с фруктовым запахом, растворим в воде. Ацетон — бесцветная жидкость с резким запахом, растворим в воде.

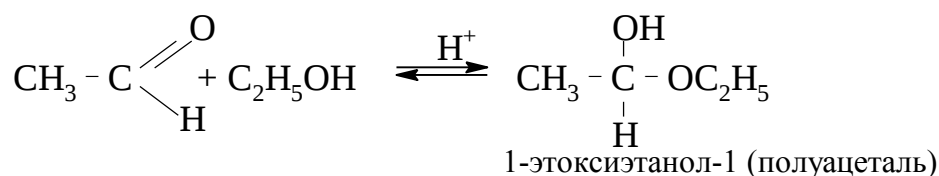
Гомологи метанала до C_{11} — жидкости, а далее — твердые вещества. Низшие гомологи растворимы в воде благодаря образованию водородных связей между атомами водорода молекул воды и карбонильными атомами кислорода. С увеличением углеводородного радикала растворимость в воде падает.

Химические свойства

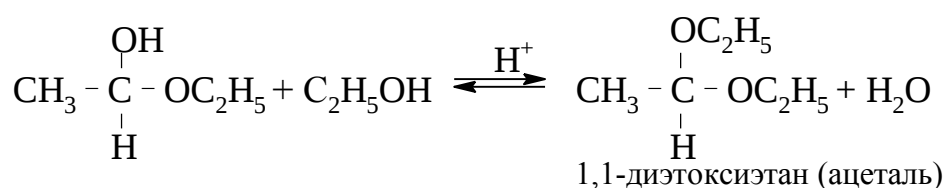
Химические свойства альдегидов и кетонов определяются особенностями карбонильной группы $>C=O$, обладающей полярностью: электронная плотность между атомами С и О распределена неравномерно, смещена к более электроотрицательному атому О. В результате карбонильная группа приобретает повышенную реакционную способность, что проявляется в реакциях *присоединения по двойной связи*. Во всех случаях кетоны менее реакционноспособны, чем альдегиды.

1. Реакции присоединения

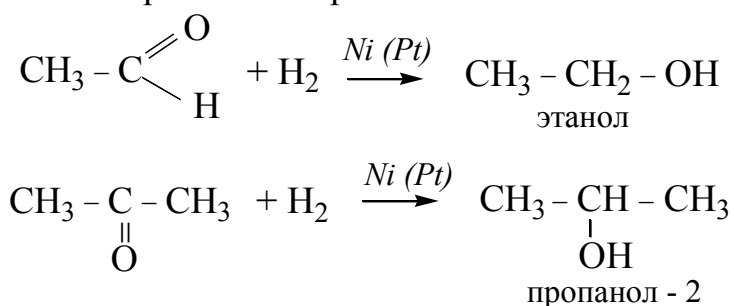
1) Взаимодействие со спиртами в кислой среде с образованием полуацеталей:



При избытке спирта могут образовываться ацетали:



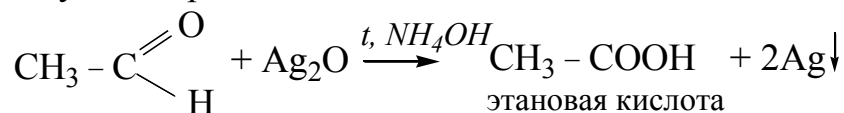
2) Гидрирование (присоединение водорода, восстановление) осуществляется в присутствии катализаторов (Ni, Pt, Pd и др.) и приводит к образованию первичных и вторичных спиртов:



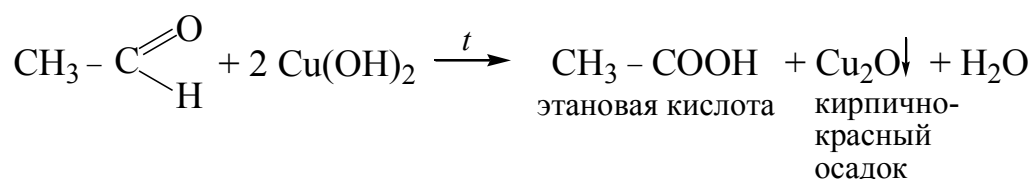
2. Реакции окисления

Альдегиды легко окисляются по связи С–Н альдегидной группы с образованием карбоновых кислот с тем же числом атомов углерода в углеродной цепи.

1) Взаимодействие с аммиачным раствором оксида серебра (I) — «реакция серебряного зеркала» — качественная реакция на альдегиды. Металлическое серебро осаждается на стенках пробирки в виде тонкого слоя, образуя зеркальную поверхность.

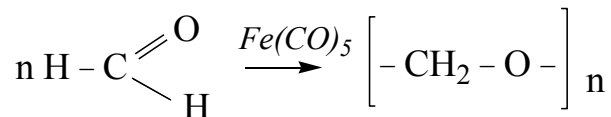


2) Взаимодействие с гидроксидом меди (II) — качественная реакция на альдегиды:



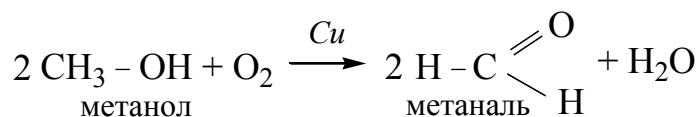
3. Реакции полимеризации (характерны для низших альдегидов)

Полимеризация безводного формальдегида в присутствии катализатора — пентакарбонила железа $Fe(CO)_5$ — приводит к образованию высокомолекулярного соединения с $n = 1000$ — полиформальдегида:

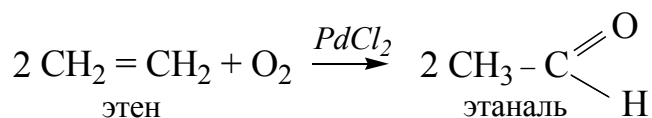


Способы получения альдегидов

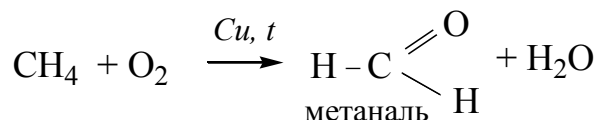
1. Каталитическое окисление первичных спиртов в присутствии меди или платины:



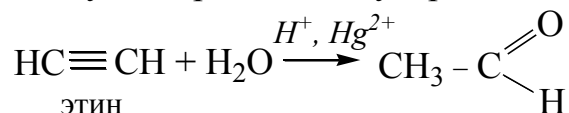
2. Каталитическое окисление алкенов в присутствии солей палладия или меди:



3. Формальдегид можно получить при каталитическом окислении метана:



4. Ацетальдегид получают реакцией Кучерова:

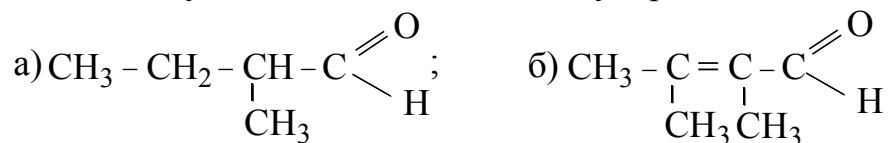


Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое карбонильные соединения? Приведите примеры.
2. Чем отличаются альдегиды от кетонов?
3. Назовите общую формулу насыщенных альдегидов?
4. Назовите пять первых членов гомологического ряда насыщенных альдегидов и напишите их формулы.
5. Какие виды изомерии характерны для альдегидов?
6. Охарактеризуйте физические свойства альдегидов?
7. Какие химические реакции характерны для альдегидов?
8. Какие вещества образуются при гидрировании альдегидов?
9. Перечислите качественные реакции альдегидов.
10. Перечислите способы получения альдегидов.

Упражнения для самостоятельной работы:

1. Назовите следующие вещества по международной номенклатуре:



2. Напишите структурные формулы следующих соединений:

а) 2-метилпентаналь; б) 3,3-диметилгексаналь;

в) 2,3-диметилбутаналь.

3. С помощью каких реакций можно отличить бутаналь от бутанола?

4. Напишите уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:

уксусный альдегид $\rightarrow$ этанол $\rightarrow$ этилен $\rightarrow$ ацетилен $\rightarrow$ уксусный альдегид.

5. Какая масса серебра будет получена в результате реакции «серебряного зеркала», если к избытку аммиачного раствора Ag_2O добавить водный раствор массой 50 г с массовой долей пропаналя 11,6 %?

Ответ: 21,6 г.

Тест по теме «Альдегиды. Кетоны»

1. Общая формула альдегидов:

а) $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$; б) $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{OH}$; в) $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$; г) $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$.

2. Гомологом бутанала являются:

а) $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_2 - \text{COOH}$; б) HCHO ;
в) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$; г) $\text{CH}_3 - \text{COOH}$.

3. Реакцией Кучерова называется реакция получения из алкинов:

а) любого альдегида; б) только формальдегида;
в) только ацетальдегида; г) только пропаналя.

4. Реакция «серебряного зеркала» характерна для веществ ряда:

а) метаналь и этанол; б) муравьиная кислота и пропаналь;
в) этаналь и глицерин; г) масляный альдегид и уксусная кислота.

5. Метаналь реагирует с веществами, формулы которых записаны в ряду:

а) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$, H_2 , O_2 ; б) Ag_2O , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_2O ;
в) C_2H_4 , O_2 , CuO ; г) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, CuO , NaHCO_3 .

6. Этаналь можно получить:

а) дегидрированием этанола;
б) окислением этанола кислородом в присутствии катализатора;
в) взаимодействием этилена с водой;
г) взаимодействием ацетилена с водой.

7. Этаналь вступает в химические реакции с каждым из веществ, формулы которых:

- | | |
|-------------------------------|--|
| а) NaCl, Cu, H ₂ ; | б) H ₂ , O ₂ , Cu(OH) ₂ ; |
| в) NaOH, Cu, O ₂ ; | г) NaCl, NaOH, Mg. |

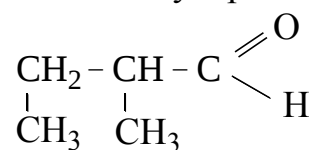
8. Формальдегид и ацетальдегид сходны между собой:

- | | |
|-------------------------------------|------------------------|
| а) агрегатным состоянием; | б) способом получения; |
| в) реакцией с Cu(OH) ₂ ; | г) общей формулой. |

9. Какие химические реакции характерны для альдегидов?

- | | |
|-------------------|-------------------|
| а) замещения; | б) присоединения; |
| в) полимеризации; | г) окисления. |

10. Назовите соединение по международной номенклатуре:



- | | |
|--------------------------|---------------------|
| а) 2,3-диметилпропаналь; | б) бутаналь; |
| в) 2-метилпропаналь; | г) 2-метилбутаналь. |

Ответы: 1. г. 2. б. 3. в. 4. в. 5. а. 6. а, г. 7. б. 8. в, г. 9. б, в, г. 10 г.

ТЕМА 29.

КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ. СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ. ЖИРЫ

Карбоновые кислоты — это производные углеводородов, содержащие в своем составе одну или несколько функциональных карбоксильных групп —COOH.

Общая формула одноосновных насыщенных карбоновых кислот: $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$ или $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$.

Классификация:

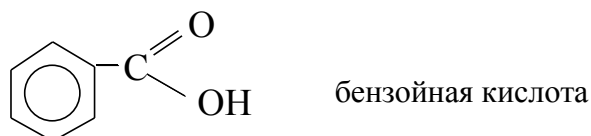
1. По числу карбоксильных групп:

- одноосновные (монокарбоновые): HCOOH — муравьиная кислота;
- двухосновные (дикарбоновые):

HOOC – COOH	этандиовая (щавелевая)
HOOC – CH ₂ – COOH	пропандиовая (малоновая)
HOOC – CH ₂ – CH ₂ – COOH	бутандиовая (янтарная)
HOOC – CH ₂ – CH ₂ – CH ₂ – COOH	пентандиовая (глутаровая)

2. В зависимости от природы углеводородного радикала:

- Предельные (насыщенные): CH_3COOH — уксусная кислота;
 - Непредельные (ненасыщенные): $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{COOH}$ — акриловая кислота
- Ароматические:



Формулы и названия некоторых представителей гомологического ряда насыщенных одноосновных карбоновых кислот приведены в таблице 18.

Таблица 18 — Гомологический ряд насыщенных одноосновных карбоновых кислот

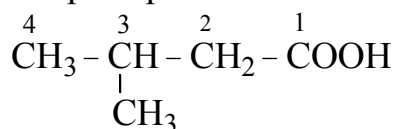
Формула кислоты	Название кислоты		Название соли
	по международной номенклатуре	тривиальное	
$\text{H}-\text{COOH}$	метановая	муравьиная	формиат
CH_3-COOH	этановая	уксусная	ацетат
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH}$	пропановая	пропионовая	пропионат
$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{COOH}$	бутановая	масляная	бутират
$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_3-\text{COOH}$	пентановая	валериановая	валерат
$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{COOH}$	гексановая	капроновая	гексанат
$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_6-\text{COOH}$	октановая	каприловая	октаноат
$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_8-\text{COOH}$	декановая	каприновая	деканат
$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{14}-\text{COOH}$	гексадекановая	пальмитиновая	пальмитат
$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{16}-\text{COOH}$	октадекановая	стеариновая	стеарат

Номенклатура и изомерия

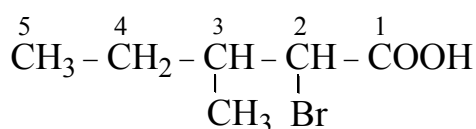
По международной номенклатуре названия карбоновых ациклических кислот образуют прибавлением окончания **-овая** и слова «**кислота**» к названию соответствующего алкана.

При наличии заместителей выбирают самую длинную углеродную цепь, нумерацию которой всегда начинают с атома углерода карбоксильной группы, заместители перечисляют в алфавитном порядке.

Например:

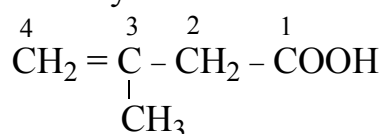


3-метилбутановая кислота



2-бром-3-метилпентановая кислота

Для ненасыщенных кислот указывают положение кратной связи:



3 - метилбутен - 3 -овая кислота

Структурная изомерия насыщенных алифатических монокарбоновых кислот связана с изомерией углеродного скелета (начиная с C_3H_7COOH) и межклассовой изомерией со сложными эфирами (например, CH_3COOH и $HCOOCH_3$).

Физические свойства

Первые три члена гомологического ряда — жидкости, неограниченно растворимые в воде, с острым запахом.

Уксусная кислота при температуре $16,6\text{ }^{\circ}C$ затвердевает, поэтому ее называют *ледяной* уксусной кислотой. Затем следуют вязкие жидкости, а начиная с C_{10} — твердые вещества, нерастворимые в воде, без запаха. С ростом молярной массы растворимость в воде уменьшается. Температура кипения карбоновых кислот выше, чем у спиртов с тем же числом атомов углерода в молекуле.

В твердом и жидком состояниях молекулы насыщенных монокарбоновых кислот димеризуются в результате образования между ними водородных связей.

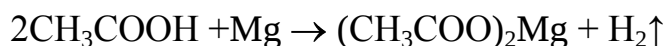
Химические свойства

Для карбоновых кислот характерна высокая реакционная способность, обусловленная карбоксильной группой (разрыв связей $O-H$ и $C-O$), а также реакции замещения атомов водорода у α -углеродного атома. В отличие от альдегидов, для карбоновых кислот, не характерны реакции присоединения по двойной связи $>C=O$.

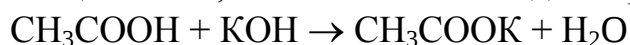
Карбоновые кислоты проявляют кислотные свойства и, в отличие от спиртов, диссоциируют с образованием H^+ . Наиболее сильной кислотой является метановая. Введение алкильных групп уменьшает кислотные свойства, что объясняется электронодонорными свойствами этих групп. Двухосновные кислоты сильнее, чем одноосновные; ненасыщенные кислоты сильнее, чем насыщенные.

1. Реакции замещения с разрывом связи $O-H$

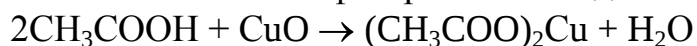
1) Реагируют с металлами, расположенными в электрохимическом ряду до водорода:



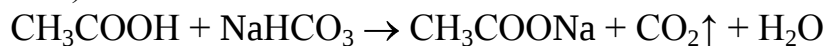
2) Реагируют со щелочами, аммиаком и его водным раствором:



3) Реагируют с основными и амфотерными оксидами:

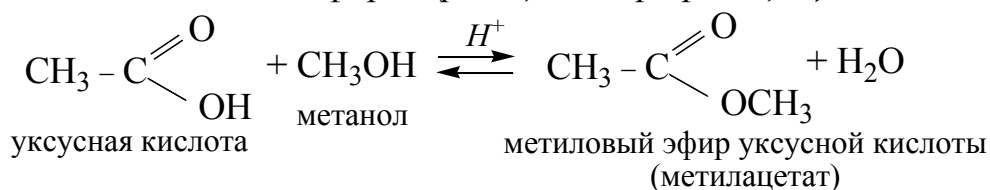


4) Реагируют с солями более слабых кислот (угольной, кремниевой, сероводородной):



2. Реакции замещения с разрывом связи С–О

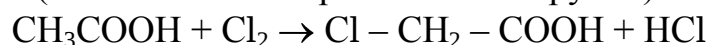
Реагируют со спиртами при нагревании в присутствии серной кислоты с образованием сложных эфиров (*реакция этерификации*):



При использовании соответствующих реагентов (PCl_5 , NH_3 и др.) и определенных условий можно получить и другие функциональные производные карбоновых кислот (хлорангидриды, амиды, ангидриды).

3. Реакции замещения атомов водорода у α -углеродного атома с разрывом связи С–Н

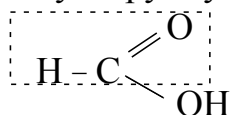
В присутствии катализатора (красный фосфор) карбоновые кислоты реагируют с хлором или бромом с замещением атома водорода в углеводородном радикале (ближайшего к карбоксильной группе):



Особенности строения и свойств муравьиной кислоты

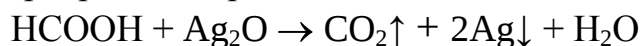
В молекуле муравьиной кислоты HCOOH , в отличие от других карбоновых кислот, функциональная карбоксильная группа $-\text{COOH}$ связана не с углеводородным радикалом, а с атомом водорода. По этой причине она является наиболее сильной кислотой по сравнению с другими членами гомологического ряда.

В молекуле муравьиной кислоты наряду с карбоксильной группой можно выделить также альдегидную группу:

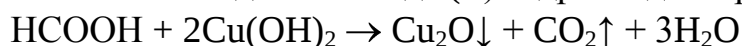


Поэтому муравьиная кислота вступает в реакции, характерные как для кислот, так и для альдегидов. Для нее характерны качественные реакции на альдегиды:

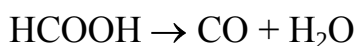
1. Окисляется аммиачным раствором серебра (I) оксида при нагревании — реакция «серебряного зеркала»:



2. Окисляется свежеосажденным медь (II) гидроксидом при нагревании:



3. Специфическим свойством муравьиной кислоты является ее способность разлагаться на CO и H_2O при нагревании под действием концентрированной серной кислоты:



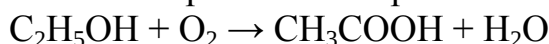
Способы получения карбоновых кислот

Промышленные способы:

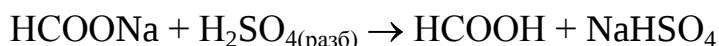
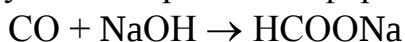
1. Окисление алканов кислородом воздуха в присутствии катализаторов (солей марганца и кобальта):



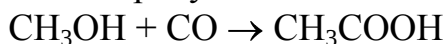
2. Каталитическое окисление первичных спиртов:



3. Муравьиную кислоту получают, пропуская СО под давлением через расплав щелочи и последующей обработкой формиата сильной кислотой:



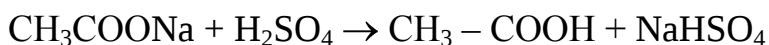
4. Современный способ получения уксусной кислоты — синтез из метанола и СО при нагревании в присутствии катализатора:



Лабораторные способы:

1. Окисление первичных спиртов и альдегидов различными окислителями (растворами KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в кислой среде; аммиачным раствором Ag_2O при нагревании, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ при нагревании и др.).

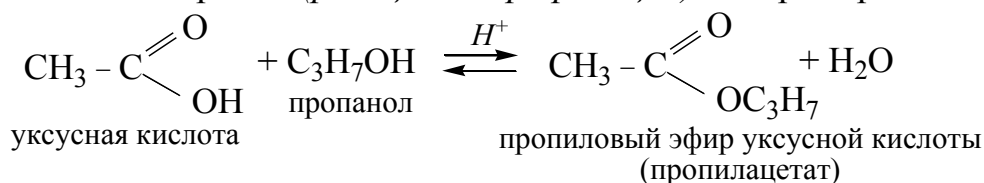
2. Вытеснение более сильными кислотами из солей:



Сложные эфиры

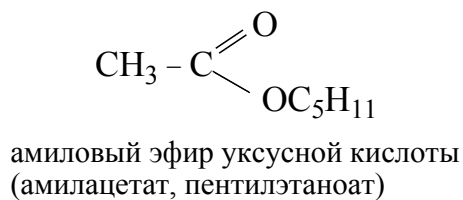
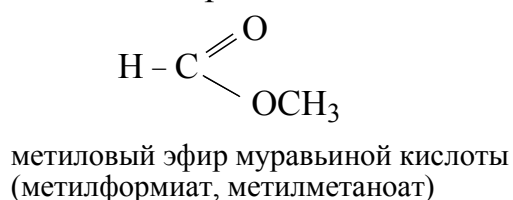
Сложные эфиры — это функциональные производные карбоновых кислот. Общая формула сложных эфиров, содержащих остатки насыщенных углеводородов: $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$.

Сложные эфиры образуются в результате взаимодействия органических кислот со спиртами (*реакция этерификации*). Например:



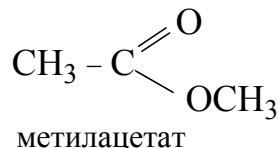
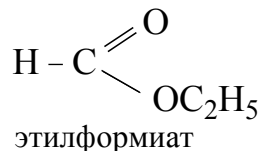
Номенклатура и изомерия

Названия сложных эфиров образуют из названий соответствующих кислот или кислотных остатков и названий алкильных радикалов, входящих в состав спиртов:



Структурная изомерия в ряду сложных эфиров определяется строением углеводородных групп кислот и спиртов, участвующих в образовании сложных эфиров.

Например, составу $C_3H_6O_2$ отвечают два сложных эфира:



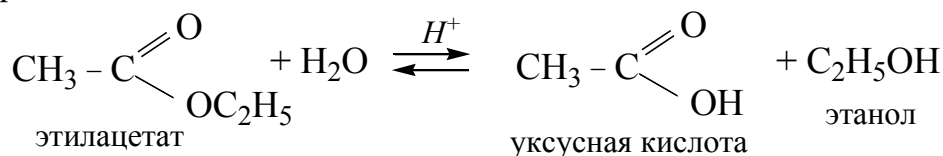
Физические свойства

Простейшие по составу сложные эфиры карбоновых кислот — бесцветные легкокипящие жидкости с фруктовым запахом; высшие сложные эфиры — воскообразные вещества (пчелиный воск), все сложные эфиры в воде растворяются плохо.

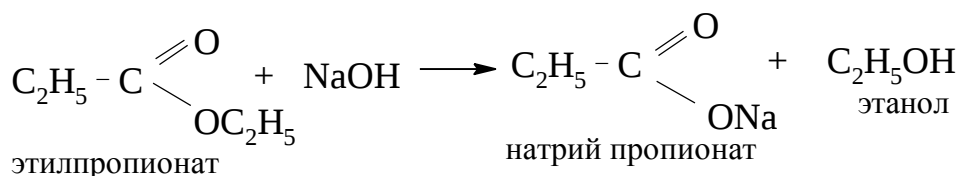
Химические свойства

Важнейшая реакция сложных эфиров — гидролиз.

Кислотный гидролиз обратим, продуктами являются исходные кислота и спирт.

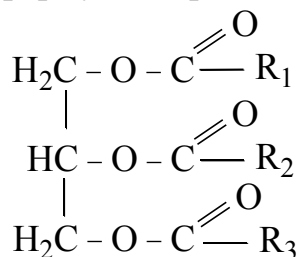


Щелочной гидролиз необратим, образуются соль карбоновой кислоты и спирт:



Жиры (триглицериды)

Жиры — это смесь сложных эфиров глицерина и высших жирных карбоновых кислот. Общая формула жира:



R_1, R_2, R_3 — углеводородные радикалы (могут быть одинаковые или разные), содержащие от 3 до 25 атомов углерода.

Наиболее важные высшие жирные карбоновые кислоты (ВЖК), входящие в состав жиров:

Насыщенные ВЖК:

$C_{15}H_{31}COOH$ — пальмитиновая кислота;

$C_{16}H_{33}COOH$ — маргариновая кислота;

$C_{17}H_{35}COOH$ — стеариновая кислота.

Ненасыщенные ВЖК:

$C_{17}H_{33}COOH$ — олеиновая кислота;

$C_{17}H_{31}COOH$ — линолевая кислота;

$C_{17}H_{29}COOH$ — линоленовая кислота;

$C_{19}H_{31}COOH$ — арахидоновая кислота.

Насыщенные кислоты — твердые воскообразные вещества, ненасыщенные — жидкие.

Классификация

Твердые жиры — содержат остатки насыщенных ВЖК;

Смешанные жиры — содержат остатки насыщенных и ненасыщенных ВЖК;

Жидкие жиры (масла) — содержат остатки ненасыщенных ВЖК.

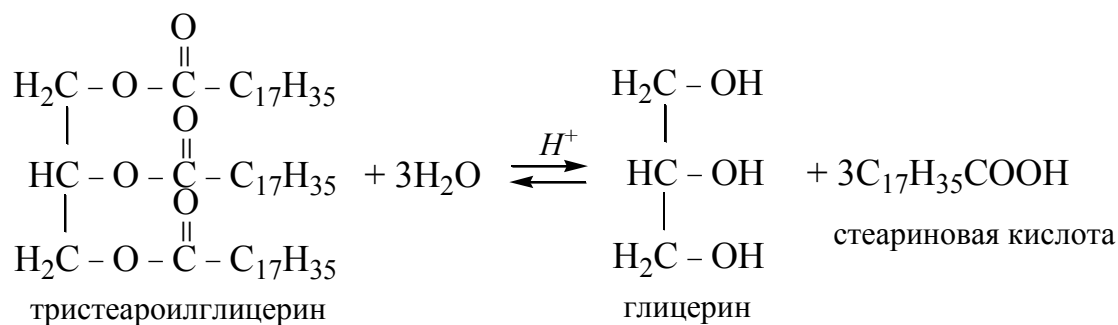
Физические свойства

Жиры — вязкие жидкости или твердые вещества, легче воды; в воде не растворяются, но растворяются в органических растворителях (бензине, бензоле и др).

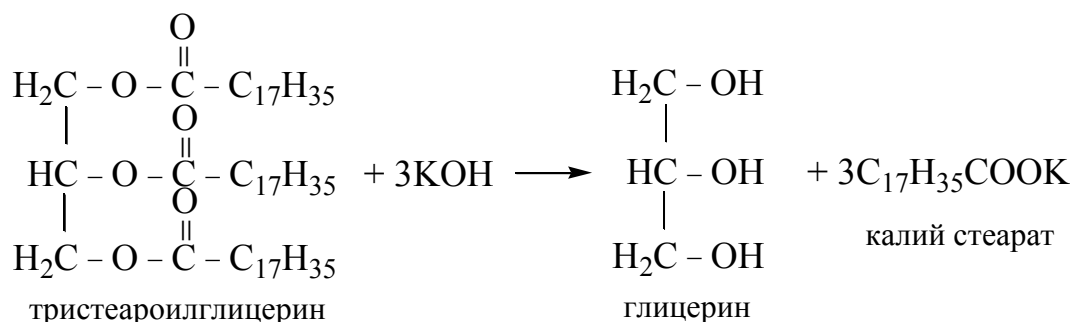
Химические свойства

1. Реакции гидролиза — протекает как в кислой, так и в щелочной среде.

1.1. Гидролиз в кислой среде обратим, катализируется серной кислотой:



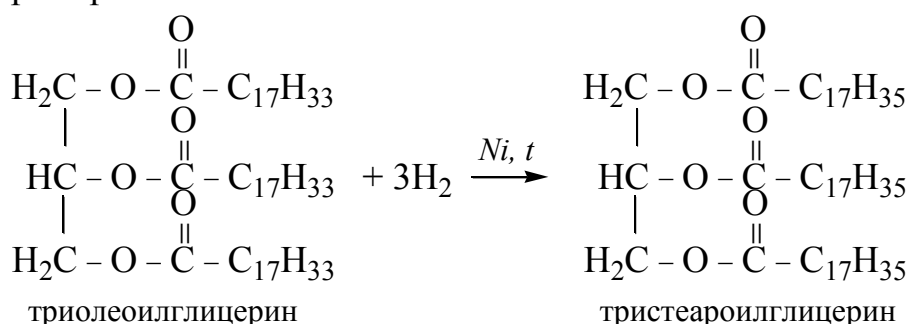
1.2. Гидролиз в щелочной среде необратим, получил название «омыление», т. к. в результате гидролиза образуются соли высших жирных карбоновых кислот — мыла:



Натриевые соли — твердые мыла, а калиевые соли — жидкие мыла.

2. Реакции присоединения — протекают по двойным связям остатков ненасыщенных ВЖК.

Например:

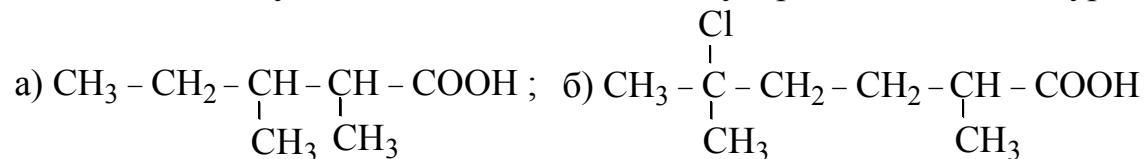


Вопросы для самоконтроля:

1. Напишите функциональную группу карбоновых кислот.
2. Поясните, почему уксусная кислота относится к одноосновным карбоновым кислотам? На основании какого признака стеариновая кислота относится к высшим жирным карбоновым кислотам?
3. Напишите первые шесть членов гомологического ряда карбоновых кислот и укажите их названия по международной номенклатуре и тривиальные названия.
4. Какие особенности строения и свойств характерны для муравьиной кислоты?
5. В каких реакциях проявляются кислотные свойства предельных одноосновных кислот?
6. Напишите общую формулу сложных эфиров.
7. Что такое реакция этерификации?
8. Приведите уравнения реакций кислотного и щелочного гидролиза сложных эфиров на конкретном примере.
9. Напишите общую формулу жиров.
10. Какие химические реакции характерны для жиров?
11. Какое различие существует в строении твердых и жидких жиров?

Упражнения для самостоятельной работы:

1. Назовите следующие соединения по международной номенклатуре:



2. Напишите структурные формулы соединений по их названиям:

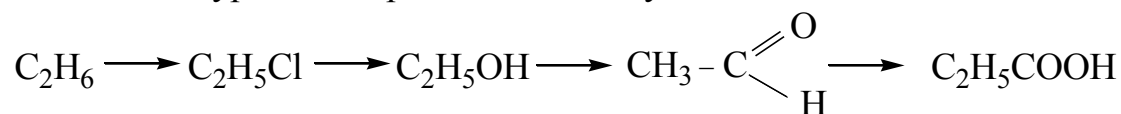
- а) 3,4 – диметилгептановая кислота;
б) 2 – бром, 3 – метилгексановая кислота;
в) этилпропионат;
г) этилацетат.

3. Какая масса уксусной кислоты необходима для растворения магния массой 3,6 г?
Ответ: 17,8 г.

4. Определите массу соли, образуемой при взаимодействии 120 г раствора с массовой долей уксусной кислоты 5 % с избытком магния.
Ответ: 7,1 г.

5. Какую массу уксусной кислоты необходимо взять для реакции ее с MgCO_3 химическим количеством 0,3 моль?
Ответ: 36 г.

6. Запишите уравнения реакций по следующим схемам:



7. Напишите структурные формулы двух сложных эфиров и кислоты, имеющих состав $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ и назовите их по международной номенклатуре.

8. Напишите уравнения реакции синтеза жира из пальмитиновой кислоты и глицерина.

Тест по теме «Карбоновые кислоты. Сложные эфиры. Жиры»

1. Общая формула карбоновых кислот:

- а) $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$; б) $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{OH}$; в) $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$; г) $\text{C}_n\text{H}_n\text{O}$.

2. Изомером пентановой кислоты является:

- а) $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_2 - \text{COOH}$; б) HCOOH ;
в) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{COOH}$; г) $(\text{CH}_3)_3\text{C} - \text{COOH}$.

3. Уксусная кислота не реагирует, а муравьиная кислота реагирует с:

- а) аммиачным раствором серебра (I) оксида; б) хлорной водой;
в) натрий гидрокарбонатом; г) бромом.

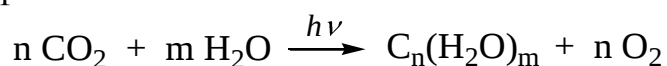
4. В процессе щелочного гидролиза сложных эфиров можно получить:

- а) соли карбоновых кислот; б) карбоновые кислоты;
в) насыщенные альдегиды; г) насыщенные одноатомные спирты.

5. В реакцию гидролиза вступают оба вещества ряда:
- а) тристеарин и пропионовая кислота;
 - б) муравьиный альдегид и этилацетат;
 - в) стеариновая и пальмитиновая кислота;
 - г) пропилформиат и триолеин.
6. Из какой кислоты и спирта образован сложный эфир HCOOC_2H_5 :
- а) HCOOH ;
 - б) CH_3OOH ;
 - в) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$;
 - г) CH_3OH ?
7. Какие из следующих соединений относятся к непредельным монокарбоновым кислотам:
- а) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{COOH}$;
 - б) $\text{HOOC} - \text{CH} = \text{CH} - \text{COOH}$;
 - в) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$;
 - г) $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$?
8. Укажите вещества, которые образуются в результате следующего превращения: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow$
- а) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COONa}$;
 - б) H_2 ;
 - в) H_2O ;
 - г) Na .
9. Какие из следующих соединений относятся к дикарбоновым кислотам:
- а) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{COOH}$;
 - б) $\text{HOOC} - \text{CH} = \text{CH} - \text{COOH}$;
 - в) $\text{COOH} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$;
 - г) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$?
10. Составу $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$ отвечает число изомерных карбоновых кислот:
- а) 2;
 - б) 4;
 - в) 3;
 - г) 5.
- Ответы:** 1. а. 2. г. 3. а. 4. а. 5. г. 6. а, в. 7. а, г. 8. а, в. 9. б, в. 10 б.

ТЕМА 30. УГЛЕВОДЫ

Углеводы — это природные соединения, являющиеся важной составной частью всех живых организмов. Состав многих из них выражается формулой $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m$. Углеводы являются самыми распространенными органическими веществами в природе: на их долю приходится около 80 % сухого вещества растений и около 20 % — животных. Эти соединения образуются растениями в процессе фотосинтеза из углекислого газа и воды при участии хлорофилла:



Животные организмы не способны синтезировать углеводы и получают их с растительной пищей.

Классификация

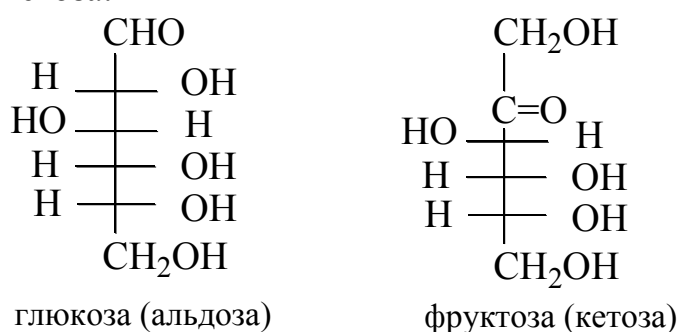
По числу входящих в их молекулы структурных единиц (остатков простых углеводов) и способности к гидролизу углеводы делят на: *моносахариды, олигосахариды и полисахариды*.

Моносахариды — простые сахара, не подвергаются гидролизу.

Олиго- и полисахариды расщепляются при гидролизе до моносахаридов. В молекулах олигосахаридов содержится от 2 до 10 моносахаридных остатков, в полисахаридах — от 10 до 3000–5000.

Моносахариды

Моносахариды — гетерофункциональные соединения, в молекулах которых одновременно содержатся и альдегидная (или кетогруппа), и несколько гидроксильных групп. В зависимости от этого моносахариды подразделяются на альдозы (в моносахариде содержится альдегидная группа) и кетозы (содержится кетогруппа). Например, глюкоза — это альдоза, а фруктоза — это кетоза:

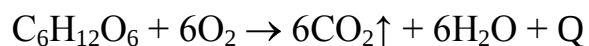


Для названий моносахаридов характерно окончание **–оза** (рибоза, ксилоза, арабиноза, глюкоза, галактоза, фруктоза и т.д.).

В зависимости от числа углеродных атомов, моносахариды подразделяют: 3C — триозы, 4C — тетрозы, 5C — пентозы, 6C — гексозы, 7C — гептозы. В природе чаще всего встречаются пентозы и гексозы.

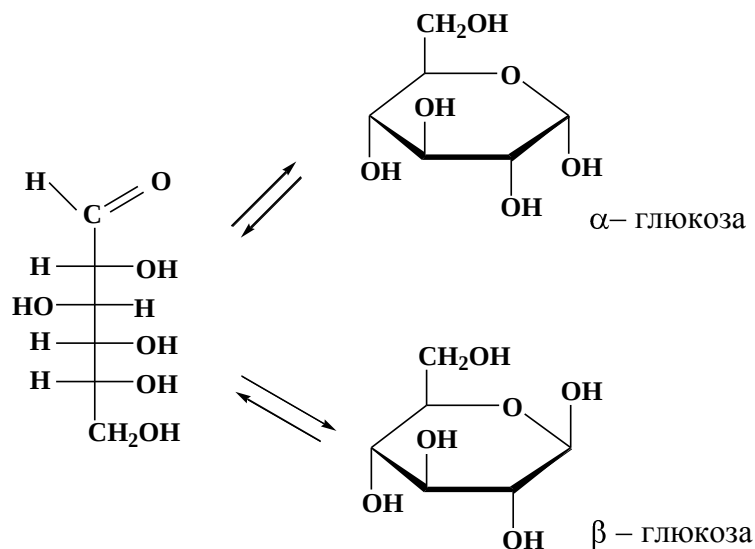
Важнейшей из гексоз является **глюкоза** $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, которую иначе называют виноградным сахаром. Глюкоза встречается в растительных и животных организмах, в виноградном соке (особенно много), в меде, а также в спелых фруктах и ягодах.

В организме человека глюкоза содержится в мышцах, в крови (0,08–0,12 %) и служит основным источником энергии для клеток и тканей организма:



Повышение концентрации глюкозы в крови приводит к усилению выработки гормона поджелудочной железы — инсулина, уменьшающего содержание этого углевода в крови.

Глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ может существовать в ациклической (открытой) и циклической формах, которые различаются друг от друга положением гидроксильной группы у первого атома углерода относительно плоскости кольца:



Циклическое строение глюкоза имеет в кристаллическом состоянии, в водных растворах она существует в различных формах, переходящих одна в другую.

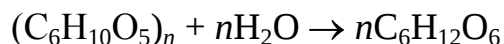
Химические свойства глюкозы обусловлены наличием в ее молекуле альдегидной группы (в открытой форме) и спиртовых групп (в открытой и циклических формах).

Например, глюкоза как многоатомный спирт образует простые и сложные эфиры; с медь (II) гидроксидом дает интенсивное синее окрашивание (*качественная реакция*). Восстановление альдегидной группы ведет к образованию шестиатомного спирта — сорбита. Окисление глюкозы аммиачным раствором оксида серебра (реакция «серебряного зеркала») и реакция с медь (II) гидроксидом в щелочной среде при нагревании относятся к *качественным реакциям* глюкозы как альдегида.

Специфические реакции глюкозы, имеющие важное практическое значение — *реакции брожения*. Брожением называется расщепление молекул моносахаридов под воздействием ферментов (энзимов), вырабатываемых микроорганизмами. Название вида брожения определяется названием образующихся продуктов брожения:

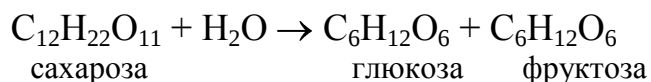
1. Спиртовое брожение: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2\uparrow$
2. Молочнокислое брожение: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2CH_3 - CH(OH) - COOH$
3. Маслянокислое брожение: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow C_3H_7 - COOH + 2H_2\uparrow + 2CO_2\uparrow$

В промышленности глюкозу получают гидролизом крахмала в присутствии серной кислоты:



Олигосахариды — углеводы, молекулы которых состоят из 2–10 остатков моносахаридов. Соответственно различают: дисахариды, трисахариды и т. д. Наиболее распространены среди олигосахаридов дисахариды — сахароза, мальтоза, лактоза, целлобиоза. Их общая формула: $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Сахароза — тростниковый (свекольный) сахар. Состоит из остатков глюкозы и фруктозы. Сахароза встречается в листьях, стеблях, корнях, фруктах, ягодах и т. д. Она является запасным материалом у сахарной свеклы и тростника, откуда ее название. Сахароза — белое кристаллическое вещество, более сладкое, чем глюкоза. Как и все дисахариды, сахароза при кислотном или ферментативном гидролизе расщепляется до моносахаридов, из которых она составлена:



Мальтоза — солодовый сахар, образуется при осахаривании крахмала под действием ферментов солода или слюны. Состоит из двух остатков глюкозы.

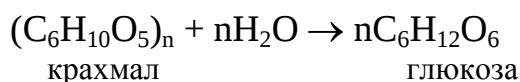
Лактоза — молочный сахар, содержится в молоке ($\approx 5\%$), особенно много в грудном молоке ($\approx 8\%$).

Полисахариды — это полимеры, которые являются продуктами конденсации моносахаридов. Общая формула большинства полисахаридов $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$. Полисахариды, состоящие из остатков одного моносахарида называются *гомополисахаридами* (крахмал, целлюлоза), из остатков разных моносахаридов — *гетерополисахаридами* (например, гиалуроновая кислота, входящая в состав соединительной ткани животных).

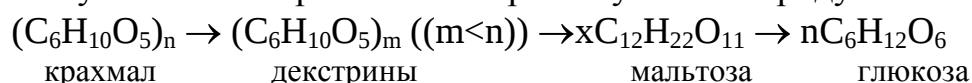
Крахмал — основной запасной полисахарид растений. Образуется в растениях в процессе фотосинтеза, откладывается в клубнях, корнях, зернах злаковых культур. Например, зерна риса, пшеницы, ржи и других злаков содержат 60–80 % крахмала, клубни картофеля — 15–20 %.

Крахмал — белый порошок, состоящий из мелких зерен, не растворимый в холодной воде. При обработке крахмала теплой водой удастся выделить две фракции: 1) растворимую в теплой воде и состоящую из полисахарида амилозы; 2) лишь набухающую в теплой воде с образованием клейстера и состоящую из полисахарида амилопектина.

Крахмал легко подвергается гидролизу: при нагревании в присутствии серной кислоты образуется глюкоза:



В зависимости от условий проведения реакции гидролиз может осуществляться ступенчато с образованием промежуточных продуктов:



Качественной реакцией на крахмал является реакция с йодом — сине-фиолетовое окрашивание, исчезающее при нагревании.

Крахмал является ценным пищевым продуктом. Для облегчения его усвоения продукты, содержащие крахмал, подвергают термообработке, т. е.

картофель и крупы варят, хлеб пекут. Процессы декстринизации (образование декстринов), осуществляемые при этом, способствуют лучшему усвоению организмом крахмала и последующему гидролизу до глюкозы.

Гликоген служит резервом углеводов в организме человека и животных (животный крахмал). Содержится главным образом в печени и мышцах.

Целлюлоза (клетчатка) — наиболее распространенный растительный полисахарид, основное вещество растительных клеток. Она обладает большой механической прочностью и выполняет роль опорного материала растений. Древесина на 50 % состоит из целлюлозы, а хлопок — это почти чистая целлюлоза.

Целлюлоза представляет собой твердое волокнистое вещество, нерастворимое в воде, но растворимое в аммиачном растворе медь (II) карбоната (реактив Швейцера). Конечным продуктом кислотного гидролиза целлюлозы является глюкоза.

Клетчатка не переваривается ферментами пищеварительного тракта человека, однако присутствие оптимальных ее количеств (2–3 %) в пище обеспечивает нормальное функционирование ЖКТ. В желудках жвачных животных имеются ферменты, расщепляющие целлюлозу, поэтому такие животные используют клетчатку в качестве компонента пищи.

Целлюлоза и ее производные используются для производства хлопчатобумажных тканей и бумаги, искусственных волокон, пластмассы и др.

Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое углеводы? На какие группы делят углеводы?
2. Приведите название и формулы известных Вам представителей моносахаридов.
3. Какие продукты могут образоваться в результате брожения глюкозы?
4. Какие химические свойства характерны для глюкозы? Какие качественные реакции глюкозы Вам известны?
5. Что такое дисахариды? Приведите примеры.
6. Что такое полисахариды? Приведите примеры.
7. Охарактеризуйте биологическую роль углеводов.

Упражнения для самостоятельной работы:

1. Какая масса воды образуется при полном окислении глюкозы химическим количеством 1 моль. *Ответ: 108 г.*

2. Из приведенных формул выберите углеводы и назовите их: $C_6H_{12}OH_6$; C_6H_5OH ; CH_3COOH ; $C_{12}H_{22}O_{11}$.

3. Какая масса сахара, и какой объем воды необходимы для приготовления сахарного сиропа массой 2,5 кг с массовой долей сахарозы 60 %? *Ответ: 1,5 кг; 1 дм³.*

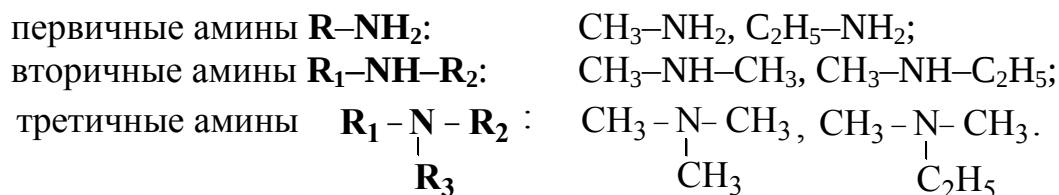
ТЕМА 31.

АМИНЫ. АМИНОКИСЛОТЫ. ПЕПТИДЫ. БЕЛКИ

1. Амины

Амины — производные аммиака, полученные замещением атомов водорода на углеводородные радикалы.

В зависимости от числа атомов водорода, замещенных на радикалы, различают:



Общая формула насыщенных алифатических аминов: $\mathbf{C_nH_{2n+3}N}$.

Диамины — это органические соединения, содержащие две аминогруппы. Например:

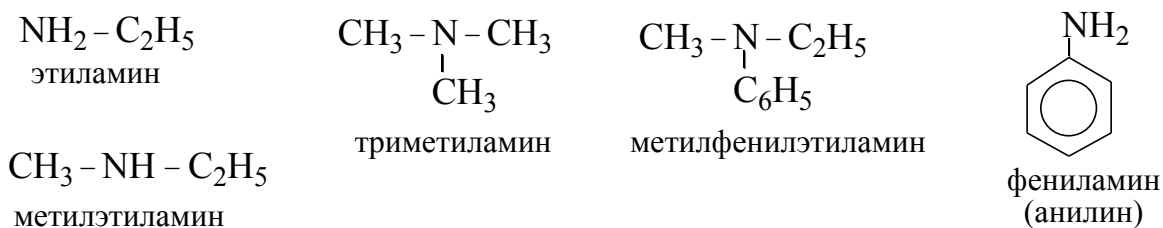
этилендиамин: $\text{H}_2\text{N-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2$;

гексаметилендиамин: $\text{H}_2\text{N(CH}_2)_6\text{NH}_2$, применяемый для получения синтетического волокна нейлона.

Важнейшим представителем *ароматических аминов* является анилин $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$. Его можно рассматривать как производное бензола, в котором один атом водорода замещен на аминогруппу, или как производное аммиака, в молекуле которого один атом водорода замещен радикалом фенилом.

Номенклатура и изомерия

При составлении названий аминов в соответствии с *радикально-функциональной номенклатурой*, перечисляют все радикалы в алфавитном порядке и добавляют окончание «**-амин**». Например:



Для аминов характерна *структурная* изомерия:

- 1) углеродного скелета (начиная с бутиламина);
- 2) положения аминогруппы (начиная с пропиламина).

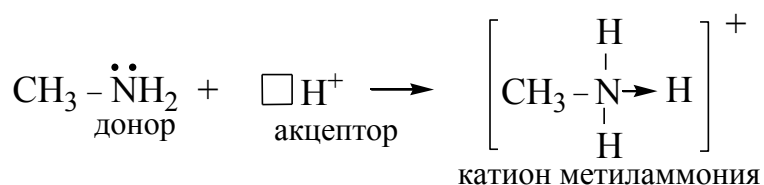
Физические свойства

Метиламин, диметиламин и триметиламин — газы; средние члены алифатического ряда — жидкости; высшие — твердые вещества. Низшие

амины хорошо растворимы в воде и имеют резкий запах аммиака. С увеличением молекулярной массы увеличиваются температуры плавления и кипения; уменьшается растворимость в воде.

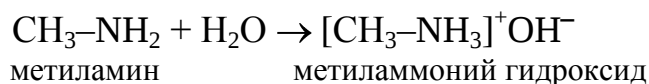
Химические свойства

В молекулах аминов, подобно молекуле аммиака, есть неподеленная электронная пара на атоме азота (донор), поэтому амины, как и аммиак, могут образовывать ковалентную связь по донорно-акцепторному механизму с протоном H^+ , то есть проявлять основные свойства. *Амины — органические основания.*

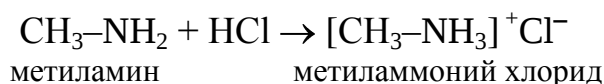


Алкиламины — более сильные основания, чем аммиак, т.к. алкил-радикал отталкивает от себя электронную плотность, повышая ее на атоме азота. Анилин — более слабое основание, чем аммиак, поскольку бензольное кольцо оттягивает на себя электронную плотность, понижая ее на атоме азота.

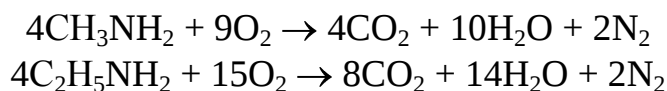
1. Взаимодействие с водой:



2. Взаимодействие с кислотами:

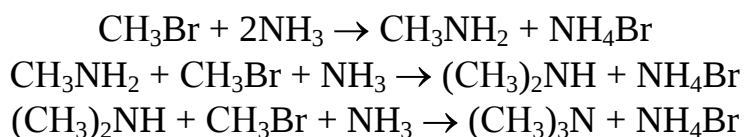


3. Горение — амины сгорают в кислороде, образуя азот, углекислый газ и воду:



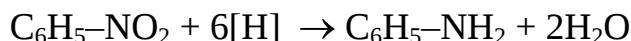
Способы получения

1. Нагревание аммиака с алкилгалогенидами приводит к образованию смеси первичных, вторичных и третичных аминов (реакция Гофмана):



Алкилировать аммиак можно также спиртами (Al_2O_3 ; 300 °C).

2. *Восстановление нитросоединений* обычно используют для получения первичных аминов ароматического ряда (реакция Зинина):

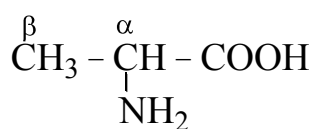


Атомарный водород образуется в момент выделения в результате реакции цинка (железа) с кислотой.

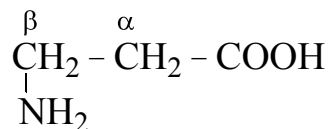
2. Аминокислоты

Аминокислоты — это соединения, молекулы которых содержат аминогруппу и карбоксильную группу.

В зависимости от взаимного расположения карбоксильной и аминогруппы различают α -, β -, γ - и т. д. аминокислоты, например:



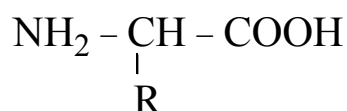
α -аминопропионовая кислота



β -аминопропионовая кислота

Наиболее важное значение имеют α -аминокарбоновые кислоты. Остатки более 20 различных α -аминокислот входят в состав белков человека. В белковых макромолекулах аминокислотные остатки многократно повторяются в различных сочетаниях.

Общую формулу α -аминокислот можно представить:



В зависимости от природы радикала (R) аминокислоты делятся на алифатические, ароматические и гетероциклические (таблица 19).

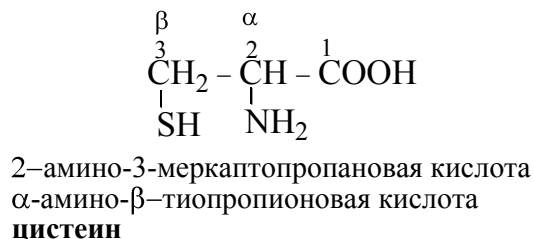
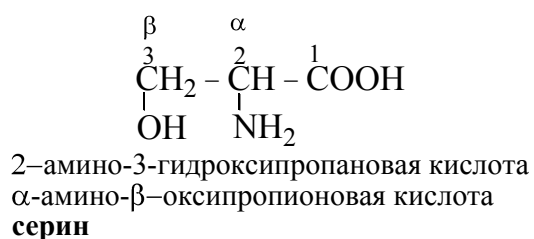
Номенклатура и изомерия

По международной номенклатуре названия аминокислот образуют прибавлением приставки «**амино-**» к названию соответствующей карбоновой кислоты и указанием *цифрой* места расположения аминогруппы (и других заместителей в алфавитном порядке) по отношению к карбоксильной группе.

Часто используют также другой способ построения названий, согласно которому к тривиальному названию карбоновой кислоты добавляют приставку «**амино-**» с указанием положения аминогруппы (и других заместителей) *буквой греческого алфавита*.

Для аминокислот, входящих в состав белков, применяют также исторически сложившиеся названия (*тривиальные*). Например, аминокислота иначе называется глицином, аминопропионовая — аланином и т. д.

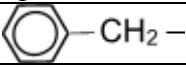
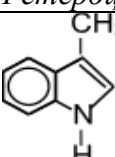
Например:



Одни α -аминокислоты, необходимые для синтеза белков, синтезируются в организме, другие — нет и должны поступать с пищей. Такие аминокислоты называются *незаменимыми*. К ним относятся валин, лейцин, изолейцин, треонин, метионин, лизин, фенилаланин, триптофан. При некоторых заболеваниях человека перечень незаменимых аминокислот расширяется.

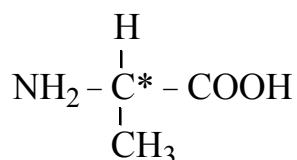
В таблице 19 представлены некоторые важнейшие α -аминокислоты, входящие в состав белков.

Таблица 19 — Важнейшие α -аминокислоты

Тривиальное название (сокращенное)	Название по международной номенклатуре	Строение R
		<i>Алифатические</i>
Глицин (Гли)	Аминоэтановая кислота	H—
Аланин (Ала)	2-аминопропановая кислота	CH ₃ —
Валин* (Вал)	2-амино-3-метилбутановая кислота	(CH ₃) ₂ CH—
Лейцин* (Лей)	2-амино-4-метилпентановая кислота	(CH ₃) ₂ CH—CH ₂ —
Изолейцин* (Иле)	2-амино-3-метилпентановая кислота	CH ₃ —CH ₂ —CH(CH ₃)—
Серин (Сер)	2-амино-3-гидроксипропановая кислота	HO—CH ₂ —
Треонин* (Тре)	2-амино-3-гидоксибутановая кислота	CH ₃ —CH(OH)—
Аспарагиновая (Асп)	2-аминобутандиовая кислота	HOOC—CH ₂ —
Глутаминовая (Глу)	2-аминопентандиовая кислота	HOOC—CH ₂ —CH ₂ —
Лизин* (Лиз)	2,6-диаминогексановая кислота	NH ₂ —(CH ₂) ₃ —CH ₂ —
Цистеин (Цис)	2-амино-3-меркаптопропановая кислота	HS—CH ₂ —
Метионин* (Мет)	2-амино-4-метилтиобутановая кислота	CH ₃ —S—CH ₂ —CH ₂ —
		<i>Ароматические</i>
Фенилаланин* (Фен)	2-амино-3-фенилпропановая кислота	 —CH ₂ —
		<i>Гетероциклические</i>
Триптофан* (Три)	2-амино-3-индолилпропановая кислота	 —CH ₂ —

*Незаменимые α -аминокислоты

Для α -аминокислот характерна *оптическая (зеркальная)* изомерия. Все α -аминокислоты, кроме глицина, оптически активны. Например, аланин имеет один асимметрический атом углерода (отмечен звездочкой):



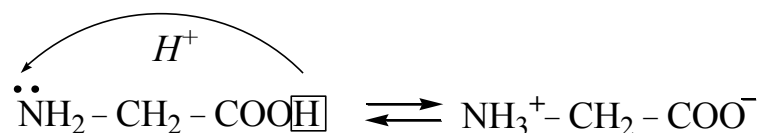
а значит, существует в виде оптически активных энантиомеров.

Физические свойства

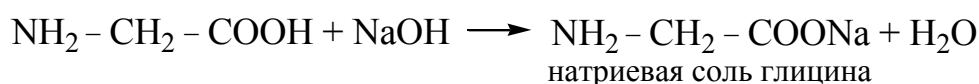
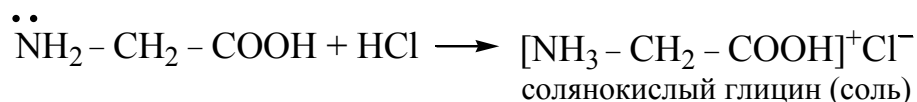
Аминокислоты представляют собой кристаллические вещества с высокими (выше 250 °С) температурами плавления. Плавление сопровождается разложением вещества. Аминокислоты хорошо растворимы в воде и нерастворимы в органических растворителях. Многие аминокислоты обладают сладким вкусом.

Химические свойства

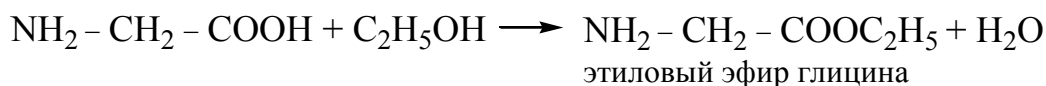
1. *Образование внутренних солей (биполярных ионов)* — за счет взаимодействия друг с другом кислотной (–COOH) и основной (–NH₂) групп в молекуле аминокислоты:



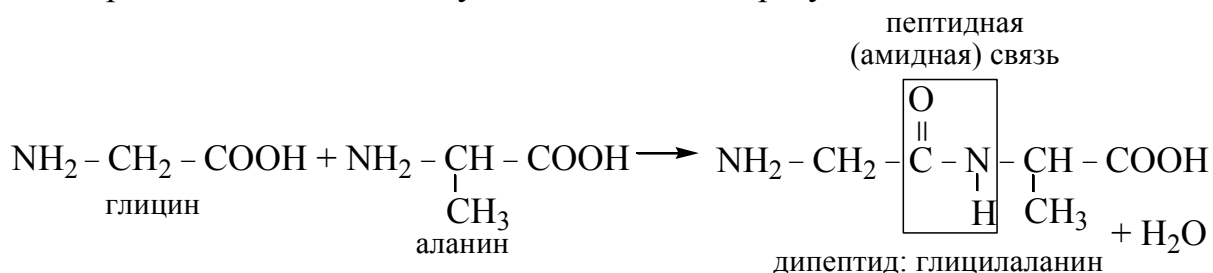
2. *Проявление амфотерных свойств* — образование солей при взаимодействии как с кислотами, так и со щелочами вследствие наличия в молекулах аминокислот функциональных групп кислотного и основного характера:



3. *Взаимодействие со спиртами с образованием сложных эфиров:*



4. *Взаимодействие аминокислот друг с другом* — образование пептидов. При взаимодействии двух аминокислот образуется дипептид:

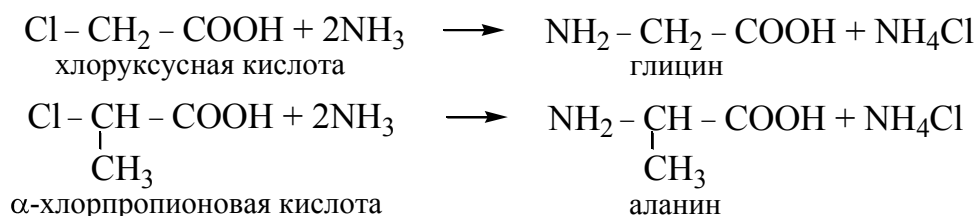


При взаимодействии трех аминокислот образуется трипептид и т. д.

Способы получения

1. *Гидролиз белков*, в результате которого образуется смесь α-аминокислот, однако с помощью специальных методов из этой смеси можно выделять индивидуальные аминокислоты.

2. *Взаимодействие избытка аммиака с галогенозамещенными карбоновыми кислотами:*



3. *Микробиологический синтез*. Известны микроорганизмы, которые в процессе жизнедеятельности продуцируют α-аминокислоты белков.

3. Пептиды. Белки

Пептиды и белки представляют собой высокомолекулярные органические соединения, построенные из остатков α-аминокислот, соединенных между собой пептидными связями.

Пептиды и белки различают в зависимости от величины молекулярной массы. Условно считают, что пептиды содержат в молекуле до 100 (соответствует молекулярной массе до 10 000), а белки — свыше 100 аминокислотных остатков (молекулярная масса от 10 000 до нескольких миллионов). При этом в пептидах различают *олигопептиды*, содержащие в цепи не более 10 аминокислотных остатков, и *полипептиды*, содержащие до 100 аминокислотных остатков.

Белки подразделяются на *простые* и *сложные*. Простые белки построены только из α-аминокислотных остатков — протамины, гистоны, альбумины, глобулины и др. Сложные белки состоят из простого белка и небелкового компонента — простетической группы: нуклеопротейины (протеин связан с нуклеиновой кислотой), гликопротеины (протеин связан с углеводным компонентом), липопротеины (протеин связан с липидами), фосфопротеины (протеин связан с фосфорной кислотой), металлопротеины (протеин связан с металлом) и др.

В природе существует два вида белковых молекул: нитевидные (*фибриллярные*) и шарообразные (*глобулярные*). Примеры глобулярных белков — альбумин, миоглобин, гемоглобин. Примеры фибриллярных белков: β-кератин (волосы, роговая ткань), β-фиброин шелка, миоинозин (мышечная ткань).

Для белков характерны четыре уровня пространственной организации, которые принято называть первичной, вторичной, третичной и четвертичной структурами.

Первичная структура белка — специфическая аминокислотная последовательность, т. е. порядок чередования α-аминокислотных остатков в полипептидной цепи.

Вторичная структура белка — конформация полипептидной цепи, т. е. способ скручивания цепи в пространстве за счет водородных связей между группами NH и CO. Существует две основных модели вторичной структуры: α -спираль (для глобулярных белков) и β -сладчатый слой (для фибриллярных белков).

Третичная структура белка — это компактная, трехмерная упаковка белковой цепи со вторичной структурой в пространстве, образованная за счет дисульфидных мостиков $-S-S-$ между цистеиновыми остатками и ионных или гидрофобных взаимодействий.

Четвертичная структура белка — структура, образующаяся за счет взаимодействия между разными полипептидными цепями. Четвертичная структура характерна лишь для некоторых белков, например гемоглобина.

Химические свойства

1. *Денатурация* — утрата белком природной структуры под влиянием кислот, щелочей, нагревания, радиации и т. д., сопровождающаяся потерей его биологической активности (например, у ферментов разрушается активный центр). При этом происходит разрушение вторичной и третичной структур белка; первичная структура белка при денатурации сохраняется. Денатурация может быть обратимой — ренатурация (при несильном повреждении молекулы белка, удалении денатурирующего агента) и необратимой. Пример необратимой денатурации при тепловом воздействии — свертывание яичного альбумина при варке яиц.

2. *Гидролиз белков* — разрушение первичной структуры белка под действием кислот, щелочей или ферментов, приводящее к образованию смеси α -аминокислот.

3. *Качественные реакции на белки:*

а) биуретовая реакция — фиолетовое окрашивание при действии солей меди (II) в щелочном растворе. Такую реакцию дают все соединения, содержащие пептидную связь;

б) ксантопротеиновая реакция — появление желтого окрашивания при действии концентрированной азотной кислоты на белки, содержащие остатки ароматических аминокислот (фенилаланина, тирозина);

б) реакция Фоля — появление темно-коричневого окрашивания при добавлении к белкам, содержащим остатки серусодержащих аминокислот (цистин, цистеин), свинца (II) ацетата в щелочной среде и нагревании.

Основные функции белков в организме

1. *Каталитическая* — большинство ферментов, или биологических катализаторов, является белками.

2. *Транспортная* — перенос кислорода крови осуществляется молекулами гемоглобина, являющегося белком эритроцитов. Альбумины сыво-

ротки крови принимают участие в транспорте липидов, образуя комплексы с органическими и неорганическими веществами и обеспечивая их доставку к органам-мишеням.

3. *Защитная* — в ответ на поступление в организм чужеродных веществ синтезируются специфические защитные белки-антитела. Защитная функция белков проявляется также в способности их к свертыванию (фибриногену), что защищает организм от потери крови при ранениях.

4. *Сократительная* — белки мышечной ткани (актин и миозин) играют главную роль в акте мышечного сокращения и расслабления.

5. *Структурная* — первое место среди белков тела человека занимают структурные белки (коллаген, кератин, эластин и др.).

6. *Гормональная* — гормональная регуляция занимает важное место в регуляции обмена веществ, а ряд гормонов представлен белками, полипептидами или производными аминокислот.

7. *Питательная* (резервная) — существуют резервные белки, осуществляющие питание плода (овальбумины) и ребенка (альбумины и казеин).

Кроме того, белки участвуют в передаче генетической информации, передаче нервных импульсов, поддерживают давление крови и клеток, обеспечивают гомеостаз pH внутренней среды организма.

Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое амины? Как их можно классифицировать? Приведите примеры.

2. Какие виды структурной изомерии характерны для аминов?

3. Чем обусловлены основные свойства аминов?

4. Какие химические свойства характерны для аминов? Приведите примеры соответствующих реакций.

5. Какие способы получения аминов Вы знаете?

6. Что такое аминокислоты? Как их можно классифицировать? Приведите примеры.

7. Почему α -аминокислоты имеют наиболее важное значение? Представьте в общем виде формулу α -аминокислоты и приведите несколько конкретных примеров α -аминокислот. Что такое заменимые и незаменимые аминокислоты?

8. Приведите уравнения реакций, демонстрирующих химические свойства аминокислот.

9. Какие способы получения аминокислот Вы знаете?

10. Что такое пептиды, белки? Чем они отличаются? Как можно классифицировать белки?

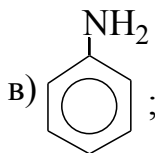
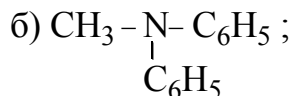
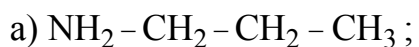
11. Какие уровни пространственной организации характерны для белков?

12. Какие химические свойства характерны для белков?

13. Какие функции выполняют белки в организме?

Упражнения для самостоятельной работы:

1. Назовите следующие соединения по радикально-функциональной номенклатуре:



2. Напишите структурные формулы следующих соединений:

а) метиламин;

в) триэтиламин;

б) метилпропиламин;

г) анилин.

3. Напишите структурные формулы восьми изомерных аминов, имеющих состав $\text{C}_4\text{H}_{11}\text{N}$. Укажите тип аминов (первичные, вторичные, третичные).

4. С какими из веществ взаимодействует этиламин: H_2O , KOH , NaCl , H_2 , O_2 , H_2SO_4 ? Напишите уравнения возможных реакций.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{CaO} \rightarrow \text{CaC}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 \rightarrow$ о-броманилин + п-броманилин.

6. Напишите структурные формулы следующих α -аминокислот:

а) 2-амино-4-метилпентановая кислота;

б) 2-амино-3-гидроксибутановая кислота;

в) 2,6-диаминогексановая кислота;

г) 2-аминобутандиовая кислота.

Укажите их тривиальные названия.

7. Напишите уравнения реакций взаимодействия цистеина с:

а) натрий гидроксидом; б) бромоводородной кислотой;

в) метиловым спиртом.

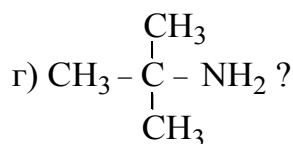
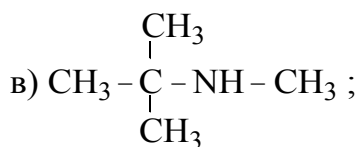
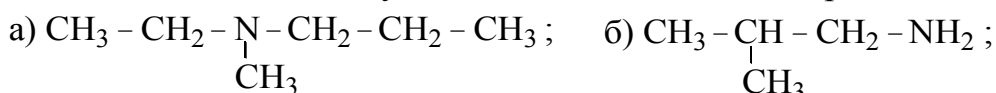
Назовите продукты реакций.

8. Напишите уравнения реакций получения следующих дипептидов:

а) глицилсерина; б) фенилаланилцистеина; в) валиллейцина.

Тест по теме «Амины. Аминокислоты. Пептиды, белки»

1. Укажите, какие из следующих аминов являются первичными:



2. К аминам относятся:

- а) $(C_2H_5)_3N$; б) $CH_3 - CO - NH_2$; в) $C_6H_5 - NO_2$; г) $CH_3 - NH - C_4H_9$

3. Самые слабые основные свойства характерны для:

- а) $NaOH$; б) $C_6H_5 - NH_2$; в) NH_3 ; г) $C_2H_5 - NH_2$.

4. Число изомерных аминов, имеющих состав C_3H_9N , равно:

- а) 2; б) 3; в) 4; г) 5.

5. С какими из соединений вступает в реакцию пропиламин:

- а) бромоводородной кислотой; б) калия гидроксидом;
в) бария хлоридом; г) водой?

6. Укажите формулы α -аминокислот:

- а) $NH_2 - \underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH} - COOH$; б) $CH_3 - \underset{\substack{| \\ NH_2}}{CH} - CH_2 - COOH$;
в) $\underset{\substack{| \\ OH}}{CH_2} - \underset{\substack{| \\ NH_2}}{CH} - COOH$; г) $NH_2 - \underset{\substack{| \\ CH_2 \\ | \\ SH}}{CH} - COOH$.

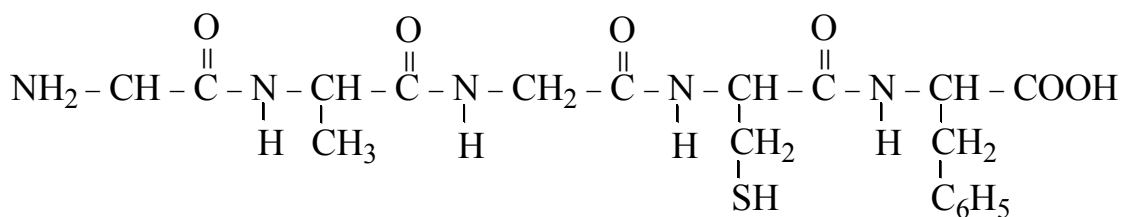
7. С какими из веществ взаимодействует аланин:

- а) $NaCl$; б) H_2 ; в) KOH ; г) $NH_2 - CH_2 - COOH$?

8. Амфотерный характер аминокислот можно доказать, используя вещества:

- а) этиловый спирт; б) соляную кислоту;
в) воду; г) натрия гидроксид.

9. Число аминокислот, принимающих участие в образовании следующего пептида:



- равно: а) 3; б) 4; в) 5; г) 6.

10. Раствор белка окрашивается в фиолетовый цвет при действии:

- а) азотной кислотой; б) свинец (II) ацетатом;
в) этиловым спиртом; г) медь (II) гидроксидом.

Ответы: 1. б, г. 2. а, г. 3. б. 4. в. 5. а, г. 6. а, в, г. 7. в, г. 8. б, г. 9. б. 10. г.

ПРИЛОЖЕНИЯ

1. Некоторые важнейшие физические постоянные

Постоянная	Обозначение	Значение	Единицы измерения
Постоянная Авогадро	N_A	6,02	10^{23} моль ⁻¹
Атомная единица массы	а.е.м.	1,66	10^{-27} кг
Масса электрона	m_e	9,11	10^{-31} кг
Масса протона	m_p	1,67	10^{-27} кг
Масса нейтрона	m_n	1,68	10^{-27} кг
Постоянная Планка	h	6,6262	10^{-34} Дж·с
Постоянная Фарадея	F	9,65	10^4 Кл/моль
Универсальная газовая постоянная	R	8,314	Дж/моль·К
Молярный объем газа	V_m	2,24	дм ³ /моль

2. Электрохимический ряд напряжения металлов

Li K Sr Ba Ca Na Mg Al Zn Cr Fe Co Ni Sn Pb **H₂** Cu Ag Hg Pt Au

3. Относительные молекулярные массы некоторых неорганических веществ

Ионы	ОН	O ²⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻
H ⁺	18	18	36,5	81	128	34	82	98	63	98	62	78
NH ₄ ⁺	35	-	53,5	98	145	68	116	132	80	149	96	112
Na ⁺	40	62	58,5	103	150	78	126	142	85	164	106	122
K ⁺	56	94	74,5	119	166	110	158	174	101	212	138	154
Mg ²⁺	58	40	95	184	278	56	104	120	148	262	84	100
Ca ²⁺	74	56	111	200	294	72	120	136	164	310	100	116
Ba ²⁺	171	153	208	297	391	169	217	233	261	601	197	213
Al ³⁺	78	102	133,5	267	408	150	294	342	213	122	234	282
Cr ³⁺	103	152	158,5	292	433	200	344	392	238	147	284	332
Zn ²⁺	99	81	136	225	319	97	145	161	189	385	125	141
Mn ²⁺	89	71	126	215	309	87	135	151	179	355	115	131
Fe ²⁺	90	72	127	216	310	88	136	152	180	358	116	132
Fe ³⁺	107	160	162,5	296	437	208	352	400	242	151	292	340
Cu ²⁺	98	80	135	224	318	96	144	160	188	382	124	140
Ag ⁺	125	232	143,5	188	235	248	294	312	170	419	276	292
Pb ²⁺	241	223	278	367	461	239	287	303	331	811	267	283

4. Таблица растворимости солей и оснований в воде

Катионы Анионы																											
		H ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Cu ²⁺	Zn ²⁺	Cd ²⁺	Ag ⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Bi ³⁺	Hg ²⁺		
Анионы	OH ⁻		P	P	P	P	Н	М	М	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	—
	F ⁻	P	М	P	P	P	Н	Н	М	М	Н	Н	Р	Н	Н	Н	М	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Г
	Cl ⁻	P	P	P	P	P	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р
	Br ⁻	P	P	P	P	P	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р
	I ⁻	P	P	P	P	P	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	М
	SCN ⁻	P	P	P	P	P	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	М	Р	Р	Г	М
	CN ⁻	P	P	P	P	P	Г	Р	Р	М	Г	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	Г	Г	Р	Р
	CO ₃ ²⁻	P	М	P	P	P	М	Н	Н	Н	Г	Г	Н	Н	Н	Г	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Г	Г	Н	Н
	HCO ₃ ⁻	М	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	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	Г	Г	Н
Катионы	NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Г	Г	Р	Р	Р	Г	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Г	Г	Р
	NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
	C ₂ O ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	Н	М	М	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	М
	CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Г	Р
	HCOO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
	PO ₄ ³⁻	Р	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
	S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Р	Р	Г	Р	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
	SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Г	Г	Н	М	М	—	Н	Н	Н	Н	М	М	Н	Н	Г	Н	Н
	SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Р	Р	Р

Примечание: Р — вещество растворимо в воде; М — вещество мало растворимо в воде;
 □ — нет достоверных данных; Г — вещество гидролизует; Н — вещество нерастворимо в воде;
 — — вещество не существует.

ЛИТЕРАТУРА

1. *Барковский, Е. В.* Неорганическая химия. Пособие-репетитор: теоретические основы. Примеры решения типовых задач. Тесты для самоконтроля / Е. В. Барковский. — Минск: Аверсэв, 2008. — 416 с.
2. *Врублевский, А. И.* Учим химию правильно / А. И. Врублевский. — Минск: Красико-Принт, 2009. — 432 с.
3. *Врублевский, А. И.* Химия. Полный курс для подготовки к централизованному тестированию / А. И. Врублевский. — Минск: Новое знание, 2013. — 792 с.
4. *Иванютина, З. М.* Химия: краткий курс для подготовки к централизованному тестированию / З. М. Иванютина. — 2-е изд. — Минск: Аверсэв, 2012. — 224 с.
5. Репетитор по химии / под ред. А. С. Егорова. — 31-е изд. — Ростов н/Д: Феникс, 2011. — 762 с.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Тема 1. Предмет химии. Основные понятия химии	3
Тема 2. Теория электролитической диссоциации. Теории сильных и слабых электролитов. Реакции ионного обмена	9
Тема 3. Оксиды. Классификация. Номенклатура. Химические свойства	15
Тема 4. Кислоты. Классификация. Номенклатура. Химические свойства	20
Тема 5. Основания. Классификация. Номенклатура. Химические свойства	25
Тема 6. Амфотерные гидроксиды	29
Тема 7. Соли. Классификация и номенклатура. Способы получения. Химические свойства	33
Тема 8. Гидролиз солей	39
Тема 9. Комплексные соединения	43
Тема 10. Генетическая связь важнейших классов химических соединений	48
Тема 11. Теория окислительно-восстановительных реакций.....	51
Тема 12. Классификация химических реакций.....	58
Тема 13. Количественные расчеты в химии.....	62
Тема 14. Растворы	66
Тема 15. Строение атома	72
Тема 16. Периодический закон и периодическая система химических элементов	84
Тема 17. Химическая связь	91
Тема 18. Химическая кинетика и катализ. Химическое равновесие	101
Тема 19. Металлы.....	109
Тема 20. Неметаллы	116
Тема 21. Органическая химия. Классификация органических соединений. Теория строения органических соединений. Изомерия. Классификация химических реакций	122
Тема 22. Алканы. Циклоалканы	133
Тема 23. Алкены. Алкадиены	140
Тема 24. Алкины	148
Тема 25. Арены.....	154
Тема 26. Спирты.....	162
Тема 27. Фенолы	170
Тема 28. Альдегиды. Кетоны	173
Тема 29. Карбоновые кислоты. Сложные эфиры. Жиры	180
Тема 30. Углеводы	189
Тема 31. Амины. Аминокислоты. Пептиды, белки	194
Приложения	205
Литература	207

Учебное издание

Лысенкова Антонина Владимировна
Филиппова Валентина Анатольевна
Довнар Анна Константиновна и др.

ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие
для слушателей подготовительного отделения
факультета по подготовке специалистов для зарубежных стран
медицинских вузов

Редактор *Т. М. Кожемякина*
Компьютерная верстка *А. М. Терехова*

Подписано в печать 08.10.2014.
Формат 60×84¹/₁₆. Бумага офсетная 80 г/м². Гарнитура «Таймс».
Усл. печ. л. 11,86. Уч.-изд. л. 12,96. Тираж 65 экз. Заказ № 361.

Издатель и полиграфическое исполнение:
учреждение образования «Гомельский государственный медицинский университет».
Свидетельство о государственной регистрации издателя,
изготовителя, распространителя печатных изданий № 1/46 от 03.10.2013.
Ул. Ланге, 5, 246000, Гомель.