

## ГЛАВА 2. УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ

### РАЗДЕЛ 1. ОБЩАЯ ХИМИЯ

#### ТЕМА 1.1 ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ АТОМА

**Атом** (от греч. «atomos» - неделимый) – наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства. Каждому элементу соответствует определенный вид атомов, строение которых определяет химическую индивидуальность элемента.

Атом представляет собой сложную, но устойчивую систему, образованную элементарными частицами противоположного заряда. Атом в целом электронейтрален.

Атом состоит из ядра и электронных оболочек. **Ядро** атома состоит из протонов (относительная масса 1, относительный заряд +1) и нейтронов (относительная масса 1, заряд 0). Протоны и нейтроны относятся к элементарным частицам (общее название – **нуклоны**). Число протонов в ядре равно порядковому номеру элемента, а сумма чисел протонов и нейтронов соответствует его массовому числу. Различные виды атомов имеют общее название – **нуклиды**. Нуклиды достаточно характеризовать любыми двумя числами из трех фундаментальных параметров:  $A$  – массовое число,  $Z$  – заряд ядра, равный числу протонов,  $N$  – число нейтронов в ядре. Эти параметры связаны между собой соотношениями:

$$Z = A - N; \quad N = A - Z; \quad A = Z + N.$$

Нуклиды с одинаковым  $Z$ , но различными  $N$  и  $A$ , называют **изотопами**. Вокруг ядра электроны образуют электронную оболочку. Электрон – это отрицательно заряженная элементарная частица. Число электронов отвечает порядковому номеру элемента. Электронная оболочка любого атома представляет собой сложную систему. Она делится на подоболочки с разной энергией: уровни ( $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$ ) и подуровни ( $s, p, d, f$ ).

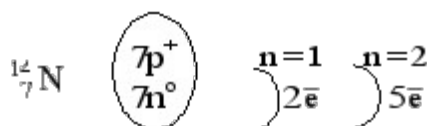
На каждой атомной орбитали может размещаться максимально по два электрона (по принципу Паули). Электроны заполняют атомные орбитали, начиная с подуровня с меньшей энергией (принцип минимума энергии).

Последовательность в нарастании энергии подуровней определяется рядом:

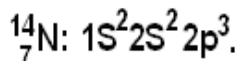
$$1s < 2s < 2p < 3s < 4s < 3d < 4p < 5s < 6s \dots$$

При наличии орбиталей с одинаковой энергией каждая орбиталь заполняется вначале наполовину, а затем уже полностью, с образованием электронных пар (правило Хунда). Электроны в атоме занимают самые энергетически выгодные (с минимальной энергией) атомной орбитали. Число энергетических уровней атома данного элемента равно номеру периода, а число валентных электронов атома – номеру группы. Электронное строение атомов всех элементов можно вывести из положения элементов в Периодической системе. Разберем строение атома азота:

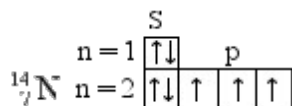
1) Схема строения атома:



2) Электронная формула:



3) Электронно-графическая формула:



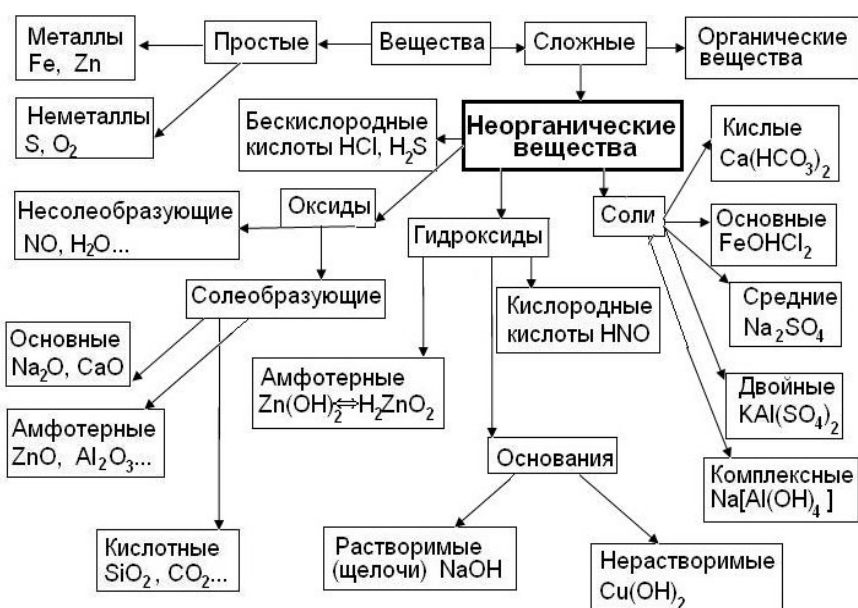
#### ТЕМА 1.2 ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

План:	1.1.1	Классы неорганических веществ
	1.1.2	Типы химических реакций
	1.1.3	Реакции ионного обмена
	1.1.4	Окислительно-восстановительные реакции

## 1.2.1 КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

### • Классификация неорганических веществ

Под **классификацией** понимают объединение соединений в определенные группы или классы, обладающие сходными свойствами.



### • Оксиды

#### Классификация оксидов

**Оксидами** называют соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород.

Солеобразующие оксиды делят на три группы: основные, кислотные, амфотерные.

К **основным** относятся оксиды типичных металлов, им соответствуют гидроксиды, обладающие свойствами оснований. Например:  $K_2O$ ,  $CaO$ ,  $FeO$ .

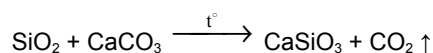
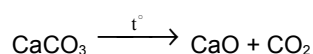
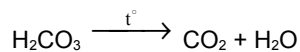
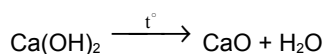
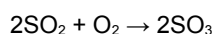
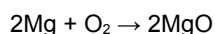
**Кислотные** оксиды представляют собой оксиды неметаллов или переходных металлов в высоких степенях окисления, им соответствуют кислоты. Например:  $CO_2$ ,  $SO_3$ ,  $P_2O_5$ ,  $CrO_3$ .

**Амфотерные** оксиды обладают двойственной природой: они одновременно способны к реакциям, в которые вступают как основные, так и кислотные оксиды.

Например:  $ZnO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $BeO$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $Fe_2O_3$ .

Несолеобразующие оксиды делят на безразличные ( $N_2O$ ,  $NO$ ,  $CO$ ,  $SiO$ ) и пероксиды ( $H_2O_2$ ,  $Na_2O_2$ ,  $KO_2$ ,  $BaO_2$ ).

#### Получение оксидов



## Химические свойства оксидов

- а) Свойства основных оксидов:
- $$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$$
- $$\text{BaO} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{BaSO}_3$$
- $$\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
- б) Свойства кислотных оксидов:
- $$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$$
- $$\text{SiO}_2 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaSiO}_3$$
- $$\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$$
- в) Свойства амфотерных оксидов:
- $$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KAlO}_2$$
- $$\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$$
- $$\text{ZnO} + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

### • Основания

## Классификация оснований

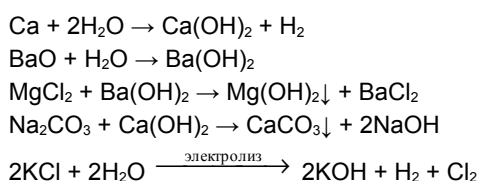
**Основания** – это сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов, соединенные с одной или несколькими гидроксогруппами.

Основания делят на две группы: растворимые в воде (щелочи) – образованы щелочными и щелочноземельными металлами и нерастворимые в воде.

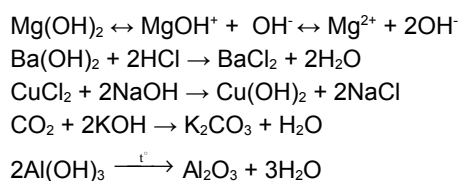
Например: щелочи – NaOH, KOH, Ba(OH)<sub>2</sub>.

нерастворимые – Cu(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>.

## Получение оснований



## Химические свойства оснований



### • Кислоты

## Классификация кислот

**Кислотами** называются сложные вещества, которые состоят из атомов водорода, способных замещаться на атомы металлов, и кислотных остатков.

По числу атомов водорода, способных к отщеплению в водном растворе, кислоты делят на одноосновные (HF, HNO<sub>2</sub>), двухосновные (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) и трехосновные (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>).

По составу кислоты делят на бескислородные (HCl, H<sub>2</sub>S) и кислородосодержащие (HClO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>).

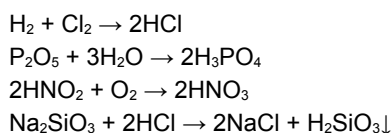
Названия кислородных кислот производятся от названия неметаллов с прибавлением окончаний –ная, –вая, если степень окисления равна номеру группы. По мере понижения степени окисления суффиксы меняются в следующем порядке: –ованая, –истая, –оватистая.

HClO<sub>4</sub> – хлорная кислота.  
HClO<sub>3</sub> – хлорноватая кислота.  
HClO<sub>2</sub> – хлористая кислота.  
HClO – хлорноватистая кислота.

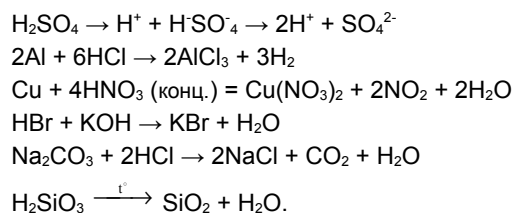
Название бескислородных кислот производится от названия неметалла с прибавлением окончания – водородная:

HF – фтороводородная кислота.  
H<sub>2</sub>S – сероводородная кислота.

## Получение кислот



## Химические свойства кислот



- Соли

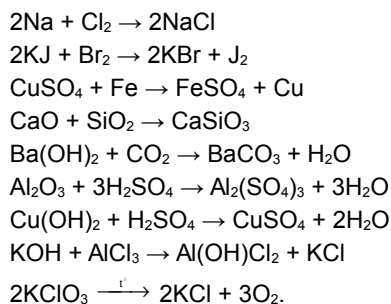
## Классификация солей

**Соли** – это сложные вещества, образованные атомами металлов и кислотными остатками.

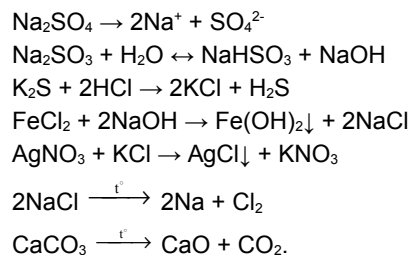
Соли делят на:

- 1) средние – NaCl, (хлорид натрия).
- 2) кислые, содержащие ион водорода: Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (гидрокарбонат кальция).
- 3) основные, содержащие гидроксогруппу: CuOHCl (гидроксохлорид меди (II)).
- 4) двойные, в которых содержатся два разных катиона и один анион: KNaSO<sub>4</sub> (сульфат калия, натрия).
- 5) смешанные, в которых содержится один катион и два разных аниона: CaOCl<sub>2</sub> (оксихлорид кальция).
  - 6) комплексные, в состав которых входит комплексный ион, состоящий из центрального атома, связанный с несколькими лигандами: Na[Al(OH)<sub>4</sub>] (тетрагидроксоалюминат натрия).
  - 7) гидратные, в которых содержатся молекулы кристаллизационной воды: CuSO<sub>4</sub> · 5H<sub>2</sub>O (пентагидрат сульфата меди (II)).

## Получение солей



## Химические свойства солей



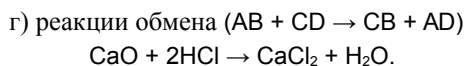
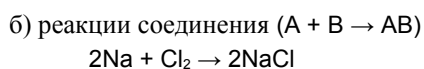
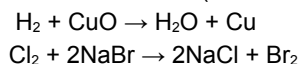
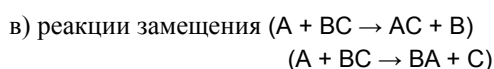
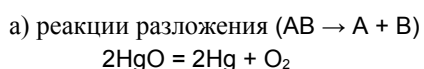
## 1.2.2 ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Химические свойства веществ выявляются в химических реакциях. Химическая реакция изображается в общем виде уравнением:

$aA + bB = cC + dD$ , где вещества A и B, вступающие в реакцию, называют **реагентами** (или исходными веществами), а новые вещества C и D, образующиеся в результате протекания реакции - **продуктами** (или конечными веществами). Целочисленные параметры a, b, c и d в уравнении реакции называют **стехиометрическими коэффициентами**.

Химические реакции классифицируются различными способами:

### 1) По типу взаимодействия:



## 2) По тепловому эффекту:

- а) экзотермические реакции – это реакции, протекающие с выделением энергии в форме теплоты (+Q)  
 $C + O_2 \rightarrow CO_2 + Q$
- б) эндотермические реакции – это реакции, протекающие с поглощением энергии в форме теплоты (-Q)  
 $N_2 + O_2 \rightarrow 2NO - Q$

## 3) По направлению протекания процесса реакции:

- а) необратимые, которые протекают только в прямом направлении и завершаются полным превращением реагентов в продукты:  
 $AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl \downarrow + NaNO_3$
- б) обратимые, которые протекают в прямом и обратном направлениях, при этом реагенты превращаются в продукты лишь частично (т.е. реакции не идут до конца слева направо)  
 $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$

## 4) По изменению степеней окисления

- а) протекающие без изменения степеней окисления всех элементов, входящих в исходные вещества:  
 $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$
- б) окислительно-восстановительные реакции, протекающие с изменением степеней окисления всех или некоторых элементов:  
 $2Cu^0 + O_2^0 \rightarrow 2Cu^{+2}O^{-2}$ .

## 1.2.3 РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

### • Электролитическая диссоциация

По способности проводить электрический ток в водных растворах вещества делятся на электролиты и неэлектролиты.

Вещества, растворы которых проводят электрический ток, называются **электролитами**.

К электролитам относятся растворы кислот, щелочей, солей. Соли и щелочи проводят ток и в расплавленном состоянии.

Вещества, растворы которых не проводят электрический ток, называются **неэлектролитами**.

К неэлектролитам относятся многие органические вещества: спирты, сахар, бензол, некоторые органические кислоты.

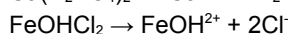
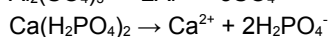
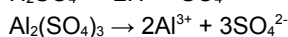
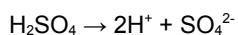
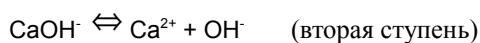
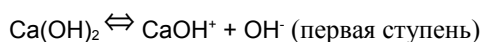
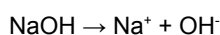
*Распад электролита на ионы при растворении его в воде называют электролитической диссоциацией.*

Теория электролитической диссоциации (ТЭД) была выдвинута шведским ученым С. Аррениусом (1887).

Степень диссоциации ( $\alpha$ ) выражается в процентах или в долях от единицы.

По степени диссоциации электролиты делятся на сильные ( $\alpha > 30\%$ ), средние ( $2\% < \alpha < 30\%$ ) и слабые ( $\alpha < 2\%$ ).

Сильные электролиты диссоциируют нацело (в одну ступень), слабые – ступенчато.



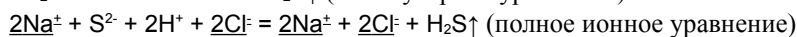
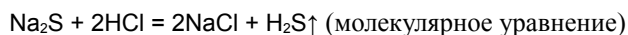
- Реакции ионного обмена

При взаимодействии электролитов соединяются только противоположно заряженные ионы. Если при этом образуется новое вещество в виде осадка, газа, слабого электролита или комплексного иона, то такие реакции можно считать необратимыми, т.е. практически идущими до «конца».

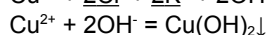
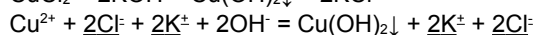
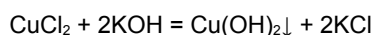
Такие реакции называются ионными и записывают их ионными уравнениями. В ионных уравнениях осадок, газ и малодиссоциирующие соединения всегда записываются в молекулярной формуле.

Рассмотрим реакции ионного обмена на примере свойств кислот, щелочей, солей (электролитов).

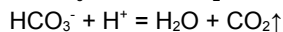
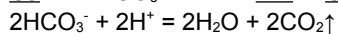
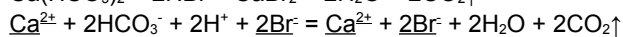
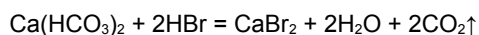
1) *Реакции, идущие с образованием газов.*



2) *Реакции, идущие с образованием осадков.*



3) *Реакции, идущие с образованием слабых электролитов.*



## 1.2.4 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

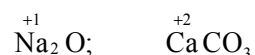
- Степень окисления элементов

**Степень окисления** – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный согласно предположению, что молекула состоит только из ионов.

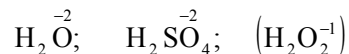
Степень окисления обозначают арабскими цифрами со знаком плюс или минус перед цифрой. Алгебраическая сумма степеней окисления атомов в молекуле всегда равна нулю.

Для определения степени окисления элементов необходимо помнить следующее:

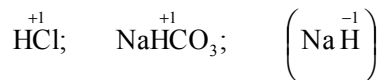
Степень окисления у металлов в сложных веществах положительна и численно равна валентности:



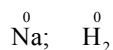
Степень окисления у кислорода в сложных веществах -2 (в пероксидах -1)



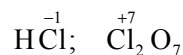
Степень окисления у водорода в сложных веществах +1 (в гидридах металлов -1)



Степень окисления у простых веществ равна 0



5) Степень окисления у неметаллов в сложных веществах может быть как положительной, так и отрицательной



- Окислительно-восстановительные реакции

**Окислительно-восстановительными** называют реакции, которые протекают с изменением степени окисления атомов.

**Окисление** - отдача электронов атомом или ионом.

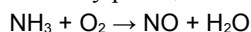
Вещества, атомы или ионы которых отдают электроны, называются **восстановителями**.

**Восстановление** – присоединение электронов атомом или ионом.

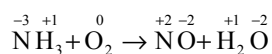
Вещества, атомы или ионы которых в процессе реакции присоединяют электроны, называют **окислителями**.

Уравнения окислительно-восстановительных реакций составляют в следующей последовательности:

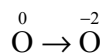
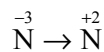
1) Составляют схему реакции:



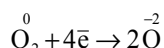
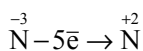
2) Расставляют степени окисления:



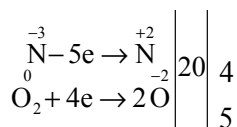
3) Находят окислитель и восстановитель:



4) Считают приобретаемые и отдаваемые электроны (не забывая, что в молекуле кислорода два атома):

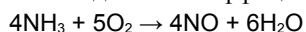


5) Находят наименьшее общее кратное и дополнительные множители:



Найденные дополнительные множители 4 и 5 являются коэффициентами при восстановителе и окислителе в уравнении реакции.

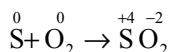
6) Подставляют найденные коэффициенты в уравнении реакции:



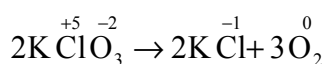
В любой окислительно-восстановительной реакции есть вещества, которые отдают и принимают электроны, т.е. процессы окисления и восстановления всегда сопутствуют друг другу.

Все окислительно-восстановительные реакции подразделяют на 3 типа:

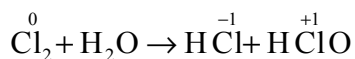
- В ходе *межмолекулярных реакций* степень окисления меняют атомы, входящие в состав различных исходных веществ:



- При *внутримолекулярных реакциях* атомы, меняющие степень окисления, входят в состав одного соединения:



- В реакциях *диспропорционирования* атомы одного элемента в определенной степени окисления являются как окислителями, так и восстановителями.



Многие вещества в химических реакциях наиболее часто проявляют восстановительные свойства, другие вещества - окислительные.

Так, к типичным **восстановителям** относятся: металлы, водород, бескислородные кислоты и их соли, соли железа (II) и других металлов в низких степенях окисления.

**Окислительные** свойства проявляют: галогены, кислород, серная кислота, перманганат калия (KMnO<sub>4</sub>), дихромат калия (K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>), хромат калия (K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>) и другие.

Некоторые вещества в зависимости от условий и от тех веществ, с которыми они реагируют, могут проявлять свойства как окислителей, так и восстановителей. Например, пероксид водорода (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>).

## РАЗДЕЛ 2. МЕТАЛЛЫ

### ТЕМА 2.1 ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

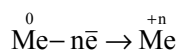
План:	2.1.1 Общая характеристика металлов
	2.1.2 Получение металлов. Электролиз

#### 2.1.1 ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА МЕТАЛЛОВ

- Общая характеристика металлов

Из 110 элементов периодической системы 22 элемента являются неметаллами, а остальные – металлы. Если провести диагональ от бериллия к астату, то слева внизу находятся металлы (к ним же относятся элементы побочных подгрупп). Элементы, расположенные вблизи диагонали: (Be, Al, Ti, Sb и др.) обладают амфотерными свойствами. Число металлов в периоде определяет номер периода (в малых и нечетных рядах больших), все четные ряды больших периодов состоят только из металлов.

Металлы в реакциях отдают электроны и являются восстановителями:



Металлические свойства в периоде ослабляются слева направо, так как число электронов на наружном слое увеличивается, а радиус уменьшается.

В группах металлические свойства сверху вниз усиливаются, так как число электронов на наружном слое постоянное, а радиус увеличивается.

- Металлическая связь и металлическая кристаллическая решетка

У металлов металлическая кристаллическая решетка. В узлах решетки атомы металла и ионы, между которыми находятся свободные электроны. Между частицами кристаллической решетки металлов – металлическая связь (между электронами, ионами, атомами).

Различают 3 типа кристаллических решеток:

- 1) кубическую объемно-центрированную (Na, K, Pb, Cr)
- 2) кубическую гранецентрированную (Al, Ca, Ni, Cu, Ag, Au)
- 3) гексагональную (Be, Mg, Cd)

- Физические свойства металлов

В *твердом* состоянии металлы отличаются от остальных веществ высокой тепло- и электропроводностью, полной непрозрачностью, высокой отражательной способностью по отношению к видимому свету (металлическим блеском).

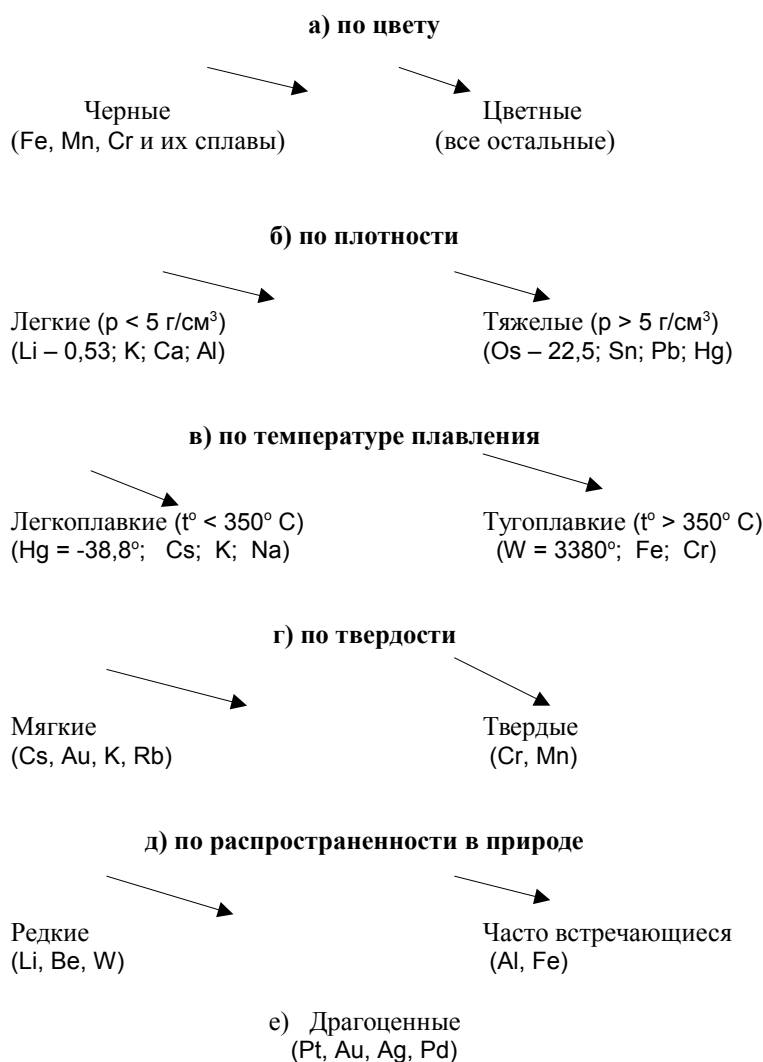
Металлы обладают специфическими свойствами: коются, прокатываются, некоторые имеют большую прочность при натяжении или сжатии.

В *жидком* состоянии металлам присущи большинство указанных свойств, которые исчезают в *газообразном* состоянии. Пары металлов прозрачны и проводят электрический ток, с другими газами смешиваются в любых соотношениях.

Физические, механические и химические свойства металлов в основном обусловлены содержанием в них свободных электронов.



- Классификация металлов в технике



- Химические свойства металлов

1. Металлы взаимодействуют с неметаллами (название всех соединений металлов с неметаллами оканчиваются на –ид).

- а) Большинство металлов хорошо реагируют с кислородом, давая оксиды:  $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$ .
- б) Легко соединяются с галогенами, образуя галогениды:  $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$ .
- в) С азотом металлы образуют нитриды:  $3\text{Ba} + \text{N}_2 = \text{Ba}_3\text{N}_2$ .
- г) При определенных условиях металлы взаимодействуют с серой, образуя сульфиды:  $2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$ .
- д) Соединения металлов с углеродом называются карбидами:  $\text{Ca} + 2\text{C} = \text{CaC}_2$ .
- е) Фосфор взаимодействует с металлами при 600-1200°C, образуя фосфиды:  $3\text{Zn} + 2\text{P} = \text{Zn}_3\text{P}_2$ .
- ж) С водородом взаимодействуют непосредственно только щелочные и щелочноземельные металлы, образуя гидриды:  $\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2$ .
- з) С кремнием могут быть получены силициды:  $2\text{Mg} + \text{Si} = \text{Mg}_2\text{Si}$ .

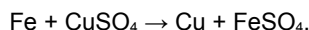
2. Взаимодействуют с водой.

- а) При обычных условиях щелочные и щелочноземельные металлы образуют гидроксид и водород:  $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ .
- б) Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжения металлов между магнием и свинцом, при нагревании образуют оксид и водород:  $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MgO} + \text{H}_2$ .
- в) Металлы, стоящие после водорода, с водой не взаимодействуют.

3. Взаимодействуют с кислотами.

- а) Все кислоты, кроме азотной и концентрированной серной, взаимодействуют с металлами, стоящими до водорода, с образованием соли и водорода:  $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$ .
- б) Азотная кислота взаимодействует со всеми металлами с образованием соли, воды и одного из перечисленных веществ:  $N_2, N_2O, NO, NO_2, NH_3, NH_4NO_3$ :  
 $3Cu + 8HNO_3$  (разб.)  $\rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO$ .
- в) Концентрированная серная кислота взаимодействует со всеми металлами с образованием соли, воды и одного из перечисленных веществ:  $S, H_2S, SO_2$ :  
 $Cu + 2H_2SO_4$  (конц.)  $\rightarrow CuSO_4 + 2H_2O + SO_2$ .

4. Взаимодействуют с растворами солей, кроме щелочных и щелочноземельных металлов:



#### • Сплавы

$1Pb + 2Sn$  – припой.

$Al + Cu + Mn + Mg$  – дюралюминий.

$98Cu + 2Be$  – бериллиевая бронза (пружины).

$90Cu + 8Al + 2Mn$  – алюминиево-марганцевая бронза.

$6Cu + 4Zn$  – латунь (механизмы).

$65Cu + 20Zn + 15Ni$  – нейзильбер (монеты).

$80Cu + 20Ni + 1Fe$  – мельхиор (монеты, детали машин).

$65Cu + 33Ni + 0,6Mn$  – никелин (детали электронагревателей).

$30Bi + 28Pb + 6Cd + 30Hg$  – легкоплавкий сплав (в огнетушителях).

### 2.1.2 ПОЛУЧЕНИЕ МЕТАЛЛОВ. ЭЛЕКТРОЛИЗ

#### • Химический способ получения металлов

Металлы встречаются в природе как в свободном состоянии, так и в виде химических соединений.

В виде самородных металлов находятся наименее активные металлы (Au, Pt). Серебро, медь, ртуть, олово могут находиться в природе как в самородном состоянии, так и в виде соединений, все остальные металлы – только в виде соединений.

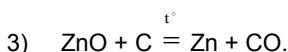
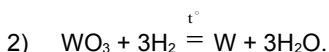
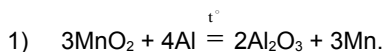
Минералы и горные породы, содержащие металлы или их соединения и пригодные для промышленного получения металлов, называются рудами. Важнейшими рудами металлов являются их оксиды и соли.

С развитием промышленности природные запасы богатых руд исчерпываются и приходится все шире использовать сырье с низким содержанием ценных продуктов.

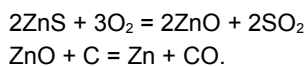
Бедные руды приходится обогащать, т.е. удалять часть пустой породы.

При получении любого металла возникают две задачи: 1) отделить его от пустой породы; 2) восстановить.

При выборе восстановителя большую роль играют экономические соображения: восстановитель должен быть дешевым. В качестве восстановителей металлов из их оксидов применяют водород, углерод, оксид углерода (II), алюминий:



При получении металлов из сульфидов, сначала сернистые соединения путем обжига превращают в оксиды, а затем восстанавливают коксом:



- **Электрохимический способ получения металлов (электролиз)**

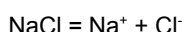
В промышленности электролиз применяется для получения таких веществ, синтез которых химическим путем либо невозможен, либо затруднен. Так получают все щелочные, щелочноземельные металлы, фтор, хлор, водород, кислород, гидроксиды щелочных металлов.

**Электролизом** называют окислительно-восстановительные реакции, происходящие на электродах при пропускании постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита.

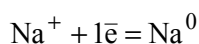
На отрицательном электроде (катоде) происходит процесс восстановления, на положительном (аноде) – процесс окисления.

#### ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСПЛАВА (на примере NaCl)

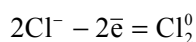
При расплавлении электролит диссоциирует на ионы:



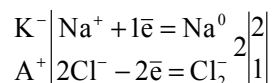
На катоде происходит восстановление ионов Na<sup>+</sup>



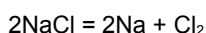
На аноде – окисление ионов Cl<sup>-</sup>:



Электродные процессы кратко записывают так:

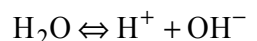


Суммарный процесс:



#### ЭЛЕКТРОЛИЗ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ

В растворах электролитов помимо ионов, образуемых электролитами, имеются ионы, образующиеся в результате диссоциации воды:

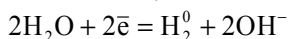


Они также могут принимать участие в электролизе.

Рассмотрим, как учитывается активность металлов и участие ионов воды при катодных и анодных процессах.

*Катодные процессы:*

- 1) При электролизе растворов солей, содержащих ионы металлов: Li<sup>+</sup>, K<sup>+</sup>, Ba<sup>2+</sup>, Na<sup>+</sup>, Ca<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, Al<sup>3+</sup> на катоде металл не восстанавливается, а восстанавливается водород из воды по следующей схеме:



- 2) При электролизе растворов солей, содержащих ионы металлов: Cu<sup>2+</sup>, Zn<sup>2+</sup>, Cr<sup>3+</sup>, Fe<sup>2+</sup>, Ni<sup>2+</sup>, Sn<sup>2+</sup>, Pb<sup>2+</sup>, H<sup>+</sup> на катоде восстанавливается одновременно и металл и водород из воды.

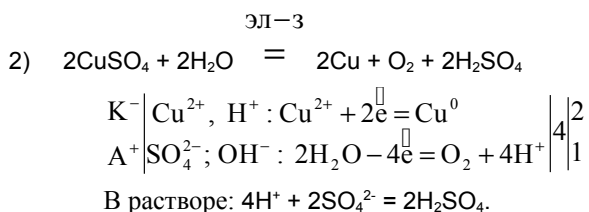
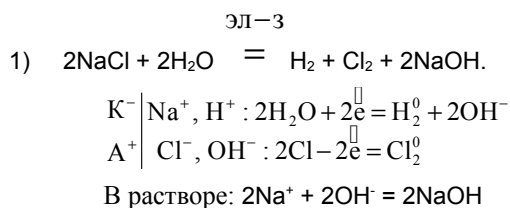
- 3) При электролизе растворов солей, содержащих ионы металлов: Cu<sup>2+</sup>, Hg<sup>2+</sup>, Ag<sup>+</sup>, Pt<sup>2+</sup>, Au<sup>3+</sup> на катоде восстанавливается только металл:  $\text{Me}^{n+} + n\bar{e} = \text{Me}^0$

*Анодные процессы:*

- 1) Если соль содержит бескислородные кислотные остатки: F<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup>, J<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, S<sup>2-</sup>, то на аноде окисляется кислотный остаток:  $\text{HeMe}^{n-} - n\bar{e} = \text{HeMe}^0$

- 2) Если соль содержит кислородосодержащие кислотные остатки:  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{SiO}_3^{2-}$ , то на аноде окисляется кислород из воды:  $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2 \uparrow + 4\text{H}^+$

Примеры электролиза водных растворов:



## **ТЕМА 2.2 МЕТАЛЛЫ, ИМЕЮЩИЕ НАИБОЛЬШЕЕ ЗНАЧЕНИЕ В НАРОДНОМ ХОЗЯЙСТВЕ**

<i>План:</i>	2.1.1 <i>Металлы главных подгрупп. Алюминий</i> 2.1.3 <i>Металлы побочных подгрупп. Железо. Коррозия металлов</i> 2.1.4 <i>Жесткость воды. Концентрация растворов</i>

### **2.2.1 МЕТАЛЛЫ ГЛАВНЫХ ПОДГРУПП. АЛЮМИНИЙ**

- **Характеристика металлов главных подгрупп**

Элементы главной подгруппы I группы называют щелочными металлами, так как при взаимодействии их с водой образуются щелочи. Это типичные металлы с высокой химической активностью.

Элементы главной подгруппы II группы (кроме Be и Mg) называются **щелочно-земельными металлами**, так как при взаимодействии их оксидов (земель) с водой образуются щелочи. По активности уступают щелочным металлам.

В III группе главной подгруппы находятся все металлы, кроме бора. Металлические свойства элементов главной подгруппы III группы выражены значительно слабее, чем у элементов I и II групп. Из металлов главной подгруппы III группы наибольшее значение имеет алюминий.

- **Природные соединения алюминия**

По распространению в Земной коре алюминий занимает третье место среди химических элементов и первое место среди металлов. Массовое содержание его в Земной коре составляет 8,8%. Алюминий в природе находится только в виде соединений, чаще в виде алюмосиликатов.

Например:



- **Физические свойства алюминия**

Алюминий – серебристо-белый металл, легкий (плотность=2,7 г/см<sup>3</sup>), но механически прочный. Температура плавления – 650°, температура кипения – 2450°. Обладает хорошей электро- и теплопроводностью. Легко поддается обработке: прокатывается в фольгу, вытягивается в тонкую проволоку, отливается. Легко образует сплавы. При 600о С алюминий становится хрупким и его можно истолочь в зерна или порошок.

Природный алюминий состоит из одного изотопа  $^{27}_{13}\text{Al}$  (100%).

- **Химические свойства алюминия**

Взаимодействует с простыми веществами

- |  |   |
|--|---|
| 1) $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$ | 3) $2\text{Al} + 3\text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$ |
| 2) $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$        | 4) $2\text{Al} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{AlN}$          |
|  | 5) $4\text{Al} + 3\text{C} \rightarrow \text{Al}_4\text{C}_3$ |

Взаимодействует со сложными веществами

- $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2$  (после разрушения пленки)
- $2\text{Al} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$
- $2\text{Al} + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + 2\text{KAlO}_2$  (легко растворяется в щелочах)  
 $2\text{Al} + \text{KOH} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2$
- $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{SO}_4(\text{K}) \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$  (на холоде пассивируется)  
 $\text{Al} + 6\text{HNO}_3(\text{K}) \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

- **Химические свойства соединений алюминия**

**Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>** – амфотерный оксид с преобладанием основных свойств (t<sub>пл.</sub> = 2000°)

- $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

**Al(OH)<sub>3</sub>** – гидроксид обладает амфотерными свойствами

- $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} \rightarrow 3\text{H}_2\text{O} + \text{AlCl}_3$
- $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
- $2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

- **Применение алюминия и его соединений**

Алюминий применяют для изготовления химической аппаратуры, посуды, электропроводов, конденсаторов. В металлургии применяют для получения металлов. Смесь алюминиевого порошка с минеральным маслом – краска «серебрянка».

**Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>** образует корунд. Корунд с примесями – наждак, применяется как абразивный материал и как огнеупор.

Сапфир (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + Ti + Fe) – по твердости уступает только алмазу.

Рубин (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + Cr) – по блеску уступает только алмазу.

**AlCl<sub>3</sub>** – используется как катализатор для органического синтеза.

**Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> · 18H<sub>2</sub>O** – применяется для очистки воды, а также для изготовления бумаги.

**K · Al(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> · 12H<sub>2</sub>O** - применяется для дубления кожи и в красильном деле.

**Сплавы алюминия:**

Al + Cu + Mn + Mg – дюралюминий,

Cu + Al + Mn – алюминиево-марганцевая бронза,

Al + Si – силумин,

Al + Mg – магналит.

Сплавы применяются в авиа- и автомобилестроении. Достоинства сплавов: малая плотность, высокая прочность, антикоррозийность, дешевизна, простота получения и обработки.

## 2.2.2 МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНЫХ ПОДГРУПП. ЖЕЛЕЗО. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

### • Общая характеристика элементов побочной подгруппы VIII группы

Элементы VIII группы главной подгруппы объединены в 3 триады:

- 1) Fe, Co, Ni → семейство железа
- 2) Ru, Rh, Pd } семейство
- 3) Os, Ir, Pt } платины

Металлы семейства железа в природе встречаются только в виде соединений (оксидов, солей).

Металлы семейства платины – малораспространенные элементы, в природе встречаются в виде самородков.

Все металлы этой подгруппы образуют комплексные соединения.

Металлы семейства железа могут присоединять карбонил (CO).

Fe(CO)<sub>5</sub> – используется для получения сверхчистых металлов.

Высшая степень окисления только у Ru, Os.

Железо может проявлять степень окисления: +2, +3, +6 и соответственно образует оксиды: FeO, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, FeO<sub>3</sub>, которым соответствуют гидроксиды:

- Fe(OH)<sub>2</sub> – основной,
- Fe(OH)<sub>3</sub> – амфотерный,
- H<sub>2</sub>FeO<sub>4</sub> – кислотный.

### • Физические свойства железа

Железо – блестящий, от серебристо-белого до темно-серого цвета металл, тяжелый ( $\rho = 7,87 \text{ г/см}^3$ ), тугоплавкий ( $t_{\text{пл.}} = 1539^\circ \text{ C}$ ,  $t_{\text{кип.}} = 3070^\circ \text{ C}$ ). Обладает хорошей пластичностью, легко намагничивается.

### • Нахождение железа в природе

В природе встречается в основном в виде соединений:

- 1) Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> – магнитный железняк (магнетит),
- 2) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – красный железняк (гематит),
- 3) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> · n · H<sub>2</sub>O – бурый железняк (лимонит),
- 4) FeS<sub>2</sub> – железный колчедан (пирит),
- 5) FeCO<sub>3</sub> – железный шпат (сидерит).

### • Получение железа

- 1) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + 3H<sub>2</sub> → 2Fe + 3H<sub>2</sub>O,
- 2) 3Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> + 8Al → 9Fe + 4Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>,
- 3) 2FeCl<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>O  $\xrightarrow{\text{электролиз}}$  Fe + 2Cl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub> + Fe(OH)<sub>2</sub>.

### • Химические свойства железа

Взаимодействует с простыми веществами

- 1)  $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_3\text{O}_4$ ,
- 2)  $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{FeCl}_3$ ,
- 3)  $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t^\circ} \text{FeS}$

Взаимодействует со сложными веществами

- 1)  $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$ ,
- 2)  $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$ ,
- 3)  $\text{Fe} + 4\text{HNO}_3(\text{к}) \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ ,
- 4)  $2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к}) \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ ,
- 5)  $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ .

- Химические свойства соединений Fe

- $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,
  - $3\text{FeCl}_2 + 2\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 + 6\text{KCl}$  – к.к.с. турбулева синь
  - $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ ,
  - $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Fe}(\text{OH})_6]$ ,
- } амфотерен
- $4\text{FeCl}_3 + 3\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3 + 12\text{KCl}$ , - ж.к.с. берлинская лазурь
  - $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{KCNS} \rightarrow \text{Fe}(\text{CNS})_3 + 3\text{KNO}_3$ .

- Разновидности коррозии

**Коррозией** называется процесс разрушения металлов под действием окружающей среды (от лат. *corrodere* – разъедать).

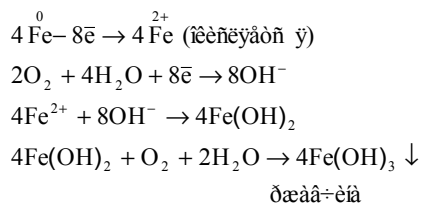
Различают 4 вида коррозии по механизму процесса:

- Химическая коррозия** – это непосредственное взаимодействие металлов с токонепроводящей внешней средой.

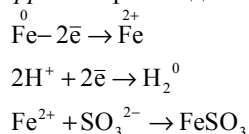
Некоторые оксидные пленки защищают металл от дальнейших разрушений ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{NiO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ), другие способствуют развитию процесса коррозии ( $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов).

- Электрохимическая коррозия** – процесс разрушения металла в растворе электролита.

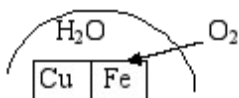
а) **кислородная коррозия** происходит в нейтральной среде



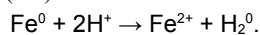
б) **водородная коррозия** происходит в кислотной среде, в воде, содержащей ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$  и т.д.)



- Контактная коррозия** происходит при соприкосновении двух металлов в воде.

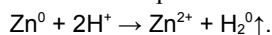


Поток  $\bar{e}$  идет от более активного металла (Fe), стоящего левее в ряду напряжения металла, к менее активному (Cu) и более активный металл разрушается



Из-за этого ржавеет поверхность консервных банок (Fe покрытое Sn) при хранении во влажной атмосфере и небрежном обращении с ним.

Оцинкованная поверхность железного ведра долго не ржавеет, так как при царапинах корродирует цинк



- Биологическая коррозия** – это разрушение металла в результате воздействия микроорганизмов (водородные бактерии, железобактерии, серобактерии, железообразующие бактерии).

Прямые потери железа от коррозии составляют 18% ежегодной плавки.

По характеру коррозионного разрушения:

**Общая или сплошная коррозия**, при которой корродирует вся поверхность металла. Она соответственно делится на: равномерную, неравномерную и избирательную, при которой коррозионный процесс распространяется преимущественно по какой-либо структурной составляющей сплава.

**Местная коррозия**, при которой корродируют определенные участки металла:

- коррозия язвами** – коррозионные разрушения в виде отдельных средних и больших пятен (коррозия латуни в морской воде).

2) *межкристаллическая коррозия*, при ней процесс коррозии распространяется по границе (алюминий сплавляется с хромоникелем) и другие виды коррозии.

По условиям протекания процесса:

- 1) *Газовая коррозия* – это коррозия в газовой среде при высоких температурах (жидкий металл, при горячей прокатке, штамповке и др.).
- 2) *Атмосферная коррозия* – это коррозия металла в естественной атмосфере или атмосфере цеха (ржавление кровли, коррозия обшивки самолета).
- 3) *Жидкостная коррозия* – это коррозия в жидких средах: как в растворах электролитов, так и в растворах неэлектролитов.
- 4) *Подземная коррозия* – это коррозия металла в почве.
- 5) *Структурная коррозия* – коррозия из-за структурной неоднородности металла.
- 6) *Коррозия внешним током* – воздействие внешнего источника тока (анодное или катодное заземление).
- 7) *Коррозия блуждающими токами* – прохождение тока по непредусмотренным путям по проекту.
- 8) *Коррозия под напряжением* – одновременное воздействие коррозионной среды и механического напряжения.

- **Методы борьбы с коррозией**

- 1) Защитные поверхностные покрытия:
  - а) металлические (Zn, Sn, Ni, Cr и др.),
  - б) неметаллические (лак, краска, эмаль, смола).
- 2) Создание сплавов с антикоррозионными свойствами (введение в состав сплавов добавок – Cu, Ni, Co).
- 3) Электрохимические методы защиты (заклепки, пластинки из более активных металлов).
- 4) Изменение состава среды (добавление ингибиторов –  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , органические соединения).

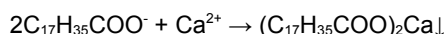
### 2.2.3 ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ. КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ

- **Жесткость воды и способы ее устранения**

В природе чистая вода не встречается: она всегда содержит примеси каких-либо веществ. В частности, взаимодействуя с солями, содержащимися в земной коре, она приобретает определенную жесткость.

**Жесткость воды** – совокупность свойств, обусловленных содержанием в воде катионов кальция и магния.

Если концентрация этих катионов велика, то воду называют жесткой, если мала – мягкой: именно они придают специфические свойства природным водам. При стирке белья жесткая вода ухудшает качество тканей и требует повышенной затраты мыла, которое расходуется на связывание катионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ :



и пена образуется лишь после полного освобождения этих катионов. Некоторые СМС хорошо моют и в жесткой воде, так как их кальциевые и магниевые соли легко растворяются. В жесткой воде с трудом развариваются пищевые продукты, а сваренные в ней овощи невкусны. Очень плохо заваривается чай, и вкус его теряется. В то же время в санитарно-генетическом отношении эти катионы не представляют опасности, хотя при большом содержании катионов магния (в море или океане) вода горьковата на вкус и оказывает послабляющее воздействие на кишечник человека.

Жесткая вода не пригодна для использования в паровых котлах; растворенные в ней соли при кипячении образуют на стенках котлов слой накипи, который плохо проводит теплоту. Это вызывает перерасход топлива, преждевременный износ котлов, а иногда и аварии. Жесткая вода вредна для металлических конструкций, трубопроводов, кожухов, охлаждающих машины.

По отношению к процессам умягчения воды различают жесткость карбонатную и некарбонатную.

- 1) **Карбонатная жесткость** вызвана присутствием гидрокарбонатов кальция и магния.

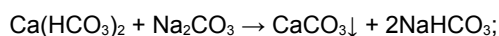
Устраняют ее следующими способами:

- а) Кипячением (поэтому ее называют временной жесткостью):

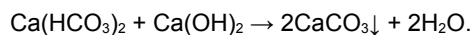


- б) Действием соды:





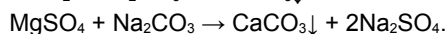
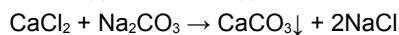
в) Действием известкового молока:



2) **Некарбонатная жесткость** – определяется содержанием в воде кальциевых и магниевых солей сильных кислот, главным образом сульфатов и хлоридов.

При кипячении эти соли не удаляются и, поэтому эта жесткость называется постоянной.

Устраняют ее действием соды:



Степень жесткости воды выражается по-разному. В нашей стране ее выражают числом миллиэквивалентов (МЭКВ) катионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ , содержащихся в 1 литре воды. Так как 1 МЭКВ жесткости отвечает содержанию 20,04 мг/л катионов  $\text{Ca}^{2+}$  или 12,16 мг/л катионов  $\text{Mg}^{2+}$ , то согласно определению общую жесткость воды ж (в МЭКВ/л) можно вычислить по формуле:

$$ж = \frac{[\text{Ca}^{2+}]}{20,04} + \frac{[\text{Mg}^{2+}]}{12,16} ;$$

где  $[\text{Ca}^{2+}]$  и  $[\text{Mg}^{2+}]$  – концентрация ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ , мг/л.

По значению жесткости природную воду различают как очень мягкую – с жесткостью до 1,5; мягкую – от 1,5-4; средней жесткости – от 4 до 8; жесткую – от 8 до 12; и очень жесткую – свыше 12 МЭКВ/л.

Жесткость воды хозяйственно-питьевых водопроводов не должна превышать 7 МЭКВ/л.

#### • Способы выражения концентрации

Количественный состав раствора чаще всего выражается с помощью понятия «концентрации», под которым понимается содержание растворимого вещества (в определенных единицах) в единице массы или объема.

Обозначаем через X – растворенное вещество, а растворитель – через S.

Чаще всего для выражения состава раствора используют массовую долю, молекулярную концентрацию (молярность), нормальную концентрацию и мольную долю.

**Массовая доля** – это отношение массы растворимого вещества к общей массе раствора:

$$W(X) = \frac{m(X)}{m(X) + m(S)} = \frac{m(X)}{m} ,$$

где: W(x) – массовая доля растворенного вещества X;

m(X) – масса растворенного вещества X; m(S) – масса растворителя S, г;

m = m(X) + m(S) – масса раствора, г.

Массовую долю выражают в долях единицы или в процентах (w = 0,01 или w = 1%).

**Молярная концентрация (молярность)** показывает число молей растворенного вещества, содержащегося в 1 литре раствора:

$$c(X) = \frac{v(X)}{V} ,$$

где: c(X) – молярная концентрация растворенного вещества X, моль/л;

v(X) – количество растворенного вещества X, моль;

V – объем раствора, л.

Иногда размерность моль/л обозначается М, например 2М NaOH.

**Мольная доля** растворенного вещества – безразмерная величина, равная отношению количества растворенного вещества к общему количеству веществ в растворе:

$$N(X) = \frac{v(X)}{v(X) + v(S)} ,$$

где: N(X) – мольная доля растворенного вещества X;

v(X) – количество растворенного вещества X, моль;

v(S) – количество вещества растворителя S, моль.

Сумма мольных долей растворенного вещества и растворителя равна 1:

$$N(X) + N(S) = 1 .$$

**Нормальная концентрация** или нормальность – показывает количество грамм-эквивалентов вещества, содержащиеся в 1 л раствора.

$$C_n = \frac{m(X)}{\mathcal{E}_m(X) \cdot V},$$

где:  $C_n$  – нормальная концентрация, моль/л;

$m$  – масса растворенного вещества, г;

$\mathcal{E}_m$  – эквивалентная масса растворенного вещества, г/моль;

$V$  – объем раствора, л.

Раствор, содержащий 1 грамм – эквивалент вещества в 1л называется нормальным. Растворы 0,1N; 0,01N; 0,001N содержат 0,1; 0,01; 0,001 грамм–эквивалент вещества в 1 л раствора и соответственно называются децинормальными, сантинормальными и миллинормальными.

Грамм-эквивалент в реакциях замещения равен частному от деления атомной массы элемента на его валентность:

$$1\text{г} - \text{эkv.}_{Al} = \frac{27}{3} = 9(\text{г});$$

или молекулярной массе на основность:

$$1\text{г} - \text{эkv.}_{H_2SO_4} = \frac{98}{2} = 49(\text{г})$$

Чтобы приготовить 0,5 л 0,2N раствора сульфата натрия отвешивают

$$\mathcal{E}_{Na_2SO_4} = \frac{M(Na_2SO_4)}{2} \cdot 0,2 \cdot 0,5 = \frac{142}{2} \cdot 0,2 \cdot 0,5 = 7,1\text{г}$$

$Na_2SO_4$  переносят в мерную колбу емкостью 500 мл, разбавляют водой до метки.

**Моляльная концентрация или моляльность** – это число молей растворенного вещества, приходящихся на 1 кг растворителя

$$C_m = \frac{m(X)}{M(X)m(S)},$$

где:  $C_m$  – молярная концентрация, моль/кг;

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

$M(X)$  – молярная масса растворенного вещества, г/моль;

$m(S)$  – масса растворителя, кг.

При решении многих задач полезно переходить от молярной концентрации к массовой доле, мольной доле и т.д. Например: молярная и процентная концентрации взаимосвязаны так:

$$C(X) = \frac{10 \cdot \omega(X) \cdot \rho}{M(X)};$$

$$\omega(X) = \frac{C(X) \cdot M(X)}{10\rho},$$

где:  $\rho = \frac{m}{1000 \cdot V}$  – плотность раствора, г/мл.

#### • Понятие о дисперсных системах

Система, в которой одно вещество в виде очень мелких частиц распределено в другом веществе, называется **дисперсной системой**.

Дисперсные системы, состоящие из жидкости, в которой распределены твердые вещества, называются **суспензиями** (раствор бетона).

Дисперсные системы, где в одной жидкости распределены мелкие капельки другой жидкости, называют **эмульсиями** (мясной бульон).

Если растворенное вещество содержится в дисперсной системе в виде отдельных молекул или ионов, то такая система очень устойчива, она сохраняется сколь угодно долго, и называется **истинным раствором** (сироп).

Размер частиц истинных растворов менее 1 мкм.

Дисперсные системы, содержащие частицы размером от 1 до 100 мкм, называются **коллоидными растворами** или **золями**.

Процесс укрупнения коллоидных частиц называется **коагуляцией**.

Некоторые коллоидные растворы при коагуляции образуют студнеобразную **массу-гель** (студень).  
Примеры: желе, мармелад, мясной студень.

Процесс самопроизвольного выделения воды из геля называется **синерезисом**. Пример: из простокваши получают сыворотку и творог.

Дисперсные системы, содержащие крупные частицы (более 100 мкм), называются **взвесьми**. При сравнительно больших размерах частиц начинается их быстрое осаждение. Этот процесс называется **седиментацией**.

## РАЗДЕЛ 3. УГЛЕВОДОРОДЫ

### ВВЕДЕНИЕ. ТЕОРИЯ ХИМИЧЕСКОГО СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

- Предмет органической химии. Состав органических веществ

**Органическими** называют соединения, в состав которых входит всегда элемент углерод. Кроме углерода, органические соединения чаще всего содержат элементы Н, О, N, реже S, P, галогены и некоторые вещества. Органические соединения – природные и получаемые искусственным путем в лабораториях и на заводах – изучает органическая химия. Известно более 10 миллионов органических соединений и их число продолжает расти, неорганических веществ значительно меньше (несколько тысяч). Из всех химических элементов только углерод дает такое большое число соединений. С органическими веществами мы встречаемся на каждом шагу (пища, топливо, лекарства, растительные и животные организмы). Резкой границы между органическими и неорганическими веществами не существует. Неорганические вещества могут превращаться в органические и наоборот. Между ними существует единство.

- Основные положения теории А.М. Бутлерова

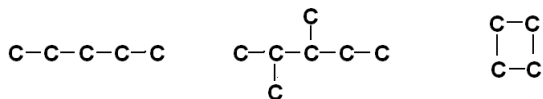
Среди открытых ранее органических веществ были такие, которые при одинаковом химическом составе и одинаковой молекулярной массе обладали различными свойствами. Объяснить это позволила теория химического строения органических соединений, созданная великим русским ученым Александром Михайловичем Бутлеровым (1861 г.). А.М. Бутлеров (1828-1886) академик, профессор Казанского университета, затем Петербургского университета создал теорию химического строения органических веществ, провел множество экспериментальных работ для подтверждения выводов своей теории.

#### Основные положения теории

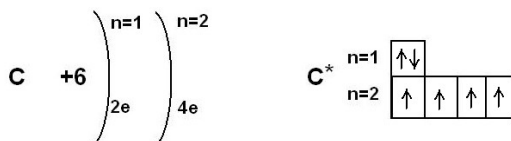
- 1** | В молекулах атомы соединены друг с другом в определенной последовательности в соответствии с их валентностью. Порядок связи атомов называется химическим строением. |

Теория химического строения учитывает особенности элемента углерода:

- 1) Углерод в органических соединениях четырехвалентен.
- 2) Атомы углерода могут соединяться не только с атомами других элементов, но и между собой, образуя цепи атомов – прямые, разветвленные и кольцевые.



По положению углерода в периодической системе, атом углерода имеет 4 валентных электрона и обладает одинаковой способностью как к отдаче, так и к присоединению их.



#### Явление гибридизации

Когда атом углерода вступает во взаимодействие с атомами водорода, s-электроны наружного слоя в нем распариваются, один из них занимает вакантное место третьего p-электрона и образует при своем движении

облако в виде объемной восьмерки, атом при этом переходит в возбужденное состояние. Одинаковой формы вытянутые электронные облака, взаимно отталкиваясь, располагаются в пространстве так, что их оси оказываются направленными к вершинам тетраэдра. Вершины этих облаков могут перекрываться с электронными облаками других атомов, между ними возникают ковалентные связи под углом  $109^{\circ} 28'$ . *Взаимодействие электронных облаков неодинаковой формы, в результате которого образуются электронные облака одинаковой (выровненной) формы, называется **гибридизацией**.*

- 1) При образовании молекулы метана взаимодействуют три р-электронных облака с одним s-электронным облаком. В результате возникают четыре одинаковой формы (гибридизированных) электронных облака, т.е. в этом случае в гибридации участвуют 1 s-электрон и 3 р-электрона, то такой ее вид называется  **$sp^3$  – гибридизацией**.

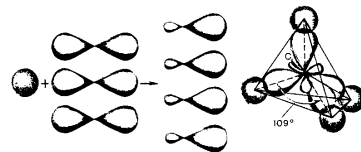


Рисунок 1 Образование молекулы метана

При перекрывании гибридных орбиталей атома углерода с соседними орбиталями атомов углерода и водорода образуются прочные одинарные  $\sigma$  («сигма») – связи.

- 2) Если гибридации подвергаются не четыре, а только три орбитали атома углерода: s- и две р-орбитали, то такой ее вид называется  **$sp^2$  – гибридизацией**. Четвертое гантелеобразное р-облако остается негибридизованным, при перекрывании с таким же р-облаком другого атома углерода образуется  $\pi$ -связь.

Оси трех гибридных  $sp^2$  – орбиталей располагаются в одной плоскости под углом  $120^{\circ}$  и за счет которых образуются  $3\sigma$ -связи.

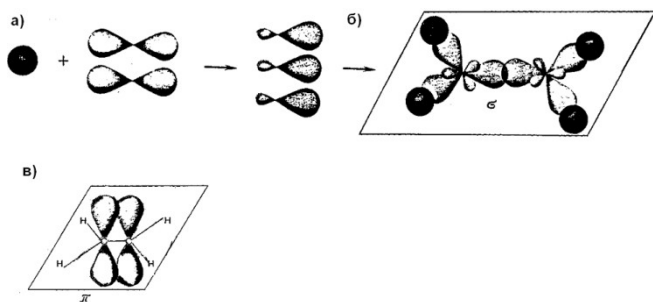


Рисунок 2 Образование молекулы этилена:

- а)  $sp^2$  – гибридизация;  
 б) образование  $\sigma$ -связей в молекуле этилена;  
 в) образование  $\pi$ -связи в молекуле этилена

- 3) Если в гибридации участвуют только s- и р-облака атома углерода, то это  **$sp$ -гибридизация**. Оси двух гибридных орбиталей направлены под углом  $180^{\circ}$  и за счет них образуются две  $\sigma$ -связи. А два р-облака остаются негибридизованными и образуют две  $\pi$ -связи.

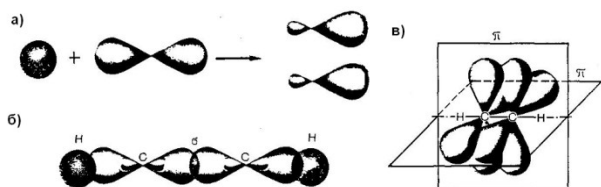


Рисунок 3 Образование молекулы ацетилена:

- а)  $sp$ -гибридизация;  
 б) образование  $\sigma$ -связей в молекуле ацетилена;  
 в) образование двух  $\pi$ -связей в молекуле ацетилена

В органических соединениях химическая связь ковалентная. В структурных формулах ковалентная связь обозначается черточкой, означающей общую электронную пару, связывающую атомы в молекуле.

А) **Эмпирические формулы:**



отражают только качественный и количественный состав.

Б) **Структурные формулы:**



изображают порядок соединения атомов в молекуле, их взаимосвязь друг с другом.

В) **Электронные формулы:**



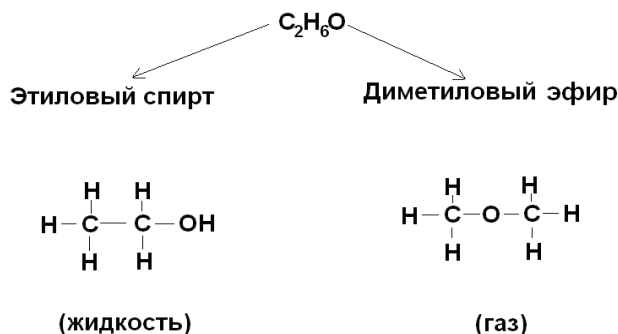
изображают порядок соединения атомов в молекуле, указывают природу химической связи и механизм образования молекулы из атомов, а потому часто применяются для объяснения поведения органических соединений в различных реакциях.

**2** | Свойства вещества зависят не только от того, какие атомы и в каком количестве входят в состав его молекулы, но и от того, в каком порядке они соединены между собой, то есть от химического строения молекулы. |

До А.М. Бутлерова не могли объяснить, почему вещества, имеющие одинаковый состав, обладают различными свойствами.

Так, состав этилового спирта и диметилового эфира выражается одной эмпирической формулой  $C_2H_6O$ , но свойства их различны:

Этиловый спирт – жидкость, температура кипения  $78,3^\circ C$ , а диметиловый эфир – газ, сжижающийся при температуре  $23,6^\circ C$ .



**Изомеры** – это вещества, имеющие одинаковый качественный и количественный состав, но разное химическое строение, а потому и разные физические и химические свойства (этиловый спирт и диметиловый эфир – изомеры).

**3** | Атомы или группы атомов, образовавшие молекулу, взаимно влияют друг на друга, от чего зависит реакционная способность молекулы. |

### 3) Значение теории химического строения А.М. Бутлерова

Теория химического строения А.М. Бутлерова имеет большое значение в развитии органической химии. По значимости ее можно сопоставить с периодической системой химических элементов Д.И. Менделеева.

Разработанная им теория не только объяснила строение молекул, но и дала возможность теоретически предвидеть существование неизвестных и новых веществ, найти пути их синтеза. Прошло более 140 лет с тех пор, как была создана теория химического строения органических веществ А.М. Бутлерова, но и теперь химики всех стран используют ее в своих работах.

## ТЕМА 3.1 ПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

План: 3.1.1. Алканы  
3.1.2. Циклоалканы

### 3.1.1 АЛКАНЫ

**Предельными углеводородами или алканами** называются соединения, состав которых выражается общей формулой  $C_nH_{2n+2}$  ( $n$  – число атомов углерода), а все атомы углерода находятся в состоянии  $sp^3$ -гибризации. Их называют также насыщенными углеводородами или парафинами.

Простейший представитель – метан  $CH_4$ . Гомологи метана: этан  $C_2H_6$ , пропан  $C_3H_8$ , бутан  $C_4H_{10}$ , пентан  $C_5H_{12}$  и т.д.

Соединения, сходные по химическим свойствам, состав которых отличается друг от друга на одну или несколько групп  $CH_2$ , называются **гомологами**. Гомологи, расположенные в порядке возрастания их относительной молекулярной массы, образуют гомологический ряд. Группа  $CH_2$  называется **гомологической разностью**.

При отрыве атома водорода от молекулы алкана образуются одновалентные частицы, называемые **углеводородными радикалами** (сокращенно обозначаются буквой R). Названия одновалентных радикалов производятся от названий соответствующих углеводородов с заменой окончания **-ан** на **-ил**. Вот соответствующие примеры:

Углеводороды		Одновалентные радикалы		
1	Метан	CH <sub>4</sub>	Метил	CH <sub>3</sub> -
2	Этан	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	Этил	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> -
3	Пропан	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	Пропил	C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> -
4	Бутан	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	Бутил	C <sub>4</sub> H <sub>9</sub> -
5	Пентан	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	Пентил (амил)	C <sub>5</sub> H <sub>11</sub> -
6	Гексан	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	Гексил	C <sub>6</sub> H <sub>13</sub> -
7	Гептан	C <sub>7</sub> H <sub>16</sub>	Гептил	C <sub>7</sub> H <sub>15</sub> -
8	Октан	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	Октил	C <sub>8</sub> H <sub>17</sub> -
9	Нонан	C <sub>9</sub> H <sub>20</sub>	Нонил	C <sub>9</sub> H <sub>19</sub> -
10	Декан	C <sub>10</sub> H <sub>22</sub>	Децил	C <sub>10</sub> H <sub>21</sub> -

Электронная формула метана



Связи C-H – ковалентные слабополярные. Для предельных углеводородов характерно тетраэдрическое строение (рисунок 4), sp<sup>3</sup>-гибридизация, валентный угол 109° 28', длина связи C-C 0,154 нм. Все связи в молекулах алканов простые (одинарные), это σ-связи.

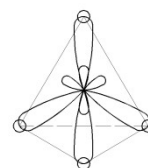
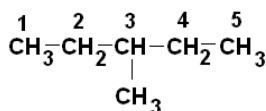
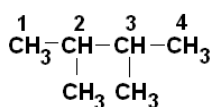


Схема строения молекулы метана



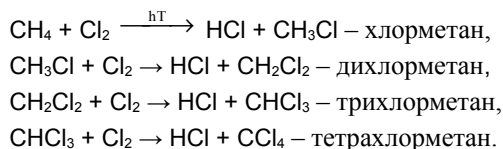
3-метилпентан



2, 3 - диметилбутан

### Химические свойства

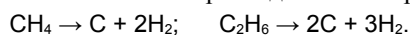
1 **Галогенирование.** На свету при обычной температуре хлор и бром постепенно (по стадиям) вытесняют из молекул алканов водород, образуя галогенопроизводные.



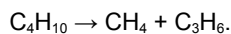
2 **Горение.** Метан горит на воздухе синим пламенем:



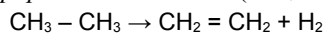
3 При  $t > 1000^\circ \text{C}$  алканы распадаются на простые вещества:



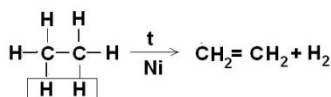
В присутствии катализаторов при высоких температурах происходит крекинг (разрыв связи C-C) углеводородов:



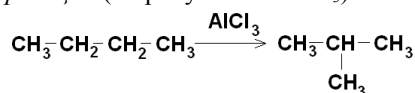
4 **Дегидрированием** алканов (отщепление водорода) получают алкены:



этан                      этилен



5 **Изомеризация** (в присутствии AlCl<sub>3</sub>):

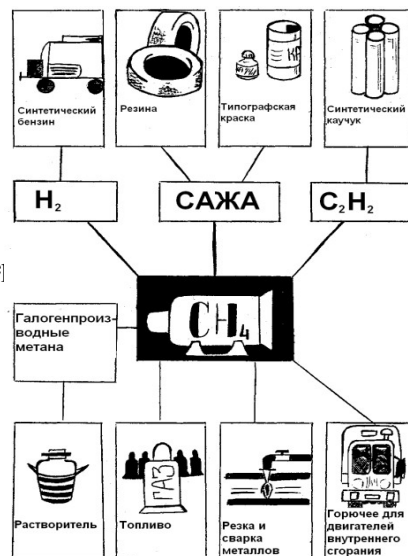


н-бутан

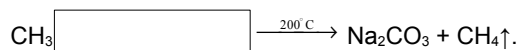
изобутан (2-метилпропан)

6 **Окисление** (окислители: кислород воздуха, KMnO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>). температурах с разрывом углеродной цепи и образованием кислородосодержащих соединений: спиртов, альдегидов, эфиров, кетонов и кислот.

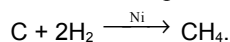
### Получение



В лабораторных условиях метан получают при нагревании смеси ацетата натрия с гидроксидом натрия:



Метан может быть получен из простых веществ при нагревании в присутствии катализатора:

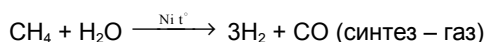


Гомологи метана, как и метан, в лабораторных условиях получают прокаливанием солей соответствующих органических кислот с щелочами. Другой способ – *реакции Вюрца*, т.е. нагревание моногалогенопроизводных с металлическим натрием, например:



*Область применения*

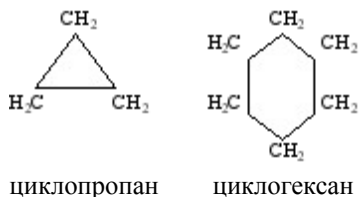
Метан широко используется в качестве топлива, из него получают водород, ацетилен, сажу.



Он служит исходным сырьем для получения формальдегида, метанола и др. Его хлорпроизводные используются в холодильных установках, в медицине, как растворители.

### 3.1.2 ЦИКЛОАЛКАНЫ

*Циклоалканы (циклопарафины, нафтены)* – это предельные углеводороды с замкнутой (циклической) цепью.



Общая формула –  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ . Циклоалканы были выделены из бакинской нефти и подробно изучены В.В. Марковниковым. По химическим свойствам они близки к алканам.

## ТЕМА 3.2 НЕПРЕДЕЛЬНЫЕ И АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

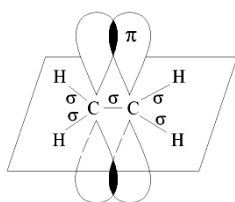
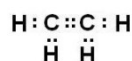
План:	3.2.1. Алкены (этиленовые углеводороды)
	3.2.2. Алкадиены
	3.2.3. Алкины (ацетиленовые углеводороды)
	3.2.4. Ароматические углеводороды (арены)
	3.2.5. Природные источники углеводородов

### 3.2.1 АЛКЕНЫ (ЭТИЛЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ)

**Этиленовые углеводороды (алкены)** относятся к непредельным (ненасыщенным) углеводородам с одной двойной связью в молекуле. Общая формула  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ . Простейший представитель – этен (этилен),  $\text{C}_5\text{H}_{10}$  – пентен (амилен) и т.д.

Электронная формула этилена:

Структурная формула:



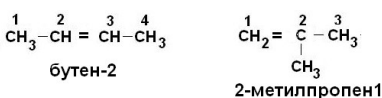
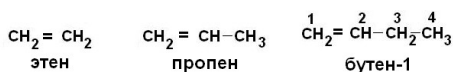
Атомы углерода в молекуле этилена находятся в  $sp^2$ -гибридизации. Молекула имеет плоскостное строение, валентные углы  $120^\circ$ . 3 гибридных электронных облака каждого атома углерода образуют простые (одинарные)  $\sigma$ -связи: С-Н и С-С. Четвертые электронные облака негибридизованы и при боковом перекрытии образуют  $\pi$ -связь (рисунок 5).

Длина связи С=С становится равной 0,134 нм.

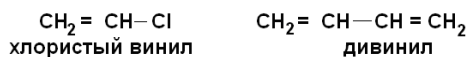
Рисунок 5 Химические связи в молекуле этилена

Названия этиленовых углеводородов производят от названий предельных углеводородов, заменяя суффикс -ан на -ен (ен – двойная связь) с указанием номера атома углерода, после которого расположена двойная связь (главную цепь нумеруют от конца, к которому ближе расположена двойная связь).

Например:



Непредельные углеводороды ряда этилена, содержащие одну двойную связь, называются *олефинами*. Радикал этилена  $\text{CH}_2 = \text{CH}-$ , называемый *винилом*, является составной частью ряда молекул. Например:

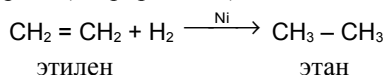


### Химические свойства

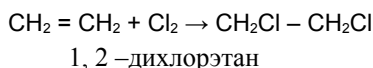
Реакции в алкенах обычно протекают по месту двойной связи С=С, чаще всего это реакции присоединения.

1) Реакции присоединения:

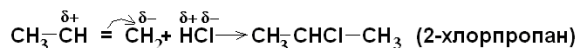
а) водорода (гидрирование):



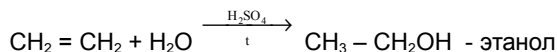
б) галогенов:



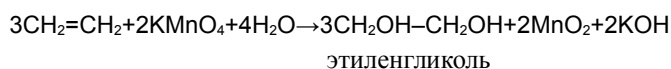
в) галогеноводородов. Осуществляется согласно правилу В.В. Марковникова: галоген присоединяется к наименее, а водород – к наиболее гидрированному атому углерода.



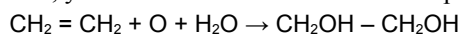
г) воды (гидратация). Суммарное уравнение:



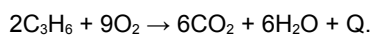
2) Окисление. При пропускании этилена через водный раствор перманганата калия  $\text{KMnO}_4$  фиолетовая окраска раствора исчезает (качественная реакция на непредельные соединения).



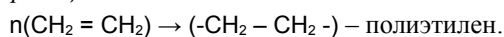
или, условно обозначая окислитель через «О»:



3) Горение:



4) Полимеризация:

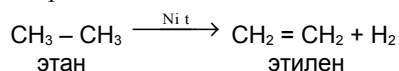




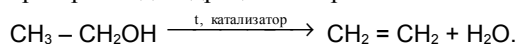
### Получение

В промышленности этилен и его гомологи получают из газов крекинга нефти путем дегидрирования соответствующих предельных углеводородов.

Например:

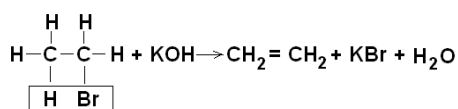


В лаборатории – дегидрацией спиртов:

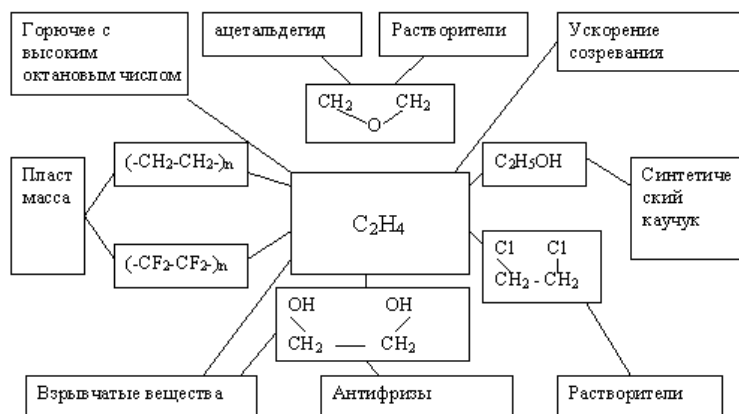


В качестве катализатора используют различные кислоты (серную, фосфорную), оксид фосфора  $\text{P}_2\text{O}_5$ , оксид алюминия.

Олефины получают также при нагревании галогенопроизводных с концентрированным спиртовым раствором щелочи:

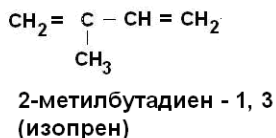
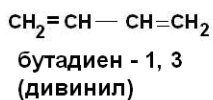


В больших количествах алкены используются для получения полимеров, растворителей (спиртов, дихлорэтана), антифризов и других веществ.



### 3.2.2 АЛКАДИЕНЫ

Алкадиены (диеновые углеводороды) – это углеводороды, имеющие две двойные связи.



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

По химическим свойствам алкадиены аналогичны непредельным углеводородам.

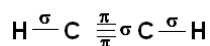
Бутадиен и изопрен легко полимеризуются, образуя каучуки.

**Каучук** – эластичный материал. Прочность, износостойкость, стойкость к изменению температуры, к действию растворителей и химических реагентов достигается **вулканизацией** – нагреванием с серой и наполнителями (сажа и др.). Так получают резину.

Различные виды СК имеют широкое применение: в машиностроении, электротехнике, обувной промышленности, в производстве резинотехнических изделий, клеев, эбонита, медицинских и бытовых изделий.

### 3.2.3 АЛКИНЫ (АЦЕТИЛЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ)

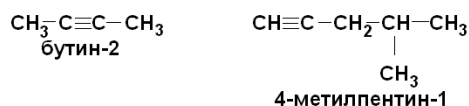
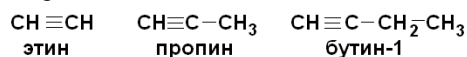
Ацетилен (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>) – первый член гомологического ряда алкинов – бесцветный газ, легче воздуха, мало растворим в воде. Его углеродные атомы, связанные тройной связью, находятся в состоянии sp-гибридизации. Молекула ацетилена имеет линейное строение, а атомы углерода в ней соединены σ-связью и двумя π-связями.



**Гомологический ряд ацетилена** выражается формулой C<sub>n</sub>H<sub>2n-2</sub>. Гомологи рассматривают как производные ацетилена и называются метилацетилен (C<sub>3</sub>H<sub>4</sub>), этилацетилен (C<sub>4</sub>H<sub>6</sub>) и т.д.

Названия ацетиленовых углеводородов производят от названий предельных углеводородов, заменяя суффикс –ан на –ин. Главную цепь нумеруют с того конца, к которому ближе расположена тройная связь.

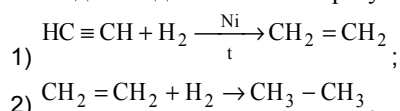
Например:



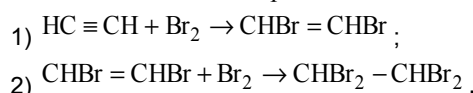
По химическим свойствам ацетилен во многом аналогичен этилену. Для него характерны реакции присоединения, окисления и полимеризации. **Реакции присоединения** протекают в две стадии.

1

**Присоединение водорода** происходит при нагревании в присутствии никелевого катализатора. Реакция протекает в две стадии: сначала образуется – этилен, затем – этан:

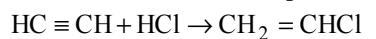


2 **Присоединение галогенов** протекает очень легко (также в две стадии):



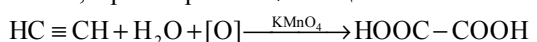
Бромная вода при этом обесцвечивается. Обесцвечивание бромной воды служит качественной реакцией на ацетилен, как и на все непредельные углеводороды.

3 **Присоединение галогеноводородов.** Важное значение имеет реакция присоединения хлороводорода:



Получаемый продукт – хлористый винил (или винилхлорид) – подобно этилену легко полимеризуется, а потому широко применяется в производстве поливинилхлоридных смол.

**Ацетилен очень чувствителен к окислителям.** При пропускании через раствор перманганата калия он легко окисляется, а раствор KMnO<sub>4</sub> обесцвечивается:

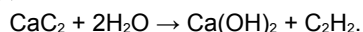


Обесцвечивание перманганата калия может быть использовано как качественная реакция на тройную связь.

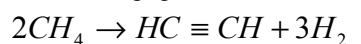
Ацетилен горит на воздухе сильно коптящим пламенем, а в кислороде ослепительно белым с выделением большого количества тепла. При сгорании ацетилена в смеси с кислородом температура достигает 3500о С. Смеси ацетилена с воздухом и кислородом весьма взрывоопасны.

### Получение

В промышленности и в лаборатории ацетилен получают из карбида кальция при взаимодействии последнего с водой:

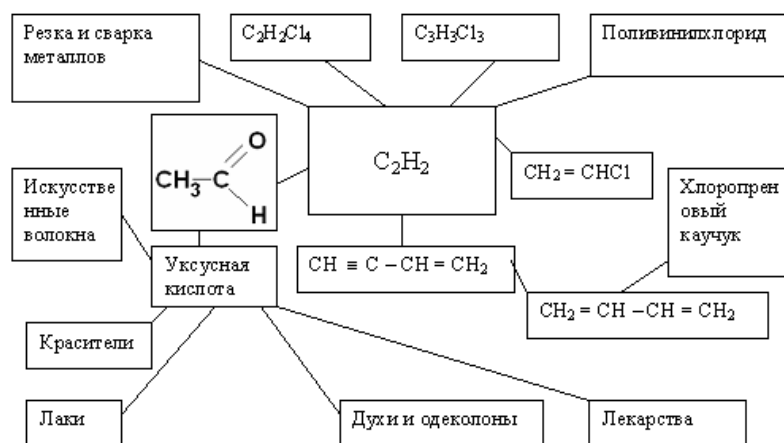


Другой способ – дегидрирование метана:



### Применение

Ацетилен используют в качестве исходного сырья для многих промышленных химических синтезов. Из него получают уксусную кислоту, синтетический каучук, поливинилхлоридные смолы. Продукт присоединения хлора к ацетилену-тетрахлорэтан CHCl<sub>2</sub> – CHCl<sub>2</sub> – служит хорошим растворителем жиров и многих органических веществ и, что очень важно, безопасен в пожарном отношении. Ацетилен используют для автогенной сварки металлов.



### 3.2.4 АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АРЕНЫ)

**Ароматическими** называются соединения, в молекуле которых имеется циклическая группа атомов с особым характером связи – бензольное ядро. Общая формула  $C_nH_{2n-6}$ . Простейший представитель – бензол  $C_6H_6$ .

Структурная формула:



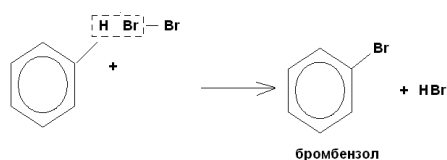
или формула Кекуле (истинного строения не отражает)

Атомы углерода находятся в  $sp^2$ -гибридизации, валентные углы –  $120^\circ$ , длина связей C-C равна  $0,14$  нм, молекула плоская. 3 гибридных электронных облака каждого атома углерода образуют  $\sigma$ -связи: C-C и C-H. Облака четвертых p-электронов не гибридизованы и, перекрываясь друг с другом над и под плоскостью  $\sigma$ -связей, образуют единую  $\pi$ -электронную систему из 6 p-электронов.

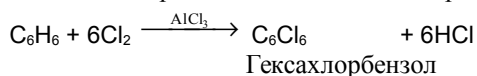
Бензол – токсичная, горючая, нерастворимая в воде жидкость. Строение молекулы бензола определяет его свойства.

**Реакции замещения** напоминают свойства алканов, но протекают легче:

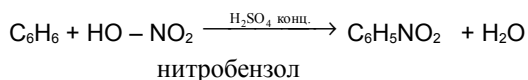
а) галогенирование:



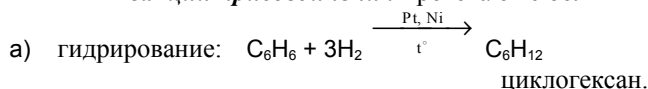
При другом катализаторе можно все атомы водорода заместить на галоген:



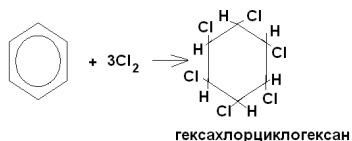
б) нитрование:



**Реакции присоединения** протекают с большим трудом:

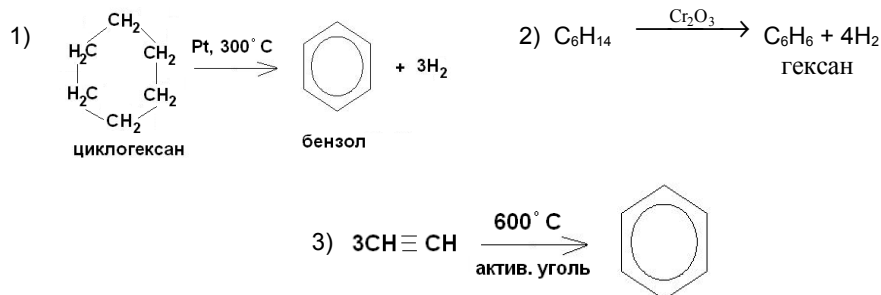


б) галогенирование при ультрафиолетовом облучении:

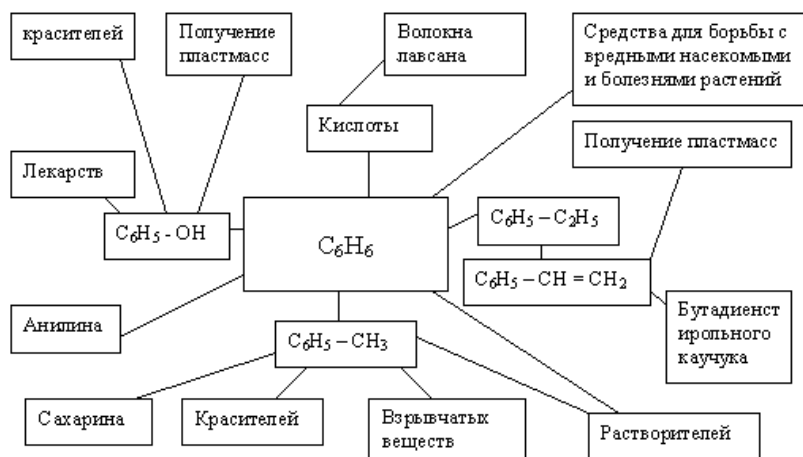


Бензол не присоединяет галогеноводороды и воду. Он очень устойчив к окислителям (не обесцвечивает бромную воду и раствор  $KMnO_4$ ).

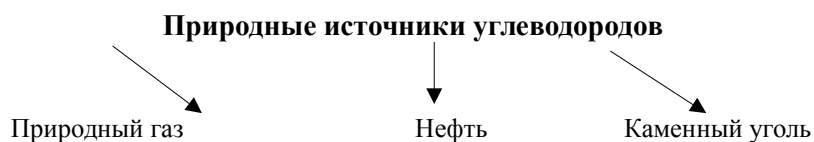
Бензол получают из нефти и каменноугольной смолы. Его можно получать из ацетилена, алканов, циклоалканов (дегидрирование):



Бензол – ценный растворитель и важное сырье для получения лекарственных веществ, пластмасс, красителей, ядохимикатов, используется в качестве добавки к моторному топливу.



### 3.2.5 ПРИРОДНЫЕ ИСТОЧНИКИ УГЛЕВОДОРОДОВ



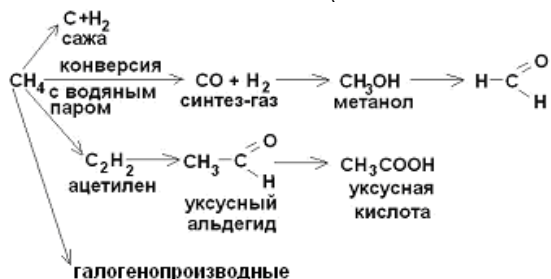
#### 1 Природный газ

Наша страна по запасам природного газа занимает первое место в мире (в Российской Федерации открыто около 200 месторождений природного газа).

Преимущества природного газа как топлива:

- высокая теплотворная способность (при сжигании 1 м<sup>3</sup> природного газа выделяется до 54400 кДж);
- дешевизна;
- экологическая чистота;
- легкая транспортировка по газопроводам.

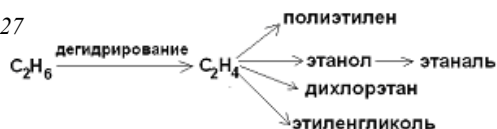
Это один из лучших видов топлива для бытовых и промышленных нужд (автомобили, металлургические,



и различен:

ды, благородных газов).

ырьем для химической промышленности.





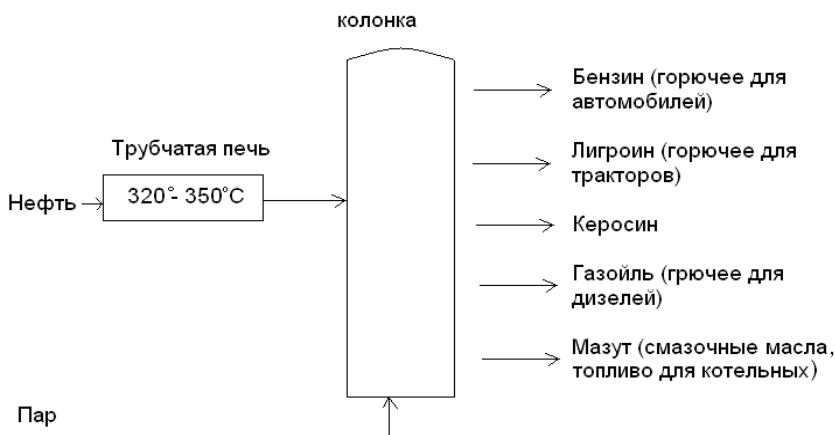
## 2 Нефть, ее состав, основные способы переработки

Нефть – маслянистая жидкость темного цвета с характерным запахом. Она легче воды, в воде практически нерастворима.

По составу нефть – сложная смесь углеводородов (парафинов, циклопарафинов, ароматических углеводородов) с примесью соединений серы, азота, кислорода.

Первичная переработка нефти заключается в ее перегонке на ректификационных колонках.

Схема трубчатой установки для перегонки нефти



Нагретая до 320-350° С нефть поступает в ректификационную колонку, где проходит через несколько десятков «тарелок» - перегородок с отверстиями. Пары нефти при своем движении вверх охлаждаются и сжижаются на тех или иных тарелках в зависимости от температур кипения.

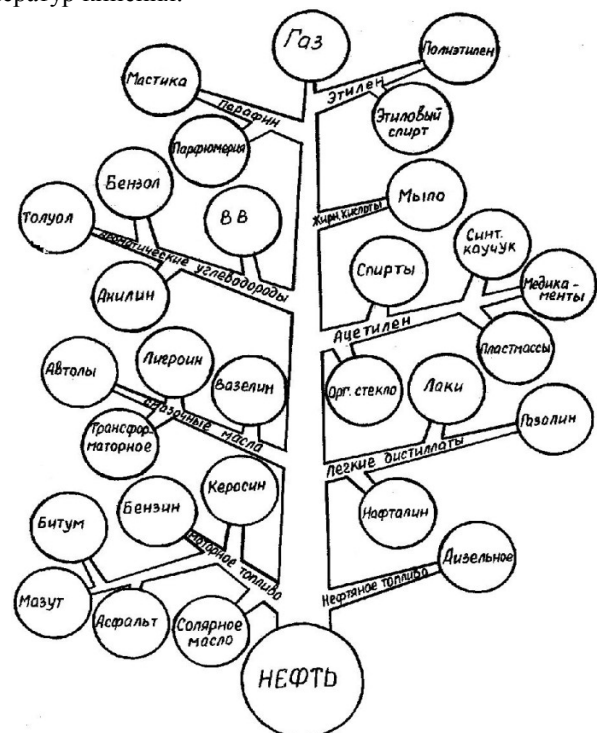
Образующиеся фракции (керосиновая, лигроиновая и т.д.) выводятся из колонки и подвергаются очистке от примесей.

С целью повышения выхода бензина проводят вторичную переработку нефти (крекинг). Исходным сырьем является мазут. При этом молекулы углеводородов с большим числом атомов углерода расщепляются на молекулы с меньшим числом атомов как предельных, так и непредельных углеводородов.



Различают термический крекинг и каталитический. Термический проводят при 450-550° С и давление 5-7 МПа. Каталитический – при 450° С при атмосферном давлении в присутствии катализаторов-алюмосиликатов. Крекинг позволяет увеличить выход бензина до 80%.

Важным каталитическим процессом является ароматизация углеводородов, т.е. превращение парафинов и циклопарафинов в ароматические углеводороды.



Эти процессы протекают при нагревании нефтепродуктов в присутствии платины. Ароматизация бензинов (риформинг) повышает их октановое число.

### 3 Переработка каменного угля (коксохимическое производство)

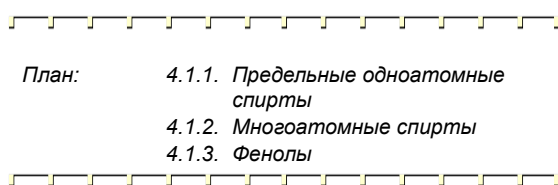
Уголь, также как и природный газ и нефть, является источником энергии и ценным химическим сырьем.

Основной метод переработки каменного угля – **коксование** (сухая перегонка). При коксовании (нагревании до 1000-1200° без доступа воздуха) получают различные продукты:

- кокс* – используется при выплавке чугуна;
- коксовый газ* – (60% H<sub>2</sub>, 25% CH<sub>4</sub>, 5% CO, 4% N<sub>2</sub>, 2% N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, 2% C<sub>2</sub>H<sub>4</sub> и др.) – используется для обогрева коксовых печей, а также для получения водорода для синтеза аммиака → азотные удобрения;
- каменноугольная смола* – для получения фенола. Пек – густая черная масса, оставшаяся после перегонки смолы, используется для приготовления электродов и кровельного толя;
- аммиачная вода* – используется для получения азотных удобрений.

## РАЗДЕЛ 4. КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

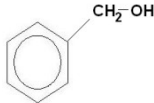
### ТЕМА 4.1 СПИРТЫ



**Спирты** – это сложные органические вещества, в которых одна или несколько групп –ОН соединены с углеводородным радикалом.

#### Классификация спиртов

По типу углеводородного радикала		По числу гидроксильных групп		По типу атома углерода, связанного с группой –ОН	
предельные	$\text{CH}_3 - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \text{CH}_3$ пропанол-2 (изопропиловый спирт)	одноатомные	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ пропанол-1 (Н-пропиловый спирт)	первичные	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ бутанол-1 (Н-бутиловый спирт)
	непредельные		$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{OH}$ пропен-2-ол-1 (аллиловый спирт)		двух-атомные

	$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH}$ пропин-2-ол-1 (пропаргиловый спирт)	трех-томные	$\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2 \\   \quad   \quad   \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$ пропантриол – 1, 2, 3 (глицерин)	вторичные	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\   \\ \text{OH} \end{array}$ бутанол-2 (вторичный бутиловый спирт)
ароматические	 фенолметанол (бензиловый спирт)	многоатомные	$\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}-\text{CH}-\text{CH}-\text{CH}_2 \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$ гексаол (сорбит)	третичные	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{OH} \end{array}$ 2-метилпропанол-2 (третичный бутиловый спирт)

#### 4.1.1 ПРЕДЕЛЬНЫЕ ОДНОАТОМНЫЕ СПИРТЫ

**Предельными одноатомными спиртами** называются производные предельных углеводородов, содержащие одну гидроксильную группу –ОН (функциональная группа). Общая их формула  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$ .

Гомологический ряд спиртов:

$\text{CH}_3\text{OH}$  – метиловый спирт (метанол);

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  – этиловый спирт (этанол);

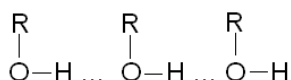
$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$  – пропиловый спирт (пропанол);

$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_3$  – пропанол-2 и т.д.

##### Физические свойства

Низшие спирты – жидкости, высшие ( $> \text{C}_{12}$ ) – твердые вещества. Все спирты легче воды. Растворимость спиртов в воде уменьшается с ростом молекулярной массы.

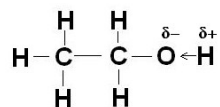
Хорошая растворимость некоторых спиртов в воде и жидкое состояние уже первых членов гомологического ряда спиртов объясняется образованием водородных связей между молекулами спирта и воды.



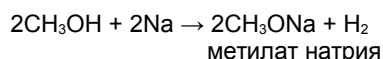
Водородные связи – непрочные и при испарении спиртов легко разрываются.

##### Химические свойства

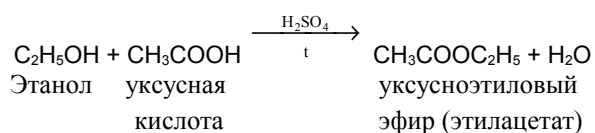
Все связи в молекулах спиртов – ковалентные полярные (связь С-С – ковалентная неполярная), это  $\sigma$ -связи.



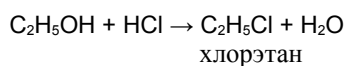
Атом водорода гидроксильной группы очень подвижен, благодаря смещению электронной плотности связи О-Н к кислороду, как более электро-отрицательному элементу, и может замещаться на металл (кислотные свойства). Эта способность атома водорода к замещению очень слабая; спирты более слабые кислоты, чем вода, они реагируют только со щелочными металлами, образуя алкоголяты:



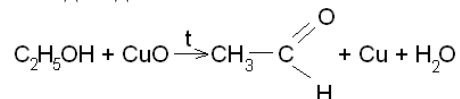
Спирты реагируют с кислотами, как органическими, так и минеральными, образуя эфиры (основные свойства):



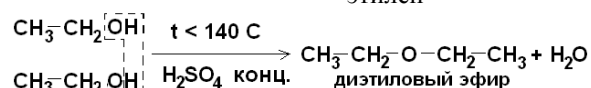
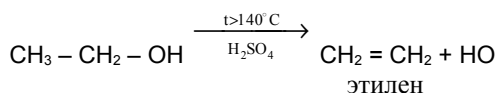
Одноатомные спирты не обладают ярко выраженными ни щелочными, ни кислотными свойствами. Водные растворы спиртов на индикаторы не действуют. Функциональная группа спиртов может замещаться на галоген при взаимодействии с галогеноводородами:



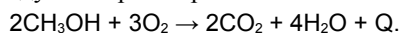
Спирты окисляются различными окислителями (кислород воздуха, хромовая смесь,  $\text{KMnO}_4$  и др.), при этом образуются альдегиды:



При нагревании с  $\text{H}_2\text{SO}_4$  конц. происходит дегидратация (отщепление воды) спиртов. В зависимости от условий она бывает внутри- и межмолекулярной:



На воздухе спирты горят:

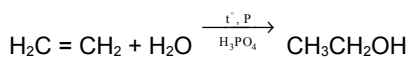


### Применение

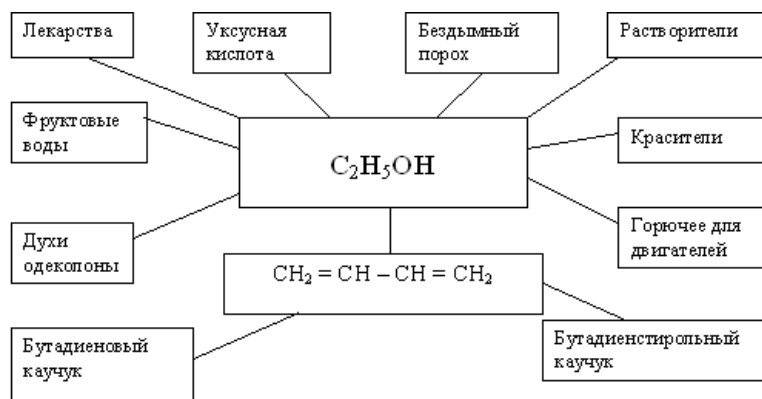
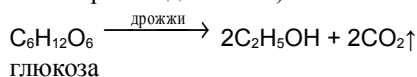
Спирты – хорошие растворители. Они широко применяются в медицине, пищевой и лакокрасочной промышленности, для синтеза многих веществ (уксусная кислота, синтетические каучуки, душистые вещества, моющие средства и др.). Этанол в смеси с бензином может использоваться в качестве горючего для двигателей внутреннего сгорания.

### Получение

1) гидратацией этилена

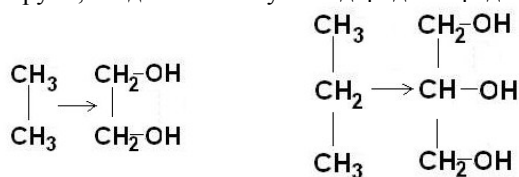


2) сбраживанием сахаристых веществ (при производстве вин)



## 4.1.2 МНОГОАТОМНЫЕ СПИРТЫ

**Многоатомные спирты** – органические соединения, в молекулах которых содержится несколько гидроксильных групп, соединенных с углеводородным радикалом.



этиленгликоль

глицерин

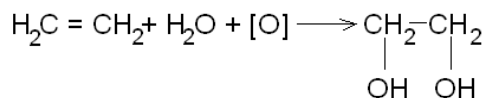


(1, 2 – этандиол)

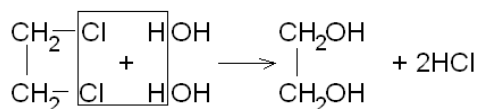
(1, 2, 3 – пропантриол)

### Получение

- 1) из непредельных углеводородов (окисление этилена раствором  $\text{KMnO}_4$ ):



- 2) из галогенопроизводных соответствующих углеводородов:



- 3) в процессе крекинга мазута.

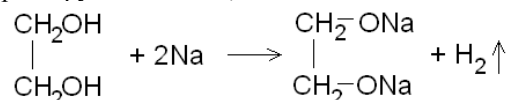
### Физические свойства

Этиленгликоль и глицерин – бесцветные сиропообразные жидкости сладковатого вкуса. Они хорошо растворяются в воде и этаноле. Температура кипения этиленгликоля –  $197,6^\circ \text{C}$ , глицерина –  $290^\circ \text{C}$ .

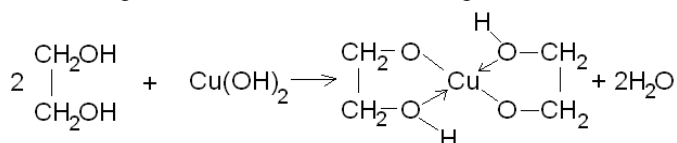
### Химические свойства

Химические свойства многоатомных спиртов во многом сходны с химическими свойствами одноатомных спиртов.

Они реагируют с мет. Na, с HCl:

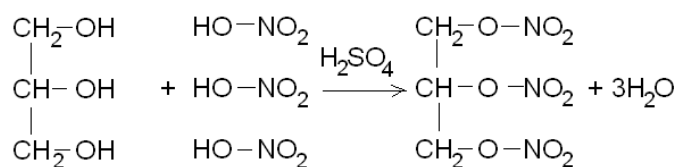


Качественная реакция на многоатомные спирты:



Это показывает, что многоатомные спирты обладают слабыми кислотными свойствами. Накопление OH- придает большую подвижность атомам водорода по сравнению с одноатомными спиртами. Это результат взаимного влияния OH- групп друг на друга.

Большое значение имеет реакция взаимодействия глицерина с азотной кислотой:



нитроглицерин  
(взрывчатое вещество)

### Применение

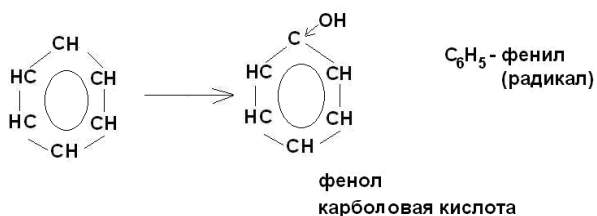
**Этиленгликоль** применяют для приготовления антифризов – незамерзающих жидкостей в радиаторах машин зимой ( $66\% -t_{\text{зам.}}=-60^\circ \text{C}$ ,  $52,6\% - -40^\circ \text{C}$ ). Для синтеза лавсана (синтетическое волокно), взрывчатых веществ.

**Глицерин** применяется для производства нитроглицерина и антифризов, в парфюмерии, медицине (смягчает кожу), в кожевенной промышленности.

В медицине 1% раствор нитроглицерина в спирте применяется как расширяющее кровеносные сосуды средство.

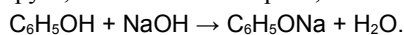
## 4.1.3 ФЕНОЛЫ

**Фенолы** – производные ароматических углеводородов, в молекулах которых гидроксильные группы связаны с бензольным ядром.



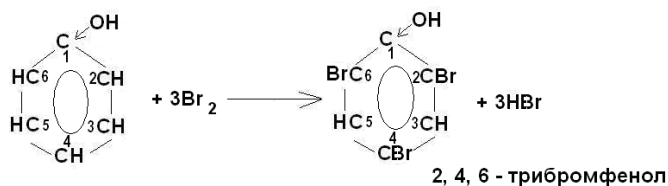
### Химические свойства

$C_6H_5$  – обладает свойством оттягивать к себе электроны атома кислорода от гидроксильной группы, поэтому связь О-Н становится более полярной, и атомы водорода более подвижными. Поэтому фенол реагирует, в отличие от спиртов, с NaOH, обладает слабыми кислотными свойствами.



В свою очередь OH<sup>-</sup> придает атомам водорода большую подвижность в наложении 2, 4, 6.

Это один из примеров, подтверждающий правильность теории Бутлерова о взаимном влиянии атомов в молекуле.



**Качественная реакция:** фенол + FeCl<sub>3</sub> → фиолетовое окрашивание.

### Физические свойства

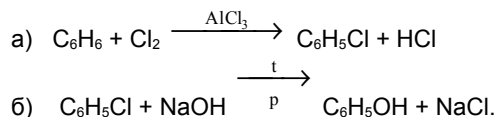
Фенол – бесцветное, кристаллическое вещество с характерным запахом. При температуре 70° растворяется в воде в любых отношениях.

Фенол ядовит!

### Получение

Получают из каменноугольной смолы (продукт пиролиза каменного угля).

*Синтетический способ:*



### Применение

Применяется фенол для производства фенолформальдегидных смол, взрывчатых веществ, красителей.

Раствор фенола в воде – дезинфицирующее средство.

Фенол и его производные очень ядовиты, поэтому при их производстве применяется соответствующее оборудование, препятствующее проникновению ядовитых веществ в окружающую среду.

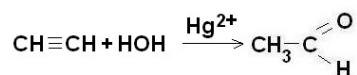
## ТЕМА 4.2 АЛЬДЕГИДЫ

План:	4.3.1. Альдегиды. Их строение и свойства
	4.3.2. Кетоны

### 4.2.1 АЛЬДЕГИДЫ. ИХ СТРОЕНИЕ И СВОЙСТВА

**Альдегиды** – это органические соединения, содержащие функциональную группу  $-C(=O)H$ , связанную с углеводородным радикалом.





Формальдегид применяется в производстве фенолформальдегидных смол, красителей, СК, лекарственных, взрывчатых веществ и др., а также в медицине, биологии, сельском хозяйстве. Ацетальдегид применяется главным образом для получения уксусной кислоты.

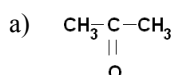
#### 4.2.2 КЕТОНЫ

**Кетоны** – органические соединения, молекулы которых содержат карбонильную группу  $\text{C}=\text{O}$ , с двумя углеводородными радикалами.

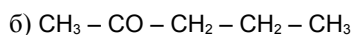
Общая формула:

$$\text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{||}}{\text{C}}}-\text{R}'$$

R и R' – углеводородные радикалы.



диметилкетон



метилпропилкетон (пентанон-2)

**Ацетон** (диметилкетон, пропанон) – бесцветная горючая жидкость с характерным запахом, температура кипения 56,2° С. Наиболее широко используемый органический растворитель, хорошо растворяет жиры, смолы и другие органические вещества.

### ТЕМА 4.3 КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ. СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ. ЖИРЫ

<i>План:</i>	4.3.1. Классификация карбоновых кислот. Предельные карбоновые кислоты. Их строение, свойства и применение
	4.3.2. Сложные эфиры
	4.3.3. Жиры

#### 4.3.1 КЛАССИФИКАЦИЯ КАРБОНОВЫХ КИСЛОТ. ПРЕДЕЛЬНЫЕ КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ. ИХ СТРОЕНИЕ, СВОЙСТВА И ПРИМЕНЕНИЕ

**Карбоновые кислоты** – это органические соединения, в которых одна или несколько карбоксильных групп –COOH соединены с углеводородным радикалом.

*Схема классификации карбоновых кислот*



### Предельные одноосновные карбоновые кислоты, их строение, свойства и применение

**Предельные одноосновные карбоновые кислоты** – это органические соединения, содержащие одну карбоксильную группу (карбоксил), связанную с радикалом, являющимся производным предельного углеводорода.

Общая их формула:  $\text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{array}$  или  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$ .

Гомологический ряд имеет вид:

$\text{H}-\text{COOH}$  – муравьиная (метановая) кислота,

$\text{CH}_3-\text{COOH}$  – уксусная (этановая) кислота и т.д.

Электронное строение:  $\text{R}:\text{C} \begin{array}{l} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ // \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:H} \end{array}$ ,  $\text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \delta^+ \\ // \\ \delta^- \\ \text{O} \leftarrow \text{H} \end{array}$

Атом углерода карбоксильной группы находится в состоянии  $sp^2$ -гибридизации, валентные углы равны  $120^\circ$  (молекула имеет плоскостное строение).  $\pi$ -связь –  $\text{C}=\text{O}$  сильно поляризована. Углерод приобретает частичный положительный заряд. Компенсируя смещенную электронную плотность, он оттягивает к себе электроны от кислорода ОН-группы, что усиливает поляризацию связи О-Н и подвижность атома водорода.

### Физические свойства

Муравьиная кислота  $\text{HCOOH}$  – бесцветная жидкость с резким запахом, кипит при температуре  $101^\circ \text{C}$ . Растворяется в воде в любых количествах. Вызывает ожоги на коже. Содержится в выделениях желез муравьев, в листьях крапивы.

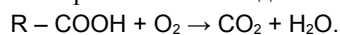
Уксусная кислота  $\text{CH}_3\text{COOH}$  – бесцветная жидкость с резким запахом. При температуре ниже  $+16,6^\circ \text{C}$  затвердевает в виде кристаллов, похожих на лед, поэтому получила название ледяной уксусной кислоты.

3-9%-ный водный раствор уксусной кислоты – уксус.

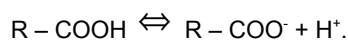
70-80%-ная уксусная кислота – уксусная эссенция.

### Химические свойства

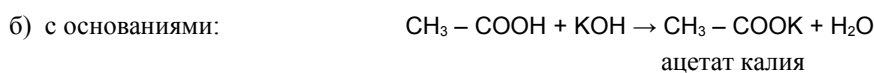
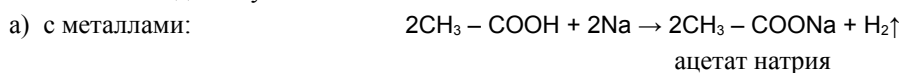
Как и все органические соединения, карбоновые кислоты горят:



Высокая подвижность водорода карбоксила обуславливает кислотные свойства карбоновых кислот: они выше, чем у спиртов и фенолов. Все кислоты, за исключением муравьиной, – слабые электролиты:



Кислоты взаимодействуют:



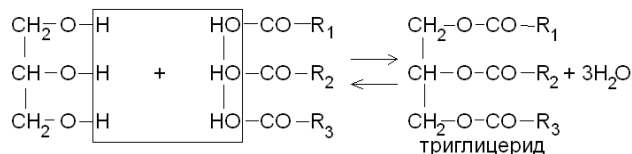


карбоновых кислот и высших спиртов называются **восками**. Пчелиный воск состоит на 70% из сложных эфиров. В промышленности воски используют как компоненты масел, кремов, полировочных паст, свечей, мыла. В пищевой промышленности синтетические и природные воски используются в качестве глазирователей (E901-903, 908-910).

### 4.3.3 ЖИРЫ

**Жиры** – сложные эфиры глицерина и высших карбоновых кислот. Общее их название – триглицериды. Это природные соединения. Они входят в состав растительных и животных организмов, составляют важную часть пищи человека.

В состав молекул триглицеридов могут входить остатки разных карбоновых кислот:



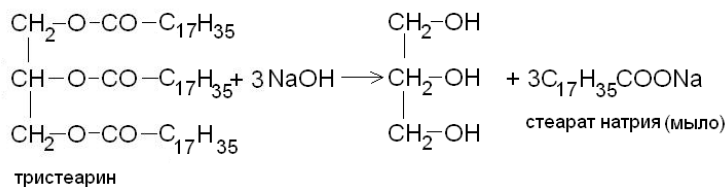
#### Жиры

*животные  
твердые  
(кроме рыбьего жира)*  
образованы преимущественно высшими предельными карбоновыми кислотами (например: пальмитиновой и стеариновой)

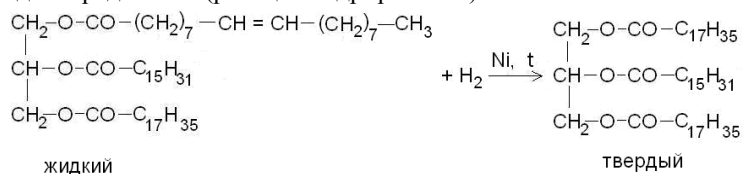
*растительные  
жидкие  
(кроме кокосового масла)*  
образованы преимущественно высшими непредельными карбоновыми кислотами (например: олеиновой)

Все жиры легче воды, в ней нерастворимы. Хорошо растворяются в бензине, эфире и других растворителях.

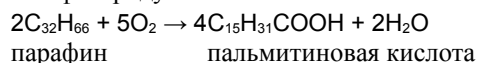
Основное свойство жиров – гидролиз (омыление). Особенно легко гидролиз протекает в щелочной среде, при этом образуются соли высших карбоновых кислот, входящих в состав мыла.



Другой способ – переработка жидких жиров в твердые (производство маргарина). Процесс идет под давлением в присутствии никелевого катализатора. Водород присоединяется по месту разрыва двойных связей в углеводородных радикалах (реакция гидрирования):



Производство мыла и синтетических моющих средств (СМС) требует больших количеств сырья, поэтому поставлена задача получения их из непищевых продуктов. Так, карбоновые кислоты получают каталитическим окислением нефтепродуктов.



Нейтрализацией этих кислот получают соли, которые идут на производство мыла. СМС получают из солей сложных эфиров высших спиртов и серной кислоты – алкилсульфатов.



#### Моющие средства

Виды	Получение	Свойства
------	-----------	----------

<p>1 Мыло (твердое) – натриевые соли высших карбоновых кислот</p>	<p>Натриевые соли (мыло) получают при действии щелочи:  <math>C_{17}H_{35}COOH + NaOH \rightarrow C_{17}H_{35}COONa + H_2O</math>          стеарат натрия</p> <p><math>2C_{17}H_{35}COOH + Na_2CO_3 \rightarrow 2C_{17}H_{35}COONa + H_2O + CO_2 \uparrow</math></p>	<p>Натриевые соли карбоновых кислот, образованные сильными основаниями и слабыми кислотами, подвергаются гидролизу:</p> $C_{17}H_{35}COO^- + Na^+ + H_2O \rightleftharpoons C_{17}H_{35}COOH + Na^+ + OH^-$ <p>Образовавшаяся щелочь эмульгирует, частично разлагает жиры и освобождает прилипшую к ним грязь. Карбоновые кислоты с водой образуют пену, которая захватывает частицы грязи. Если вода жесткая, то мыло не пенится, так как образуются нерастворимые соли:  <math>2C_{17}H_{35}COONa + Ca(HCO_3)_2 \rightarrow (C_{17}H_{35}COO)_2Ca \downarrow + 2NaHCO_3</math>          стеарат кальция</p>
<p>2 Жидкое мыло – калиевые соли высших карбоновых кислот</p>	<p><math>C_{17}H_{35}COOH + KOH \xrightarrow{t} C_{17}H_{35}COOK + H_2O</math></p> <p><math>2C_{17}H_{35}COOH + K_2CO_3 \xrightarrow{t} 2C_{17}H_{35}COOK + H_2O + CO_2 \uparrow</math></p>	<p>Калиевые соли по сравнению с натриевыми лучше растворимы в воде и поэтому обладают более сильным моющим действием.</p>
<p>3 Синтетические моющие средства – натриевые соли кислых сложных эфиров высших спиртов и серной кислоты</p>	<p><math>R-CH_2-OH + H-O-SO_2-OH \rightarrow R-CH_2-O-SO_2-OH + H_2O</math></p> <p><math>R-CH_2-O-SO_2-OH + NaOH \rightarrow R-CH_2-O-SO_2-ONa + H_2O</math></p>	<p>Преимущество синтетических моющих средств заключается в том, что их кальциевые соли растворимы в воде. Поэтому, в отличие от обычного мыла, они не утрачивают моющее действие и в жесткой воде</p>

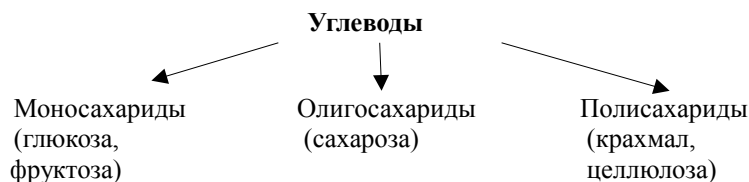
## РАЗДЕЛ 5. УГЛЕВОДЫ И АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

### ТЕМА 5.1 УГЛЕВОДЫ

	
План:	5.1.1. Моносахариды. Олигосахариды 5.1.2. Полисахариды
	

**Углеводы** – органические соединения, состав которых обычно выражается общей формулой  $C_n(H_2O)_m$  ( $n$  и  $m \geq 4$ ).

Содержание углеводов в растениях составляет до 80% массы сухого вещества, в организмах человека и животных – до 20%. Они играют важную роль в физиологических процессах. Пища человека состоит примерно на 70% из углеводов.



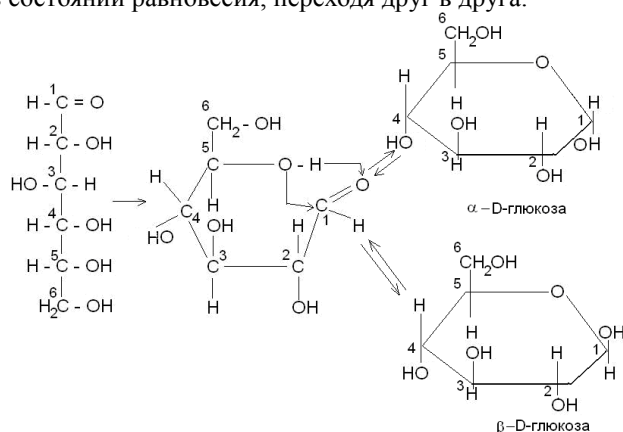
#### 5.1.1 МОНОСАХАРИДЫ. ОЛИГОСАХАРИДЫ

##### Моносахариды



**Глюкоза** – белое кристаллическое вещество, сладкое на вкус, хорошо растворимое в воде. Формула –  $C_6H_{12}O_6$ . Строение глюкозы выведено на основе изучения ее химических свойств. Глюкоза – альдегидоспирт.

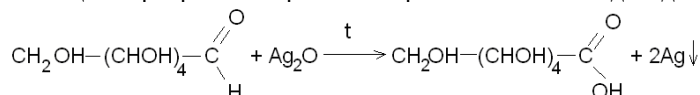
Глюкоза имеет три формы – две циклические и одну ациклическую (альдегидную). В растворе все три формы находятся в состоянии равновесия, переходя друг в друга.



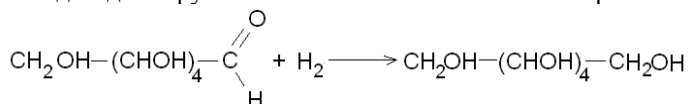
### Химические свойства

1 Как многоатомный спирт, глюкоза образует сложные эфиры (эти реакции доказывают наличие гидроксильных групп в молекуле). 5

2 Реакция серебряного зеркала говорит о наличии альдегидной группы:



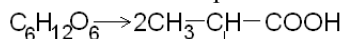
3 Альдегидная группа легко восстанавливается в спирт:



4 Под действием различных ферментов и бактерий глюкоза подвергается брожению:

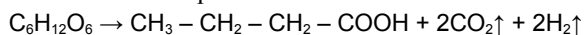
а) спиртовое брожение  $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2 \uparrow$ ;

б) молочнокислое брожение

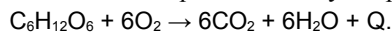


молочная кислота

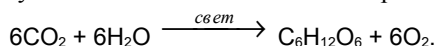
в) маслянокислое брожение



Глюкоза – ценное питательное вещество. При окислении ее в тканях освобождается энергия, необходимая для жизнедеятельности организмов. Суммарное уравнение реакции:



Образуется глюкоза в зеленых частях растений на свету из углекислого газа и воды (фотосинтез):



В промышленном масштабе глюкозу получают гидролизом крахмала и целлюлозы. Глюкоза широко применяется в медицине для приготовления лечебных препаратов, внутривенного вливания и т.д., в кондитерском производстве, в производстве зеркал и игрушек (серебрение), при крашении тканей и кож.

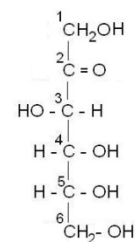
**Фруктоза** – изомер глюкозы, содержится вместе с глюкозой в сладких плодах и меде.

Она слаще глюкозы и сахарозы.

Фруктоза является кетонспиртом. Строение ее молекулы можно выразить формулой:

Имея гидроксильные группы, фруктоза, как и глюкоза, способна образовывать сахара́ты и сложные эфиры. Однако вследствие отсутствия альдегидной группы она в меньшей степени подвержена окислению, чем глюкоза.

Фруктоза, так же как и глюкоза, не подвергается гидролизу.



### Олигосахариды

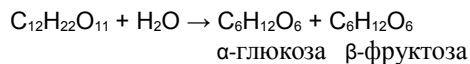
#### Сахароза

Из группы дисахаридов наибольшее значение имеет сахароза, которая иначе называется *свекловичным* или *тростниковым* сахаром. Эмпирическая формула сахарозы  $C_{12}H_{22}O_{11}$ .

Велико содержание сахарозы в сахарной свекле и в стеблях сахарного тростника. Она имеется также в соке березы, клена, во многих плодах и овощах.

Сахароза (обыкновенный сахар) – белое кристаллическое вещество, более сладкое, чем глюкоза, хорошо растворимое в воде.

Важное химическое свойство сахарозы – способность подвергаться гидролизу (при нагревании в присутствии ионов водорода). При этом из одной молекулы сахарозы образуется молекула глюкозы и молекула фруктозы:



Ионы водорода катализируют процесс гидролиза.

Сахароза не дает реакции «серебряного зеркала» и не обладает восстановительными свойствами. В этом ее отличие от глюкозы. Молекула сахарозы состоит из остатков молекул глюкозы и фруктозы в их циклической форме; они соединены между собой через атом кислорода.

В России сахарозу получают из сахарной свеклы, содержащей до 20% сахарозы.

*Условная шкала сладостей:*

Сахароза – 100; Фруктоза – 173; Глюкоза – 74; Глицерин – 48; Талин (белок) – 200 000.

### 5.1.2 ПОЛИСАХАРИДЫ

**Крахмал** – это белый порошок, нерастворимый в воде, в горячей воде он набухает и образует клейстер. Характерная реакция – взаимодействие с  $I_2 \rightarrow$  синее окрашивание (при температуре исчезает, а потом вновь появляется).

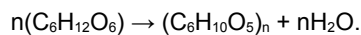
Формула крахмала:  $(C_6H_{10}O_5)_n$ . Это полимер. Молекула состоит из остатков молекул α-глюкозы.

n – несколько тысяч.

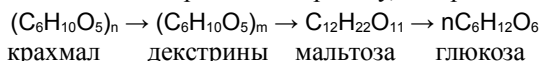
Крахмал состоит из линейных и разветвленных молекул. Этим объясняется его зернистое строение.

Крахмал широко распространен в растительном мире. В клубнях картофеля – 20%; зернах пшеницы и кукурузы – 70%; риса – 80%.

Крахмал образуется в результате сложных реакций фотосинтеза. Сначала образуется глюкоза, а из нее крахмал:



Крахмал легко подвергается гидролизу, который может протекать ступенчато.



Крахмал не усваивается нашим организмом. Как и жиры, он подвергается расщеплению под влиянием ферментов слюны и желудочного сока. Образующая глюкоза разносится через кровь по всему организму. Промежуточный продукт – декстрины легко усваивается организмом. Приготовление пищи связано с проявлением процесса гидролиза: варка картофеля и выпечка хлеба. Образование корки на хлебе и жареном картофеле объясняется появлением декстринов.

#### **Применение**

- 1            Как питательный продукт.
- 2            Для получения спирта.
- 3            В пищевой и кондитерской промышленности.
- 4            Декстрины используются для получения клея.
- 5            Крахмал в производстве колбас, кулинарных изделий, текстильной, бумажной, полиграфической промышленности.

Крахмал применяется для крахмаливания белья: под действием горячего утюга происходит частичный гидролиз крахмала и превращение его в декстрины, которые образуют на ткани плотную пленку, предающую блеск ткани и предохраняет ее от загрязнения.

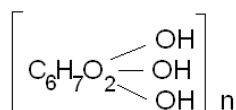
#### **Целлюлоза (клетчатка)**

Формула  $(C_6H_{10}O_5)_n$  (как и у крахмала). Это природный полимер. Молекула состоит из остатков молекул β-глюкозы.

*Почему крахмал и целлюлоза имеют одинаковую молекулярную формулу, но обладают различными свойствами?*

Это зависит от числа элементарных звеньев и их структуры. Степень полимеризации у целлюлозы больше, чем у крахмала. Молекулы целлюлозы имеют линейное строение, в отличие от крахмала. Такие макромолекулы целлюлозы располагаются в одном направлении и образуют волокна (лен, хлопок, конопля).

Молекулярная формула целлюлозы:



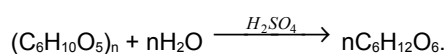
В природе целлюлоза, как и крахмал, образуется в растениях в результате фотосинтеза. Она – основная составная часть растительных клеток («целлула» - клетка). Волокна хлопка – это чистая целлюлоза (до 98%). В древесине – до 60%.

### Физические свойства

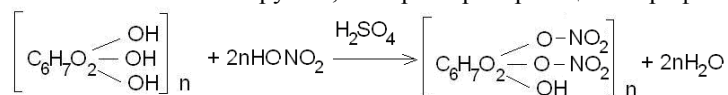
Целлюлоза – волокнистое вещество, нерастворимое ни в воде, ни в обычных органических растворителях. Только взаимодействует с реактивом Швейцера – раствор  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  с аммиаком.

### Химические свойства

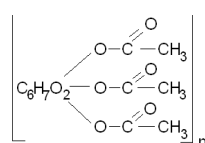
Целлюлоза, как и крахмал, при нагревании в присутствии разбавленных кислот подвергается гидролизу с образованием глюкозы:



Так как имеются OH группы, то характерны реакции этерификации (с  $\text{HNO}_3$  и  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ).



В зависимости от условий образуется динитроцеллюлоза и тринитроцеллюлоза.



Триацетат целлюлозы (получают ацетатный шелк, негорючую пленку, органическое стекло)

Целлюлоза горит, при этом образуется  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ . При нагревании древесины без доступа воздуха происходит разложение целлюлозы → древесный уголь, метан, метиловый спирт, уксусная кислота.

### Применение

Тринитроцеллюлоза (пироксилин) – взрывчатое вещество, для получения бездымного пороха.

Динитроцеллюлоза (коллоксилин) – для получения коллодия → плотной пленки (применение в медицине), а также целлюлоида → пластмасса.



### Волокна

Все текстильные волокна, применяемые для производства различных видов пряжи, подразделяют на природные и химические.

**Природными (натуральными)** называются волокна растительного (хлопок, лен) и животного (шерсть, шелк) происхождения.

**Химическими** называются все волокна, производимые искусственным путем. Их подразделяют на **искусственные**, получаемые при химической обработке природных веществ, и



**синтетические**, изготавливаемые из специально синтезируемых химических материалов.

## ТЕМА 5.2 АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА

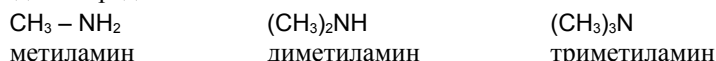


План: 5.2.1 Амины  
5.2.2 Аминокислоты  
5.2.3 Белки



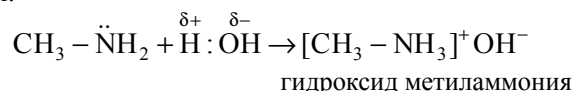
### 5.2.1 АМИНЫ

**Амины** – это производные аммиака, в молекулах которого один или несколько атомов водорода замещены углеводородными радикалами.



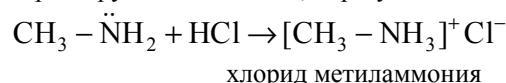
Низшие амины – газы с запахом аммиака, средние члены ряда – жидкости, высшие – твердые вещества без запаха.

Амины повторяют химические свойства аммиака. Подобно ему, растворяясь в воде, амины образуют основания:

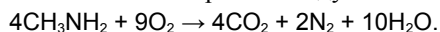


Поскольку амины обладают основными свойствами (присоединяют протон), их называют **органическими основаниями**.

Амины реагируют с кислотами, образуя соли:

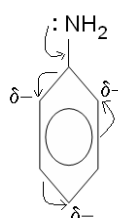


В отличие от аммиака они горят на воздухе:

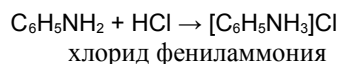


**Получение аминов:**  $\text{NH}_3 + \text{CH}_3\text{J} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{NaJ} + \text{H}_2\text{O}.$

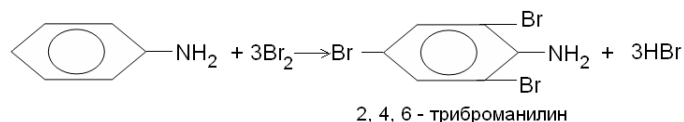
**Анилин** –  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$  – ароматический амин.



На свойства анилина оказывает влияние бензольное ядро. Р-электроны бензольного ядра смещают к себе неподеленную пару азота. Электронная плотность на азоте уменьшается, и он слабее связывает ион водорода. Поэтому анилин – более слабое основание, чем предельные амины и аммиак. Анилин взаимодействует с сильными кислотами, но не изменяет окраски лакмуса:



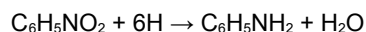
Аминогруппа, в свою очередь, тоже оказывает влияние на бензольное кольцо. Это сказывается на увеличении подвижности водородных атомов по сравнению с бензолом. Так, анилин легко взаимодействует в растворах с хлором, бромом:



По этой же причине анилин легко окисляется.

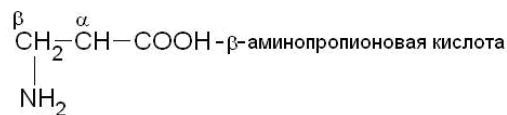
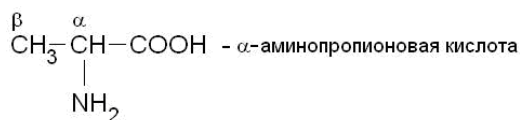
Анилин широко используется для синтеза многих органических соединений: красителей, пластмасс, лекарственных веществ, фотореактивов. Некоторые предельные амины применяются в производстве искусственных волокон (нейлон).

Получение анилина основано на восстановлении нитробензола атомарным водородом (1842 г. Н.Н. Зинин).



### 5.2.2 АМИНОКИСЛОТЫ

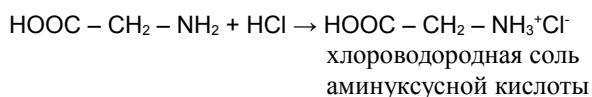
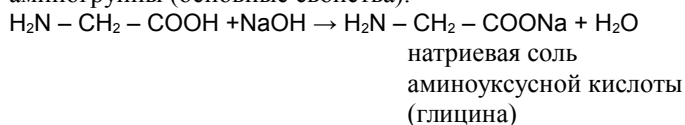
**Аминокислоты** – вещества, в молекулах которых содержатся одновременно аминогруппа –NH<sub>2</sub> и карбоксильная группа –COOH. Положение аминогруппы по отношению к карбоксилу обозначается буквами греческого алфавита:



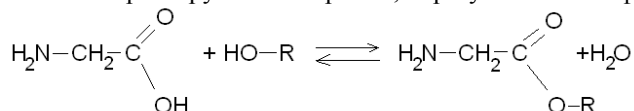
Аминокислоты – бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде.

### Химические свойства

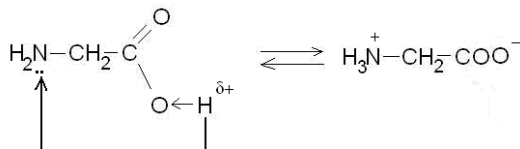
- 1 Аминокислоты реагируют как с основаниями, так и с кислотами, т.е. они амфотерны. Эти свойства обусловлены наличием в молекулах аминокислот карбоксильной группы (кислотные свойства) и аминогруппы (основные свойства):



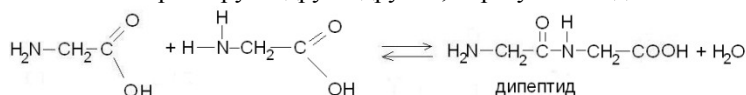
- 2 Аминокислоты реагируют со спиртами, образуя сложные эфиры (реакция этерификации):



- 3 Наличие в молекуле одинакового числа аминогрупп и карбоксильных групп приводит к взаимной внутривенней нейтрализации:



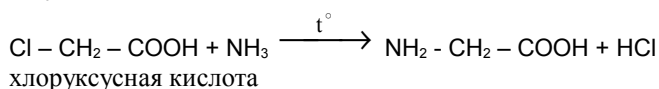
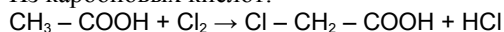
- 4 Аминокислоты реагируют друг с другом, образуя пептиды:



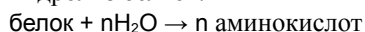
Группа атомов  $-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\overset{\text{H}}{\text{N}}-$  называется пептидной (амидной), она входит в состав белков. Аминокислоты необходимы для синтеза белков в живых организмах. Человек и животные получают их в составе белковой пищи. Используются также искусственно выделенные или синтезированные аминокислоты. Некоторые из них применяются в медицине как лечебное средство, некоторые используются в сельском хозяйстве для подкормки животных. Неразветвленные аминокислоты используются для производства синтетических волокон (капрон, энант).

### Получение

- 1) Из карбоновых кислот:



- 2) Гидролиз белков:



## 5.2.3 БЕЛКИ

## • Строение белков

**Белки** – это азотсодержащие высокомолекулярные соединения со сложным составом и строением молекул.

Белки, как и углеводы с жирами, составляют основную часть нашей пищи. С белками связаны все жизненные процессы. Белки входят в состав клеток и тканей всех живых организмов (в мышцах – 80%, в коже – 63%, в мозге – 45%).

В состав белков входят: С, Н, N, O, иногда S, P, Fe и другие элементы. Например, формулы некоторых белков:

пенициллина –  $C_{16}H_{18}O_4N_2$ ;

молока -  $C_{1864}H_{3021}O_{576}N_{466}S_{21}$ ;

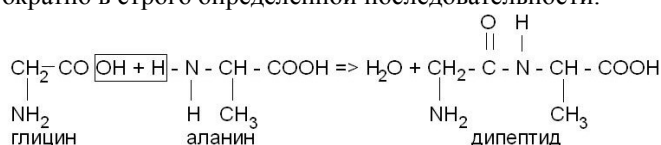
гемоглобина –  $(C_{738}H_{1166}N_{203}O_{208}S_2Fe)_4$ .

Молекулярная масса белков очень большая: у куриного яйца – 36000, у одного из белков мышц – 150000.

В состав белков чаще всего входят 20 различных аминокислот, которые, соединяясь друг с другом, дают огромное количество комбинаций (свыше  $2,4 \cdot 10^{18}$ ).

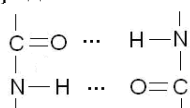
Различают четыре структуры белка:

- 1) Первичная структура белковой молекулы – (цепь) – аминокислотные остатки повторяются многократно в строго определенной последовательности.



Удерживается за счет пептидной связи.

- 2) Вторичная структура белковой молекулы – (спираль) – спиралевидная форма, образуемая за счет водородных связей.



- 3) Третичная структура – (глобула) – в пространстве закрученная в спираль полипептидная цепь. Она поддерживается взаимодействием функциональных групп полипептидной цепи.

- S-S – дисульфидный мостик
- OH и -COOH – сложноэфирный мостик
- COOH и -NH<sub>2</sub> – солевой мостик.

Третичная структура белка обуславливает специфическую биологическую активность белковой молекулы.

- 4) Четвертичная структура – (агрегаты молекул) – полимерные образования белков, в которых мономерами являются макромолекулы белка.

## • Химические свойства белков

Белки бывают растворимые и нерастворимые в воде. Некоторые образуют с водой коллоидные растворы.

Для белков характерны реакции, в результате которых выпадает осадок.

В одних случаях осадок при избытке воды растворяется (при действии слабых растворов кислот, щелочей, солей, легких металлов), а в других необратимое свертывание белков, т.е. **денатурация** (при нагревании, при действии солей тяжелых металлов, концентрированных кислот, радиоактивном облучении).

Цветные реакции белков.

- а) Биуретовая реакция

белок + NaOH + CuSO<sub>4</sub> ⇒ красно-фиолетовое окрашивание  
(это качественная реакция на пептидную связь).

- б) Ксантопротеиновая реакция

белок + HNO<sub>3</sub> ⇒ желтое окрашивание.  
(это качественная реакция на бензольное кольцо ароматических аминокислот).

- в) белок + (CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub>Pb + NaOH ⇒ черное окрашивание.  
(это качественная реакция на дисульфидную связь).

Гидролиз белков.

При нагревании белков со щелочами или кислотами происходит гидролиз, в результате образуются соответствующие кислоты.

- **Превращение белков в организме**

Под влиянием ферментов происходит гидролиз белков в живых организмах. В результате образуются аминокислоты, которые всасываются в кровь и вновь используются для образования белков, специфических данному организму. Синтез идет с поглощением энергии (ее доставляет АТФ). Но одновременно с синтезом идет и полное разрушение белков до аминокислот,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  – мочевины,  $\text{H}_2\text{O}$ .

Синтез белка в лабораторных условиях – задача очень сложная, решение которой явится победой всего человечества. Решится проблема биохимического и синтетического получения пищи и реальной окажется задача ликвидации многих болезней.