



М. К. Оспанова  
К. С. Аухадиева  
Т. Г. Белоусова

# ХИМИЯ

## Часть 2

Учебник для 9 классов  
общеобразовательных школ

*Утверждено Министерством образования  
и науки Республики Казахстан*



Алматы "Мектеп" 2019

УДК 373.167.1  
ББК 24.1я72  
О-75

**Условные обозначения:**



— вопросы и упражнения



— задачи



— задания повышенного уровня сложности



— дополнительный материал



— домашний эксперимент



— подумайте



— знаешь ли ты?



— топ-10 самых известных фактов



— запомните



— это интересно



— самое важное

**Оспанова М.К. и др.**

О-75 **Химия. Учебник для 9 кл. общеобразоват. шк. Часть 2/ М.К.Оспанова, К.С.Аухадиева, Т.Г.Белуосова. — Алматы: Мектеп, 2019. — 184 с., илл.**

ISBN 978—601—07—1091—7

О  $\frac{4306021500-011}{404(05)-19}$  20(1)—19

УДК 373.167.1  
ББК 24.1я72

© Оспанова М. К., Аухадиева К. С.,  
Белуосова Т. Г., 2019

© Издательство “Мектеп”  
художественное оформление, 2019  
Все права защищены

Имущественные права на издание  
принадлежат издательству “Мектеп”

ISBN 978—601—07—1091—7

# ЭЛЕМЕНТЫ 17(VIIA), 16(VIA), 15(VA), 14(IVA) ГРУПП И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

## Глава VIII

### § 28. ГАЛОГЕНЫ

Наиболее резко свойства неметаллов проявляются у галогенов. В Периодической системе элементов галогены расположены в группе 17 (VIIA). Галогены (греч. *halos* — “соль” и *genes* — “образующий”) — это фтор F, хлор Cl, бром Br, йод I.

Галогены гораздо больше похожи между собой, чем неметаллы других групп. Они относятся к самым активным неметаллам. Атомы этих элементов содержат на внешнем энергетическом уровне семь электронов, и до его завершения им недостает только одного электрона, поэтому галогены проявляют яркие окислительные свойства. Из-за высокой окислительной способности галогены в природе в свободном виде практически не встречаются, они входят в состав различных солей (рис. 39). Отсюда произошло название *галогены* — “солероды”.

В подгруппе с увеличением порядкового номера окислительные свойства уменьшаются в связи с увеличением радиуса атомов — от фтора к йоду — и, соответственно, возрастают их восстановительные свойства. Аналогично уменьшается и значение относительной электроотрицательности галогенов.

#### Сегодня на уроке:

- Изучим общие характеристики галогенов.

#### Ключевые понятия

- галогены
- химический элемент
- простое вещество
- строение
- физические свойства
- химические свойства



F	9	Cl	17	Br	35	I	53
18,9984		35,4527		79,904		126,9045	
ФТОР		ХЛОР		БРОМ		ЙОД	
$2s^2 2p^5$		$3s^2 3p^5$		$4s^2 4p^5$		$5s^2 5p^5$	

Рис. 39. Элементы подгруппы галогенов

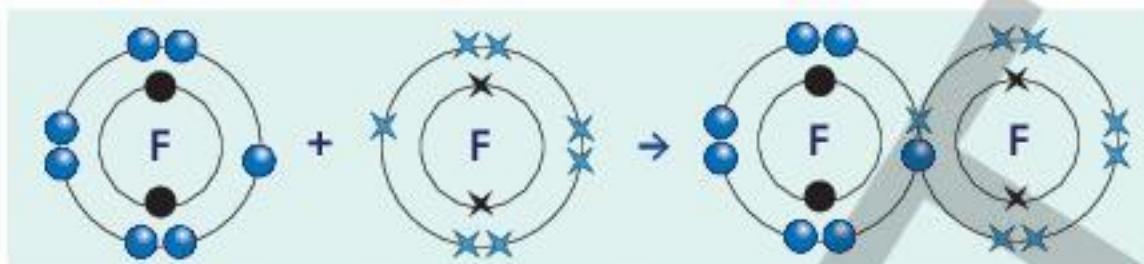
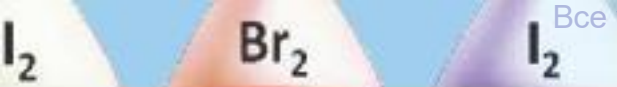


Схема образования молекулы фтора

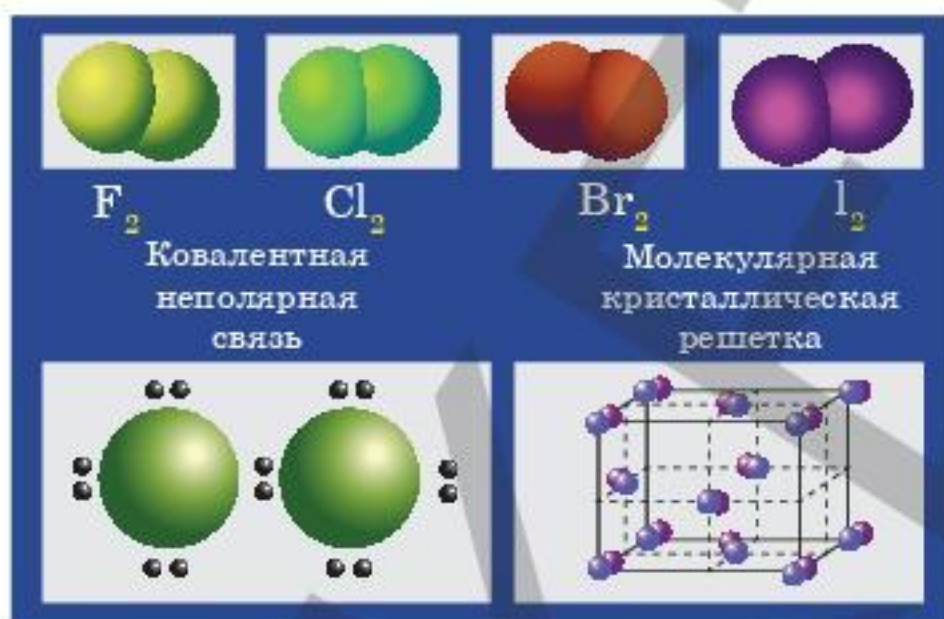


Рис. 40. Молекулы галогенов и их кристаллическая структура

Как наиболее электроотрицательный элемент фтор в соединениях с другими элементами проявляет постоянную степень окисления  $-1$ . Галогены легко присоединяют по одному электрону, проявляя степень окисления  $-1$ . Такую степень окисления они имеют в соединениях с водородом и металлами. Водные растворы водородных соединений галогенов являются кислотами:  $\text{HF}$  — фтороводородная (плавиковая),  $\text{HCl}$  — хлороводородная (соляная),  $\text{HBr}$  — бромоводородная,  $\text{HI}$  — йодоводородная. Однако атомы галогенов, кроме фтора, могут проявлять и положительные степени окисления:  $+1$ ,  $+3$ ,  $+5$ ,  $+7$ . В химических реакциях галогены проявляют свойства окислителей и восстановителей (исключение фтор).

В двухатомных молекулах галогенов атомы связаны ковалентной неполярной связью и имеют молекулярную кристаллическую решетку (рис. 40).

В ряду  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$  плотность простых веществ растет, а интенсивность окраски увеличивается (рис. 41). Следовательно, в изменении свойств атомов и простых веществ — галогенов проявляется одинаковая закономерность: с увеличением порядкового номера неметаллические свойства ослабевают, а металлические — усиливаются (табл. 20).



Рис. 41. Образцы галогенов

Таблица 20

## Свойства галогенов

Вещество	Валентные электроны	T <sub>плав</sub> , °C	T <sub>кип</sub> , °C	Цвет, агрегатное состояние при обычных условиях
Фтор F <sub>2</sub>	...2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	-220	-188	Бледно-желтый газ. Попытка получить в свободном виде в больших количествах чревата последствиями
Хлор Cl <sub>2</sub>	...3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	-101	-34	Желто-зеленый ядовитый газ с характерным удушливым запахом (запах хлорки)
Бром Br <sub>2</sub>	...4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	-7	+58	Легколетучая бурая жидкость (пары брома сильно ядовиты, ожоги бромом очень болезненны и долго не заживают). Очень летуч, поэтому содержится в запаянных ампулах
Йод I <sub>2</sub>	...5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup>	+114	+186	Серо-черное твердое кристаллическое вещество с металлическим блеском, легко сублимируется в пар фиолетового цвета



Элементы 17-й группы — *галогены* — типичные неметаллы. Во внешнем электронном слое атомов галогенов 7 электронов, что предопределяет свойство галогенов присоединять электрон.

Галогены образуют двухатомные молекулы. Кристаллическая решетка галогенов молекулярная.

От фтора к йоду изменяются физические свойства галогенов: растет плотность, увеличиваются размеры атомов, повышаются температуры кипения и плавления.

Галогены являются сильными окислителями. С увеличением атомного номера окислительная способность галогенов в свободном состоянии падает.



1. Где расположены галогены в Периодической таблице?
2. Что общего в строении атомов галогенов?
3. Какую степень окисления могут проявлять галогены?
4. Чем отличается строение атомов разных галогенов? Как это различие влияет на физические свойства?
5. Почему при образовании молекулы галогена между атомами возникает лишь одна электронная пара?
6. Какая кристаллическая решетка у галогенов? Какие физические свойства характерны для них?
7. Как меняется величина электроотрицательности с возрастанием радиусов атомов?
8. Как изменяется активность галогенов вниз по группе?
9. Какой галоген является единственным жидким неметаллом?
10. Какой галоген входит в состав зубной эмали и костей?
11. Недостаток какого галогена вызывает заболевания щитовидной железы?
12. Какой галоген входит в состав большинства зубных паст?



Термин *галогены* для элементов VII группы главной подгруппы впервые ввел в 1811 г. немецкий ученый И. Швейгер. Этот термин происходит от двух греческих слов, означающих “соль” и “рождаю”.

1. *Фторос* — “разрушающий”. Анри Муассан был удостоен Нобелевской премии за открытие фтора. Когда Муассан докладывал Парижской академии наук о своем открытии, один глаз его был закрыт черной повязкой. В истории фтора немало трагических страниц.

2. *Бромос* — “зловонный” открыл Балар. Получен при исследовании жидкости из растворенной в воде золы морских водорослей.

3. *Йодос* — “фиолетовый” открыл Куртуа. Любимый кот ученого прыгнул на бутылки, содержащие золу морских водорослей в спиртовом растворе и концентрированную серную кислоту. Бутылки разбились, жидкости смешались, с пола стали подниматься клубы сине-фиолетового пара, который и оказался йодом.

Если грозовое облако “засеять” йодидом серебра или йодидом свинца, то вместо града в облаке образуется мелкодисперсная снежная крупа: засеянное такими солями облако проливается дождем и не вредит посевам.

Газы вулканического происхождения иногда содержат фтористый водород. Наиболее известный природный источник таких газов — фумаролы Долины Тысячи Дымов (Аляска). Ежегодно с вулканическим дымом в атмосферу уносится около 200 тыс. т фтористого водорода.



Какие физические свойства характерны для галогенов с молекулярной кристаллической решеткой?



В составе бытовых химических препаратов находится множество соединений галогенов. Найдите на этикетках указание о таких веществах в составе: зубной пасты, средств отбеливания и дезинфекции, пищевых консервантов. Попробуйте написать их формулы.

## § 29. ХЛОР

Из всех галогенов наибольшее значение имеет хлор. Рассмотрим его подробнее.

Хлор был открыт шведским химиком К. В. Шееле в 1774 г.

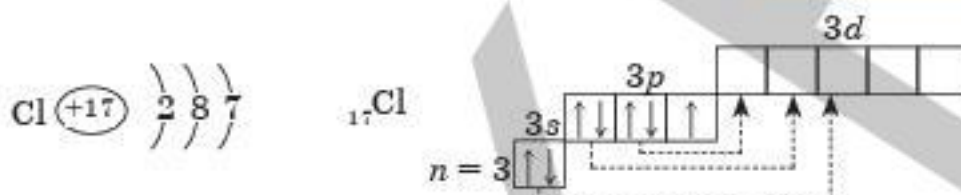
Название произошло от греческого *chloros* — “желто-зеленый”. Химический знак — Cl (лат. *chlorum*), относительная атомная масса — 35,5, заряд ядра +17, располагается в 3-м малом периоде, в 17 группе (VIIA); электронная конфигурация  $3s^2 3p^5$ . Строение атома:

Сегодня на уроке:

- Изучим общие характеристики хлора.

### Ключевые понятия

- хлор
- химический элемент
- простое вещество
- физические свойства
- химические свойства
- применение



У атома хлора один неспаренный электрон на  $3p$ -подуровне и в обычном (невозбужденном) состоянии хлор одновалентен. Поскольку хлор находится в 3-м периоде, то у него имеется еще  $3d$ -подуровень.

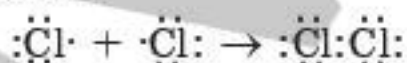
В возбужденном состоянии атома хлора электроны переходят с  $3p$ - и  $3s$ -подуровней на  $3d$ -подуровень (на схеме показано стрелками), поэтому хлор может проявлять переменную степень окисления  $-1, 0, +1, +3, +5, +7$  и валентность — I, III, V, VII, но чаще всего проявляет валентность I.

Таблица 21

### Примеры соединений хлора

Соединения хлора	Степени окисления хлора					
	-1	0	+1	+3	+5	+7
	HCl	Cl <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub> O	KClO <sub>2</sub>	NaClO <sub>3</sub>	HClO <sub>4</sub>

**Строение молекулы хлора.** Недостачу одного электрона во внешнем слое атома до его завершения атомы хлора могут восполнить, сближаясь так, что два электрона — по одному от каждого атома — становятся у них общими. За счет электрона другого атома каждый из них дополняет свой внешний слой до 8 электронов:



Кристаллы твердого хлора состоят из таких двухатомных молекул,

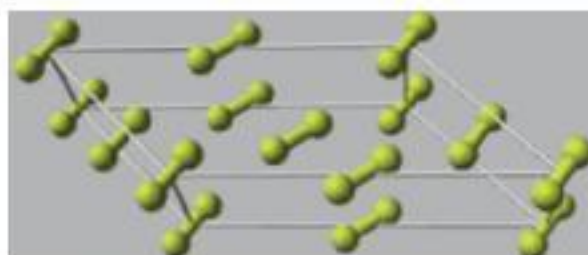


Рис. 42. Кристаллическая решетка хлора

удерживаемых силами межмолекулярного притяжения настолько слабо, что могут существовать лишь при низких температурах (рис. 42).

**Нахождение в природе.** В связи с высокой активностью хлора в природе в свободном состоянии он не встречается. Главные минералы: галит (каменная соль  $\text{NaCl}$ ), сильвин ( $\text{KCl}$ ), бишофит ( $\text{MgCl}_2$ ). Морская вода содержит хлориды натрия, калия, магния и других элементов (рис. 43). В Казахстане большие запасы галита находятся в районе Аральского моря.



**Рис. 43. Минералы хлора:**  
а) галит; б) сильвин; в) бишофит; г) морская соль

**Физические свойства.** Газ желто-зеленого цвета с резким запахом. Плотность  $3,214 \text{ г/л}$ ;  $t_{\text{пл.}} - 101^\circ\text{C}$ ;  $t_{\text{кш.}} - 33,97^\circ\text{C}$ . Хорошо растворим в воде. Водный раствор его называется *хлорной водой*. При обычной температуре легко сжижается под давлением  $0,6 \text{ МПа}$ . Вдыхание большого количества хлора может привести к смертельному исходу, поэтому нюхать его нужно осторожно, он токсичен.

**Получение хлора.** В промышленности хлор получают из раствора и расплава поваренной соли путем электролиза:



В лабораторных условиях хлор получают действием концентрированной соляной кислоты на различные окислители, например, диоксид марганца (при нагревании), перманганат калия  $\text{KMnO}_4$  или хлорат калия  $\text{KClO}_3$  (бертолетова соль) (рис. 44).

Выделение хлора можно обнаружить по желто-зеленому цвету и удушливому запаху:

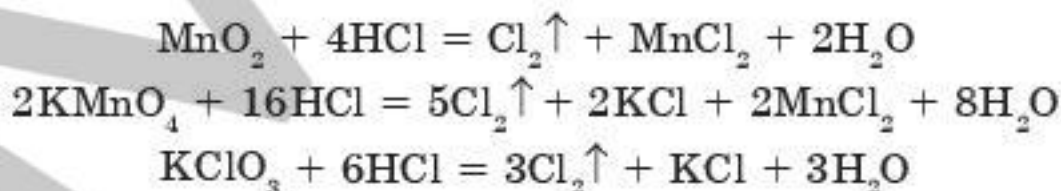


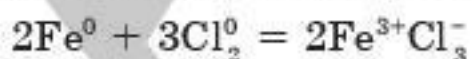




Рис. 44. Получение хлора в лаборатории

**Химические свойства.** На внешнем электронном уровне атома хлора находятся 7 электронов ( $3s^2 3p^5$ ), поэтому он легко присоединяет электрон, образуя анион  $Cl^-$ .

При отсутствии влаги хлор довольно инертен, но в присутствии даже следов влаги активность его резко возрастает. Для хлора, как галогена, характерны реакции соединения с металлами и водородом, в которых он выступает в качестве окислителя, как, например, в реакции с железом и медью. При насыпании в банку с хлором железного порошка, предварительно нагретого в металлической ложечке, частицы железа раскаляются на лету и соединяются с хлором, наполняя банку бурым дымом, состоящим из мельчайших частиц продукта реакции — хлорида железа (III)  $FeCl_3$  (рис. 45, а):



### Карл Вильгельм Шееле (1742—1786)

Шведский химик, член Королевской шведской академии наук. Шееле принадлежит часть открытия множества неорганических и органических веществ: хлора, глицерина, фтороводородной, мышьяковой, щавелевой, молочной, синильной кислот.



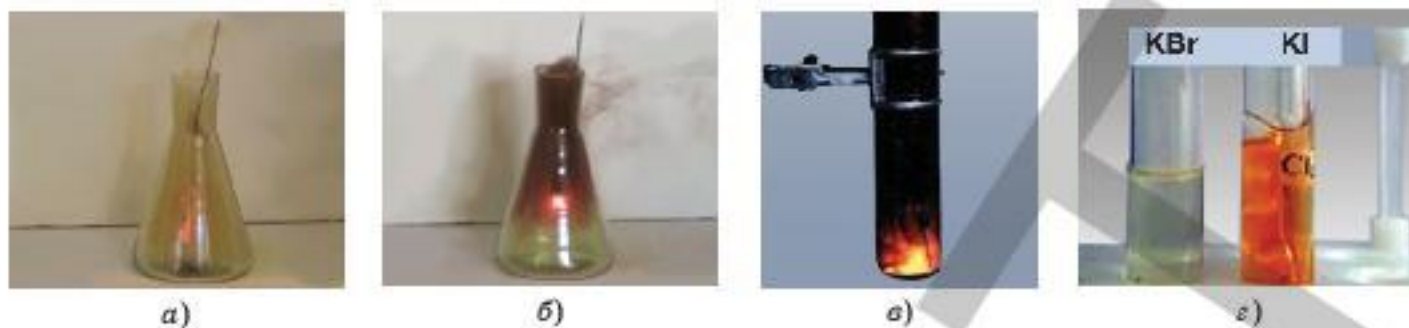
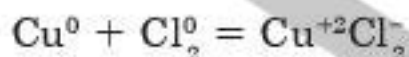
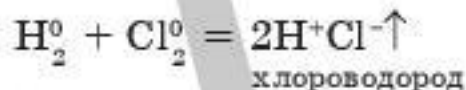


Рис. 45. Свойства хлора

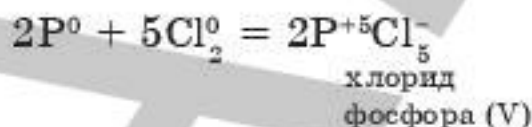
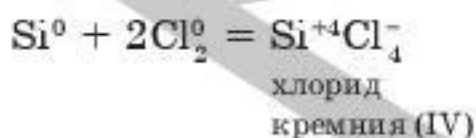
Медь, взятая в виде пучка тонкой проволоки и предварительно нагретая, при опускании в хлор раскаляется и сгорает, наполняя колбу бурым дымом, образованным частицами хлорида меди (II)  $\text{CuCl}_2$  (рис. 45, б):



В качестве окислителя хлор выступает и в известной вам реакции соединения с водородом, которую можно наблюдать при горении водорода в хлоре:

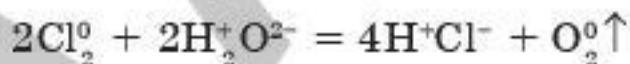


Хлор может также активно реагировать и с другими неметаллами, например с кремнием и фосфором (рис. 45, в):

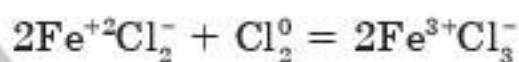


С кислородом, углеродом и азотом хлор в непосредственное взаимодействие не вступает.

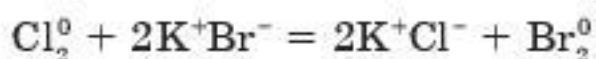
Химическая активность хлора как окислителя проявляется не только в реакциях соединения, но и в реакциях замещения, например при взаимодействии хлора с водой:

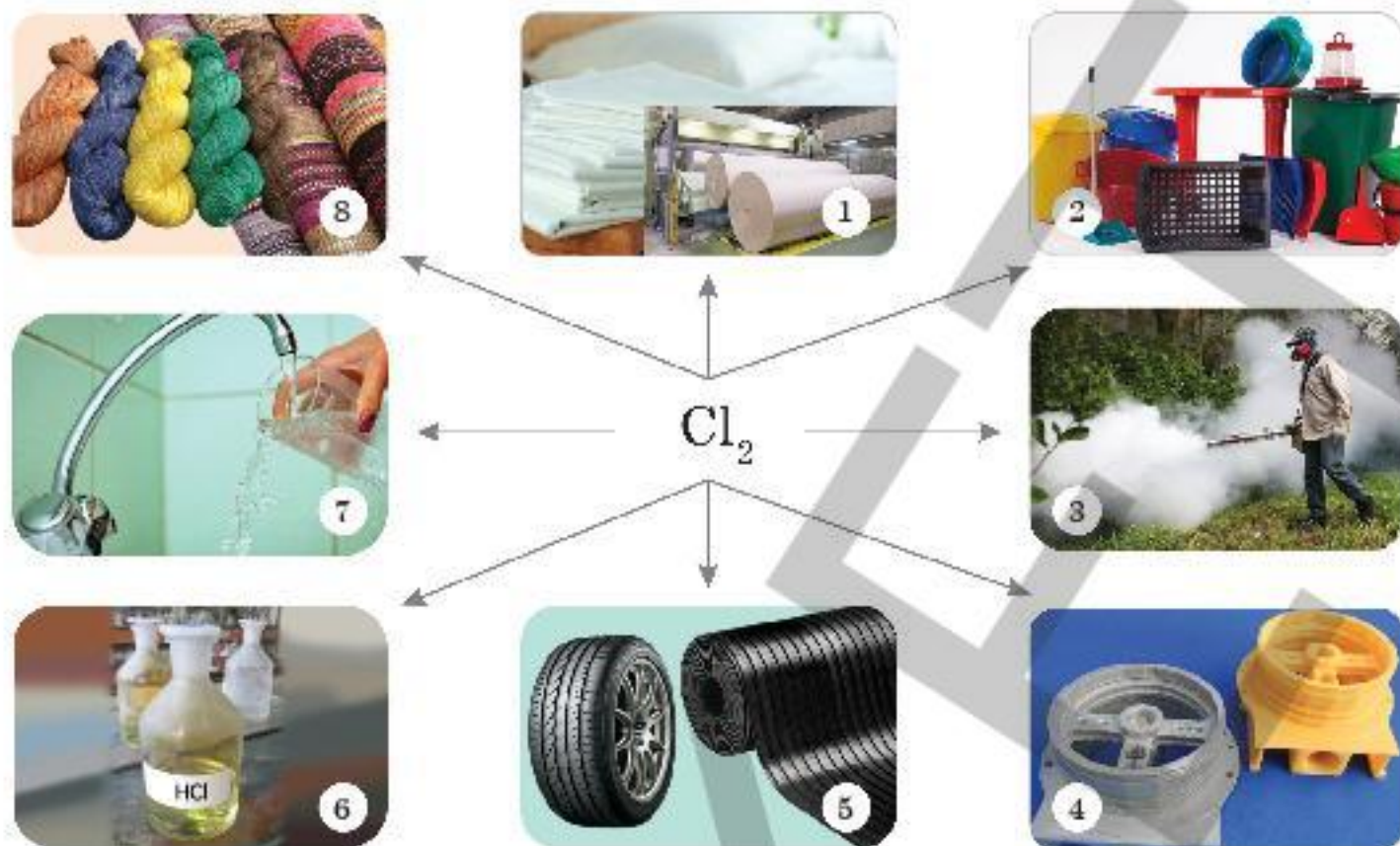


Хлор — сильный окислитель, поэтому легко взаимодействует со сложными веществами, в состав которых входят элементы, способные окисляться до более высокого валентного состояния:



Хлор может вытеснять бром и йод из растворов их солей, но не может вытеснить фтор (подумайте, почему) (рис. 45 г):





**Рис. 46. Применение хлора:**

- 1 — отбеливание бумаги; 2 — получение пластмасс; 3 — получениедохимикатов; 4 — получение полимеров; 5 — получение резины;  
6 — синтез соляной кислоты; 7 — хлорирование воды;  
8 — получение синтетических волокон

**Применение.** Хлор применяют во многих отраслях промышленности, науки и бытовых нужд. Ежегодное мировое потребление хлора превышает 1 млн. т (рис. 46).

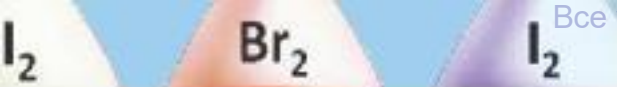
Хлор расположен в 3-м периоде в 17 (VIIA) группе. Хлор проявляет переменную степень окисления  $-1, 0, +1, +3, +5, +7$ . Валентность  $-I, III, V, VII$ .



В промышленности хлор получают из поваренной соли путем электролиза, а в лабораторных условиях — действием концентрированной соляной кислоты на перманганат калия  $KMnO_4$  или на хлорат калия  $KClO_3$ .

Хлор взаимодействует с металлами и водородом, кремнием и фосфором в качестве окислителя. С кислородом, углеродом и азотом хлор непосредственно не вступает в реакцию.

При взаимодействии хлора с водой образуются хлороводород и кислород.



1. Дайте характеристику положения хлора в Периодической системе элементов.
  2. Охарактеризуйте физические свойства хлора.
  3. Каковы типы химических связей в соединениях:  $\text{HCl}$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{KClO}$ ,  $\text{KCl}$ ?
  4. Напишите формулы: хлорида калия, хлорида алюминия, хлората калия, хлората натрия, гипохлорита калия. Определите степень окисления каждого элемента.
  5. Напишите уравнения реакций, при которых могут быть получены вещества, названные в упражнении 4.
  6. Как из поваренной соли и других необходимых реактивов получить хлорид кальция? Напишите уравнения необходимых реакций.
  7. Какие внешние изменения могут наблюдаться, если в сосуд с йодидом калия ввести хлор?
- 1. В баллоне содержится 30 кг жидкого хлора. Какой объем займет эта масса хлора при н.у.?

*Ответ:* 9,5 м<sup>3</sup>.

- 2. Взорвали смесь, содержащую по объему 60% водорода и 40% хлора, объем исходной смеси 1 л. Каков объем и состав полученной смеси газов?

*Ответ:* 1 л газовой смеси  $\text{HCl}$  и  $\text{H}_2$ .

### Знаете ли вы?

1. Курьезная страсть Шееле пробовать на вкус все, с чем он имел дело (по другим сведениям, в те годы при описании вещества необходимо было в обязательном порядке указывать его вкус), стоила ему жизни. В 1786 г. его нашли мертвым на своем рабочем месте в окружении массы ядовитых реактивов; некоторые источники приписывают его смерть синильной кислоте ( $\text{HCN}$ ).

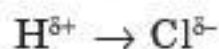
2. Впервые отравляющие свойства хлора стали известны во время Первой мировой войны. 22 апреля 1915 г. немцы провели газовую атаку: одновременно открыли вентили 5730 баллонов. В течение 5 мин образовалось огромное желто-зеленое облако. Английские и французские солдаты оказались полностью беззащитными. Газ проникал через щели во все укрытия, от него не было спасения: ведь противогаз еще не был изобретен. В результате было отравлено 15 тыс. человек, из них 5000 — насмерть.



Отбеливающие свойства хлора или щавелевой воды можно проверить при взаимодействии отбеливателя “Белизна” или хлорной извести на кусочках цветных тканей (используйте только ненужные образцы). Работая с этими веществами, будьте осторожны, так как они очень токсичны.

## § 30. ХЛОРОВОДОРОДНАЯ КИСЛОТА

При взаимодействии хлора с водородом образуется хлороводород HCl. Это бесцветный газ с удушающим резким запахом, в 1,26 раза тяжелее воздуха. Химическая связь в молекуле HCl ковалентная полярная:

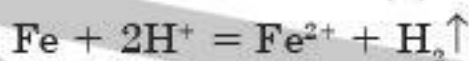
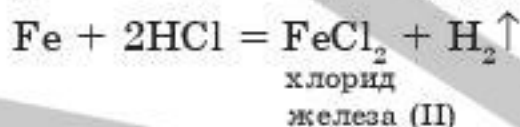


Хлороводород хорошо растворяется в воде: при 0°C в 1 объеме воды можно растворить до 500 объемов хлороводорода.

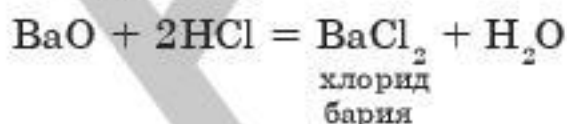
Раствор хлороводорода в воде — хлороводородная кислота, которую часто называют *соляной кислотой*. Это бесцветная жидкость с резким запахом. В концентрированной кислоте массовая доля HCl составляет около 37%. Соляная кислота является сильной одноосновной кислотой, в разбавленном растворе полностью диссоциирует на ионы:



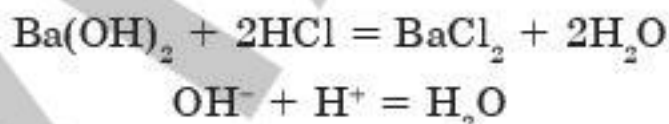
Соляная кислота проявляет характерные для кислот свойства. Соляная кислота взаимодействует с теми металлами, которые в ряду активности металлов расположены до водорода:



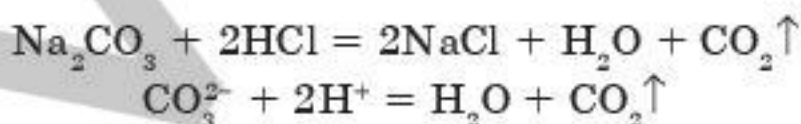
В этих реакциях ионы водорода выступают в качестве окислителя. Соляная кислота взаимодействует с основными оксидами:



с основаниями:



с солями:



Реакции с солями идут только тогда, когда образуются осадок, газ или слабый электролит.

### Сегодня на уроке:

- Ознакомимся с общими характеристиками хлороводородной кислоты и ее применением.

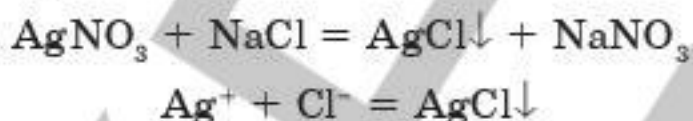
### Ключевые понятия

- хлороводород
- соляная кислота
- хлориды



Рис. 47. Качественная реакция на ионы хлора

**Соли соляной кислоты.** Соли соляной кислоты называются *хлоридами*. Большинство хлоридов растворимы в воде. К практически нерастворимым относится хлорид серебра (I)  $\text{AgCl}$ . Это свойство хлорида серебра (I) используется для обнаружения хлорид-ионов в растворе. При добавлении раствора нитрата серебра (I)  $\text{AgNO}_3$  к раствору хлорида (или самой соляной кислоты) выпадает белый творожистый осадок хлорида серебра (I) (рис. 47):



**Применение соляной кислоты и хлоридов.** Соляная кислота и ее соли относятся к тем веществам, которые постоянно сопровождают человека, являясь неотъемлемой частью его жизни. В больших объемах соляная кислота расходуется в самых разнообразных областях практической деятельности человека: в химической, пищевой и фармацевтической промышленности, для обработки поверхности металлов и др.

Как реагент соляная кислота используется во всех химических лабораториях. Важнейшими солями соляной кислоты являются хлориды натрия и калия.

Поваренная соль  $\text{NaCl}$  — необходимая часть пищи, основной консервант при подготовке пищевых продуктов к длительному хранению.

Хлорид калия  $\text{KCl}$  — ценное минеральное удобрение.

Хлорид цинка  $\text{ZnCl}_2$  широко используется для пропитки древесины с целью предохранения ее от гниения, а также при пайке металлов. Хлориды других металлов применяются в сельском хозяйстве, химической промышленности, медицине.

*Хлороводород* — бесцветный газ с резким удушливым запахом, очень хорошо растворяется в воде. В лаборатории хлороводород получают действием концентрированной серной кислоты на хлорид натрия, а в промышленности — сжиганием водорода в атмосфере хлора. Раствор хлороводорода в воде называется *соляной кислотой*. Она относится к сильной кислоте и взаимодействует со всеми металлами, расположенными в ряду напряжений левее водорода, с основными и амфотерными ок-



сидами, основаниями и некоторыми солями. Большинство солей соляной кислоты — хлориды — хорошо растворяется в воде. Реакция соляной кислоты с нитратом серебра считается качественной реакцией на ионы хлора. В результате этой реакции образуется белый творожистый осадок хлорида серебра AgCl. Соляная кислота широко применяется в органическом синтезе, для получения солей, травления металлов, а также как реактив в химических лабораториях.



1. Опишите физические свойства хлороводорода.
  2. Напишите уравнения реакций, характеризующих химические свойства соляной кислоты.
  3. Составьте молекулярные и сокращенные ионные уравнения реакций между соляной кислотой и: а) магнием; б) оксидом кальция; в) гидроксидом алюминия; г) нитратом свинца (II).
  4. Какими опытами можно доказать, что в состав соляной кислоты входят ионы водорода и хлора? Напишите уравнения соответствующих реакций.
  5. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить цепочку превращений веществ:
    - а)  $H_2 \rightarrow HCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow PCl_3$
    - б)  $NaCl \rightarrow ? \rightarrow KCl \rightarrow ? \rightarrow HCl$
    - в)  $Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow CuCl_2 \rightarrow FeCl_2 \rightarrow AgCl$
  6. В трех пробирках находятся водные растворы: а) хлора; б) хлорида натрия; в) нитрата серебра (I). Как их различить?
1. Рассчитайте объемы (н. у.) водорода и хлора, необходимые для получения хлороводорода объемом 72,4 л (н. у.)

Ответ:  $V(H_2) = 36,2$  л;  $V(Cl_2) = 36,2$  л.

2. Рассчитайте массу соляной кислоты с массовой долей HCl 15%, необходимой для нейтрализации раствора, содержащего NaOH, массой 100 г.

Ответ: 608 г.

3. У Кайсара понижена кислотность желудка. Врач порекомендовал ему запивать принимаемую пищу 3%-ным раствором соляной кислоты. В день Кайсар выпивает 10 г такого раствора. Найдите массу выпитой Кайсаром кислоты за год.

Ответ: 109,5 г.

### Знаете ли вы?

Поваренная (каменная) соль издавна ценилась очень высоко. Ею вместо денег платили жалование римским воинам и крестоносцам. В Китае изготавливали соляные монеты, на которых ставилось клеймо правителя. В Эфиопии еще в XIX в. были в ходу соляные деньги — стандартные бруски каменной соли.



## § 31. ЭЛЕМЕНТЫ 16(VIA) ГРУППЫ

### Сегодня на уроке:

- Изучим общие характеристики элементов 16(VIA) группы.

### Ключевые понятия

- элементы 16 (VIA) группы
- строение
- физические свойства
- химические свойства

К элементам 16 (VIA) группы Периодической системы относятся кислород O, сера S, селен Se, теллур Te и полоний Po (рис. 48). Эти элементы имеют общее название — *халькогены* (греч. *chalcos* — “медь”, *genos* — “рожденный”, “рождающий медные руды”), в природе они чаще встречаются в форме соединений с медью (сульфидов, оксидов, селенидов и др.).

На наружном энергетическом уровне этих элементов находится шесть электронов. До устойчивого состояния атомов, характерного для инертных элементов, недостает двух электронов. Атомы этих элементов могут присоединить недостающие два электрона.

O	8	S	16	Se	34	Te	52	Po	84
15.9994	32.006	78.96	127.60	208.9824					
КИСЛОРОД	СЕРА	СЕЛЕН	ТЕЛЛУР	ПОЛОНИЙ					
$2s^2 2p^4$	$3s^2 3p^4$	$4s^2 4p^4$	$5s^2 5p^4$	$6s^2 6p^4$					

Рис. 48. Элементы подгруппы кислорода

Атомные характеристики халькогенов с ростом заряда ядра атома изменяются закономерно: растет радиус атома и число электронных слоев, следовательно, сверху вниз по группе неметаллические свойства атомов халькогенов ослабевают, а металлические — нарастают. Кислород — типичный неметалл, а теллур имеет металлический блеск.

По химической активности и окислительной способности халькогены уступают галогенам. На это указывает, например, тот факт, что в природе кислород и сера существуют не только в связанном, но и в свободном состоянии.


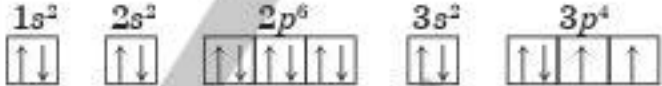
Меньшая активность халькогенов во многом объясняется более прочной связью в их молекулах. В целом элементы VIA группы относятся к числу весьма реакционноспособных веществ, активность которых резко возрастает при повышении температуры.

Большое значение из халькогенов имеют кислород и сера. Схемы строения их атомов даны в таблице 22.



Таблица 22

## Схемы строения атомов кислорода и серы

Химический знак	Размещение электронов по энергетическим уровням	Электронная формула и размещение электронов по орбиталиям
O	${}_{+8}\text{O } 2\bar{e}, 6\bar{e}$	$1s^2$ $2s^2$ $2p^4$ 
S	${}_{+16}\text{S } 2\bar{e}, 8\bar{e}, 6\bar{e}$	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^4$ 

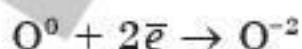
В обычных условиях кислород находится в газообразном состоянии, а сера — кристаллическое вещество с различным составом молекул (табл. 23).

Таблица 23

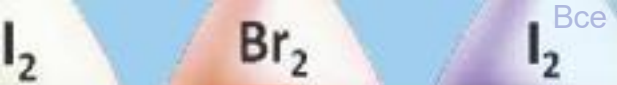
## Сравнение свойств кислорода и серы

Халькоген	O <sub>2</sub>	S
Агрегатное состояние в обычных условиях	Бесцветный газ	Кристаллическое вещество желтого цвета
Кристаллическая решетка	Молекулярная в твердом виде	Молекулярная
Состав молекул	O <sub>2</sub>	S <sub>8</sub>
Плотность, г/см <sup>3</sup> (для кислорода — г/дм <sup>3</sup> )	1,429	2,070
T <sub>пл.</sub> , °C	-218,2	113,0
T <sub>кип.</sub> , °C	-183,8	444,8

Кислород по электроотрицательности уступает только фтору, поэтому в соединениях со фтором атом кислорода имеет степень окисления +2 (O<sup>+2</sup>F<sub>2</sub><sup>-1</sup>). В пероксидах степень окисления кислорода равна -1: H<sub>2</sub><sup>+1</sup>O<sub>2</sub><sup>-1</sup>, K<sub>2</sub><sup>+1</sup>O<sub>2</sub><sup>-1</sup>. В подавляющем большинстве соединений проявляет постоянную степень окисления -2:



Как и для галогенов, электроотрицательность закономерно уменьшается с ростом атомного номера халькогена, что свидетельствует об ослаблении неметаллических свойств элементов при переходе от кислорода к теллуру. Устойчивость водородных соединений и сила кислородсодержащих кислот ослабевают.



Для всех халькогенов известны аллотропные видоизменения. Вспомните, какие аллотропные видоизменения имеются у кислорода и какими свойствами они обладают.

У атомов серы, в отличие от кислорода, на последнем энергетическом уровне имеются свободные  $d$ -орбитали, поэтому может произойти распаривание электронов. В результате этого у атомов серы появляются либо четыре, либо шесть неспаренных электронов. При образовании соединений эти электроны смещаются к элементу с более электроотрицательным значением, поэтому сера в соединениях проявляет различные степени окисления:  $S^{+4}O_2$ ,  $S^{+6}O_3$  (табл. 24).

Таблица 24

## Возможные степени окисления серы

Состояние атомов серы	Размещение электронов по орбиталиям	Число неспаренных электронов	Степень окисления	Примеры соединений
Нормальное состояние	$^{+16}S$ $3s^2$ $3p^4$ $3d^0$ 	2	-2	$H_2S$
Возбужденное состояние	$^{+16}S^+$ $3s^2$ $3p^3$ $3d^1$ 	4	+4	$SO_2$ $H_2SO_3$
	$^{+16}S^+$ $3s^2$ $3p^3$ $3d^2$ 	6	+6	$SO_3$ $H_2SO_4$



Элементы 16 (VIA) группы называются *халькогенами*. На наружном энергетическом уровне этих элементов находится шесть электронов. До устойчивого состояния атомов, характерного для инертных элементов, недостает двух электронов. Атомы этих элементов могут присоединить недостающие два электрона.

По группе сверху вниз растет радиус атома, следовательно, неметаллические свойства атомов халькогенов ослабевают, а металлические — нарастают. Электроотрицательность закономерно уменьшается с ростом радиуса халькогена.

Элементы 16 (VI A) группы — реакционноспособные вещества, при повышении температуры их активность резко возрастает. Для всех халькогенов известны аллотропные видоизменения.



1. Где расположены халькогены в Периодической системе элементов Д. И. Менделеева? Назовите их.
2. Как меняются в группе сверху вниз радиус атомов, их электроотрицательность, неметаллические свойства простых веществ?
3. Сколько электронов в атомах халькогенов на внешнем электронном слое?
4. Сера и кислород расположены в одной группе, однако сера в соединениях проявляет степень окисления  $-2$ ,  $+4$ ,  $+6$ , а кислород  $-2$ . Поясните. Напишите уравнения реакций, в результате которых образуются соединения серы со степенью окисления  $-2$ ,  $4$ ,  $+6$ .
5. Определите степень окисления серы в следующих соединениях:  $K_2S$ ;  $H_2SO_3$ ;  $Na_2SO_4$ ;  $S$ ;  $Al_2S_3$ .



Встречаются элементы, которые в относительно больших количествах являются ядами, а в низких концентрациях оказывают полезное влияние. Например, мышьяк — сильный яд, нарушающий сердечно-сосудистую систему и поражающий почки и печень, в небольших дозах полезен, и врачи прописывают его для улучшения аппетита. Кислород, необходимый человеку для дыхания, в высокой концентрации (особенно под давлением) оказывает ядовитое действие.

## §32. СЕРА В ПРИРОДЕ И ЕЕ ПОЛУЧЕНИЕ

Сера относится к распространенным элементам (около 0,05% от массы земной коры) (рис. 49). Она встречается как в виде самородной серы, так и в составе минералов и горных пород: сульфидов ( $ZnS$  — цинковая обманка,  $FeS_2$  — пирит,  $HgS$  — киноварь,  $PbS$  — свинцовый блеск и др.) и сульфатов ( $CaSO_4 \cdot 2H_2O$  — гипс,  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  — глауберова соль и др.).

Она состоит из циклических молекул  $S_8$ . Если расплавленную серу вылить в холодную воду, то она застынет в виде массы, похожей на резину (рис. 50). Это пластическая сера, построенная в виде бесконечных цепей атомов серы  $S_x$ . В уравнениях химических реакций для упрощения простые вещества серы записывают символом  $S$ .

Сера в воде не растворяется вообще. Более того, она даже не смачивается водой, поэтому порошок серы плавает на поверхности

### Сегодня на уроке:

- Познакомимся с аллотропическими видоизменениями серы и ее свойствами.

### Ключевые понятия

- сера
- получение
- физические свойства
- химические свойства

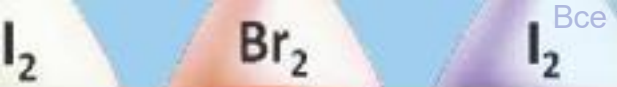


Рис. 49. Сера в природе

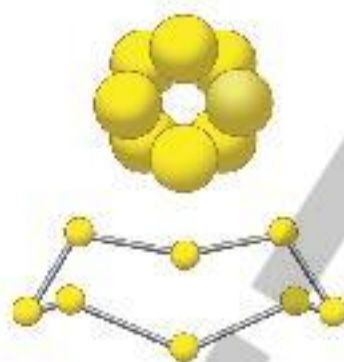
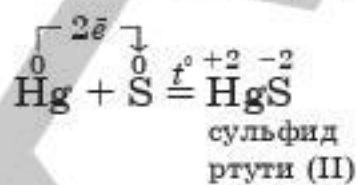
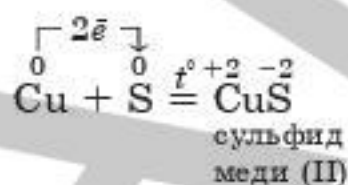


Рис. 50. Строение молекулы серы S<sub>8</sub> и получение пластической серы

воды, хотя плотность серы (2,07 г/см<sup>3</sup>) в два раза больше плотности воды. Это свойство позволяет отделить сернистые руды от пустой породы. Такой метод обогащения руд называется *флотацией* и широко применяется на практике.

**Получение серы.** Свободная сера может быть получена путем отделения ее от других горных пород. Для этого пользуются ее легкоплавкостью ( $t_{пл} = 112,8^{\circ}\text{C}$ ). Если нагреть смесь серы с горной породой, то сера легко плавится, а порода осаждается. Расплавленную серу сливают в сосуды (рис. 51).

**Химические свойства серы.** Сера реагирует со многими металлами, кроме золота и платины, проявляя при этом окислительные свойства, например:



Продуктами такого взаимодействия являются сульфиды.

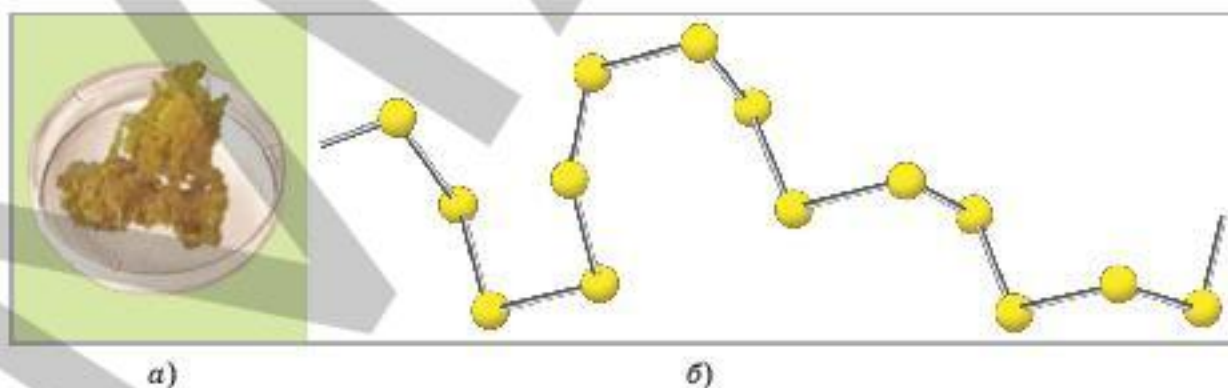
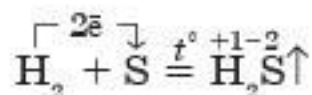
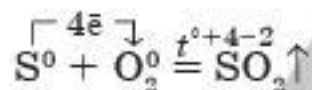


Рис. 51. Пластическая сера (а) и ее строение (б)

Окислительные свойства серы проявляются и в реакциях с некоторыми неметаллами. Сера взаимодействует с водородом при нагревании, образуя летучее соединение — сероводород H<sub>2</sub>S:



Сера может проявлять и восстановительные свойства, например, если реагирует с кислородом:



В результате образуется сернистый газ, т. е. оксид серы (IV). Этот газ имеет запах жженных спичек.

**Применение.** Сера гранулированная идет на производство серной кислоты и ее солей, выпуск препаратов для подкормок растений, борьбы с болезнями и вредителями сельскохозяйственных культур. Благодаря вулканизации каучука, получают резину. Сера также широко применяется в производстве спичек, пиротехники, взрывчатых веществ. Используют для приготовления красок, пигментов, искусственных волокон. В медицине серу применяют для лечения кожных заболеваний.



Сера в природе встречается как в виде самородной, так и в составе сульфидов и сульфатов.

Сера существует в виде нескольких аллотропных модификаций, отличающихся составом и строением. Обычная кристаллическая сера — вещество желтого цвета, имеет молекулярное строение. Сера — типичный неметалл, проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства.



- Охарактеризуйте физические свойства серы.
  - В каком виде сера находится в природе?
  - Что такое *флотация* и в каких целях применяют это явление?
  - Какие аллотропные видоизменения серы существуют?
  - Охарактеризуйте химические свойства серы. Приведите примеры уравнений реакций, в которых сера играет роль окислителя и восстановителя.
  - В каких целях применяют серу?
  - Подготовьте сообщение о роли серы в физиологических процессах.
- 1. Рассчитайте массу серы и объем газообразного фтора, необходимых для получения фторида серы (VI) массой 292 г. Какой объем (н.у.) займет полученный газ?
- Ответ:  $m(\text{S}) = 86,5 \text{ г}$ ;  $V(\text{F}_2) = 121 \text{ л}$ ;  $V(\text{SF}_6) = 60,56 \text{ л}$ .
- 2. Над 16 г серы пропустили водород при нагревании. Определите объем (н.у.) полученного сероводорода, если выход продукта реакции составляет 85% от теоретически возможного.
- Ответ:  $V(\text{H}_2\text{S}) = 9,52 \text{ л}$ .



Специфические запахи чеснока, лука, горчицы и капусты вызываются органическими соединениями серы. Например, источником запаха чеснока является соединение аллицин. Слезоточивое соединение, выделяющееся при нарезании лука, также является соединением серы.

### Знаете ли вы?

Реакция взаимодействия с серой является основой способа удаления и обезвреживания разлитой ртути, например, из разбитого термометра. Ртуть, которая попала в щели и другие труднодоступные места, засыпают порошком серы. Такой процесс называют *демеркуризацией*.

Сера составляет почти 3% от массы Земли. Если вы думаете, что это не так много, в следующий раз, когда вы посмотрите на небо и увидите Луну, подумайте об этом: земля содержит достаточно серы, чтобы вместить в себя не одну Луну, а две!

## §33. СОЕДИНЕНИЯ СЕРЫ

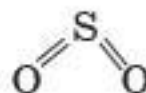
### Сегодня на уроке:

- Изучим свойства оксидов серы (IV) и (VI), сернистой кислоты и сероводорода.

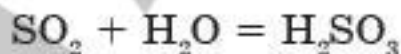
### Ключевые понятия

- оксид серы (IV)
- оксид серы (VI)
- сероводород
- сульфиды
- сульфиты
- сульфаты
- кислотные дожди

Среди соединений серы наибольшее значение имеют ее оксиды и кислоты. Сера образует с кислородом два оксида: оксид серы (IV), или сернистый газ,  $\text{SO}_2$  и оксид серы (VI)  $\text{SO}_3$ . Оксид серы (IV) — это бесцветный газ с характерным запахом. Структурная формула молекулы оксида серы (IV):

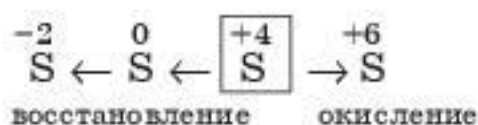


Оксид серы (IV) является кислотным оксидом, проявляя все соответствующие химические свойства. При растворении оксида серы (IV) в воде образуется слабая двухосновная сернистая кислота:

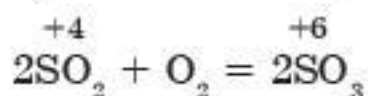


В этом легко убедиться по изменению фиолетового цвета лакмуса на красный в водном растворе оксида серы (IV). Сернистая кислота неустойчива и существует только в растворе. Соли этой кислоты называются *сульфитами*.

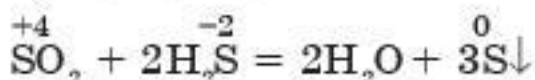
Промежуточное значение степени окисления серы (+4) в оксиде серы (IV) предполагает его участие в окислительно-восстановительных реакциях:



1) Восстановительные свойства:

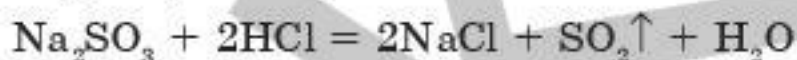


2) Окислительные свойства:



**Соли сернистой кислоты.** Для двухосновной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_3$  характерны два вида солей: средние — сульфиты ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{MgSO}_3$ ) и кислые — гидросульфиты ( $\text{NaHSO}_3$  и др.). Средние соли (за исключением сульфитов аммония и щелочных металлов) нерастворимы в воде, но все они разлагаются кислотами.

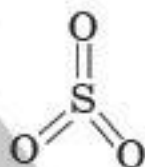
Реактивом на сульфит-ион являются ионы  $\text{H}^+$ , т. е. любая сильная кислота, при добавлении сильных кислот к солям сернистой кислоты последние разлагаются с образованием сернистого газа, что распознается по характерному запаху:



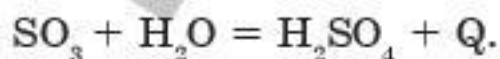
Сернистый газ обладает бактерицидным действием, поэтому его широко используют для обработки овощехранилищ, плодов и фруктов, чтобы предохранить их от загнивания. Сернистый газ, как и соли сернистой кислоты, применяют для отбеливания соломы, шерсти, бумаги, тканей.

**Оксид серы (VI)  $\text{SO}_3$**  — бесцветная жидкость, при температуре ниже  $17^\circ\text{C}$  превращается в белое кристаллическое вещество.

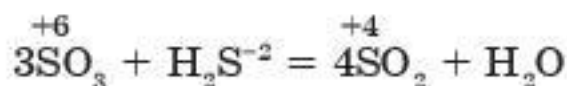
Структурная формула оксида серы (VI):

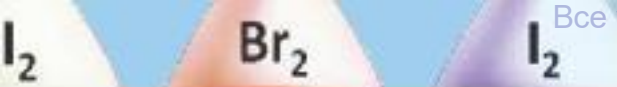


$\text{SO}_3$  — типичный кислотный оксид — очень гигроскопичное вещество, активно поглощает воду с выделением теплоты, образуя серную кислоту:

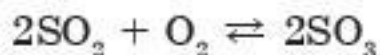


Так как сера в оксиде серы (VI) проявляет высшую степень окисления, то это вещество характеризуется сильными окислительными свойствами, например:





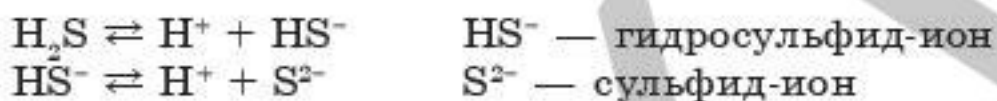
Оксид серы (VI) образуется при окислении сернистого газа:



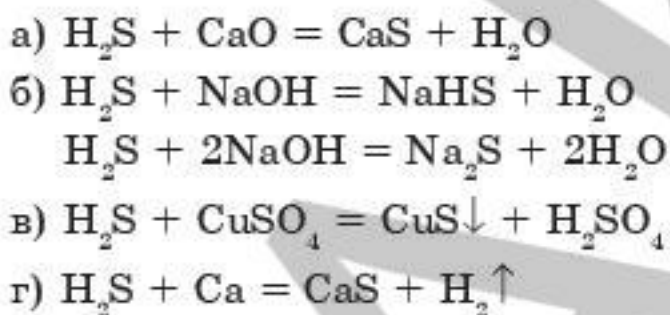
Сернистый газ, попадающий в атмосферу при сжигании топлива, окисляется до  $\text{SO}_3$ , который в облаках образует  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Эти процессы приводят к выпадению кислотных дождей, губительно действующих на все живое.

**Сероводород.** Сероводород — это бесцветный газ с неприятным запахом, ядовит. В природе образуется при гниении белковых веществ, содержится в воде минеральных источников. В обычных условиях в одном литре воды растворяется 2,5 объема сероводорода.

Раствор сероводорода в воде является слабой двухосновной кислотой, поэтому диссоциирует двухступенчато:

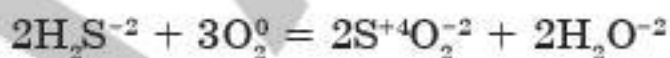


Сероводородная кислота имеет все общие свойства кислот. Она реагирует с: а) основными оксидами; б) основаниями; в) солями; г) металлами:

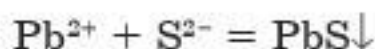


Подумайте, почему сероводородная кислота проявляет только сильное восстановительное свойство.

Являясь восстановителем, сероводород окисляется:



Для обнаружения сероводорода и сульфид-ионов используют ионы свинца, при этом образуется черный осадок сульфида свинца:



Сероводородная вода (раствор  $\text{H}_2\text{S}$  в воде) издавна применяется в медицине для лечения ревматизма и кожных заболеваний. Сероводород является одним из компонентов минеральных вод.





К важным соединениям серы относятся оксиды серы (IV), (VI), сероводородная и серная кислоты. Оксиды серы (IV), (VI) обладают кислотными свойствами. В оксиде серы (IV) сера имеет промежуточное значение  $V(+4)$  степени окисления, поэтому проявляет окислительные и восстановительные свойства. Оксид серы (VI) проявляет только окислительные свойства, а сероводородная кислота — только сильные восстановительные свойства, так как в ней сера имеет низкую степень окисления.

Оксид серы (VI) проявляет только окислительные свойства, а сероводородная кислота — только сильные восстановительные свойства, так как в ней сера имеет низкую степень окисления.



1. Охарактеризуйте физические свойства диоксида серы.
  2. Какие свойства проявляет сернистая кислота (окислитель или восстановитель) при взаимодействии с кальцием, сероводородом, йодом? Запишите уравнения возможных реакций и укажите в них функции сернистой кислоты.
  3. Составьте диаграмму Венна на общие и различные свойства оксидов серы (IV) и (VI).
  4. Составьте уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной кислоты.
  5. Охарактеризуйте кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства сероводородной кислоты.
  6. Что является качественной реакцией на сероводородную кислоту и ее растворимые соли?
- 1. Вычислите относительную плотность оксида серы (IV) по водороду, воздуху и кислороду.
  - 2. Вычислите массу оксида серы (VI), который образуется при окислении кислородом оксида серы (IV) массой 16 г, если выход продукта реакции составляет 80 % от теоретически возможного.

Ответ: 16 г.

### §34. СЕРНАЯ КИСЛОТА И ЕЕ СОЛИ

Модель молекулы серной кислоты представлена на рисунке 52. Структурная формула:

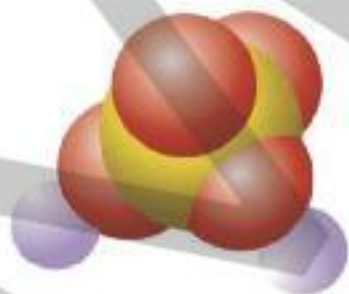
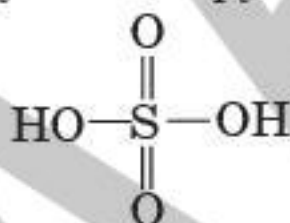


Рис. 52. Модель молекулы серной кислоты

#### Сегодня на уроке:

- Познакомимся со свойствами серной кислоты и ее значением в народном хозяйстве.

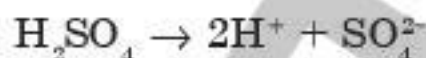


Рис. 53. Приготовление раствора серной кислоты

**Ключевые понятия**

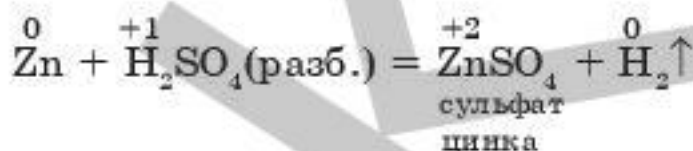
- серная кислота
- свойства соли
- применение

Серная кислота — сильный электролит, диссоциирует в разбавленных водных растворах в одну стадию:

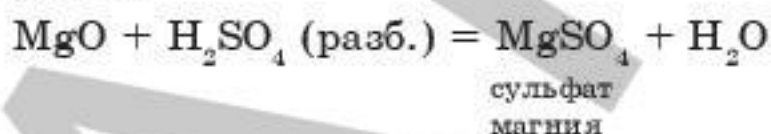


**Физические свойства.** Серная кислота — бесцветная маслянистая нелетучая жидкость без запаха, примерно в 5,4 раза тяжелее воды. Она смешивается с водой в любых соотношениях. При приготовлении водных растворов серной кислоты выделяется большое количество теплоты и сопровождается разбрызгиванием, поэтому ее надо осторожно наливать в воду (а не наоборот!) и перемешивать раствор (рис. 53). Обычно водный раствор серной кислоты с массовой долей  $\text{H}_2\text{SO}_4$  более 70% называют *концентрированной серной кислотой*, а менее 70% — *разбавленной серной кислотой*.

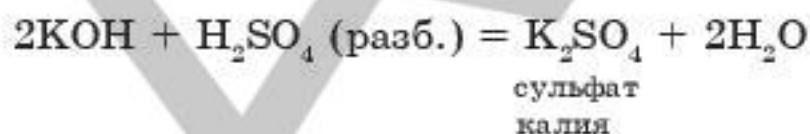
Разбавленная серная кислота проявляет все характерные для кислот свойства. Она изменяет окраску индикаторов и взаимодействует с металлами, стоящими в ряду активности до водорода, с выделением водорода:



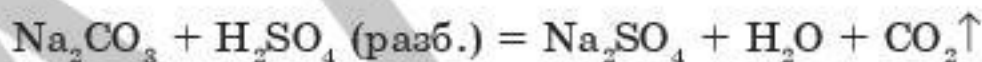
с оксидами металлов:



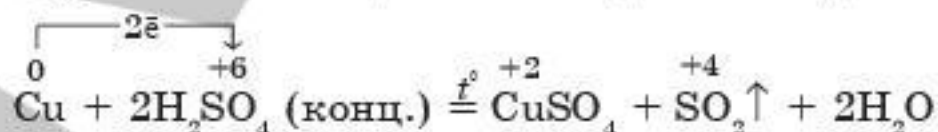
с основаниями:



с солями более слабых кислот:



Концентрированная серная кислота является более сильным окислителем за счет атомов серы, имеющих степень окисления +6. Концентрированная  $\text{H}_2\text{SO}_4$  способна взаимодействовать с металлами, стоящими в ряду активности не только до, но и после водорода (кроме золота и платины). Например, при подливании концентрированной серной кислоты в пробирку с медью и нагревании смеси раствор окрашивается в серовато-синий цвет и наблюдается выделение газа  $\text{SO}_2$ :



Железо, алюминий и некоторые другие активные металлы при обычных условиях не реагируют с концентрированной серной кислотой (пассивируются ею), поэтому ее можно хранить и перевозить в стальных цистернах (рис. 54). Концентрированная серная кислота способна взаимодействовать с простыми веществами — неметаллами, а также со многими сложными, в том числе органическими соединениями. Серная кислота обугливает бумагу и древесину, разрушает одежду и кожу — это очень опасно, поэтому следует соблюдать правила техники безопасности.

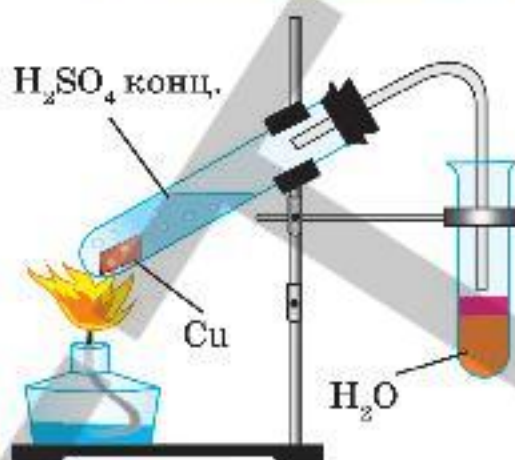
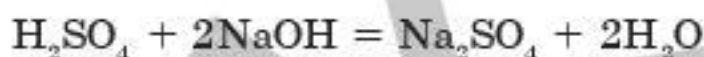


Рис. 54. Действие концентрированной серной кислоты на медь

**Соли серной кислоты.** Поскольку серная кислота двухосновная, то она образует два типа солей — средние соли, например сульфат натрия:

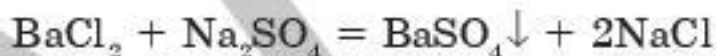


и кислые соли, например гидросульфат натрия:



Часть слова гидро- в названии кислотного остатка указывает на наличие в его составе атома водорода. Большинство сульфатов и гидросульфатов хорошо растворимы в воде.

Плохо растворимы — сульфаты щелочноземельных металлов ПА-группы, практически не растворим — сульфат бария. При добавлении раствора соли бария, например хлорида бария BaCl<sub>2</sub>, к водным растворам серной кислоты или сульфатов образуется осадок сульфата бария белого цвета (рис. 55):



Следовательно, растворимые соли бария являются реактивом на серную кислоту и ее соли.

Серная кислота — один из важнейших продуктов, используемых в различных областях промышленности. Основными ее потребителями являются производства минеральных удобрений, соляной, уксусной и других кислот, моющих средств, взрывчатых веществ, красителей, лекарств. Серная кислота



Рис. 55. Цистерна для перевозки концентрированной серной кислоты

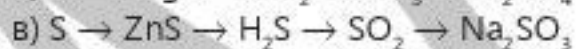
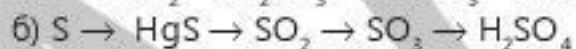
применяется также в металлургии, для очистки нефтепродуктов, как электролит в кислотных аккумуляторах и т. д. Соли серной кислоты используются в качестве минеральных удобрений, в строительстве, медицине, для борьбы с вредителями растений, в производстве соды и стекла. Например, кристаллогидраты сульфата меди (II)  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (медный купорос) и сульфата железа (II)  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  (железный купорос) используются в сельском хозяйстве для борьбы с вредителями растений, как антисептическое средство для пропитывания древесины, в производстве красителей, а  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  (горькая, или английская, соль) широко применяется в медицине, в том числе как сильное слабительное средство.



**Безводная серная кислота** — тяжелая маслянистая жидкость, не обладающая цветом и запахом. Она является важным продуктом химической промышленности. Разбавленная серная кислота, как и типичные кислоты, взаимодействует с металлами, расположенными в электрохимическом ряду до водорода. Реагирует с основными и амфотерными оксидами, с основаниями и солями. Концентрированная серная кислота проявляет сильные окислительные свойства, реагирует почти со всеми металлами (кроме Au, Pt и др.).



1. К разбавленному раствору серной кислоты добавили: а) лакмус; б) фенолфталеин; в) метилоранж. Как изменится окраска индикаторов?
2. Какие свойства проявляет разбавленная серная кислота? Проиллюстрируйте ответ уравнениями реакций.
3. Почему концентрированную серную кислоту можно хранить в стальных емкостях, а для хранения разбавленной серной кислоты эти емкости покрывают изнутри кислотостойким материалом? Поясните.
4. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения веществ:



Укажите среди этих реакций окислительно-восстановительные, определите окислитель и восстановитель.

5. Зимой между рамами окон иногда помещают сосуд с концентрированной серной кислотой. С какой целью это делают, почему сосуд нельзя заполнять кислотой доверху?

Ответ: 4,48 л.

6. Составьте диаграмму Венна для сравнения физических и химических свойств разбавленной и концентрированной серной кислоты.

1. Рассчитайте объем (н.у.) сернистого газа, который выделится при взаимодействии меди массой 12,8 г с избытком концентрированной серной кислоты.

- 2. Рассчитайте массу оксида магния, который полностью прореагирует с раствором серной кислоты массой 500 г с массовой долей 20%.

Ответ:  $m(\text{MgO}) = 40,8 \text{ г}$ .

### § 35. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ “РАСЧЕТ МАССОВОЙ (ОБЪЕМНОЙ) ДОЛИ ВЫХОДА ПРОДУКТА ПО СРАВНЕНИЮ С ТЕОРЕТИЧЕСКИ ВОЗМОЖНЫМ ВЫХОДОМ”

Рассчитанные по уравнениям реакций массы или объемы продуктов реакций часто не соответствуют действительности, так как существуют потери. По этой причине есть задачи, в которых рассчитывают, сколько реально получилось продукта реакции — практический выход, обозначаемый  $\eta$  (эта), хотя часто вместо этой величины упоминают массовую долю практического выхода —  $\omega$  (омега), или объемную долю выхода —  $\varphi$  (фи).

#### Сегодня на уроке:

- Научимся решать задачи на расчет массовой (объемной) доли выхода продукта по сравнению с теоретически возможным выходом.

#### Ключевые понятия

- практический выход
- теоретический выход

$$\eta = \frac{m(\text{практ. выход})}{m(\text{теор. выход})} \cdot 100\%;$$

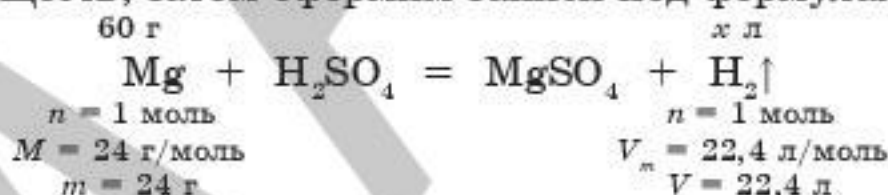
$$\varphi = \frac{V(\text{практ. выход})}{V(\text{теор. выход})} \cdot 100\%.$$

**Задача.** Какой объем водорода (н.у.) можно получить при взаимодействии 60 г магния с разбавленной серной кислотой, если выход продукта реакции составляет 95%?

**Решение.**

1-й способ. Решение через составления пропорции.

1. Напишем уравнение реакции и проставим данные задачи сверху над формулами веществ, затем оформим записи под формулами веществ:



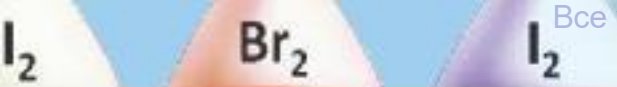
2. Определим, сколько литров водорода должно было получиться (теоретический выход):

$$\frac{60 \text{ г}}{24 \text{ г}} = \frac{x \text{ л}}{22,4 \text{ л}}, \quad x = 56 \text{ л}.$$

3. Найдем реальный (практический выход) объем водорода (рассчитываем с учетом выхода продукта реакции):

$$V = \frac{95\% \cdot 56 \text{ л}}{100\%} = 53,2 \text{ л}.$$

Ответ:  $V(\text{H}_2) = 53,2 \text{ л}$ .

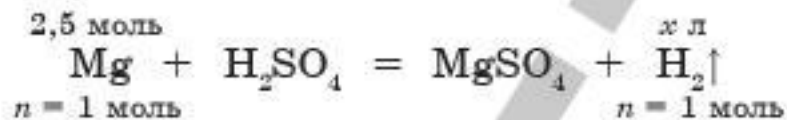


2-й способ. Решение через количество вещества.

1. Определяем количество вещества исходных веществ:

$$n(\text{Mg}) = \frac{60 \text{ г}}{24 \text{ г/моль}} = 2,5 \text{ моль.}$$

2. Составляем уравнение реакции и проставляем найденные количества вещества исходных веществ:



Определяем количество вещества водорода — 2,5 моль, а затем объем его теоретического выхода:

$$V(\text{H}_2) = V_m \cdot n = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 2,5 \text{ моль} = 56 \text{ л.}$$

3. Найдем реальный (практический выход) объем водорода (рассчитываем с учетом выхода продукта реакции):

$$V_{(\text{практ.})} = \frac{95\% \cdot 56 \text{ л}}{100\%} = 53,2 \text{ л.}$$

*Ответ:*  $V(\text{H}_2) = 53,2 \text{ л.}$



1. При взаимодействии водяных паров объемом 16,8 л (н.у.) с раскаленным железом получился водород объемом 12 л (н.у.), а второй продукт — оксид железа (III). Вычислите выход водорода (в %) от теоретически возможного.

*Ответ:* 71%.

2. При взаимодействии 6 моль алюминия с серной кислотой выделился водород, выход которого составил 80% от теоретически возможного. Определите массу полученного водорода.

*Ответ:* 14,4 г.

3. Определите массу хлороводорода, полученного при взаимодействии 11,7 г хлорида натрия с концентрированной серной кислотой, если практический выход хлороводорода равен 90%.

*Ответ:* 6,6 г.

4. При взаимодействии 22,4 л водорода с бромом получили 30 л бромоводорода (н.у.). Определите практический выход продукта реакции.

*Ответ:* 67%.

5. Какую массу оксида кальция надо взять в реакции с водой для получения 1 т гидроксида кальция, если практический выход гидроксида кальция составляет 97%?

*Ответ:* 780 кг.

6. Рассчитайте массовую долю выхода продукта (в %) от теоретически возможного, если при взаимодействии 980 г 15%-ного раствора серной кислоты с гидроксидом калия было получено 62,5 г сульфата калия.

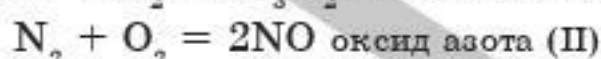
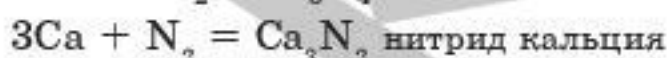
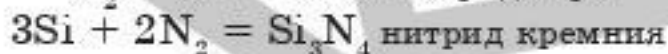
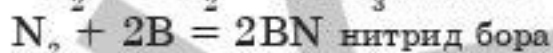
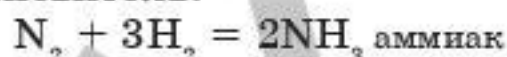
*Ответ:* 25%.

## § 36. ЭЛЕМЕНТЫ 15 (VA) ГРУППЫ. АЗОТ

**Физические свойства.** Азот — бесцветный газ без запаха и вкуса. Температура кипения — 196°С.

**Химические свойства.** Атомы азота в молекуле связаны тройной химической связью N≡N, поэтому молекула азота очень прочная и обладает низкой реакционной способностью.

В обычных условиях азот непосредственно взаимодействует лишь с литием с образованием Li<sub>3</sub>N. При нагревании или воздействии электрического разряда вступает в реакцию со многими веществами, обычно выступает как окислитель (азот по электроотрицательности на 3-м месте после кислорода и фтора) и лишь при взаимодействии со фтором и кислородом как восстановитель.



**Применение.** Азот является исходным сырьем для получения аммиака, азотной кислоты и азотных удобрений.

**Круговорот азота в природе.** В результате взаимодействия живой (биотической) и неживой (абиотической) природы происходит переход неорганической материи в живые организмы и их превращение с возвратом в абиотическое состояние. Этот круговорот азота происходит в природе непрерывно, и совершается он за счет четырех последовательных процессов: *азотфиксации, аммонификации, нитрификации и денитрификации.*

*Азотфиксация* — живущие в почве азотфиксирующие бактерии (*клубеньковые бактерии, азотобактерии*), которые обогащают почву азотом в результате их минерализации после гибели. На каждом гектаре земли, таким образом, ежегодно накапливается около 25 кг азота.

Накопленный в корнях растений азот переходит в надземные органы растений и расходуется на биосинтез белка, а также скапливается в почве. На одном гектаре площади, засеянной люцерной, за год накапливается до 150—400 кг азота.

В воде и влажной почве азот фиксируется сине-зелеными водорослями.

### Сегодня на уроке:

- Познакомимся со свойствами азота. Узнаем, как происходит круговорот азота в природе.

### Ключевые понятия

- азот
- химический элемент
- простое вещество
- физические свойства
- химические свойства
- применение

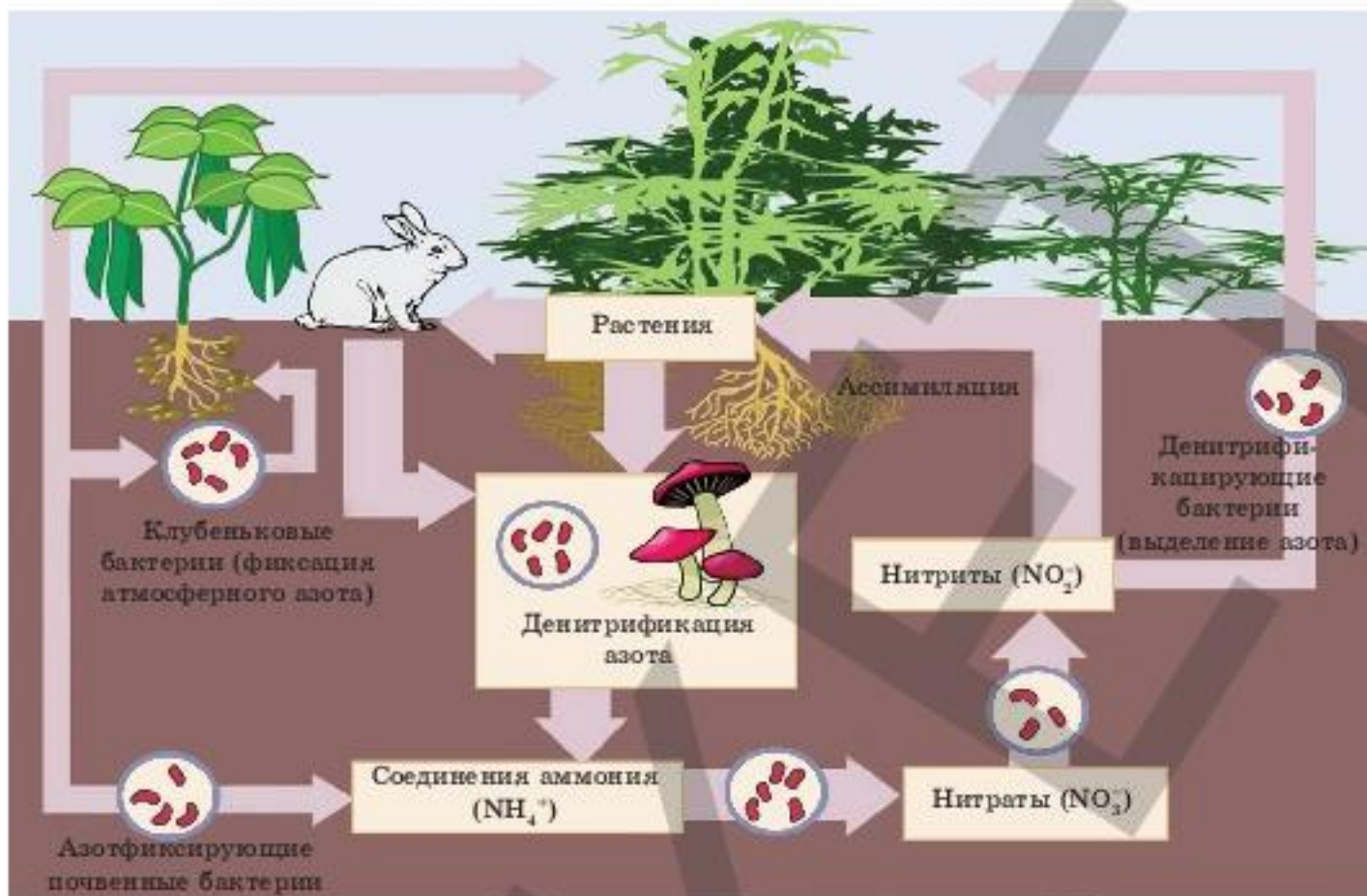


Рис. 56. Круговорот азота в природе

После вымирания организмов их белки расщепляются гнилостными микроорганизмами с выделением аммиака. Этот процесс называется *аммонификацией*.

Аммиак частично усваивается растениями, а частично бактериями и превращается в нитраты. Этот процесс называется *нитрификацией*.

Нитраты, как и аммонийные соли, используются растениями и микроорганизмами. Некоторая же часть нитратов расщепляется отдельными бактериями до элементарного азота и выделяется в атмосферу. Этот процесс называется *денитрификацией*.

Таким образом, в природе совершается непрерывный круговорот азота (рис. 56). Ежегодно с урожаем убираются наиболее богатые белками части растений, например зерно, поэтому в почву необходимо вносить удобрения, возмещающие убыль в ней важнейших элементов питания растений.



Благодаря наличию трех химических связей, молекула азота очень прочная и обладает малой реакционной способностью. В обычных условиях азот непосредственно взаимодействует лишь с литием с образованием  $\text{Li}_3\text{N}$ . При нагревании или воздействии электрического разряда он вступает в реакцию со многими веществами. В промышлен-



ности азот получают из воздуха. В больших количествах свободный азот применяют для синтеза аммиака. Круговорот азота происходит в природе непрерывно, и совершается он за счет четырех последовательных процессов: азотфиксации, аммонификации, нитрификации и денитрификации.



1. Какие элементы составляют главную подгруппу V группы? Каковы закономерности изменения свойств элементов в подгруппе азота сверху вниз?
2. Какова структура внешнего электронного слоя атомов элементов подгруппы азота?
3. Напишите формулы высших оксидов и летучих водородных соединений элементов подгруппы азота.
4. Какие валентности и степени окисления характерны для азота и фосфора в их соединениях?
5. Определите степень окисления азота в следующих соединениях: NH<sub>3</sub>, N<sub>2</sub>O, NO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, N<sub>2</sub>, NaNO<sub>3</sub>.
6. Объясните с учетом строения молекулы азота, почему он обладает низкой химической активностью. С какими веществами и при каких условиях взаимодействует азот? Приведите примеры реакций.
7. Как можно доказать опытным путем, что в воздухе есть азот? Отличается ли по содержанию азота почвенный воздух от атмосферного? Дайте обоснованный ответ.
8. Выскажите предположение о том, какой была бы жизнь на Земле, если бы азот был твердым веществом, как углерод, фосфор, кремний. Что случится, если азот станет таким же активным, как кислород и фтор?
9. Почему воздух в Антарктиде не сжижается сам по себе, хотя температура там бывает до -80°C? Ответьте на вопрос, опираясь на знания о кристаллической решетке.
10. Для перевозки овощей и фруктов на дальние расстояния используют рефрижераторы — транспортные средства с холодильной установкой. В качестве хладагента при этом применяют жидкий азот. Поясните, чем обусловлено применение азота.
11. Как происходит круговорот азота в природе?
12. Почему, несмотря на то, что азота в природе много (он входит в состав атмосферы), наблюдается низкая урожайность сельскохозяйственных культур из-за азотного голодания?
13. При грозových разрядах в почве иногда образуется нитрат кальция. Напишите уравнения соответствующих реакций.

### Знаете ли вы?

В почве имеются свободно живущие бактерии, способные усваивать атмосферный азот. Такие бактерии можно выращивать искусственно, а из них получать бактериальные удобрения.

Выдающиеся произведения живописи хранят в герметичных футлярах, заполненных азотом, чтобы предохранить краски от влаги и химически активных компонентов воздуха.

Вне пределов Земли азот обнаружен в газовых туманностях, в солнечной атмосфере, на Уране, Нептуне, в межзвездном пространстве и др. Азот — четвертый по распространенности элемент Солнечной системы (после водорода, гелия и кислорода).

## Знаете ли вы?

Некоторое количество азота переводится в связанное состояние во время грозы. Вспышки молний происходят порядка ста молний каждую секунду. Пока вы читаете этот абзац, во всем мире сверкнуло примерно 500 молний. Электрический разряд нагревает атмосферу вокруг себя, азот соединяется с кислородом (происходит реакция горения) с образованием различных оксидов азота. И хотя это довольно зрелищная форма связывания, она охватывает только 10 млн. т азота в год.

## § 37. АММИАК

**Строение.** Как вы уже знаете, на внешнем энергетическом уровне атомы азота содержат пять электронов, из которых три электрона неспаренные. Именно они и участвуют в формировании трех ковалентных связей с тремя атомами водорода при образовании молекулы аммиака  $\text{NH}_3$ . Молекула аммиака имеет форму треугольной пирамиды (рис. 57).

## Сегодня на уроке:

- Изучим общие характеристики аммиака.

## Ключевые понятия

- аммиак
- строение
- получение
- физические свойства
- химические свойства

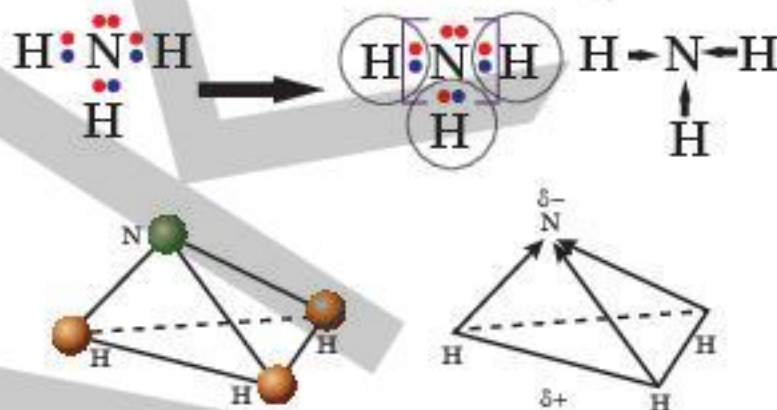
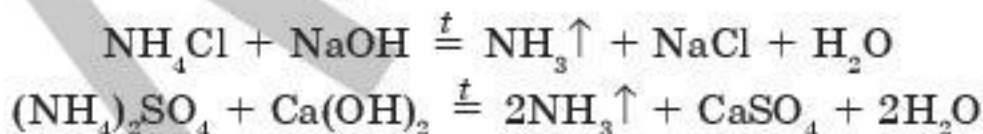


Рис. 57. Строение аммиака

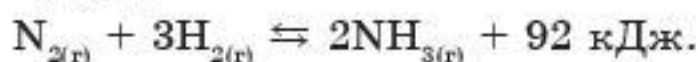
**Физические свойства.** Аммиак — бесцветный газ с резким запахом, хорошо растворяется в воде. В одном литре воды при комнатной температуре растворяется 700 л аммиака. Этот раствор называется *аммиачной водой* или *нашатырным спиртом*.

**Получение.** В лаборатории аммиак получают при нагревании смеси солей аммония со щелочами:

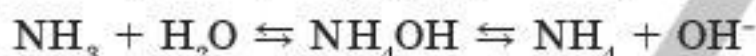


Чаще всего для этих целей используют хлорид аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и гашеную известь  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (в избытке).

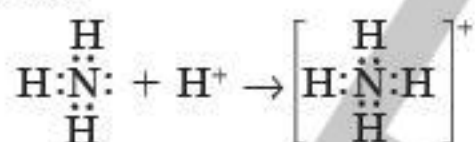
Промышленный способ получения аммиака основан на прямом взаимодействии водорода и азота:



**Химические свойства.** Аммиак взаимодействует с водой с образованием гидроксида аммония. Если к раствору аммиака прилить несколько капель фенолфталеина, то он окрасится в малиновый цвет, т. е. покажет щелочную среду (рис. 58):



Наличием гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$  и объясняется щелочная реакция водных растворов аммиака. Ион аммония образуется по донорно-акцепторному механизму:

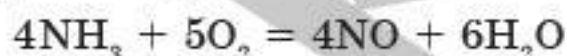


Если окрашенный фенолфталеином раствор аммиака подогреть, то почему окраска исчезнет (рис. 59)?

Аммиак горит в кислороде:



В присутствии катализатора (сплав платины и родия) аммиак окисляется кислородом воздуха с образованием оксида азота (II):



Аммиак взаимодействует с кислотами, образуя соли аммония. Это взаимодействие наблюдается в следующем опыте: если стеклянную палочку или стакан, смоченные раствором аммиака, поднести к другой палочке или стакану, смоченным раствором соляной кислоты, то появится густой белый дым (рис. 60):

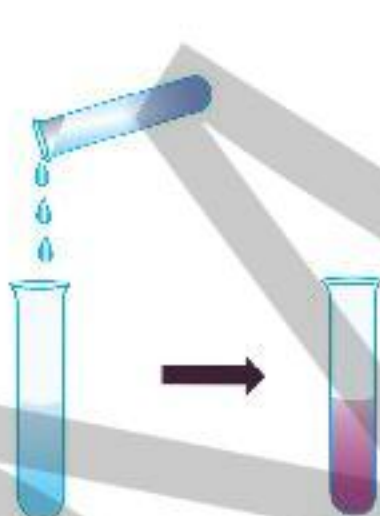
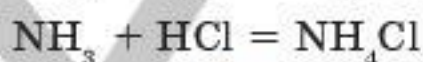


Рис. 58. Изменение окраски фенолфталеина в аммиаке

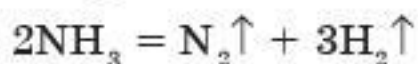


Рис. 59. Растворение аммиака в воде



Рис. 60. Реакция аммиака с хлороводородом

При нагревании аммиак разлагается на простые вещества:



**Применение.** Аммиак при невысоком давлении (7—8 атм) легко превращается в жидкость. Поскольку при испарении жидкого аммиака поглощается большое количество теплоты, то он применяется в различных холодильных устройствах.

Водные растворы аммиака используют в медицине и быту. Но большая часть получаемого в промышленности аммиака идет на приготовление азотной кислоты, а также других азотсодержащих веществ. К важнейшим из них относятся азотные удобрения, прежде всего сульфат и нитрат аммония и карбамид (рис. 61).



**Аммиак** — бесцветный газ с характерным удушливым запахом, реакционноспособное вещество. При растворении аммиака в воде образуется аммиачная вода. Аммиак проявляет восстановительные свойства. При нагревании разлагается на азот и водород. При сгорании аммиака в кислороде без катализатора образуются азот и вода, а в присутствии катализатора — оксид азота (II) и вода. При взаимодействии аммиака с водой образуется гидроксид аммония, а с кислотами — соответственно соли аммония. Большая часть аммиака идет на получение азотной кислоты и азотных удобрений.



Производство аммиака, минеральных удобрений

В производстве взрывчатых веществ

В медицине, химических лабораториях

В хранилищах музеев

В электролампах

В бензохранилищах

Рис. 61. Применение аммиака



1. Каково строение аммиака?
  2. Охарактеризуйте физические свойства аммиака.
  3. Какая реакция является качественной на катион аммония?
  4. Напишите уравнения реакций, характеризующие химические свойства аммиака.
  5. Каковы окислительные и восстановительные свойства аммиака?
  6. Составьте уравнение реакций взаимодействия аммиака с серной кислотой и назовите продукт реакции.
  7. Какие продукты образуются при сгорании аммиака в кислороде в присутствии катализатора и без него? Напишите уравнения реакций.
  8. В каких целях применяют аммиак?
  9. В результате какого процесса аммиак поступает в атмосферу Земли?
  10. В составе атмосферы каких планет содержится много аммиака?
- 1. Смешали 5 л (н.у.) аммиака и 15 л (н.у.) хлороводорода. Какое вещество взято в избытке и какова его масса?

Ответ:  $V(\text{HCl}) = 10 \text{ л}$ ,  $m(\text{HCl}) = 16,28 \text{ г}$ .

- 2. Какой объем аммиака надо пропустить через 100 г раствора 20%-ной серной кислоты, чтобы получить: а) гидросульфат аммония; б) сульфат аммония?

Ответ: а)  $V(\text{NH}_3) = 4,48 \text{ л}$ , б)  $V(\text{NH}_3) = 8,96 \text{ л}$ .

- 3. Сколько литров аммиака (NH<sub>3</sub>) образуется при взаимодействии 112 кг азота (N<sub>2</sub>) с водородом (H<sub>2</sub>)? Выход от теоретически возможного 80% (нормальные условия).

Ответ: 143,36 м<sup>3</sup>.

- 4. Определите объем аммиака (н. у.), полученного из 400 л (н.у.) воздуха (содержащего 78% азота). При этом его практический выход составляет 25%.

Ответ: 156 л.

### Знаете ли вы?

Пары нашатырного спирта способны изменять окраску цветов. Например, голубые и синие лепестки становятся зелеными, ярко-красные — черными.

Облака Юпитера состоят из аммиака. Некоторые цветы, не имеющие запаха от природы, после обработки аммиаком начинают благоухать. Например, приятный аромат приобретают астры.

### Умей применять знания по химии!

1. Если добавить нашатырный спирт в воду, то такой раствор прекрасно отмоет окно, стеклянную посуду. Как вы думаете, какое свойство аммиака применяется при этом?

2. Воротник верхней одежды можно почистить раствором, состоящим из поваренной соли (5 г) и нашатырного спирта (25 г).

3. Вывести пятно от чая можно, протерев кусочком ткани, смоченным в растворе глицерина и нашатырного спирта (соответственно 2 чайные ложки и 0,5 чайной ложки).

4. Если человек отравился парами аммиака, то его необходимо вывести на свежий воздух.





## § 38. АЗОТНАЯ КИСЛОТА

### Сегодня на уроке:

- Познакомимся со строением азотной кислоты.
- Изучим общие свойства азотной кислоты с другими кислотами.

### Ключевые понятия

- азотная кислота
- строение
- получение
- физические свойства
- химические свойства
- применение

**Строение.** Структурную формулу азотной

кислоты изображают так:  $\text{H}-\text{O}-\overset{+5}{\text{N}}\begin{matrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{O} \end{matrix}$

В азотной кислоте валентность азота равна IV, степень окисления +5 (рис. 62).

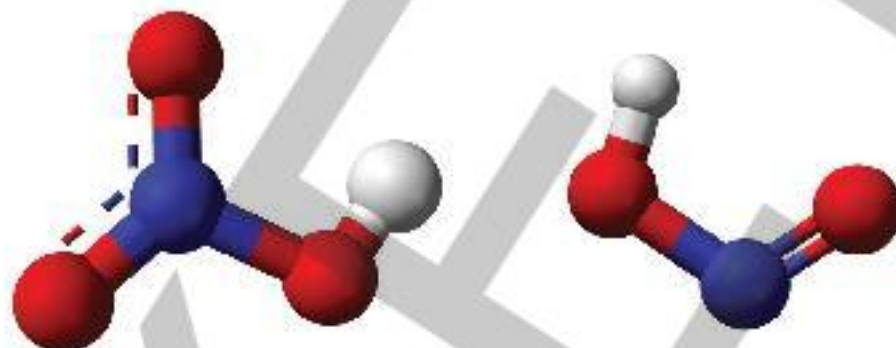


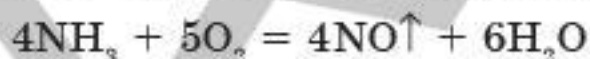
Рис. 62. Модели молекулы азотной кислоты

**Получение.** В лаборатории азотную кислоту получают действием концентрированной серной кислоты на кристаллический нитрат калия или натрия при незначительном нагревании:

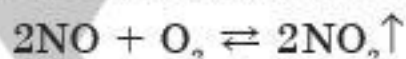


Получение азотной кислоты в промышленных масштабах осуществляется каталитическим окислением аммиака кислородом воздуха:

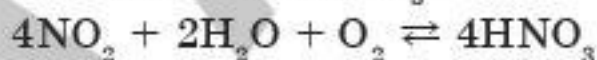
1. Вначале смесь аммиака с воздухом пропускают над платиновым катализатором при  $800^\circ\text{C}$ . Аммиак окисляется до оксида азота (II):



2. При охлаждении происходит дальнейшее окисление NO до  $\text{NO}_2$ :



3. Образующийся оксид азота (IV) растворяется в воде в присутствии избытка  $\text{O}_2$  с образованием  $\text{HNO}_3$ :

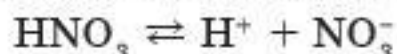


Исходные продукты — аммиак и воздух — тщательно очищают от вредных примесей, отравляющих катализатор (сероводород, пыль, масла и т. п.).

**Физические свойства.** Азотная кислота — бесцветная жидкость с едким запахом. Очень гигроскопична, “дымит” на воздухе, так как ее пары с влагой воздуха образуют капли тумана. Смешивается с водой в любых соотношениях. Переходит в кристаллическое состояние при  $-41,6^\circ\text{C}$ , кипит при  $82,6^\circ\text{C}$ .

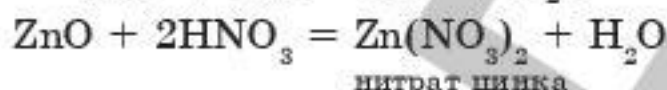
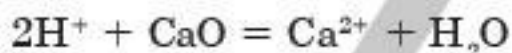
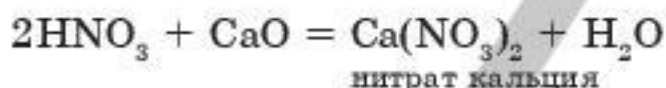
### Химические свойства азотной кислоты

1. Водный раствор имеет сильноокислую реакцию и соответствующим образом меняет окраску индикаторов:



Лакмус — красный, метилоранж — розовый, фенолфталеин — бесцветный.

2. Реагирует с основными и амфотерными оксидами:



3. Реагирует с основаниями:

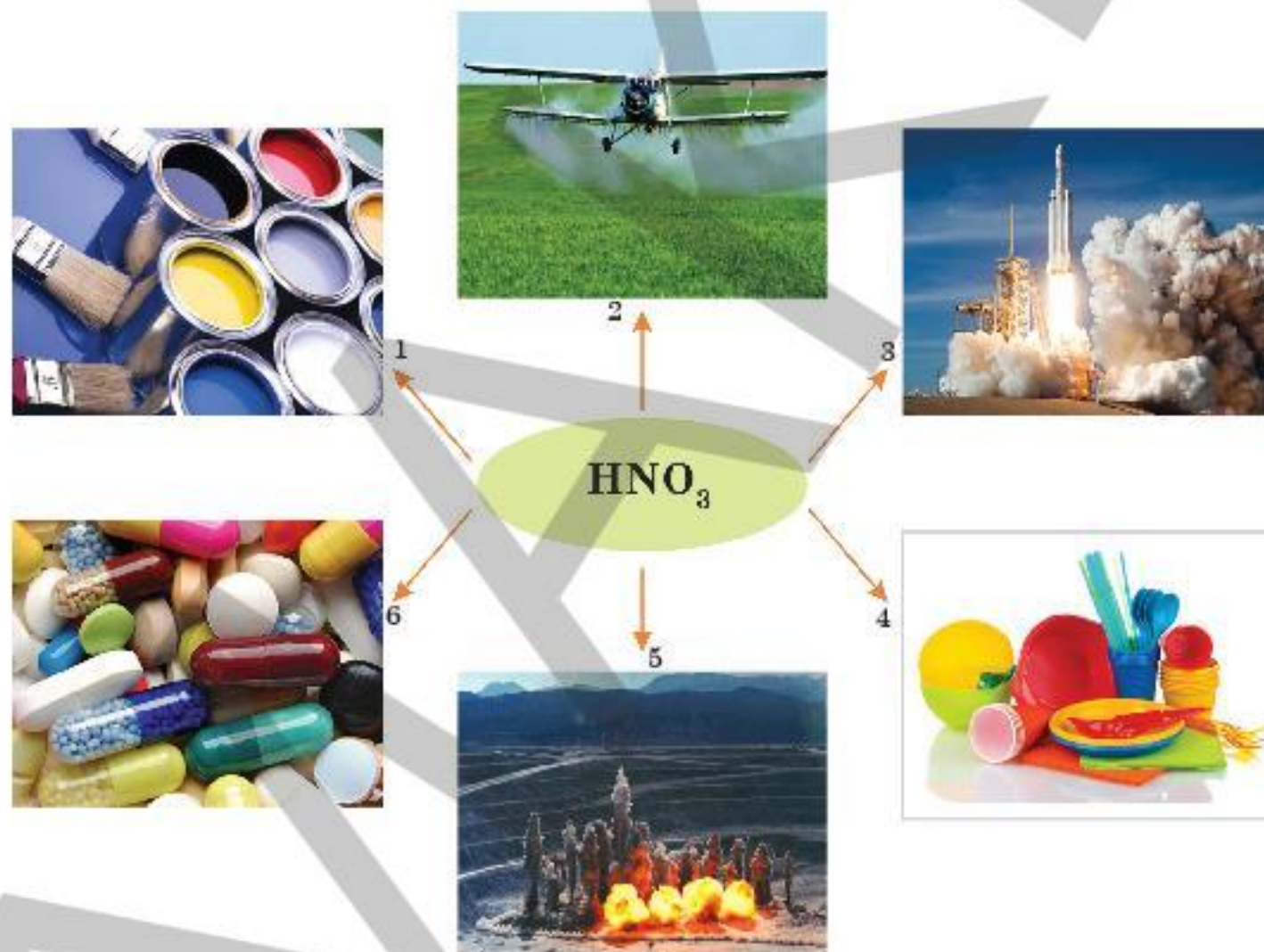
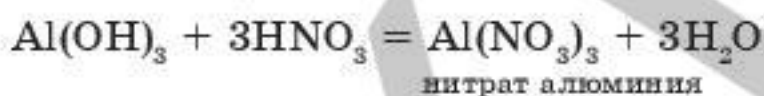
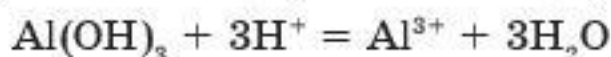
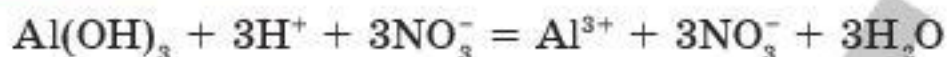
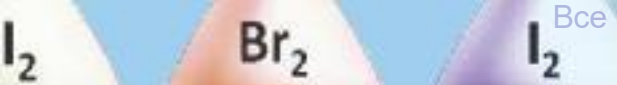
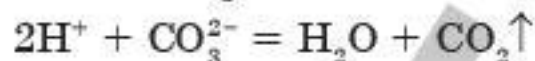
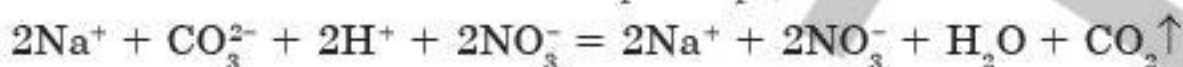
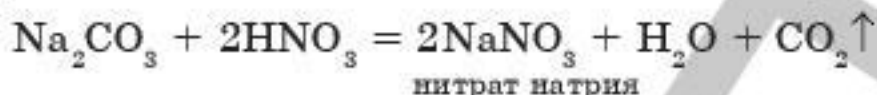


Рис. 63. Применение азотной кислоты:

- 1 — для получения красителей; 2 — производство минеральных удобрений;  
 3 — для получения топлива для ракет; 4 — для получения пластмасс;  
 5 — для получения взрывчатых веществ; 6 — для получения лекарственных препаратов



4. Реагирует с солями более слабых и более летучих кислот:



**Применение.** Селитры используются главным образом как минеральные азотные удобрения. Кроме того,  $\text{KNO}_3$  применяют для приготовления черного пороха, который предназначен для эксплуатации в мирных целях: для подрывных работ, охоты, а также для ракет, фейерверков и других пиротехнических составов (рис. 63).



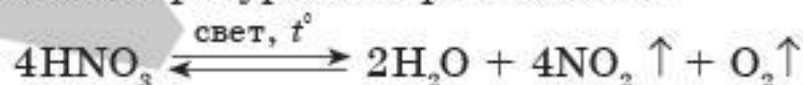
*Азотная кислота — бесцветная жидкость с едким запахом. Современные промышленные способы получения азотной кислоты основаны на каталитическом окислении аммиака кислородом воздуха. Азотная кислота является сильной кислотой. Она реагирует с основными оксидами, основаниями и солями более слабых кислот.*



1. Составьте структурную и электронную формулы азотной кислоты.
  2. Каковы физические свойства азотной кислоты?
  3. Выразите химическими уравнениями процесс получения азотной кислоты в промышленности.
  4. Напишите уравнения реакций между азотной кислотой и следующими веществами: а) гидроксидом алюминия; б) оксидом кальция; в) карбонатом кальция; г) аммиаком.
- 1. Сколько литров и моль аммиака требуется для получения 6,3 кг азотной кислоты, считая потери в производстве равными 15%.  
Ответ: 2,63 м<sup>3</sup>.
  - 2. Какой объем 1 М раствора гидроксида натрия требуется для нейтрализации 50 мл 2 М раствора азотной кислоты?  
Ответ: 100 мл.

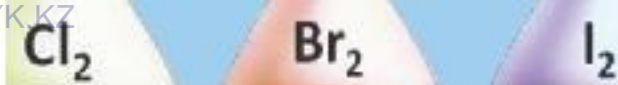
### §39. СПЕЦИФИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ И НИТРАТОВ

**Азотная кислота.** 1. Азотная кислота малоустойчива, при действии света или температуры она разлагается:



Вследствие выделения сильных окислителей ( $\text{O}_2$  и  $\text{NO}_2$ ):





а) тлеющая лучинка над нагретой азотной кислотой вспыхивает;

б) скипидар и древесина при контакте с концентрированной азотной кислотой воспламеняются.

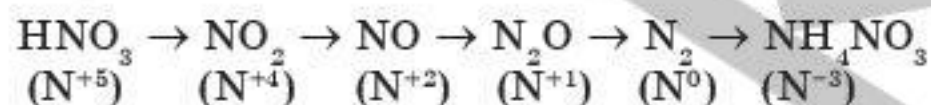
Кислота при хранении желтеет, потому что выделяющийся бурый газ ( $\text{NO}_2$ ) окрашивает кислоту (рис. 64).

2. *Реакция с белками:* животные и растительные ткани при действии на них азотной кислоты быстро разрушаются и окрашиваются в желтый цвет.

3. При взаимодействии металлов с азотной кислотой (независимо от концентрации) водород  $\text{H}_2$  никогда не выделяется. Процесс протекает по схеме:

$\text{Me} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{соль} + \text{вода} + \text{продукт восстановления HNO}_3$

Продуктами восстановления  $\text{HNO}_3$  являются:

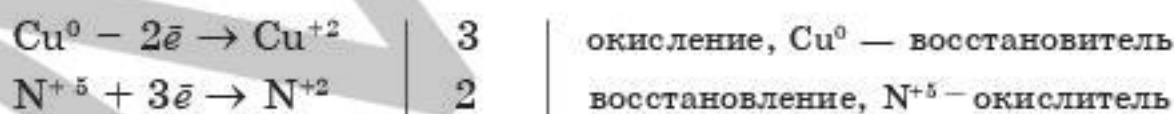
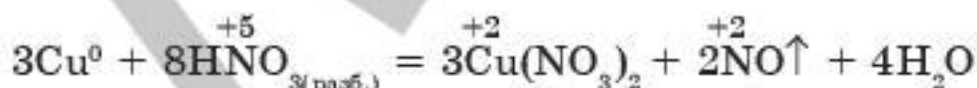


Окислительные свойства кислотного остатка  $\text{NO}_3^-$  значительно сильнее, чем ионов водорода  $\text{H}^+$ , поэтому азотная кислота взаимодействует практически со всеми металлами, кроме золота  $\text{Au}$  и платины  $\text{Pt}$ .

Например, при взаимодействии концентрированной азотной кислоты с медью образуется бурый оксид азота (IV)  $\text{NO}_2$ :



При взаимодействии разбавленной азотной кислоты с медью продуктом реакции является бесцветный оксид азота (II):



Холодная концентрированная азотная кислота пассивирует железо, хром и алюминий. На их поверхности под действием концент-

### Сегодня на уроке:

- Познакомимся со специфическими свойствами азотной кислоты и нитратов.
- Узнаем о значениях азотной кислоты и нитратов в народном хозяйстве.

### Ключевые понятия

- азотная кислота
- нитраты
- свойства
- применение

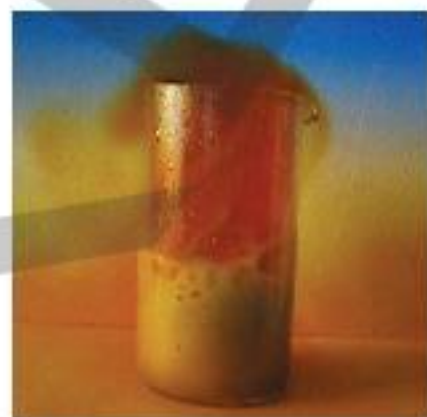


Рис. 64. Бурый газ



рированной кислоты образуется прочная пленка, которая защищает металл от дальнейшего взаимодействия с кислотой, поэтому ее можно транспортировать в цистернах, сделанных из этих металлов. Азотная кислота играет важную роль в народном хозяйстве. Ее применяют при производстве азотных удобрений, взрывчатых веществ, органических красителей и как окислитель ракетного топлива.

**Физические свойства нитратов.** Все нитраты — твердые кристаллические вещества белого цвета, хорошо растворимые в воде.

**Химические свойства.** Все нитраты термически неустойчивы. При нагревании нитратов выделяется кислород, поэтому все эти соли — сильные окислители. Например, если в расплавленную селитру внести кусочки угля или серы, то они ярко вспыхивают и сгорают. Характер разложения соли зависит от химической активности металла, входящего в состав соли. Обратите внимание на ряд активности металлов (табл. 25).

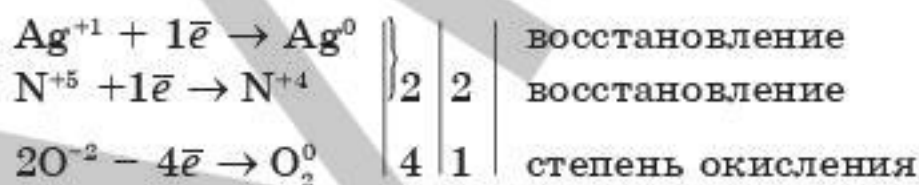
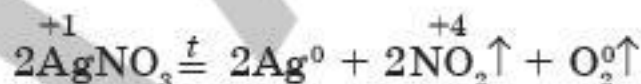
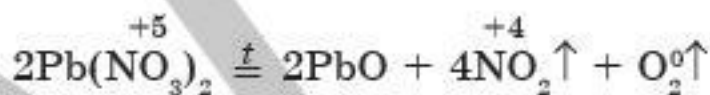
- ◆ Селитры в природе встречаются очень редко. Они имеются лишь в тех местах, где почти не бывает дождей. Например, селитра натрия  $\text{NaNO}_3$  обнаружена только в одном месте земного шара — в Чили, поэтому она и называется *чилийской селитрой*. В небольшом количестве в природе встречается еще  $\text{KNO}_3$ . Селитры получают искусственным путем.

Таблица 25

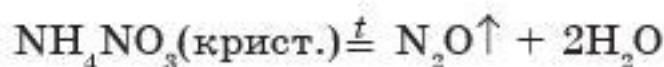
## Разложение нитратов

К, Na, Li (щелочные металлы)	$\text{MeNO}_3 \xrightarrow{t} \text{MeNO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$
от Mg до Cu	$\text{MeNO}_3 \xrightarrow{t} \text{MeO} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$
Ag, Hg	$\text{MeNO}_3 \xrightarrow{t} \text{Me} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$

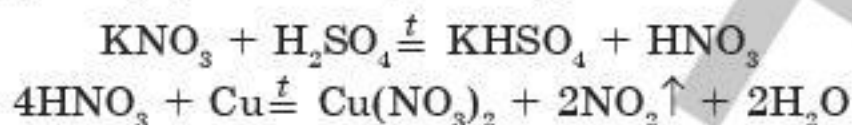
Примеры:



Особое положение занимает нитрат аммония, разлагающийся без твердого остатка:



**Реакция распознавания нитрат-ионов NO<sub>3</sub><sup>-</sup>.** Для распознавания нитрат-ионов NO<sub>3</sub><sup>-</sup> в пробирку помещают немного исследуемого вещества, добавляют медных стружек, приливают концентрированную серную кислоту и нагревают:



Образование бурого газа — оксида азота (IV) говорит о наличии нитрат-ионов NO<sub>3</sub><sup>-</sup>.



Азотная кислота малоустойчива, при действии света или температуры она разлагается. Животные и растительные ткани при действии на них азотной кислоты быстро разрушаются и окрашиваются в желтый цвет. При взаимодействии с металлами никогда не выделяется водород.

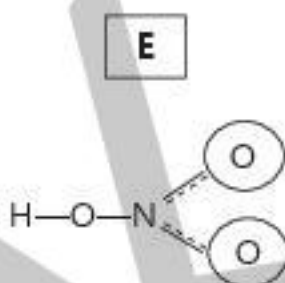
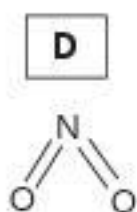
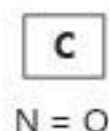
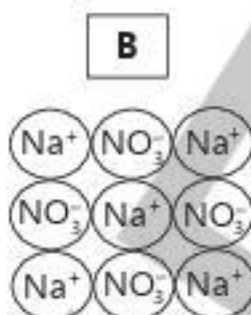
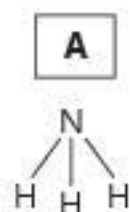
*Нитраты* — термически неустойчивые. При разложении нитратов образуются разные продукты, в зависимости от химической активности металла, входящего в состав нитрата.

Качественной реакцией на нитрат-ион NO<sub>3</sub><sup>-</sup> является взаимодействие нитратов с металлической медью при нагревании в присутствии концентрированной серной кислоты. В результате этой реакции образуется бурый газ NO<sub>2</sub>. Эта реакция является качественной для обнаружения NO<sub>3</sub><sup>-</sup> ионов.



1. Какими специфическими свойствами обладает азотная кислота?
2. При взаимодействии азотной кислоты с металлами какой газ никогда не выделяется?
3. Перечислите особенности взаимодействия азотной кислоты с металлами.
4. С какими металлами азотная кислота не вступает в реакцию?
5. Закончите уравнения практически осуществимых реакций:
  - а) HNO<sub>3</sub> (разб.) + Cu →
  - б) Zn + HNO<sub>3</sub> (конц.) →
  - в) HNO<sub>3</sub> + MgCO<sub>3</sub> →
  - г) CuO + KNO<sub>3</sub> →
6. Можно ли отличить соляную кислоту от азотной с помощью меди, алюминия и железа? Как вы поступите и почему?
7. Допишите схемы реакций и составьте уравнения, используя метод электронного баланса:
  - а) Fe + HNO<sub>3</sub> (разб.) →
  - б) Fe + HNO<sub>3</sub> (конц.) →
8. Осуществите превращения: N<sub>2</sub> → NH<sub>3</sub> → X → Y → HNO<sub>3</sub> → AgNO<sub>3</sub>.
9. Напишите уравнения реакций между азотной кислотой и следующими веществами: а) гидроксидом алюминия; б) оксидом кальция; в) карбонатом кальция; г) медью (кислота разбавленная); д) аммиаком.

10. Почему азотную кислоту хранят в склянках из темного стекла?  
 11. Как называются *соли азотной кислоты* и где они применяются?  
 12. Газы в лаборатории часто сушат путем пропускания их через концентрированную серную кислоту. Почему этот способ неприменим для осушения аммиака?  
 13. Как можно отделить поваренную соль от хлорида аммония?  
 14. Напишите реакции термического разложения нитратов:  $\text{LiNO}_3$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .  
 15. Ниже показаны строения некоторых веществ, содержащих азот.



Используя структуры веществ А, В, С, D, Е и F, отметьте их, отвечая на нижеследующие задания (одну структуру можно применять один или несколько раз):

- 1) кислотный оксид;
  - 2) вещество, которое окрашивает влажную лакмусовую бумагу в синий цвет;
  - 3) вещество с ионной структурой;
  - 4) бурый газ с резким удушливым запахом;
  - 5) чилийская селитра;
  - 6) соединение, в котором атом азота проявляет степень окисления (+2);
  - 7) вещество с ковалентной неполярной связью;
  - 8) несолеобразующий оксид;
  - 9) соединение, в котором валентность азота равна IV, а степень окисления (+5);
  - 10) вещество, в котором азот проявляет самую низкую степень окисления;
  - 11) вещество, которое при диссоциации образует ионы оксония;
  - 12) инертный газ.
- 1. Сколько граммов селитры  $\text{KNO}_3$  требуется разложить нагреванием для того, чтобы заполнить кислородом сосуд емкостью 5 л (при н.у.)?  
 Ответ: 45,1 г.
  - 2. При нагревании нитрата натрия выделяется кислород объемом 280 мл (н.у.). Какая масса соли разлагается при этом?  
 Ответ: 2,125 г.

### Знаете ли вы?

Взрослый человек нормально переносит 150—200 мг нитратов в день, а 500 мг — предельно допустимая для него доза. Для грудного ребенка токсичны уже 10 мг.

Нитрат серебра  $\text{AgNO}_3$ , который чернит ткань, бумагу и руки (ляпис), применяют как противомикробное средство для лечения кожных язв, прижигания бородавок и в качестве противовоспалительного средства при хроническом гастрите и язве желудка: пациентам назначают пить 0,05%-ный раствор  $\text{AgNO}_3$ .

В организме человека нитраты взаимодействуют с гемоглобином крови, превращая его в метгемоглобин, в котором железо окислено до  $\text{Fe}^{3+}$  и не может служить переносчиком кислорода. Именно поэтому один из признаков острого отравления нитратами — синюшность кожных покровов. Выявлена прямая зависимость между случаями появления злокачественных опухолей и интенсивностью поступления в организм нитратов при избытке их в почве.

## § 40. ФОСФОР

**Строение.** Фосфор был открыт Х. Брандом в 1669 г. Как и азот, фосфор — неметалл. В отличие от азота, фосфор не газ, а твердое вещество с кристаллической структурой.

Известно несколько аллотропных видоизменений фосфора: белый, красный, черный и др. Образование их объясняется различным расположением атомов относительно друг друга в кристаллических решетках (рис. 65).

Атомы фосфора образуют три ковалентные связи. В отличие от азота атомы фосфора попарно связаны только одной ковалентной связью. Остальные два валентных электрона присоединяют третий и четвертый атомы фосфора и образуют либо молекулярную, либо атомную кристаллическую решетку.

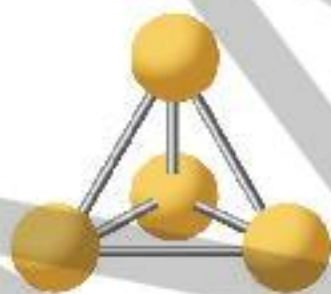
**Нахождение в природе.** Фосфор — один из самых распространенных элементов земной коры, его содержание составляет 0,08—0,09% ее массы. В отличие от соседнего по группе элемента азота, фосфор в природе в свободном состоянии не встречается, поскольку

### Сегодня на уроке:

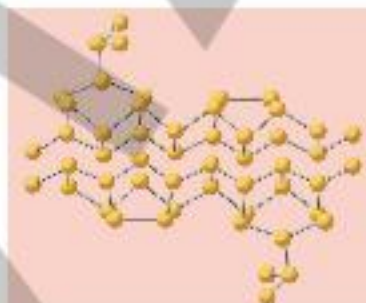
- Изучим общие характеристики фосфора.

### Ключевые понятия

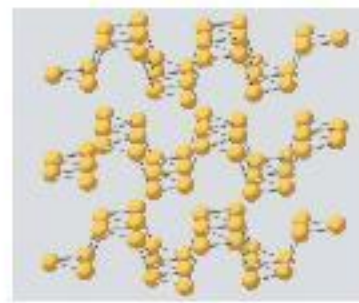
- фосфор
- строение
- получение
- физические свойства
- химические свойства
- применение



Белый фосфор



Красный фосфор



Черный фосфор

Рис. 65. Кристаллические решетки аллотропных модификаций фосфора



Рис. 66. Важнейшие природные минералы фосфора:  
а) фосфорит; б) апатиты

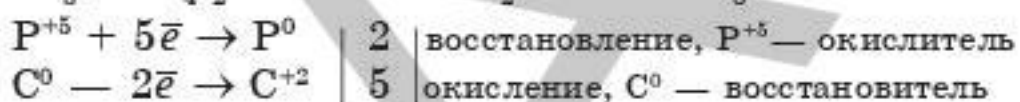
химически более активен. Важнейшие природные минералы фосфора — это фосфориты (рис. 66, а) и апатиты (рис. 66, б), содержащие ортофосфат кальция  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

Наша страна располагает крупнейшими месторождениями фосфорных руд. В Актюбинской области общие запасы достигают многих сотен миллионов тонн. Пласт фосфоритов в Каратау (Жамбылская область) достигает мощности 10—12 м, а в некоторых местах — 30 м. Значительные запасы фосфора содержатся в бурых железняках Аятского и Лисаковского месторождений.

Фосфор является элементом жизни. Он содержится во всех частях зеленых растений, еще больше его в плодах и семенах.

Фосфорсодержащие белки присутствуют в мышцах, мозговой ткани и нервах. Особенно много фосфора в виде ортофосфата содержится в костях и зубах. В организме взрослого человека — более 1 кг фосфора.

**Получение.** Фосфор получают из апатитов или фосфоритов. Последние смешиваются с углем (коксом) и песком ( $\text{SiO}_2$ ), прокаливаются в электрической печи при  $1500^\circ\text{C}$ .



Образующиеся пары фосфора конденсируются под водой, при этом образуется белый фосфор, в узлах кристаллической решетки которого находятся молекулы  $\text{P}_4$ .

**Физические свойства.** Физические свойства аллотропных видоизменений различны (рис. 67, табл. 26).

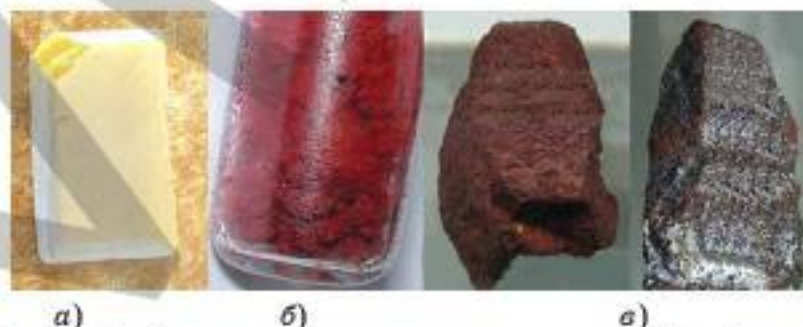


Рис. 67. Аллотропные видоизменения фосфора:  
а) белый; б) красный; в) черный

Таблица 26

## Сравнение некоторых физических свойств аллотропных модификаций фосфора

Свойства	Модификация		
	Белый фосфор	Красный фосфор	Черный фосфор
Физическое состояние	Кристаллическое вещество	Порошкообразное вещество	Графитоподобное вещество, полупроводник
Цвет	Белый или светло-желтый	Темно-красный	Серо-черный
Запах	Чесночный	Не имеет	
Твердость	Небольшая — можно резать ножом	Твердый	Относительно мягкий
Температура плавления	44°C	Выше 280°C переходят в пары белого фосфора	
Растворимость	Плохая в воде, хорошая в CS <sub>2</sub> , этаноле	Практически не растворимы	
Свечение	В темноте светится	Не светятся	
Действие на организм	Сильный яд	Не ядовиты	
Плотность, г/см <sup>3</sup>	1,8	2,3	2,7

**Химические свойства.** Под действием давления и температуры аллотропные модификации фосфора взаимопревращаемы (схема 6).

На воздухе белый фосфор очень быстро окисляется и при этом светится в темноте. Отсюда произошло название *фосфор*, которое в переводе с греческого означает “светоносный” (рис. 68). Уже при слабом нагревании или простом трении фосфор воспламеняется и сгорает, образуя оксид фосфора (V) (при записи уравнений реакций со всеми аллотропными видоизменениями фосфора используется символ “P”):

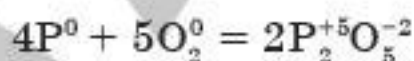
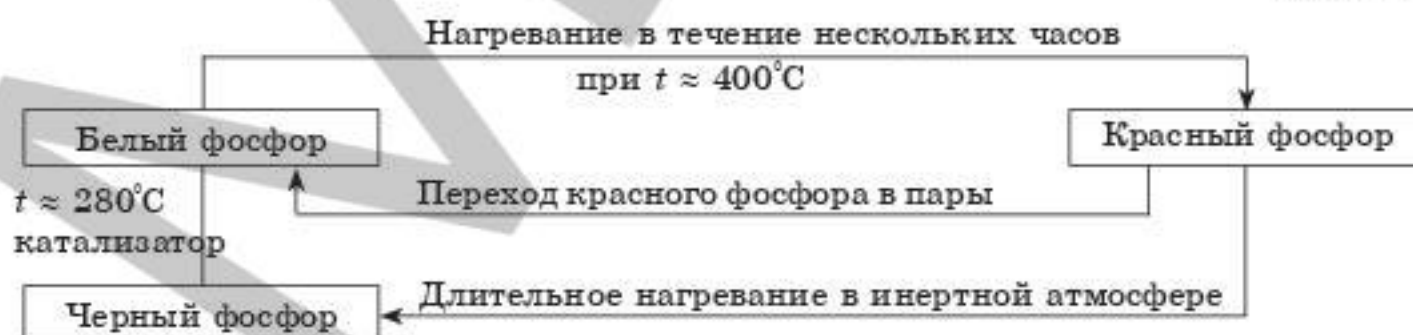


Рис. 68. Свечение белого фосфора

Схема 6



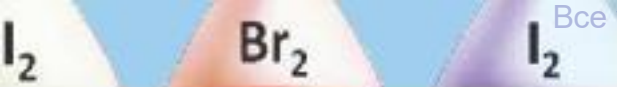
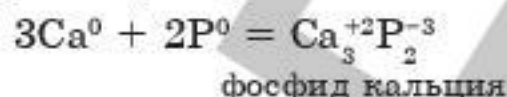


Рис. 69. а) горение спичек;  
б) первые спички

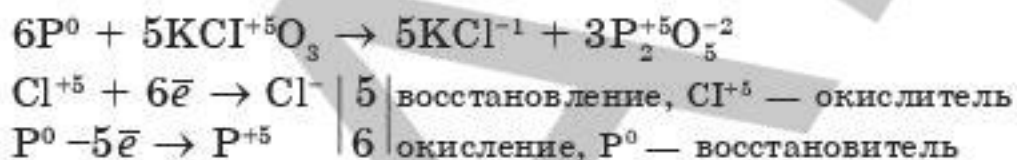
В этой реакции фосфор проявляет себя как восстановитель. Чтобы защитить белый фосфор от окисления, его сохраняют под водой. В воде белый фосфор нерастворим. Красный фосфор реагирует с кислородом аналогично, но реакция начинается только при нагревании до  $260^{\circ}\text{C}$ . Фосфор при нагревании с металлами образует фосфиды. Фосфор в реакции с металлами проявляет окислительный характер. Например:



Таким образом, фосфор может быть как восстановителем, так и окислителем.

Известно также соединение фосфора с водородом — фосфин  $\text{PH}_3$ . По своей форме фосфин сходен с аммиаком, но это менее прочное соединение. Фосфин — бесцветный, самовоспламеняющийся на воздухе ядовитый газ с запахом гнилой рыбы.

**Применение.** Красный фосфор является сырьем для производства спичек. Его вместе с тонко измельченным стеклом и клеем наносят на боковую поверхность коробки. При трении спичечной головки, в состав которой входят хлорат калия  $\text{KClO}_3$  и сера, происходит воспламенение (рис. 69):



При горении фосфора образуется густой белый дым, поэтому белым фосфором снаряжают боеприпасы (артиллерийские снаряды, авиабомбы и др.), предназначенные для образования дымовых завес. Большое количество фосфора идет на производство минеральных удобрений и фосфорорганических препаратов, к числу которых относятся весьма эффективные средства уничтожения насекомых-вредителей (рис. 70).



**Фосфор** — твердое кристаллическое вещество. Существует несколько аллотропных видоизменений фосфора: белый, красный и черный. Под действием давления и температуры аллотропные модификации фосфора взаимопревращаемы. В природе в свободном состоянии он не встречается. Его получают из апатитов или фосфоритов.



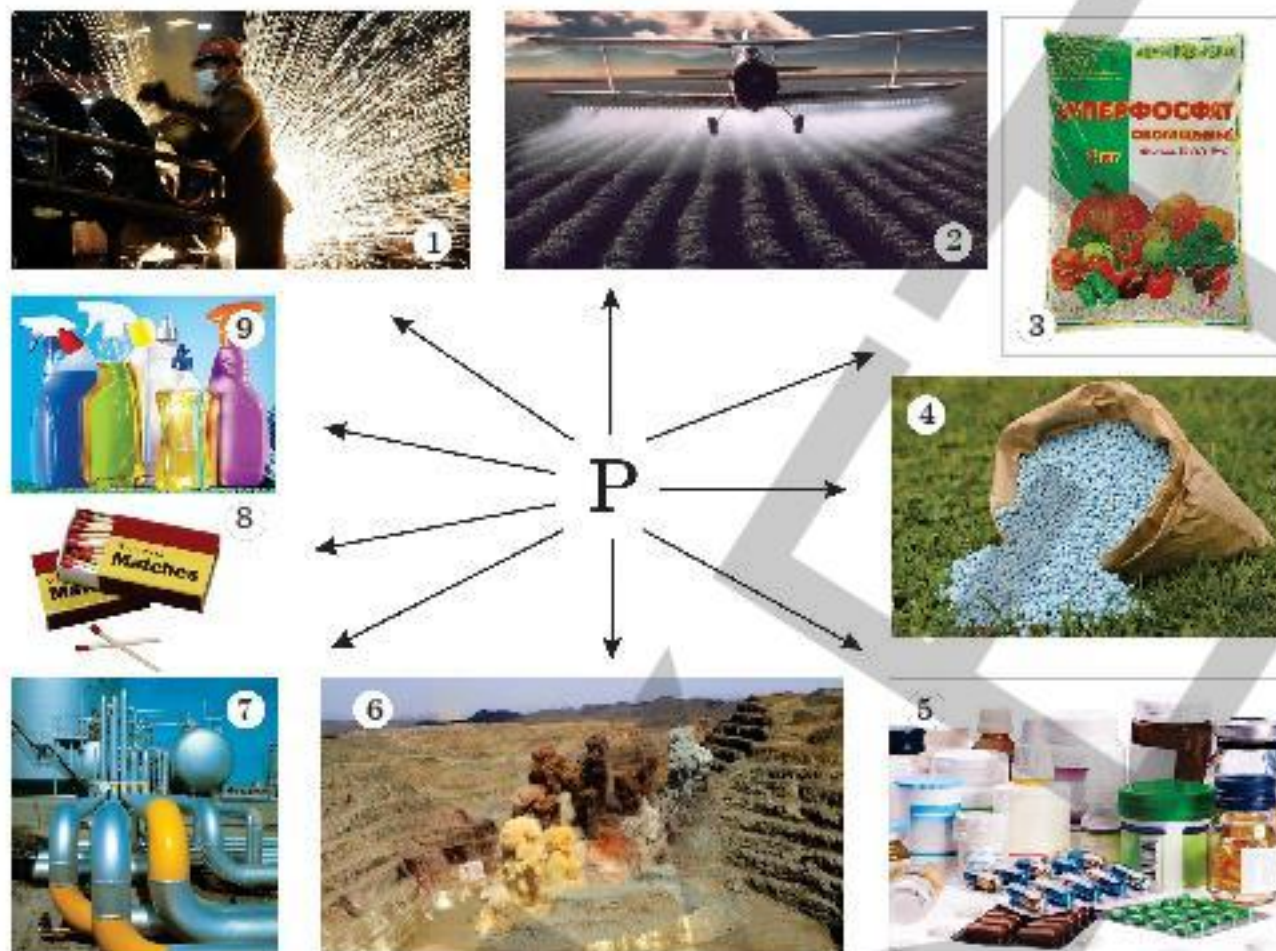


Рис. 70. Применение фосфора и его соединений:

- 1 — металлургическое производство; 2 — в борьбе с вредителями сельскохозяйственных растений; 3, 4 — минеральных удобрений; 5 — лекарственных препаратов; 6 — для снаряжения боеприпасов; 7 — органический синтез; 8 — для производства спичек; 9 — моющие средства

В химических реакциях он проявляет окислительные и восстановительные свойства.

Большое количество фосфора идет на производство минеральных удобрений. Фосфор является элементом жизни.



1. Какие степени окисления характерны для фосфора?
2. Назовите природные соединения фосфора. Как из этих соединений получают фосфор?
3. Почему фосфор распространен в природе только в виде соединений, тогда как находящийся с ним в одной группе азот существует главным образом в свободном виде?
4. Каковы важнейшие аллотропные модификации фосфора? В чем их отличие друг от друга?
5. Напишите уравнения реакций получения из простых веществ следующих соединений и расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса:  $PCl_5$ ,  $P_2S_5$ ,  $Na_3P$ ,  $Mg_3P_2$ .
6. Напишите окислительно-восстановительные уравнения реакций получения фосфидов цинка и алюминия, применяемых в качестве ядов для грызунов. Укажите тип химической связи в этих соединениях.
7. Назовите основные производственные отрасли применения фосфора.



1. В реакции двухвалентного металла массой 72 г с фосфором получили фосфид металла массой 134 г. Установите металл. *Ответ: Mg.*
2. Вычислите массу фосфора, который надо сжечь в кислороде для получения оксида фосфора (V) массой 3,55 г. *Ответ: 1,55 г.*



Из воспоминаний академика С. И. Вольфковича: “Фосфор получался в электрической печи. Так как эти опыты проводились впервые, я не предпринял тех предосторожностей, которые необходимы при работе с газообразным фосфором. В течение многих часов работы выделяющийся газообразный фосфор настолько пропитал мою одежду и даже ботинки, что, когда ночью я шел из университета по темным, неосвещенным улицам, моя одежда излучала голубоватое сияние, а из-под ботинок (при трении их о тротуар) высекались искры. Вскоре среди людей из уст в уста стали передаваться фантастические рассказы о “светящемся монахе”...

### Знаете ли вы?

Интересно, что для правильного питания необходимо соблюдать баланс между количеством потребляемого фосфора и кальцием: оптимальное соотношение этих элементов в пище составляет 1,5:1. Избыток фосфора в пище приводит к вымыванию кальция из костей, а при избытке кальция развивается мочекаменная болезнь.



Известны разговоры о том, что ночью на кладбищах и торфяных болотах появляются “чудесные огни”. Эти огни то появляются, то исчезают: исчезают в одном месте, а появляются в другом — как бы блуждают. “Блуждающие огни” на кладбищах и торфяных болотах действительно иногда появляются. Но здесь ничего таинственного и “чудесного” нет. При гниении органических веществ, содержащих фосфор, образуются водородные соединения фосфора:  $\text{PH}_3$  и  $\text{P}_2\text{H}_4$ . Эти соединения легко воспламеняются.

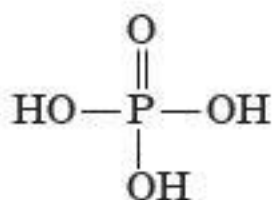


Первые спички появились в Китае в 577 г. Для того чтобы добыть огонь, в то время уже было известно приспособление, очень напоминающее современные спички. Это были небольшие сосновые палочки, которые окунали в расплавленную серу, а затем тщательно высушивали. Если чиркнуть такой палочкой по чему-нибудь твердому, то она загорается.

В поисках “философского камня”, якобы способного превратить неблагородные металлы в золото, гамбургский алхимик Х. Бранд в 1669 г. при перегонке сухого остатка от выпаривания мочи впервые получил белый фосфор. Поначалу алхимик думал, что это искомый “философский камень”, ибо полученное вещество в темноте испускало голубоватый свет.

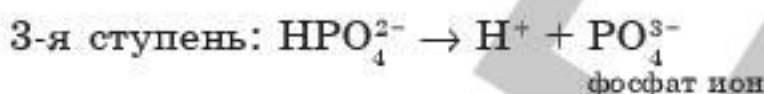
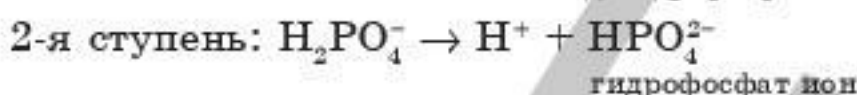
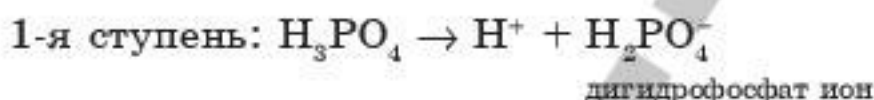
## §41. ОРТОФОСФОРНАЯ КИСЛОТА. СОЛИ ФОСФОРНОЙ КИСЛОТЫ

Ортофосфорная кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$  — бесцветное кристаллическое вещество ( $t_{\text{пл}}^{\circ} = 42^{\circ}\text{C}$ ). Очень хорошо растворимое в воде. Фосфорная кислота является трехосновной кислотой средней силы. Ее графическая формула:

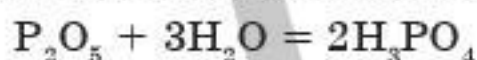
**Сегодня на уроке:**

- Изучим физические и химические свойства фосфорной кислоты. Познакомимся с солями фосфорной кислоты.

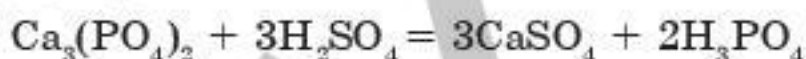
В водных растворах диссоциирует ступенчато:



Фосфорную кислоту (часто в названии солей и самой ортофосфорной кислоты слово “орто” опускают) получают из оксида фосфора (V):

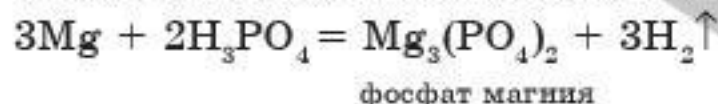


и фосфата кальция:

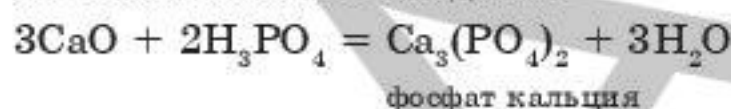


**Химические свойства.** Фосфорная кислота вступает во многие реакции, характерные для кислот:

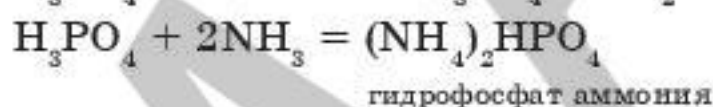
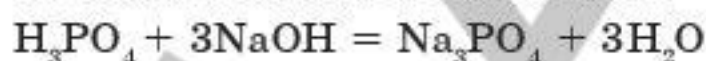
1. С металлами, стоящими в ряду напряжения металлов до водорода:



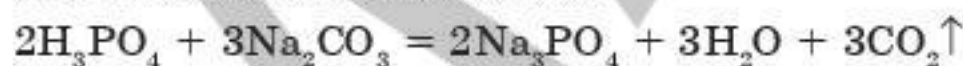
2. С основными оксидами:



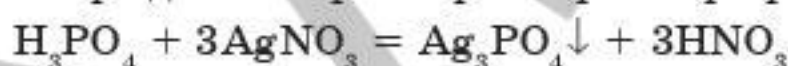
3. С основаниями и аммиаком:



4. С солями слабых кислот:



5. При действии раствора нитрата серебра появляется *желтый осадок*:

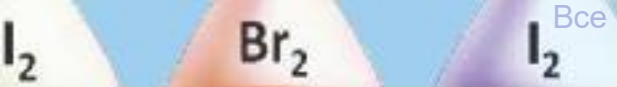


Это качественная реакция на фосфорную кислоту и ее соли — фосфаты.

**Соли фосфорной кислоты.** Фосфорная кислота может давать три ряда солей: кислые соли — *гидрофосфаты* и *дигидрофосфаты*, средние соли — *фосфаты*.

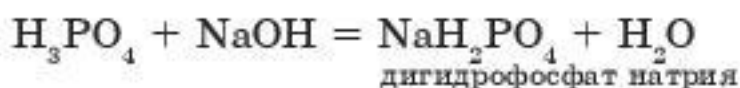
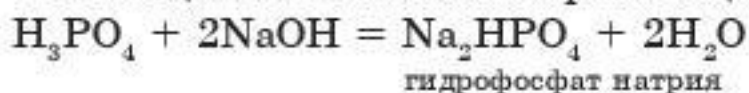
**Ключевые понятия**

- фосфорная кислота
- свойства
- соли
- гидрофосфаты
- дигидрофосфаты
- фосфаты
- применение

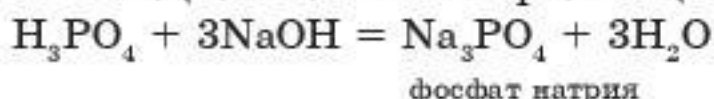


## Получение

1. Реакции неполной нейтрализации:



2. Реакция полной нейтрализации:

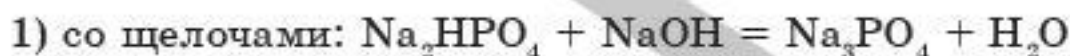


**Физические свойства.** Средние соли, или *фосфаты*, кроме фосфатов натрия, калия и аммония, нерастворимы в воде, например  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

Кислые соли — *дигидрофосфаты*, большинство хорошо растворимы в воде, например  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ .

Кислые соли — *гидрофосфаты*, кроме гидрофосфатов щелочных металлов и аммония, малорастворимы в воде, т. е. занимают промежуточное положение между фосфатами и дигидрофосфатами по растворимости.

**Химические свойства.** Для средних солей фосфорной кислоты характерны все свойства солей. Кислые соли могут взаимодействовать со щелочами и разлагаться при нагревании на среднюю соль и  $\text{H}_3\text{PO}_4$ :



*Ортофосфорная кислота* — электролит средней силы. Общие свойства с другими кислотами: изменяет окраски индикаторов, реагирует с металлами, расположенными в электрохимическом ряду до водорода. Реагирует с основными оксидами, основаниями, аммиаком и с солями слабых кислот. В водных растворах  $\text{H}_3\text{PO}_4$  диссоциирует ступенчато.

Фосфорная кислота образует кислые соли — гидрофосфаты и дигидрофосфаты, средние соли — ортофосфаты. Ортофосфорная кислота при взаимодействии с нитратом серебра (I) образует желтый кристаллический осадок фосфата серебра (I). Эта реакция является качественной реакцией на фосфат-ион  $\text{PO}_4^{3-}$ .



1. Какими способами получают фосфорную кислоту?
2. Чем отличается фосфорная кислота от таких кислот, как азотная и серная? Постройте диаграмму Венна для фосфорной и азотной кислот.
3. Осуществите следующие превращения:  
 А)  $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$   
 Б)  $\text{P} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$   
 В)  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{PCl}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$

4. Какие виды солей образует фосфорная кислота и какова их растворимость в воде?
5. В чем отличие гидролиза средних и кислых фосфатов?
- 1. Раствор, содержащий 19,6 г фосфорной кислоты, прореагировал с избытком раствора гидроксида натрия. Определите: а) массу образовавшейся соли; б) массу вступившего в реакцию гидроксида натрия.
- Ответ:  $m(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 32,8 \text{ г}$ ,  $m(\text{NaOH}) = 24 \text{ г}$ .
- 2. Какова массовая доля фосфорной кислоты в растворе, полученном при растворении в 200 см<sup>3</sup> воды продукта полного окисления 24,8 г фосфора?
- Ответ:  $\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = 11,5\%$ .

## § 42. МИНЕРАЛЬНЫЕ УДОБРЕНИЯ

К важнейшим химическим элементам, необходимым для развития растений, относятся азот, фосфор и калий. Кроме названных, для жизнедеятельности растений необходимы и другие химические элементы: сера, магний, железо и кальций. Перечисленные семь элементов называют *макроэлементами*. Кроме них, растениям в очень небольших количествах нужны марганец, кремний, бор, медь, цинк, молибден и другие элементы — микроэлементы (рис. 71). Так, например, железо и марганец играют важную роль в процессе фотосинтеза растений. Если вырастить растение в почве, не содержащей даже следов железа, то его листья и стебли будут белыми. Медь и молибден способствуют лучшему усвоению азота. Необходимые элементы растения получают из почвы в виде растворимых соединений. Например, азот растения усваивают либо в виде нитрат-иона  $\text{NO}_3^-$ , либо

### Сегодня на уроке:

- Познакомимся с важнейшими химическими элементами, необходимыми для развития растений.

### Ключевые понятия

- макроэлементы
- микроэлементы
- азотные, калийные, фосфорные удобрения

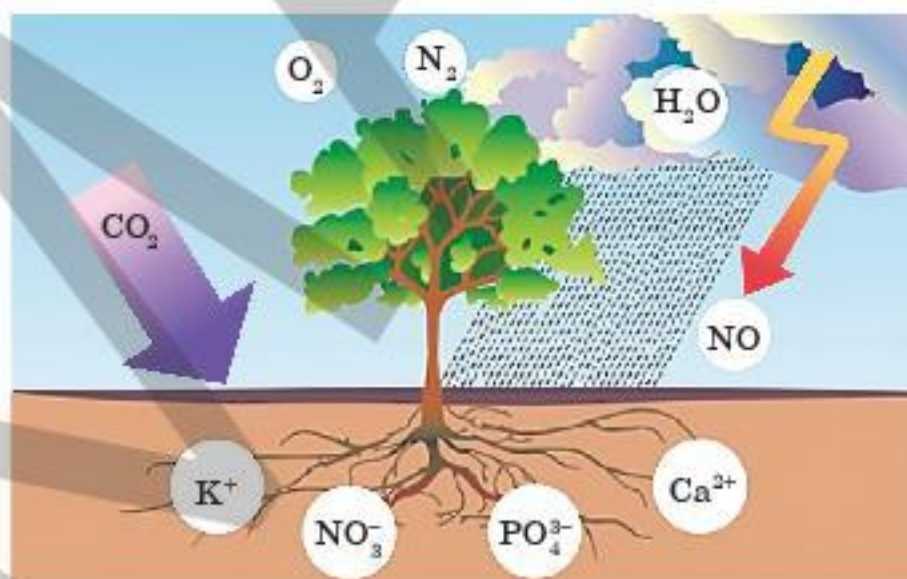


Рис. 71. Пути усвоения растениями необходимых элементов

в виде иона аммония  $\text{NH}_4^+$ , а фосфор — в виде фосфат-иона  $\text{PO}_4^{3-}$ . Если таких соединений в почве мало, надо их добавлять до нормы, поэтому почву с давних пор удобряют навозом или вносят на поля минеральные удобрения. *Удобрения* — это вещества, которые содержат химические элементы, необходимые для питания растений; их вносят в почву для повышения урожайности.

Существуют бактерии, способные усваивать азот непосредственно из воздуха. Эти бактерии живут в клубеньках корней бобовых растений.

В Казахстане завод “Минеральные удобрения” в г. Таразе представляет собой химический завод по выпуску минеральных удобрений, кормовых обесфторенных фосфатов — для сельского хозяйства.

**Азотные удобрения.** К минеральным азотным удобрениям относятся сульфат аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , хлорид аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , селитры:  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , мочевины  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  и др. Органические азотные удобрения — это навоз, компост (удобрение, получаемое из органических остатков в результате их биологического разложения), помет и зеленые удобрения на основе бобовых растений. Помимо азота, они содержат еще другие элементы, необходимые для питания растений.

**Фосфорные удобрения.** В качестве фосфорных удобрений чаще всего используют разнообразные фосфаты кальция, например, измельченный природный минерал фосфорит (фосфоритная мука), основной компонент которого фосфат кальция  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . Фосфорит плохо растворим в воде. К хорошо растворимым в воде фосфорным удобрениям относятся двойной суперфосфат  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ , аммофос — смесь двух солей:  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$  и  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ .

**Калийные удобрения.** В качестве калийных удобрений чаще всего используют хлорид калия  $\text{KCl}$  и нитрат калия  $\text{KNO}_3$ . Важным калийным удобрением является также зола дров, соломы, стеблей растений, в которой калий находится в виде карбоната калия (поташа)  $\text{K}_2\text{CO}_3$ . Это вещество хорошо растворимо в воде и легко усваивается растениями. Кроме того, в золе содержатся фосфор, кальций и другие элементы, необходимые для развития растений.

При внесении минеральных удобрений в почву необходимо учитывать состав почвы и ее кислотность, а также строго придерживаться норм. Например, избыточное внесение в почву азотных удобрений приводит к тому, что нитраты попадают в пищевые продукты, загрязняя их и делая непригодными к употреблению.

### Абикен Бектурович Бектуров (1901 — 1985)

Академик АН КазССР, доктор технических наук, профессор, заслуженный деятель науки и техники КазССР.

Научные работы посвящены химии и технологии производства минеральных удобрений и переработке минеральных солей. Им проведены исследования по синтезу и деструкции полимерных фосфатов, сополимеризации фосфатов с сульфатами и силикатами, химии и технологии элементарного фосфора и ультрафосфатов.



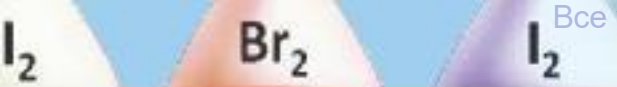
Для нормального роста и развития растениям необходимо около 30 элементов, каждый из которых выполняет свою функцию и не может быть заменен другими химическими элементами. *Минеральные удобрения* — это вещества, содержащие химические элементы, необходимые для питания и роста растений.

Растения усваивают необходимые элементы из почвы в виде ионов ( $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$  и др.). Рациональное применение удобрений дает возможность выращивать высокие урожаи сельскохозяйственных растений.



1. Назовите важнейшие химические элементы, необходимые для развития растений.
  2. Улучшения свойств кислых почв добиваются путем известкования — внесения в почву гашеной извести  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  или известняка  $\text{CaCO}_3$ . Можно ли для улучшения состава и урожайности кислых почв смешивать аммиачную селитру с гашеной известью?
  3. На складе удобрений в одинаковых мешках хранились калиевая селитра и хлорид аммония. Лаборант для проведения анализа отсыпал немного каждого из удобрений, но перепутал пробирки с веществами. Помогите ему распознать эти два вещества.
  4. Какие виды удобрений используют в вашей местности? Какие сельскохозяйственные культуры ими удобряют? Подготовьте сообщение на тему "Минеральные удобрения и их роль в сельскохозяйственном производстве".
- 1. Вычислите массовые доли азота в следующих удобрениях:  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ . Какое из этих удобрений может быть названо наиболее концентрированным? Почему?
  - 2. В золе древесины ели массовая доля карбоната калия составляет 26,4 %. Определите массу соляной кислоты с массовой долей  $\text{HCl}$ , равной 20 %, который полностью нейтрализует карбонат калия, содержащийся в золе древесины ели массой 100 г.

Ответ:  $m(\text{HCl}) = 69,83 \text{ г}$ .



В два небольших стакана положите по головке лука и налейте немного воды. В один стакан подливайте водопроводную воду, а в другой — воду с растворенными в ней удобрениями. Опишите свои наблюдения.

### § 43. ЭЛЕМЕНТЫ 14(IVA) ГРУППЫ. КРЕМНИЙ

#### Сегодня на уроке:

- Рассмотрим общие характеристики кремния.

#### Ключевые понятия

- кремний
- химический элемент
- простое вещество
- получение
- физические свойства
- химические свойства
- применение

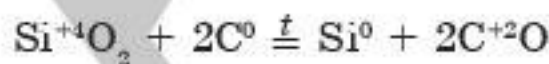
**Общая характеристика.** Название элемента произошло от латинского слова *silicium* — “кремень”. Открыт Й. Берцелиусом в 1824 г.

Кремний Si — химический элемент с порядковым номером 14 и атомной массой 28,086. Находится в 3-м периоде главной подгруппе IV группы Периодической системы Д.И. Менделеева. Его электронная формула  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ , наиболее характерные степени окисления  $-4$ ,  $+4$ . Кремний — *p*-элемент, неметалл.

**Нахождение в природе.** Кремний — второй после кислорода по распространенности в земной коре элемент (27,6% по массе). В

свободном виде он не встречается, широко распространен в виде кремнезема  $\text{SiO}_2$  (кремень, кварц, песок) и в различных силикатах: каолинит (каолин)  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (основная часть белой глины), ортоклаз (полевой шпат)  $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ , слюда  $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  и др. (рис. 72). Содержится также в растениях (крапива, бамбук, хвощ) и животных организмах.

**Получение.** В промышленности кремний получают путем восстановления его оксида углем при высокой температуре в электрических печах:



Восстановленный кремний частично реагирует с избытком угля и образуется карборунд SiC (карбид кремния). Это очень твердое

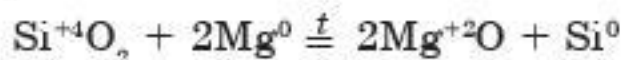


Рис. 72. Минералы кремния — кварцы

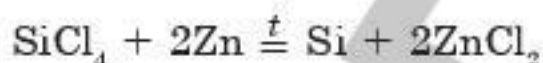


вещество, поэтому его применяют для изготовления точильных и шлифовальных устройств.

В лаборатории кремний получают при взаимодействии оксида кремния с порошком магния:



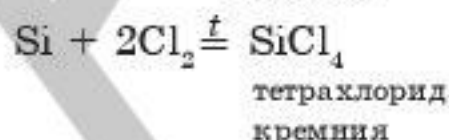
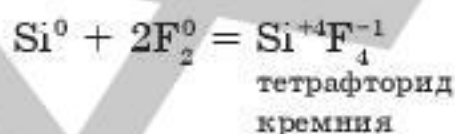
Кремний особой чистоты, необходимый для полупроводниковой техники, получают восстановлением хлорида кремния (IV) парами цинка:



**Физические свойства.** Простое вещество кремний существует в виде двух аллотропных модификаций: аморфный и кристаллический кремний. Кристаллический кремний (рис. 73) — вещество серебристо-серого цвета с металлическим блеском, кристаллическая решетка типа алмаза, температура плавления 1415°C, является полупроводником. Аморфный кремний — порошок бурого цвета.

**Химические свойства.** При обычной температуре кремний является довольно инертным веществом, но аморфный кремний более реакционноспособен, чем кристаллический.

При комнатной температуре он реагирует только со фтором. Однако при нагревании до температуры 400—600°C кремний также вступает в реакцию с остальными галогенами, образуя галогениды:



При более высоких температурах кремний может также взаимодействовать с кислородом, азотом и углеродом:

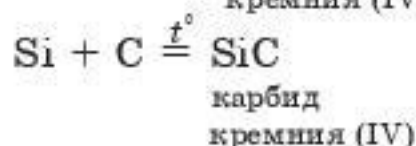
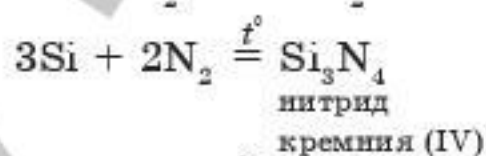
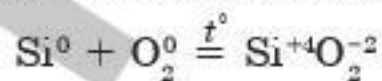
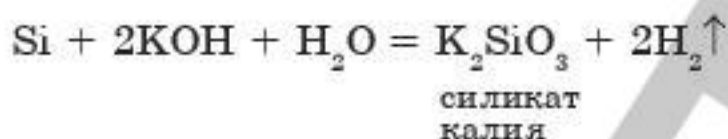


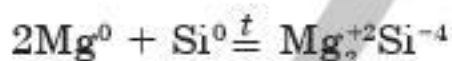
Рис. 73. Кристаллический кремний



Кремний легко реагирует с водными растворами щелочей с образованием силикатов и водорода:

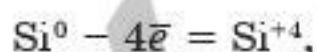


Кремний образует силициды с металлами основных и побочных подгрупп. Один из наиболее известных силицидов — силицид магния, который можно получать прямым взаимодействием простых веществ:

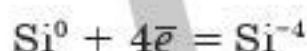


Все эти реакции являются окислительно-восстановительными.

Таким образом, в большинстве реакций с неметаллами кремний выступает в качестве *восстановителя*:



а в реакциях с металлами — в качестве *окислителя*:



**Применение.** Кремний и его соединения широко применяют в технике как основу полупроводниковых материалов. Большое количество кремния расходуется для получения кремнистых сталей, обладающих высокой жаропрочностью и кислотоупорностью.

Карбид кремния SiC (карборунд, наждак) применяют как абразивный и огнеупорный материал, в радиотехнике, в медицинской практике для шлифовки пломб и пластмассовых протезов.

Нитрид кремния Si<sub>3</sub>N<sub>4</sub> используют в качестве химически стойкого и огнеупорного материала, высокотемпературного полупроводника в создании тугоплавких сплавов.

Из кремния изготавливают так называемые солнечные батареи, которые служат для непосредственного превращения солнечного света в электрическую энергию.



*Кремний* — второй после кислорода по распространенности в земной коре элемент. В свободном виде он не встречается, широко распространен в виде кремнезема SiO<sub>2</sub> и различных силикатов. Существует в виде двух аллотропных модификаций: аморфный и кристаллический кремний.

В промышленности кремний получают путем восстановления его оксида углем при высокой температуре в электрических печах. В лаборатории кремний получают при взаимодействии оксида кремния с порошком магния.

При комнатной температуре кремний реагирует только со фтором. При нагревании вступает в реакцию с остальными галогенами, кислородом, азотом и углеродом. С металлами образует силициды. Из кремния изготавливают так называемые солнечные батареи.



1. В чем сходство и различия между углеродом и кремнием?
  2. Как получают свободный кремний в промышленности и в лаборатории? Напишите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель.
  3. Каковы физические и химические свойства кремния? Приведите уравнения соответствующих реакций. Укажите окислитель и восстановитель. Свяжите физические свойства свободного кремния с местоположением его в периодической системе химических элементов.
  4. Составьте кластер "Значение кремния и его соединений в современном мире". В ответе предоставьте не менее пяти областей применения.
- 1. Смесь углерода и кремния общей массой 40,0 г растворили в избытке концентрированного раствора гидроксида натрия, при этом выделилось 26,88 л (н.у.) газа. Найдите массовую долю углерода в смеси.  
*Ответ: 58%.*
  - 2. Во сколько раз в земной коре атомов кислорода больше, чем атомов кремния? (Процентное содержание соответственно равно 49,5 и 25,7%.)  
*Ответ: 3,37 раза.*
  - 3\*. Вычислите массу кремния, который может прореагировать с горячим раствором щелочи объемом 200 мл (массовая доля NaOH 35%,  $\rho = 1,38$  г / мл). Определите объем водорода (н.у.), выделяющегося в результате этой реакции.  
*Ответ: 33,8 г; 54 л.*

#### Знаете ли вы?

Соединения кремния токсичны. Вдыхание мельчайших частиц SiO<sub>2</sub> и других соединений кремния (асбест) вызывает опасную болезнь — силикоз.

## § 44. СОЕДИНЕНИЯ КРЕМНИЯ

**Оксид кремния (IV). Строение.** Оксид кремния (IV) имеет атомную кристаллическую решетку (рис. 74). В ее структуре атомы кремния соединены друг с другом посредством атомов кислорода. В итоге образуются длинные, связанные друг с другом цепочки атомов кремния и кислорода.

**Нахождение в природе.** В природе кремний SiO<sub>2</sub> встречается в нескольких видах. Кристаллический кремнезем существует в виде минерала кварца и его всевозможных разновидностей (агат, яшма, горный хрусталь, халцедон) (рис. 75). Аморфный кремнезем также входит в состав различных

#### Сегодня на уроке:

- Изучим соединения кремния.

#### Ключевые понятия

- оксид кремния (IV)
- строение
- физические свойства
- химические свойства
- применение
- карбид кремния

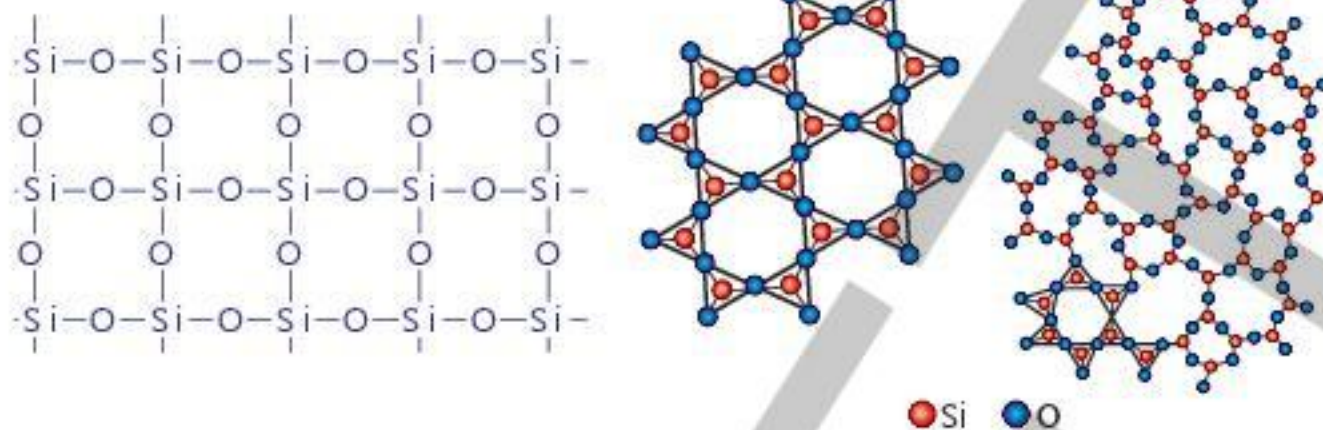
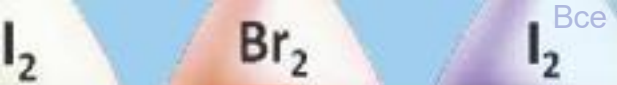
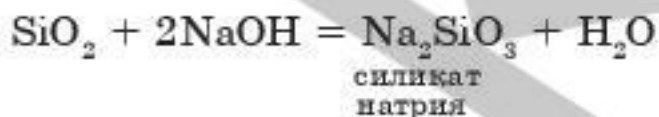


Рис. 74. Кристаллический и аморфный кремнезем

минералов, общая формула  $\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . К нему относятся опал, инфузорная земля, силикагель.

**Физические свойства.** В чистом виде оксид кремния (IV) представляет собой твердое, тугоплавкое кристаллическое вещество, в отличие от диоксида углерода  $\text{CO}_2$ .

**Химические свойства.** Оксид кремния (IV) — кислотный оксид, поэтому аморфный кремнезем медленно растворяется в водных растворах щелочей:



а



б



в

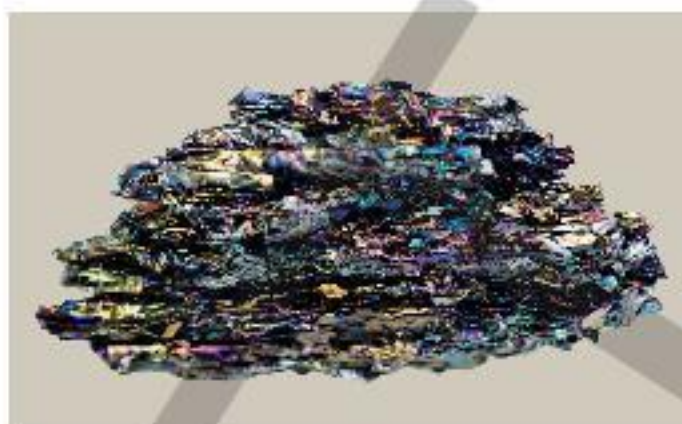


г

Рис. 75. Оксид кремния в природе:  
а) яшма; б) агат; в) халцедон; г) сердолик



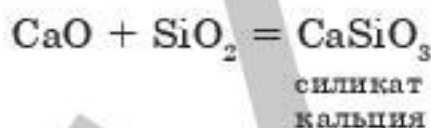
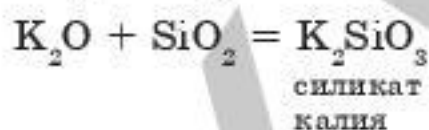
а)



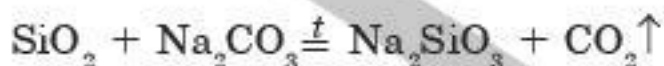
б)

Рис. 76. а) карборунд; б) муассанит

При нагревании взаимодействует с основными оксидами:



Будучи нелетучим, оксид кремния (IV) вытесняет углекислый газ из карбонатов при сплавлении:



В отличие от многих других кислотных оксидов *с водой не реагирует*.

**Применение.** При нагревании оксид кремния (IV) легко переходит в стеклообразное состояние. Кварцевое стекло химически и термически стойко. Даже если его раскалить докрасна и бросить в холодную воду, оно не треснет. Его применяют для изготовления химической аппаратуры и оптических приборов.

Кварцевый песок в огромных количествах используется в производстве стекла, цемента, фарфора и т. д.

**Карбид кремния, или карборунд.** SiC в природе встречается в виде чрезвычайно редкого минерала — муассанита (рис. 76, б). Из-за редкости нахождения в природе муассанита карбид кремния, как правило, имеет искусственное происхождение.

Кристаллическая решетка карбида кремния атомная и очень напоминает решетку алмаза и кремния. Решетку карбида кремния можно получить, если в соответственно расширенной решетке алмаза заменить половину атомов C на атомы Si (рис. 77).

Карбид кремния обладает устойчивостью и исключительной твердостью. В этом он уступает только алмазу и боразону (карбиду бора).

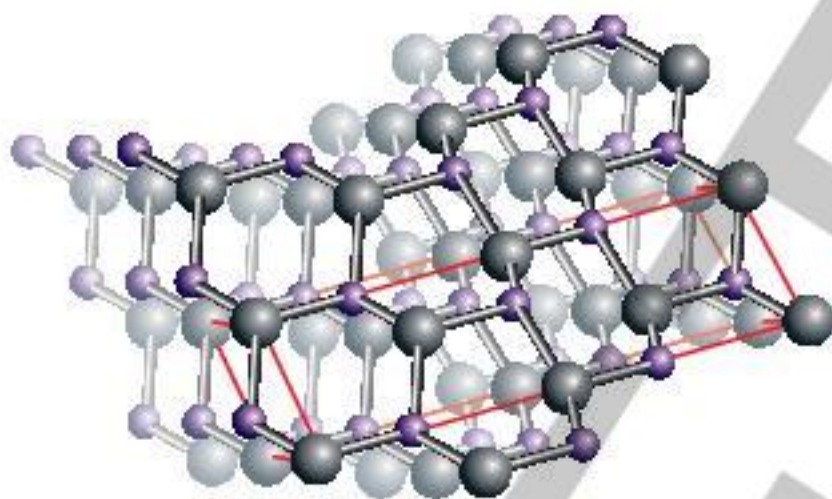


Рис. 77. Кристаллическая решетка карборунда

Используется для изготовления деталей химической и металлургической аппаратуры, работающих в условиях высоких температур. Карбид кремния является перспективным полупроводниковым материалом.



Оксид кремния (IV) имеет атомную кристаллическую решетку. В природе встречается в кристаллическом и аморфном состояниях. В чистом виде оксид кремния (IV) представляет собой твердое, тугоплавкое кристаллическое вещество.

Аморфный кремнезем  $\text{SiO}_2$  медленно растворяется в водных растворах щелочей. При нагревании взаимодействует с основными оксидами. В отличие от многих других кислотных оксидов с водой не реагирует. Оксид кремния (IV) является кислотным оксидом и вытесняет углекислый газ из карбонатов при сплавлении. Кварцевый песок в огромных количествах используется в производстве стекла, цемента, фарфора и т. д.



1. В чем сходство и различия между высшими оксидами углерода и кремния?
  2. Назовите сходства и различия между кристаллической решеткой оксида кремния и карбидом кремния.
  3. В каких целях используют оксид и карбид кремния?
  4. Составьте уравнения реакций для цепочки химических превращений:  
 $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{Mg}_2\text{Si} \rightarrow \text{SiH}_4 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2$
- 1. Диоксид кремния медленно растворяется во фтороводородной кислоте по уравнению реакции:  
 $\text{SiO}_2 + 6\text{HF} = \text{H}_2\text{SiF}_6 + 2\text{H}_2\text{O}$   
 Рассчитайте массу 20%-ной фтороводородной кислоты HF, которой потребуется для растворения 12 г  $\text{SiO}_2$ .

Ответ: 120 г.

2. Массовые доли (в %) компонентов белой глины (каолина) следующие:  $\text{SiO}_2$  — 46,6;  $\text{Al}_2\text{O}_3$  — 39,48;  $\text{H}_2\text{O}$  — 13,92. Выведите формулу каолина.

Ответ:  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

3. Определите массы оксида кремния (IV) и соды, которые потребуются для приготовления 1 кг растворимого стекла Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>.

Ответ: 492 г SiO<sub>2</sub>; 869 г Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.



Кристаллы горного хрусталя иногда достигают огромных размеров. В 1958 г. в Казахстане был найден кристалл массой 70 т.

## § 45. КРЕМНИЕВАЯ КИСЛОТА И ЕЕ СОЛИ

**Строение.** Состав кремниевой кислоты условно изображают формулой H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>. В действительности ее состав более сложный (рис. 78).

### Сегодня на уроке:

- Изучим свойства кремниевой кислоты и области ее применения.

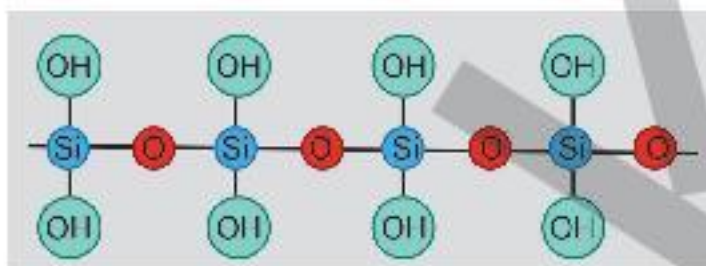
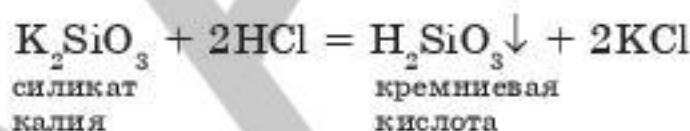


Рис. 78. Состав кремниевой кислоты

### Ключевые понятия

- кремниевая кислота
- строение
- физические свойства
- химические свойства
- силикаты
- применение

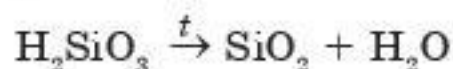
**Способы получения.** Так как оксид кремния (IV) в воде не растворим, кремниевую кислоту получают из ее солей действием более сильных кислот:

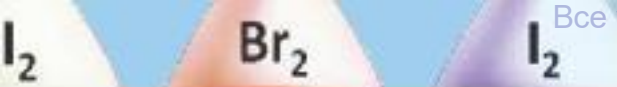


Кремниевая кислота образуется в виде студенистого осадка.

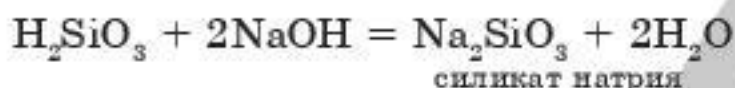
**Химические свойства.** Кремниевая кислота очень слабая, даже слабее угольной. В растворах она практически не диссоциирует и является слабым электролитом. В связи с этим такое общее свойство кислот, как действие на индикаторы, кремниевая кислота не проявляет.

При нагревании кремниевая кислота разлагается на оксид кремния (IV) и воду:





При взаимодействии с щелочами образует соли:

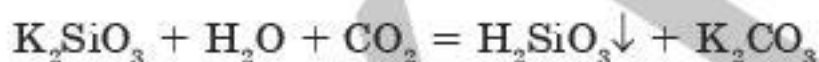


Соли кремниевой кислоты называются *силикатами*. Получение силикатов рассмотрено при изучении химических свойств диоксида кремния.

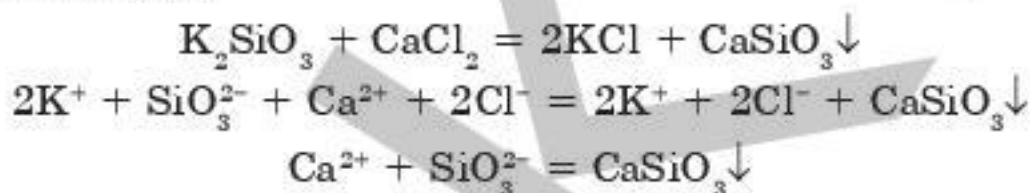
**Физические свойства.** Из силикатов растворимы лишь соли щелочных металлов: силикат натрия  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  и силикат калия  $\text{K}_2\text{SiO}_3$ . Эти соли по внешнему виду представляют стекловидную массу и поэтому получили название *растворимого стекла*, а их концентрированные водные растворы — *жидкого стекла*.

#### Химические свойства

1. Силикаты взаимодействуют почти со всеми кислотами, в том числе и с угольной кислотой:

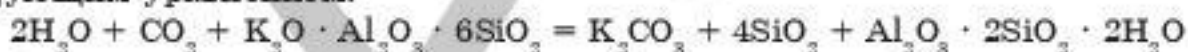


2. Растворимые силикаты могут участвовать в реакциях обмена с другими солями:



В водных растворах силикаты подвергаются гидролизу и имеют щелочную реакцию.

◆ Силикаты, входящие в состав минералов, в природных условиях разрушаются под действием воды и оксида углерода (IV). Этот процесс называется *химическим выветриванием*. Выветривание полевого шпата можно изобразить следующим уравнением:



Подобные процессы происходят и при образовании почвы.

**Применение.** Из растворимых силикатов широкое применение находит силикат натрия. Его водный раствор используют в качестве силикатного клея, для пропитки древесины и тканей в целях придания им огнестойкости и водонепроницаемости. Алюмосиликаты широко используют в силикатной промышленности.

Оксид кремния (IV) в воде не растворим, поэтому кремниевую кислоту получают из ее солей действием более сильных кислот. Кремниевая кислота образуется в виде студенистого осадка. Кремниевая кислота очень слабая, при нагревании она разлагается на оксид кремния (IV) и воду, при взаимодействии с щелочами образует соли.





Соли кремниевой кислоты называются *силикатами*. Из силикатов растворимы лишь соли щелочных металлов. Силикаты взаимодействуют почти со всеми кислотами. Растворимые силикаты могут участвовать в реакциях обмена с другими солями.



1. Укажите сходство и различия в физических и химических свойствах угольной и кремниевой кислот.
  2. Какие из солей сильнее подвергаются гидролизу — силикаты или карбонаты? Поясните.
  3. Химическая формула асбеста:  $H_4Mg_2Si_2O_6$ . Представьте асбест в виде оксидов элементов.
  4. Белый песок растворим при длительном кипячении в растворе вещества А, окрашивающего пламя в фиолетовый цвет. К полученному раствору прибавили соляную кислоту — получился осадок Б. Определите вещества А и Б. Составьте уравнения химических реакций.
- 1. Для получения силиката калия сплавили 150 кг карбоната калия и 30 кг диоксида кремния. Определите выход реакции, если в результате образовалось 69,3 кг силиката калия.

Ответ: 90%.

2. Сколько оксида кремния  $SiO_2$  можно получить из 156 г кремниевой кислоты  $H_2SiO_3$ , содержащей 20% примесей?

Ответ: 96 г.



Если пропитать хлопчатобумажную ткань силикатным клеем, а затем высушить ее, то ткань гореть не будет! Так получают огнеупорную ткань для пожарных.



## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 10

### Изучение свойств раствора хлороводородной кислоты

**Реактивы:** раствор соляной кислоты, оксид магния, раствор гидроксида калия, раствор синего лакмуса, металлический цинк.

**Химическая посуда и лабораторное оборудование:** пробирки, штатив для пробирок.

**Техника безопасности.** Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

#### Ход работы

**Опыт 1.** В три пробирки налейте по 2 мл раствора соляной кислоты. В первую пробирку добавьте синий лакмус, а затем гидроксид калия. Что наблюдаете?

Во вторую пробирку добавьте кусочек цинка. Что наблюдаете?

В третью пробирку прибавьте немного оксида магния и перемешайте. Что наблюдаете?

Запишите все свои наблюдения, напишите уравнения проведенных реакций в молекулярном и ионном виде. Сделайте выводы о свойствах соляной кислоты.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 11

### Модель молекулы азота

Предварительно составьте структурную формулу азота. Из набора для построения шаростержневых моделей молекул возьмите шарики одинаковых цветов. Сконструируйте из шариков модель молекулы азота. Обратите внимание на число химических связей между атомами, составляющими этого вещества.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 12

### Модель молекулы аммиака

Предварительно составьте структурную формулу аммиака. Из набора для построения шаростержневых моделей молекул возьмите шарики двух цветов. Сконструируйте из шариков модель молекулы аммиака. Обратите внимание на число химических связей между атомами, составляющими этого вещества.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 13

### Свойства азотной кислоты

**Реактивы:** растворы азотной кислоты, гидроксида натрия, лакмус, оксид меди (II), кусочки мела.

**Химическая посуда и лабораторное оборудование:** пробирки, штатив для пробирок.

**Техника безопасности.** Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

#### **Ход работы**

1) В пробирку с раствором азотной кислоты поместите лакмус и постепенно добавляйте раствор гидроксида натрия. Наблюдения запишите.

2) Положите в пробирку немного мела, добавьте разбавленную азотную кислоту.

3) Положите в пробирку немного оксида меди (II), добавьте разбавленную азотную кислоту. Какого цвета раствор? Зажмите пробирку в держателе и погрейте. Как изменяется цвет раствора? Сделайте выводы о свойствах азотной кислоты.

### **ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №5**

#### **Изучение химических свойств разбавленной серной кислоты**

**Реактивы:** растворы серной кислоты, гидроксида калия или натрия, раствор фенолфталеина, оксид меди (II), растворы медного купороса, хлорида бария.

**Химическая посуда и лабораторное оборудование:** штатив для пробирок, пробирки, спиртовка.

**Техника безопасности.** Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

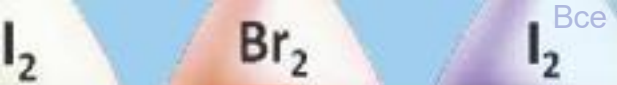
#### **Ход работы**

**Опыт 1.** В две пробирки налейте по 2 мл раствора серной кислоты и опустите: в 1-ю — гранулу Zn, во 2-ю — кусочек Cu. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций, рассмотрите ОВР.

**Опыт 2.** Поместите в пробирку немного черного порошка оксида меди (II), прилейте в нее 1—2 мл раствора серной кислоты. Закрепите пробирку в пробиркодержателе и подогрейте на пламени спиртовки. Что наблюдаете? Запишите молекулярные и ионные уравнения.

**Опыт 3.** Налейте в пробирку 1—2 мл раствора щелочи, добавьте 2—4 капли раствора фенолфталеина. Что наблюдаете? Добавьте к этому раствору разбавленную серную кислоту до исчезновения окраски. Как называется эта реакция? Запишите соответствующие молекулярное и ионное уравнения.

**Опыт 4.** Налейте в пробирку 1 мл раствора медного купороса и прилейте 1—2 мл раствора щелочи. Что наблюдаете? Добавляйте



к содержимому пробирки разбавленную серную кислоту до исчезновения осадка. Запишите молекулярные и ионные уравнения проведенных реакций.

**Опыт 5.** В пробирку налейте 1—2 мл раствора серной кислоты и прилейте 1 мл раствора хлорида бария. Что наблюдаете? Объясните результат с помощью таблицы растворимости. Запишите молекулярное и ионное уравнения.

## ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №6

### Получение аммиака и опыты с ним

**Реактивы:** кристаллический хлорид аммония, порошок гидроксида кальция, кислород, растворы серной, азотной, соляной кислот, раствор фенолфталеина, красная лакмусовая бумага.

**Химическая посуда и лабораторное оборудование:** прибор для получения газов, пробирки, штатив для пробирок, спиртовка, фарфоровая ступка, стеклянный цилиндр.

**Техника безопасности.** Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

#### Ход работы

#### Опыт 1. Получение аммиака и растворение его в воде.

В фарфоровой ступке хорошо перемешайте приблизительно равные объемы кристаллического хлорида аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и порошка гидроксида кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (опыт удастся лучше, если известь слегка влажная). Приготовленную смесь насыпьте в пробирку на  $1/3$  часть ее объема. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой вставлен в другую сухую пробирку, закрепленную в штативе открытым концом вниз. Нагрейте смесь в пробирке. Как только почувствуете острый запах, сразу же пробирку с газом, не переворачивая, закройте пробкой, погрузите ее в сосуд с водой и откройте пробку.

После заполнения пробирки водой закройте ее отверстие пробкой и выньте пробирку из воды. В полученный раствор поместите красную лакмусовую бумажку — она синееет. Затем добавьте к раствору несколько капель раствора фенолфталеина.

#### Вопросы и задания

1. Какой газ выделился? Напишите уравнение соответствующей реакции.

2. Какое вещество образуется при растворении полученного газа в воде? Какие наблюдения этот вывод подтверждают? Напишите уравнение данной реакции.

**Опыт 2. Горение аммиака в кислороде.** Соберите прибор для получения газов. Пробирку со смесью хлорида аммония и гид-

роксида кальция слегка нагрейте. Газоотводную трубку введите в стеклянный цилиндр с кислородом и с помощью лучинки подожгите газ.

#### Вопросы и задания

1. Какие вещества образуются в процессе горения аммиака? Напишите уравнение соответствующей реакции, если известно, что при горении аммиака в кислороде выделяется свободный азот.

2. Подчеркните в уравнении одной чертой окислитель, а двумя — восстановитель.

**Опыт 3. Взаимодействие аммиака с кислотами.** Соберите прибор, как и для предыдущего опыта. Пробирку со смесью хлорида аммония и гидроксида кальция слегка нагрейте. Газоотводную трубку последовательно введите в пробирки, в которых налито по 1 мл концентрированных азотной, соляной и серной кислот. Конец газоотводной трубки должен находиться на расстоянии 5—6 мм от поверхности кислот.

#### Вопросы и задания

1. Как объяснить появление “белого дыма”? Напишите уравнения соответствующих реакций.

2. Почему конец газоотводной трубки нельзя погружать в кислоты, а лишь приближать к ним?

**Опыт 4. Свойства водного раствора аммиака.** В две пробирки налейте водный раствор аммиака. В одну из них опустите красную лакмусовую бумажку. В другую пробирку добавьте несколько капель раствора фенолфталеина, а затем немного разбавленного раствора соляной кислоты.

#### Вопросы и задания

1. О каких свойствах водного раствора аммиака свидетельствует его действие на индикаторы? Как это можно объяснить с позиций электролитической диссоциации?

2. Что происходит при действии кислоты на водный раствор аммиака?

3. Составьте уравнение соответствующей химической реакции в молекулярном и ионном виде.



## ХИМИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА В ОРГАНИЗМЕ ЧЕЛОВЕКА

### § 46. ХИМИЧЕСКИЙ СОСТАВ ОРГАНИЗМА ЧЕЛОВЕКА. МАКРО- И МИКРОЭЛЕМЕНТЫ, ИХ ЗНАЧЕНИЕ

#### Сегодня на уроке:

- Узнаем, какие элементы входят в состав организма человека.
- Узнаем, каковы функции белков, жиров, углеводов и витаминов.

#### Ключевые понятия

- органогены
- функции белков, жиров и углеводов

Ранее вы уже изучали, какие химические элементы находятся в организме человека. Настало время более подробно изучить данный вопрос. Из чего состоит человек с точки зрения химии?

Человек — это совокупность химических соединений, к которым относятся органические вещества (биополимеры: белки, нуклеиновые кислоты и полисахариды, а также жиры, углеводы) и неорганические (минеральные соли, вода). Организм человека состоит на 60% из воды, 34% приходится на органические вещества и 6% — на неорганические.

Основными компонентами органических веществ являются углерод, водород, кислород, в их состав входят также азот, фосфор и сера.

В неорганических веществах организма человека обязательно присутствуют 22 химических элемента: Ca, P, O, Na, Mg, S, B, Cl, K, V, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Mo, Cr, Si, I, F, Se. Заметим, что большинство из них — металлы, а из металлов больше половины являются *d*-элементами. Многие из этих элементов поступают в органы вместе с пищей и с воздухом, так как сами они нашим организмом не вырабатываются.

**Минеральный состав организма.** В клетках человека присутствуют приблизительно 70 химических элементов (из 118 известных в настоящее время), но только 22 из них встречаются практически во всех его органах и тканях. Четыре самых важных, называемых *органогенными элементами*, — это азот, кислород, водород и углерод. Они играют главную роль в жизнедеятельности человека. Затем следует 10 макроэлементов, к которым относятся натрий, калий, кальций, фосфор, магний, железо и т. д. Микроэлементы, такие как медь, бор и марганец, хоть и присутствуют в виде сотых долей процента,



тем не менее, очень важны, так как входят в состав ферментных систем, обеспечивающих обмен веществ в организме.

Неорганические вещества по-разному распределяются в организме человека. Одни из них присутствуют в виде молекул, как, например, соединения кальция в костях, другие вещества — в виде ионов, например, соединения железа. Так, ионы железа участвуют в транспорте кислорода в крови, ионы кальция необходимы для сокращения мышц, а ионы калия и натрия — для образования и передачи нервных импульсов.

Содержание элементов в клетке нашего организма представлено в таблице 27.

Таблица 27

Содержание химических элементов в клетке

Элемент	Количество, %	Элемент	Количество, %
Кислород	65—75	Кальций	0,04—2,00
Углерод	15—18	Магний	0,02—0,03
Водород	8—10	Натрий	0,02—0,03
Азот	1,5—3,0	Железо	0,01—0,015
Фосфор	0,2—1,0	Цинк	0,0003
Калий	0,15—0,4	Медь	0,0002
Сера	0,15—0,2	Йод	0,0001
Хлор	0,05—0,10	Фтор	0,0001

Несложно заметить, что в состав нашего организма входят те же самые элементы, из которых состоит и окружающий нас мир. Сравним это по следующей диаграмме (рис. 79).

Как видим, в состав земной коры и тела человека входят одинаковые элементы: кислород, углерод, водород, азот, ряд металлов. Но есть и различие, например, в земной коре много кремния, а в состав нашего организма этот элемент почти не входит.

Химический состав организма человека включает в себя две группы минеральных веществ: *макроэлементы* и *микроэлементы* (рис. 79). Макроэлементы (фосфор, калий, кальций, натрий, сера, магний, хлор и др.) требуются организму в сравнительно больших дозах (массовая доля элемента в организме превышает  $10^{-2}\%$ ). Потребность в микроэлементах (марганец, железо, йод, медь, цинк, кобальт и фтор) ограничивается ничтожно малым.

Роль макроэлементов, входящих в состав неорганических веществ, очевидна. Например, основное количество кальция и фосфора



Рис. 79. Диаграмма элементов в земной коре и теле человека

входит в кости (ортофосфат кальция  $Ca_3(PO_4)_2$ , а хлор в виде соляной кислоты содержится в желудочном соке.

Роль микроэлементов не менее важна. Например, селен необходим организму в очень малых дозах для защиты клеток от разрушения, для предотвращения преждевременного старения, для замедления роста раковых клеток (табл. 28).

Таблица 28

Группы элементов по их содержанию в живых организмах

Группы элементов	Элементы	Суммарное содержание в клетке, %
Макроэлементы	O, C, H, N (основные, или органиогены)	98-99
	Ca, K, Si, Mg, P, S, Na, Cl, Fe	1-2
Микроэлементы	Mn, Co, Zn, Cu, B, I, F, Mo и др.	0,1
Ультрамикроэлементы	Se, U, Hg, Au, Ra, Ag и др.	менее 0,01

Приведем суточное потребление некоторых химических элементов в организм человека (табл. 29):

Таблица 29

Суточное поступление химических элементов в организм человека

Химический элемент	Суточное поступление, мг	
	взрослые	дети
1	2	3
K	2000—5500	530
Na	110—3300	260
Ca	800—1200	420





Продолжение

1	2	3
Mg	300—400	60
Zn	15	5
Fe	10—15	7,0
Mn	2,0—5,0	1,3
Cu	1,5—3,0	1,0
Mo	0,075—0,250	0,06
Cr	0,05—0,2	0,04
Co	Около 0,2 (витамин B <sub>12</sub> )	0,001
Cl	3200	470
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	800—1200	210
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	10	—
I	0,15	0,07
Se	0,05—0,07	—
F	1,5—4,0	0,6

При дефиците какого-нибудь элемента в нашем организме происходит сбой в работе важных органов: перестают расти зубы, ногти и волосы, ломаются кости, нарушается обмен веществ, появляются болезни (табл. 30).

Таблица 30

**Характерные симптомы дефицита химических элементов  
в организме человека**

Дефицит элемента	Типичный симптом
Ca	Замедление роста скелета
Mg	Мышечные судороги
Fe	Анемия, нарушение иммунной системы
Zn	Повреждение кожи, замедление роста и полового созревания
Cu	Слабость артерий, нарушение деятельности печени, вторичная анемия
Mn	Бесплодие, ухудшение роста скелета
Mo	Замедление клеточного роста, склонность к кариесу
Co	Злокачественная анемия
Ni	Учащение депрессий, дерматиты
Cr	Симптомы диабета
Si	Нарушение роста скелета
F	Кариес зубов
I	Нарушение работы щитовидной железы, замедление метаболизма
Se	Мышечная (в частности, сердечная) слабость

**Значение органических веществ.** Молекулы многих органических веществ состоят из блоков — простых органических молекул. Такое строение имеют все белки. Они образованы из молекул аминокислот. Обычно цепочка аминокислот (составных молекул) сворачивается в волокнистые или подобные клубку ниток структуры. Так, белковая молекула становится компактнее и занимает меньше места в клетке. В каждом процессе, происходящем в организме, участвуют десятки, а то и сотни различных белков. Доля белков составляет более 50% сухой массы клеток. Одни белки являются строительным материалом клеток, другие работают при сокращении мышц, третьи защищают организм от инфекций. С помощью ферментов — белков-катализаторов — происходят почти все химические реакции в организме.

**Углеводы.** Как и белки, сложные углеводы образуются из молекул-блоков. Так, блоками гликогена являются молекулы простого углевода — глюкозы. Глюкоза в организме играет роль источника энергии, а в виде гликогена создаются запасы глюкозы. В соединениях с белками и другими органическими веществами углеводы выполняют структурную функцию.

**Жиры** — нерастворимые в воде органические вещества. В состав молекулы жира обычно входят остатки молекул глицерина и жирных кислот. Жиры образуют плазматические мембраны клеток, они накапливаются в клетках жировой ткани, которая выполняет в организме защитные функции. Так же как и глюкоза, жиры являются источником энергии. Молекула жира запасает больше энергии, чем молекула глюкозы, однако клетка добывает энергию из жиров значительно дольше, чем из углеводов.



Организм человека состоит из большого числа химических элементов. Данные элементы находятся и в окружающей среде, но в других пропорциях. Элементы в организме делятся на макро- и микроэлементы. В свою очередь, эти элементы входят в состав неорганических (воды, минеральных солей) и органических веществ (белков, жиров, углеводов). Значение этих веществ велико.



1. Какие элементы входят в состав организма человека? Приведите примеры.
2. Какой критерий применяют для деления химических элементов на макро- и микроэлементы?
3. Воспользуйтесь таблицей, приведенной в параграфе, и укажите по три примера макро- и микроэлементов.
4. Попробуйте объяснить, почему кремний, который входит в состав земной коры (занимает 2-е место по распространенности), практически не входит в состав нашего организма.
5. Установите соответствие между элементами и их значением в нашем организме:



Элемент	Значение в организме
а) кислород	1) входит в состав костей и зубов;
б) железо	2) нужен для дыхания;
в) кальций	3) входит в состав гемоглобина крови;
г) йод	4) нужен для мыслительной деятельности

6. Рассчитайте (воспользовавшись таблицей), сколько в вашем организме примерно находится следующих элементов: кислород, кальций, железо и сера.
7. Обоснуйте, зачем мы должны употреблять в пищу следующие вещества: воду, белки, жиры и углеводы.
8. Выполните проект "Мой сбалансированный рацион питания". Подтвердите его расчетами.

## § 47. ОПРЕДЕЛЕНИЕ НЕКОТОРЫХ ЭЛЕМЕНТОВ В ПРОДУКТАХ ПИТАНИЯ

Наш организм подобен огромному химическому заводу. В нем непрерывно происходит множество химических, физических, биологических процессов. Каждая клетка выполняет определенную роль. Именно поэтому так важно, чтобы и химические элементы "работали" на развитие и нормальное функционирование нашего организма. Познакомимся с ролью некоторых элементов.

**Кальций.** Кальций в чистом виде в природе не встречается. Его возможно выделить только из различных соединений, таких как известь, гипс и мрамор. В общей сложности в организме взрослого человека содержится больше одного килограмма кальция. В основном он входит в состав костной ткани, является твердым каркасом для скелета. Кальций является основой для роста зубов, ногтей и волос. И всего лишь 1% от общего количества кальция находится в крови. Но, тем не менее, для строения кости из получаемого извне кальция организм использует малую часть — большая часть идет на химические процессы и, главное, на уменьшение кислотности крови.

### Сегодня на уроке:

- Узнаем о роли кальция в организме человека как componente костей и научимся определять кальций в составе костей.
- Поймем, почему регулярное потребление соединений кальция имеет важное значение для рациона питания.
- Научимся определять углерод в составе пищевых продуктов.
- Выясним роль железа для нашего организма.

### Ключевые понятия

- практическое определение элементов
- роль кальция, углерода и железа для организма человека



Рис. 80. Содержание кальция в пищевых продуктах

Что же такое *кальций в организме человека*? Это основная минеральная составляющая костной ткани и в то же время один из основных катионов вместе с калием, магнием и натрием, участвующий во всех обменных процессах внутри организма. Если количество других элементов в крови, например калия, может колебаться, то кальций всегда поддерживается в одном количестве. Этот элемент можно назвать почти константой, или постоянной величиной. Даже если мы с продуктами питания не обеспечим достаточное поступление в кровь кальция, то он начнет пополняться из костей, зубов, волос.

Именно костная ткань является так называемым резервуаром кальция, из которого он переходит в кровь. Это важно, потому что таким образом обеспечивается работа сердца. Особое внимание медики обращают на количество кальция в организме у детей и пожилых людей. Ведь для растущего организма нужно много кальция, а люди преклонного возраста стремительно теряют его из костей. Кальций в организм человека можно доставить только с пищей. Содержится в молочных продуктах, лососе, сардине, белом хлебе и зеленых овощах (рис. 80).

Наличие кальция в костях можно определить с помощью несложного эксперимента, например, действием уксусной кислоты (уксуса) на куриную кость или скорлупу яйца. После действия кислоты кальций вымывается из костей, и они становятся гибкими и хрупкими (рис. 81).



**Углерод.** Все без исключения живые организмы построены из соединений углерода. Особенностью атома углерода является их способность соединяться между собой. Они образуют длинные цепи, которые могут быть разветвленными, содержащими миллионы и миллиарды атомов углерода, соединенных с атомами других элементов. Самые известные молекулы — это молекулы белков, содержащих до миллиарда углеродных звеньев), их длина может достигать одного метра!



Рис. 81. Вид костей до и после обработки кислотой

Углерод — важнейший элемент, составляющий основу жизни на Земле, структурная единица огромного числа органических соединений, участвующих в построении организмов и обеспечении их жизнедеятельности (полимеры, витамины, гормоны и др.). Значительная часть необходимой организмам энергии образуется в клетках за счет окисления углерода.

Уникальная роль углерода в живой природе обусловлена его свойствами, которыми в совокупности не обладает ни один другой элемент Периодической системы. Показательно, что всего три элемента — углерод, водород и кислород — составляют 98% общей массы живых организмов! Этот элемент поступает в наш организм с пищей, при дыхании он окисляется кислородом, и мы выдыхаем углекислый газ. Растения во время процесса фотосинтеза, перерабатывая этот газ, дают нам кислород.

Углерод находится во всех пищевых продуктах в виде соответствующих органических соединений. Организм человека не способен усваивать *неорганические соединения углерода*. Возможны отравления токсичными соединениями: оксид углерода (II), четыреххлористый углерод, сероуглерод, соли цианистой кислоты, бензол и др.

Доказательством присутствия углерода является либо горение (например, бумаги, хлопка, шерсти), либо обугливание, т. е. появление черного налета сажи.

**Железо.** Железо, входящее в химический состав организма человека, оказывает общеукрепляющее действие, участвует в кровообразовании и снабжает клетки кислородом. Дефицит железа вызывает у человека ряд заболеваний. Например, недостаток в организме железа приводит к анемии, так как оно входит в состав гемоглобина крови,



Рис. 82. Продукты питания, богатые железом

а точнее, его составной части — гема. У взрослого человека в крови содержится около 2—6 г железа. В процессе жизнедеятельности в организме происходят постоянный распад и синтез гемоглобина. Для восполнения железа, потерянного с распадом гемоглобина, человеку необходимо суточное поступление в организм с пищей в среднем около 12 мг этого элемента. Однако избыток железа в организме тоже вреден. С ним связан сидероз глаз и легких — заболеваний, вызываемых отложением соединений железа в тканях этих органов. Главный регулятор содержания железа в крови — печень. Содержится железо в печени, почках, отрубях всех злаков, черной икре, черносливе, кураге, хлебе из муки грубого помола, гранатах, чистом шоколаде (рис. 82).

**Определение железа в продуктах питания.** При промывании крупы в воде в раствор попадают соли железа. Доказать это можно реакцией данного раствора с солью тиоционата калия  $KCNS$ . В результате появляется кроваво-красная окраска в растворе. Такой цвет придает раствору соль железа — тиоционат железа (III)  $Fe(CNS)_3$ . Вспомните, об этом опыте мы уже говорили ранее в теме “Теория диссоциации”.



Многие химические элементы нужны организму. Кальций нужен для укрепления костей, свертываемости крови. Углерод — основа всех живых организмов. Железо, особенно входящее в гемоглобин крови, отвечает за перенос кислорода в организме.



1. Какую роль играет кальций в организме человека? Приведите примеры.
2. Почему углерод считают основой жизни? Поясните этот аргумент.
3. Какую роль играет железо для нашего организма? Какие продукты питания необходимо употреблять, чтобы не было дефицита железа в организме?
4. Как можно доказать присутствие кальция в продуктах питания? Напишите уравнение реакции карбоната кальция с соляной кислотой в молекулярном и ионном виде.
5. На диаграмме показана упрощенная форма Периодической таблицы химических элементов.

Ответьте на вопросы:

1. Основные два элемента, входящие в состав костной ткани.
2. Элемент, который входит в состав желудочного сока.
3. Важнейший элемент, составляющий основу жизни на Земле.
4. Дефицит какого элемента вызывает анемию?
5. Какой элемент содержится в организме в большом количестве?
6. Дефицит какого элемента вызывает мускульные судороги?
7. Элемент, который входит в состав зубной эмали.
8. Дефицит какого элемента приводит к слабоумию?
9. Элемент, входящий в состав белков и нуклеиновых кислот.
10. Между какими элементами могут образоваться соединения с ионной структурой?
11. Между какими элементами могут образоваться соединения с молекулярной структурой?
6. Какой эксперимент следует провести, если нужно доказать присутствие углерода в продуктах питания? Напишите уравнения реакций горения углерода, метана  $\text{CH}_4$ .
7. Приведите уравнение реакции между тиоцианатом калия и нитратом железа (III). Составьте уравнение в ионном виде. Учтите, что тиоцианат железа (III) мало диссоциирует, подобно воде.

Диаграмма

												D	J	F	H							
	G												B		C							
	A					E																
																I						

## § 48. ЗАГРЯЗНЕНИЕ ОКРУЖАЮЩЕЙ СРЕДЫ ТЯЖЕЛЫМИ МЕТАЛЛАМИ

### Сегодня на уроке:

- Поймем, в чем заключается токсичное действие ионов ртути и свинца на живые организмы.
- Узнаем источники загрязнения тяжелыми металлами.
- Поймем пути решения проблемы загрязнения окружающей среды тяжелыми металлами.

### Ключевые понятия

- токсичность ионов ртути и свинца
- источники загрязнения тяжелыми металлами

Охрана окружающей среды от загрязнения является важной задачей общества. Среди многочисленных загрязнителей особое место занимают *тяжелые металлы*. К ним условно относят химические элементы с атомной массой свыше 50, обладающие свойствами металлов. Среди химических элементов тяжелые металлы являются наиболее токсичными. Эта группа элементов активно участвует в биологических процессах. Группа тяжелых металлов во многом совпадает с группой микроэлементов. С другой стороны, тяжелые металлы и их соединения оказывают вредное воздействие на организм. К ним относятся: свинец, цинк, кадмий, ртуть и др. (рис. 83).

Тяжелые металлы опасны, потому что они с течением времени накапливаются в организме человека и начинают оказывать на него серьезное воздействие, не подвергаясь биологическому разложению.

Тяжелые металлы могут накапливаться в растениях и животных. Они не разлагаются при термической обработке продуктов и могут попасть в наш организм с воздухом, водой, выхлопными газами, табачным дымом, бытовой химией. Изотопы тяжелых металлов, попадая в организм, вызывают различные заболевания. Достигая определенной концентрации в организме, они начинают



а) ртуть



а) свинец

Рис. 83. Ртуть и свинец





свое губительное воздействие — вызывают отравления, мутации. Тяжелые металлы становятся причиной серьезных физиологических нарушений, аллергии, онкологических заболеваний у человека; отрицательно влияют на генетическую наследственность. Тяжелые металлы, попадая в организм, остаются там надолго, вывести их можно только с помощью белков молока.

Рассмотрим подробнее действие ртути и свинца. Ртуть и свинец являются наиболее вредными для человека, и интоксикации этими металлами встречаются очень часто. Это загрязнение может быть вызвано использованием батареек (содержат свинец), люминисцентных ламп (содержат ртуть), свинец попадает в наш дом и через трубы водопровода, так как чугун может содержать примеси этого металла.

**Ртуть.** Ртуть крайне слабо распространена в земной коре, однако удобна для добычи, так как концентрируется в сульфидных остатках, например, в виде киновари ( $\text{HgS}$ ). В этом виде ртуть относительно безвредна, но атмосферные процессы, вулканическая и человеческая деятельность привели к тому, что в Мировом океане накопилось много этого металла.

Ртуть и ее соединения опасны для жизни, так как эти вещества быстро переходят из крови в мозговую ткань, разрушая мозжечок и кору головного мозга. Клинические симптомы такого поражения — оцепенение, потеря ориентации в пространстве, потеря зрения. Металлическая ртуть опасна, если ее проглотить и вдыхать ее пары. При этом у человека появляется металлический вкус во рту, тошнота, рвота, колики в животе. При долговременном отравлении ртутью зубы чернеют и начинают крошиться. Пролитая ртуть разлетается на капельки, и, если это произошло, ртуть должна быть тщательно собрана. У человека при попадании внутрь около 350 мг ртути может наступить смерть. Загрязнение ртутью может быть уменьшено в результате запрещения производства и применения ряда продуктов. Загрязнение ртутью всегда будет острой проблемой, но с введением строгого контроля за отходами производства, содержащими ртуть, а также за пищевыми продуктами можно уменьшить опасность отравления.

**Свинец.** Содержание свинца в магматических породах позволяет отнести его к категории редких металлов. Он концентрируется в сульфидных породах, которые встречаются во многих местах в мире. Свинец легко выделить путем выплавки из руды. В природном состоянии он обнаруживается в основном в виде галенита ( $\text{PbS}$ ).

Свинец, содержащийся в земной коре, может вымываться под воздействием атмосферных процессов, переходя постепенно в океаны. Од-

нако он накапливается в океанских осадках в виде сульфитов или сульфатов. В пресной воде содержание свинца гораздо выше, чем в почве. Ежегодное мировое потребление свинца составляет более 3 млн. т, из них 40% используют для производства аккумуляторных батарей, 20% — для производства присадки к бензину (с целью улучшения его качества), 12% применяют в строительстве, 28% — для других целей. Наиболее серьезным источником загрязнения среды обитания организмов свинцом являются выхлопы автомобильных двигателей. Свинцовая пыль не только покрывает обочины шоссе и дорог и почву внутри и вокруг промышленных городов, она найдена и во льду Северной Гренландии, причем в 1756 г. содержание свинца во льду составляло 20 мкг/т, в 1860 г. уже 50 мкг/т, а в 1965 г. — 210 мкг/т. Активными источниками загрязнения свинцом являются электростанции и бытовые печи, работающие на угле. Источниками загрязнения свинцом в быту могут быть глиняная посуда, покрытая глазурью; свинец, содержащийся в красящих пигментах. Одним из наиболее коварных последствий действия неорганических соединений свинца считается его способность заменять кальций в костях и быть постоянным источником отравления в течение длительного времени. Биологический период полураспада свинца в костях — около 10 лет. Острые свинцовые отравления встречаются редко. Их симптомы — слюнотечение, рвота, кишечные колики, острая форма отказа почек, поражение мозга. Загрязнение окружающей среды тяжелыми металлами является наиболее актуальной проблемой, так как в последние годы темпы загрязнения окружающей среды принимают все более угрожающий характер.

#### **Пути решения проблемы загрязнения окружающей среды тяжелыми металлами**

1. Создание безотходных и малоотходных технологий.
2. Совершенствование технологических процессов и разработка нового оборудования с меньшим уровнем выбросов примесей и отходов в окружающую среду.
3. Замена токсичных отходов на нетоксичные.
4. Замена не утилизируемых отходов на утилизированные.
5. Широкое применение дополнительных методов и средств защиты окружающей среды.
6. Организация движения транспорта с целью уменьшения выброса токсичных веществ в зонах жилой застройки.
7. Организация контроля за качеством окружающей среды.



Продукты питания, выводящие тяжелые металлы <span style="float: right;">TOP</span>
1. Морковь
2. Томаты
3. Тыква
4. Баклажаны
5. Яблоки
6. Груша
7. Айва
8. Виноград
9. Абрикос
10. Рис



Существует проблема загрязнений тяжелыми металлами. Эти вещества оказывают на организм человека отрицательную роль, могут быть причиной многих заболеваний. Опасными являются ртуть и свинец, которые могут находиться в предметах обихода, красках, батарейках и т. п. Нужно защищать окружающую среду от этих загрязнений.

### Умей пользоваться своим знанием!

Разбился градусник. Что делать?



1. Откройте форточку в помещении, не создавая сквозняка. Закройте дверь, чтобы загрязненный воздух не проникал в другие комнаты.
2. Соберите опасный металл и разбившиеся части градусника в стеклянную банку с холодной водой. Вода нужна, чтобы ртуть не испарялась.
3. Мелкие капельки-шарики можно собрать с помощью шприца, резиновой груши, двух листов бумаги, пластыря, скотча, кисточки, мокрой газеты или ваты; если ртуть попала под плинтус или под половицы, снимите их и проверьте. Если сбор металла затягивается, выходите подышать свежим воздухом каждые 15 минут.
4. Собрав ртуть, плотно закройте банку. Держите ее вдали от нагревательных приборов; место разлива ртути обработать раствором марганцовки. Повторять манипуляцию несколько дней. Рекомендуются ежедневные влажные уборки и частые проветривания.



1. Какие металлы называются *тяжелыми*? Приведите примеры.
2. Чем опасны тяжелые металлы?
3. В каких природных процессах могут получаться тяжелые металлы?
4. Тяжелые металлы, находящиеся по разным причинам в окружающей среде, попадают в организм человека. Назовите пути попадания тяжелых металлов в организм человека.
5. В составе каких природных соединений встречается ртуть? Приведите примеры.
6. В составе каких природных соединений встречается свинец? Приведите примеры.
7. Объясните, чем опасна ртуть. Какие меры следует предпринять в случае разбивания градусника в домашних условиях?
8. Почему свинец накапливается в растениях, растущих вдоль шоссе?
9. Напишите уравнения реакций, протекающих между металлом и растворами электролитов:
 

а) Hg и $\text{AgNO}_3$ ;	в) Hg и $\text{HNO}_3$ ;
б) Cu и $\text{HgCl}_2$ ;	г) Cu и $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ .
10. Предложите свои варианты защиты окружающей среды от загрязнений.
  - 1. Амальгаму таллия (содержащую 8,5% Tl) используют в термометрах в условиях Крайнего Севера, она затвердевает при  $-60^\circ\text{C}$ . Каково соотношение атомов (химическая формула соединения) Hg и Tl в этой амальгаме?  
Ответ:  $\text{Hg}_{11}\text{Tl}$ .
  - 2. Сколько литров (н.у.) кислорода можно получить при разложении 217 г оксида (III) ртути?  
Ответ: 11,2 л.
  - 3. Сколько ртути (граммов и молей) вступит в реакцию с 0,2 моль кислородом и сколько при этом получится оксида ртути (II)?  
Ответ: 86,8 г ( $\text{HgO}$ ), 0,4 моль (Hg).



Анализ льда Гренландского ледяного купола показал, что начиная с 800 г. н.э. до 1950-х годов содержание ртути оставалось постоянным, но уже с 50-х годов нашего столетия количество ртути удвоилось.



## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 14

### Определение кальция в составе костей

**Реактивы и материалы:** уксусная кислота, зубная паста, сырое яйцо, куриные кости.

**Химическая посуда и лабораторное оборудование:** стакан или 0,5 л банка.

**Техника безопасности.** Требуется соблюдение правил работы с уксусной кислотой.

**Ход работы. Опыт 1. Доказательство наличия кальция в куриных костях.** Для этого мы берем куриные косточки, помещаем их в банку, заливаем уксусной кислотой и оставляем на 7 дней. За это время кальций переходит из костей в раствор. Через несколько дней достаем косточки и видим, что они стали как “резиновые” — пружинят и разгибаются, если их согнуть пальцами. **Сформулируйте вывод.**

**Опыт 2. Действие уксусной кислоты на скорлупу яиц.**

Возьмем сырое яйцо, половину покроем зубной пастой и поместим в уксусную кислоту. Через несколько часов наблюдаем следующее: яйцо в банке с уксусом изменилось: скорлупа, не покрытая зубной пастой, пузырится. Это уксусная кислота растворяет кальций, из которого состоит скорлупа. Еще через несколько часов скорлупа станет мягкой, а затем растворится совсем, яйцо станет белым. **Сформулируйте вывод.**

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 15

### Определение углерода в составе пищевых продуктов

**Реактивы и материалы:** глюкоза кристаллическая (или сахар); казеин сухой; серная кислота, 0,1 М раствор.

**Химическая посуда и лабораторное оборудование:** фильтровальная бумага; скальпель (или крышка тигля) спиртовка. *Специальное указание:* опыт проводят в вытяжном шкафу! Присутствие углерода во многих органических веществах можно обнаружить по обугливанию вещества при осторожном его прокаливании.

**Техника безопасности.** Требуется соблюдение правил работы с серной кислотой.

**Ход работы. Опыт 1. Определение углерода пробой на обугливание.** Поместите в ложечку сахар и осторожно прокаливаете над пламенем спиртовки. Что наблюдаете?

**Опыт 2. Определение углерода в чипсах или макаронах.** В широкий химический стакан поместите небольшой кусочек чипсов или макарон и подожгите его с помощью горячей лучинки. Обратите внимание на стенки стакана: на них появляются капельки воды. Что наблюдаете? О наличии какого химического элемента в составе продукта питания они свидетельствуют? Чипсы или макароны будут покрываться черным налетом-сажей, т. е. углеродом. **Сформулируйте вывод.**



# ВВЕДЕНИЕ В ОРГАНИЧЕСКУЮ ХИМИЮ

## §49. ОСОБЕННОСТИ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

### Сегодня на уроке:

- Узнаем, чем отличаются органические вещества от неорганических соединений.

### Ключевые понятия

- органические вещества
- углеродная цепь
- кратная связь
- одинарная, двойная, тройная связь

Во втором периоде Периодической системы есть особенный элемент — углерод. Он образует свыше 20 млн. природных и синтетических веществ, и их число постоянно растет. Оно во много раз больше числа соединений всех других химических элементов, вместе взятых (около 1,5 млн.). Вещества, образованные этим элементом, имеют огромное значение в нашей жизни. Они содержатся во всех растительных и животных организмах, входят в состав пищи, служат материалами для изготовления одежды, образуют различные виды топлива, используются в качестве лекарств, красителей, средств защиты урожая и т. п.

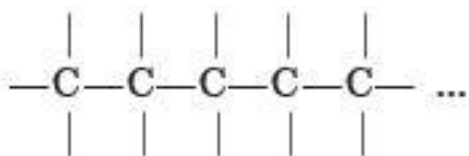
Вещества, в состав которых входит углерод, называют *органическими*. В состав органических веществ наряду с углеродом чаще всего входят водород, кислород, азот, реже — сера, фосфор, галогены и другие элементы.

Резкой грани между органическими и неорганическими веществами не существует. Например,  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$  по наличию в них углерода должны считаться органическими веществами, но по свойствам они близки к неорганическим подобного типа (оксиды, кислоты, соли) и изучаются вместе с ними.

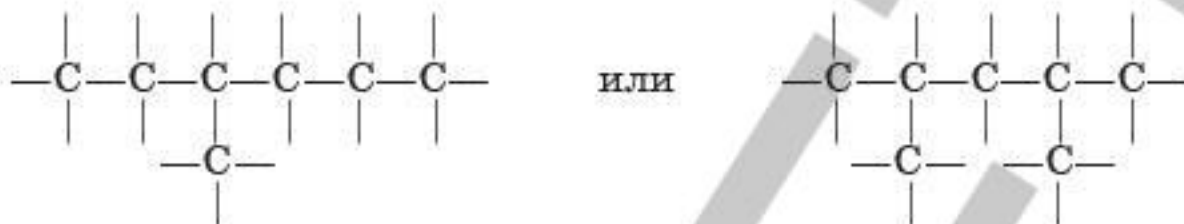
В отличие от неорганических веществ, органические вещества имеют ряд характерных особенностей.

Атомы углерода способны соединяться друг с другом с образованием устойчивых длинных, разветвленных цепочек, колец и других структур. Именно это свойство позволяет углероду образовывать миллионы соединений, изучению которых посвящена целая область науки — органическая химия.

Отмечая валентные связи атомов углерода черточками, можно изобразить простейшую цепь следующим образом:



Наряду с простыми цепями, подобными приведенной выше, встречаются и разветвленные цепи. Например:



Кроме “открытых” цепей, существуют также “замкнутые” цепи, в которых атомы углерода связаны друг с другом так, что образуют кольцо, или “цикл”. Например:



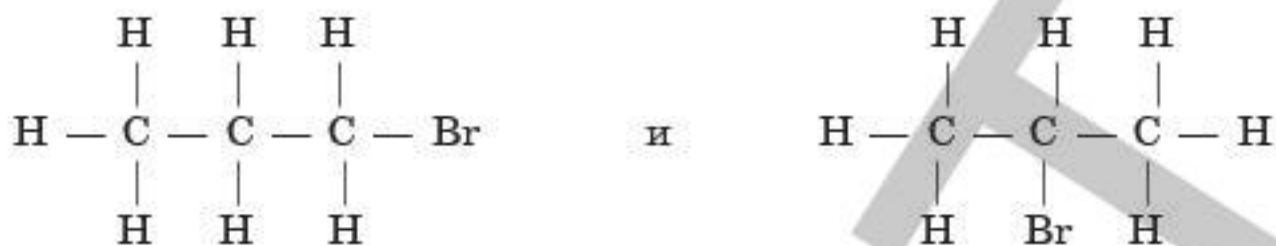
К кольцам, в свою очередь, могут примыкать открытые цепи и другие кольца. Наконец, атомы углерода могут затрачивать на взаимную связь друг с другом не одну, а две или три единицы валентности. Тогда получаются цепи с “двойными” или “тройными” связями, простейшие из которых можно изобразить следующим образом:



Важной особенностью органических соединений является и то, что среди них широко распространено явление *изомерии*. Имеется множество соединений углерода, которые обладают одинаковым качественным и количественным составом и одинаковой молекулярной массой, но совершенно различными физическими и химическими свойствами.

Для иллюстрации приведем структурные формулы изомерных соединений:

## Изомерные бромистые пропилы



Этиловый спирт и диметиловый эфир являются межклассовыми изомерами:



Связи между атомами органических соединений имеют ярко выраженный ковалентный характер. Органические вещества в большинстве неэлектролиты, не диссоциируют в растворах на ионы.

При нагревании в пределах 400–600 °С органические соединения полностью разлагаются и обугливаются, а в присутствии кислорода сгорают. Это объясняется сравнительно небольшой прочностью связи между атомами углерода.

Органические вещества имеют более сложное строение, чем неорганические, и многие из них обладают огромной молекулярной массой, например, те, которые являются носителями жизненных процессов: белки, жиры, углеводы, нуклеиновые кислоты и т. д.

Органические вещества были известны еще в далекой древности. С давних пор человек применял экстракты из растений для лечения болезней, а природные красители — для окраски тканей. Из жира получали мыло, а способы приготовления уксуса и спиртных напитков знали во всех древних странах.



Элемент углерод образует свыше 20 млн. природных и синтетических веществ, и их число постоянно растет. Вещества, в состав которых входит углерод, называют *органическими*. Важной особенностью органических соединений является то, что среди них широко распространено явление изомерии.

Связи между атомами органических соединений имеют ковалентный характер. Органические вещества в большинстве неэлектролиты.



При нагревании органические соединения полностью разлагаются и обугливаются, а в присутствии кислорода сгорают.

Органические вещества имеют более сложное строение, чем неорганические, и многие из них обладают огромной молекулярной массой.



1. В чем заключается уникальность свойств атомов углерода?
2. Что изучает органическая химия?
3. Какие химические вещества называются *органическими*?
4. В чем состоит особенность органических соединений?
5. Какое значение имеют органические вещества в жизни общества?
6. Какой химический элемент в обязательном порядке входит в состав органических веществ?
7. Помимо углерода какой химический элемент входит в состав органических веществ?
8. Какое химическое свойство является общим для органических соединений?
9. Как вы думаете, почему поваренная соль и сахар ведут себя по-разному при нагревании?
10. Назовите причины многообразия органических веществ.
11. Даны формулы:  $\text{BaCO}_3$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{C}_6\text{H}_6$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{C}_2\text{H}_3\text{COOH}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ . Выпишите формулы органических соединений.
12. Заполните диаграмму Венна на различия и сходства органических и неорганических веществ.
13. Назовите органические вещества, применяемые человеком в быту. Какие вещества являются основой знакомых вам предметов: книги, тетради, ластик, одежда, обувь, мебель и т. д.?
14. Какие элементы называют *элементами-органогенами*? Определите их положение в Периодической системе. Вспомните строение атомов этих элементов.

## § 50. КЛАССИФИКАЦИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Как и неорганические соединения, органические вещества классифицируются, т. е. разделяются на классы.

Органические соединения классифицируют, учитывая два основных структурных признака:

- строение углеродной цепи (углеродного скелета);
- наличие и строение функциональных групп.

В зависимости от строения углеродной цепи органические соединения делят на ациклические и циклические (схема 7).

### Сегодня на уроке:

- Познакомимся с принципами классификации органических соединений.

### Ключевые понятия

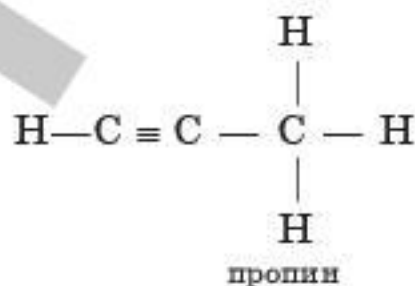
- углеродная цепь
- углеродный скелет
- функциональные группы
- углеводороды
- радикалы
- производные углеводородов



**Ациклические соединения** — соединения с *открытой* (незамкнутой) углеродной цепью. Эти соединения называются также **алифатическими**.

Среди ациклических соединений различают предельные (насыщенные), содержащие в скелете только одинарные связи  $\begin{array}{c} | \\ -C-C- \\ | \end{array}$  и *непредельные* (ненасыщенные), включающие кратные двойные  $-C=C-$  и тройные связи  $-C\equiv C-$ .

Например:



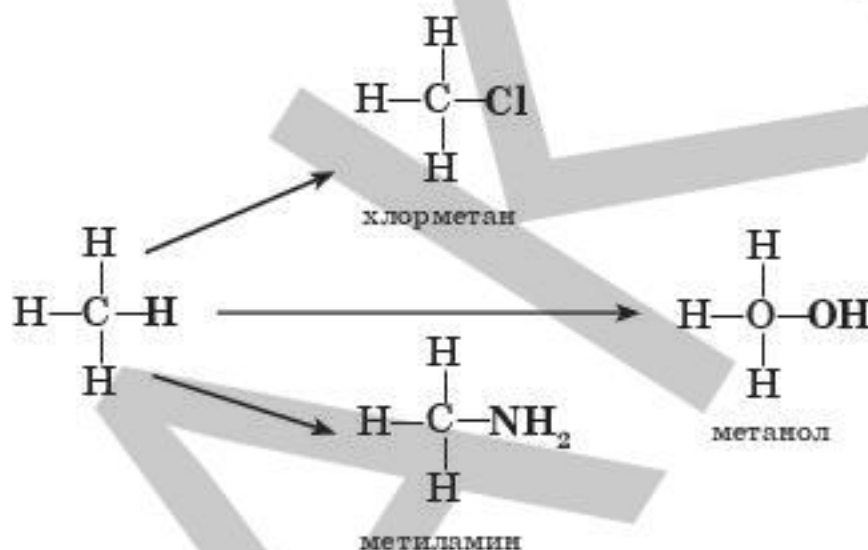
Ациклические соединения подразделяют также на соединения с неразветвленной и разветвленной цепью. В этом случае учитыва-

ется число связей атома углерода с другими углеродными атомами. Циклические соединения мы будем рассматривать позже.

**Классификация соединений по функциональным группам.** Углеводороды в органической химии рассматриваются как базовые соединения, все остальные органические соединения можно считать их производными. *Углеводороды* — органические соединения, состоящие только из атомов углерода и водорода. Общая формула  $C_xH_y$ .

Большинство органических соединений можно представить формулой:  $R-X$ , где  $R$  — углеводородный радикал, а  $X$  — функциональная группа. Функциональная группа — атом или группа атомов, определяющие принадлежность соединения к определенному классу и ответственные за его химические свойства.

*Производные углеводородов* — это продукты замещения атомов “Н” в молекуле углеводородов на другие атомы или группы атомов. Например:



По наличию тех или иных функциональных групп соединения подразделяют на классы. Основные функциональные группы и классы соединений, в состав которых они входят, представлены в таблице 31:

Таблица 31

Функциональная группа	Название группы	Классы соединений	Общая формула	Пример
1	2	3	4	5
$-F, -Cl, -Br, -I$	Галоген	Галоген-производные алканов	$RGal$	$CH_3F, C_2H_5Cl$
$-OH$	Гидроксильная группа	Спирты	$ROH$	$C_2H_5OH$

1	2	3	4	5
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C} \\ \diagdown \\ \text{H} \end{array}$	Альдегидная группа	Альдегиды	$\text{R}-\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \diagdown \\ \text{H} \end{array}$	$\text{CH}_3-\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \diagdown \\ \text{H} \end{array}$
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array}$	Карбоксильная группа	Карбоновые кислоты	$\text{R}-\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array}$	$\text{CH}_3-\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array}$
$\begin{array}{c} -\text{COOH} \\ -\text{NH}_2 \end{array}$	Карбоксильная и аминогруппа	Аминокислоты	$\text{R}-\begin{array}{c} \text{NH}_2 \\   \\ \text{CH} \\   \\ \text{C} \\ \parallel \text{O} \\ \diagdown \text{OH} \end{array}$	$\text{CH}_3-\begin{array}{c} \text{CH} \\   \\ \text{NH}_2 \\   \\ \text{COOH} \end{array}$
$\begin{array}{c} -\text{C}=\text{O} \\ -\text{OH} \end{array}$	Карбонильная и несколько гидроксильных групп	Углеводы	$\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m$	

Большинство органических соединений содержат функциональные группы двух или нескольких типов. Например, в состав аминокислот входят карбоксильная и аминогруппа:



Между всеми классами органических соединений существует генетическая связь, опираясь на которую можно осуществлять взаимные превращения веществ.



Органические соединения классифицируют, учитывая два основных структурных признака: строение углеродной цепи (углеродного скелета); наличие и строение функциональных групп.

В зависимости от строения углеродной цепи органические соединения делят на *ациклические* и *циклические*. Ациклические соединения подразделяют также на соединения с неразветвленной и разветвленной цепью. Углеводороды в органической химии рассматриваются как базовые соединения, все остальные органические соединения можно считать их производными. *Производные углеводородов* — это продукты замещения атомов водорода H в молекуле углеводородов на другие атомы или группы атомов. По наличию тех или иных функциональных групп соединения подразделяют на классы. Между всеми классами органических соединений существует генетическая связь, опираясь на которую можно осуществлять взаимные превращения веществ.



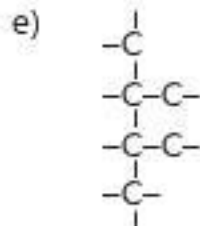
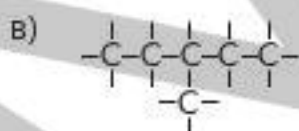
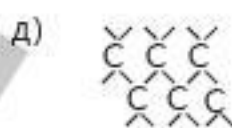
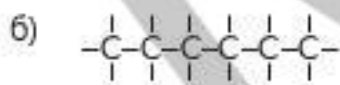
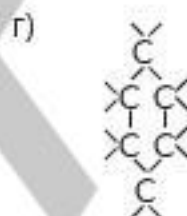
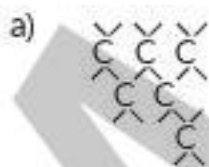
1. Как классифицируют органические вещества?
2. Какие органические вещества относят к *ациклическим*?
3. Какие органические вещества относят к *циклическим*?
4. Что такое *функциональная группа*?
5. Дайте классификацию органических веществ по функциональным группам.
6. Какие функциональные группы содержат органические вещества?
7. Заполните таблицу:

Функциональная группа	Название группы	Классы соединений	Общая формула	Пример
				$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$
		Бромпроизводные алканов		
			$\text{ROH}$	
	Карбоксильная			

8. Установите соответствие между формулой и классом органических соединений:

Формула	Класс органических соединений
$\text{CH}\equiv\text{C-CH}_2\text{-CH}_3$	А) насыщенные углеводороды Б) карбоновые кислоты В) спирты Г) ненасыщенные углеводороды
$\text{CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$	
$\text{CH}_3\text{-COOH}$	
$\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-CH}_3$	
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$	

- 9\*. Различают три основных типа углеродного скелета: разветвленный, неразветвленный и циклический. Какие из них изображены ниже:



## § 51. ГОМОЛОГИЧЕСКИЕ РЯДЫ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

### Сегодня на уроке:

- Узнаем о гомологических рядах органических соединений.

### Ключевые понятия

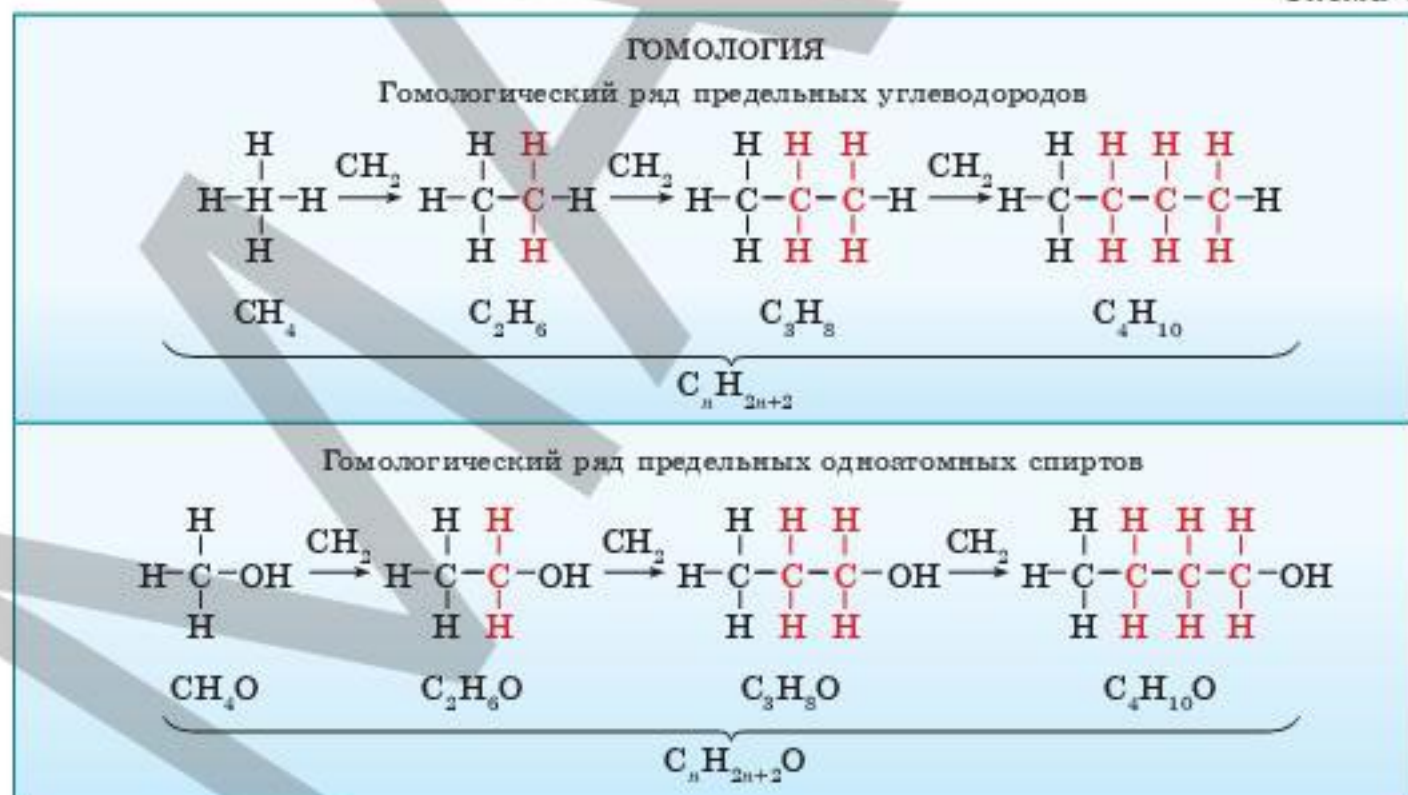
- гомология
- гомологический ряд
- гомологическая разность
- предельные углеводороды

Среди многообразия органических соединений можно выделить группы веществ, которые сходны по химическим свойствам и отличаются друг от друга на группу  $\text{CH}_2$ . Соединения, сходные по химическим свойствам, состав которых отличается друг от друга на группу  $\text{CH}_2$ , называются *гомологами*. Гомологи, расположенные в порядке возрастания их относительной молекулярной массы, образуют *гомологический ряд*. Группа атомов  $\text{CH}_2$  называется *гомологической разностью*. Примером гомологического ряда может служить ряд предельных углеводородов (алканов). Простейший его представитель — метан  $\text{CH}_4$ . Гомологами метана являются: этан  $\text{C}_2\text{H}_6$ , пропан  $\text{C}_3\text{H}_8$ , бутан  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ , пентан  $\text{C}_5\text{H}_{12}$ , гексан  $\text{C}_6\text{H}_{14}$ , гептан  $\text{C}_7\text{H}_{16}$  и т. д.

Формула любого последующего гомолога может быть получена прибавлением к формуле предыдущего углеводорода гомологической разности (схема 8).

Состав молекул всех членов гомологического ряда может быть выражен одной общей формулой. Для рассмотренного гомологического ряда предельных углеводородов такой формулой будет  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ ,

Схема 8



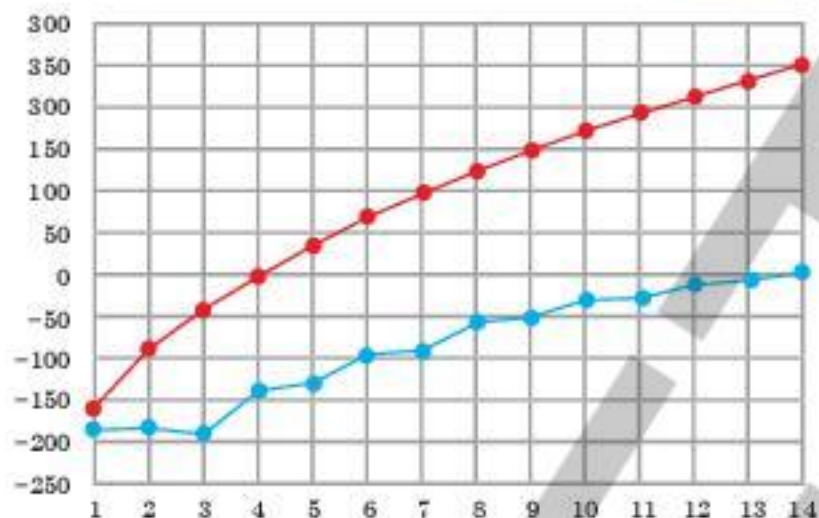


Рис. 84. Температуры плавления (синяя) и кипения (красная линия) в гомологическом ряду алканов  $C_1 \dots C_{14}$

а для предельных одноатомных спиртов  $C_n H_{2n+1} OH$ , где  $n$  — число атомов углерода.

Существует понятие *ближайшие гомологи*. Это члены гомологического ряда, отличающиеся друг от друга на одну группу  $-CH_2-$ . Например, ближайшими гомологами пропана  $C_3 H_8$  являются этан  $C_2 H_6$  и бутан  $C_4 H_{10}$ .

Члены гомологического ряда характеризуются сходными химическими свойствами. Многие физические свойства (температура кипения, температура плавления и др.) в гомологических рядах изменяются закономерно (рис. 84).

Между гомологическими рядами углеводородов существует генетическая связь, которая обнаруживается в процессе взаимного превращения этих веществ.

Гомологические ряды могут быть построены для всех классов органических соединений. Зная свойства одного из членов гомологического ряда, можно сделать выводы о свойствах других представителей того же ряда. Это обуславливает важность понятия гомологии при изучении органической химии.

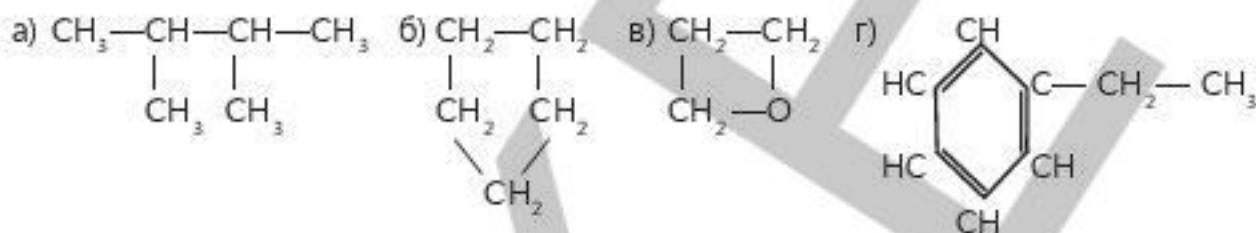


Соединения, сходные по химическим свойствам, состав которых отличается друг от друга на группу  $CH_2$ , называются *гомологами*. Гомологи, расположенные в порядке возрастания их относительной молекулярной массы, образуют *гомологический ряд*. Состав молекул всех членов гомологического ряда может быть выражен одной общей формулой.

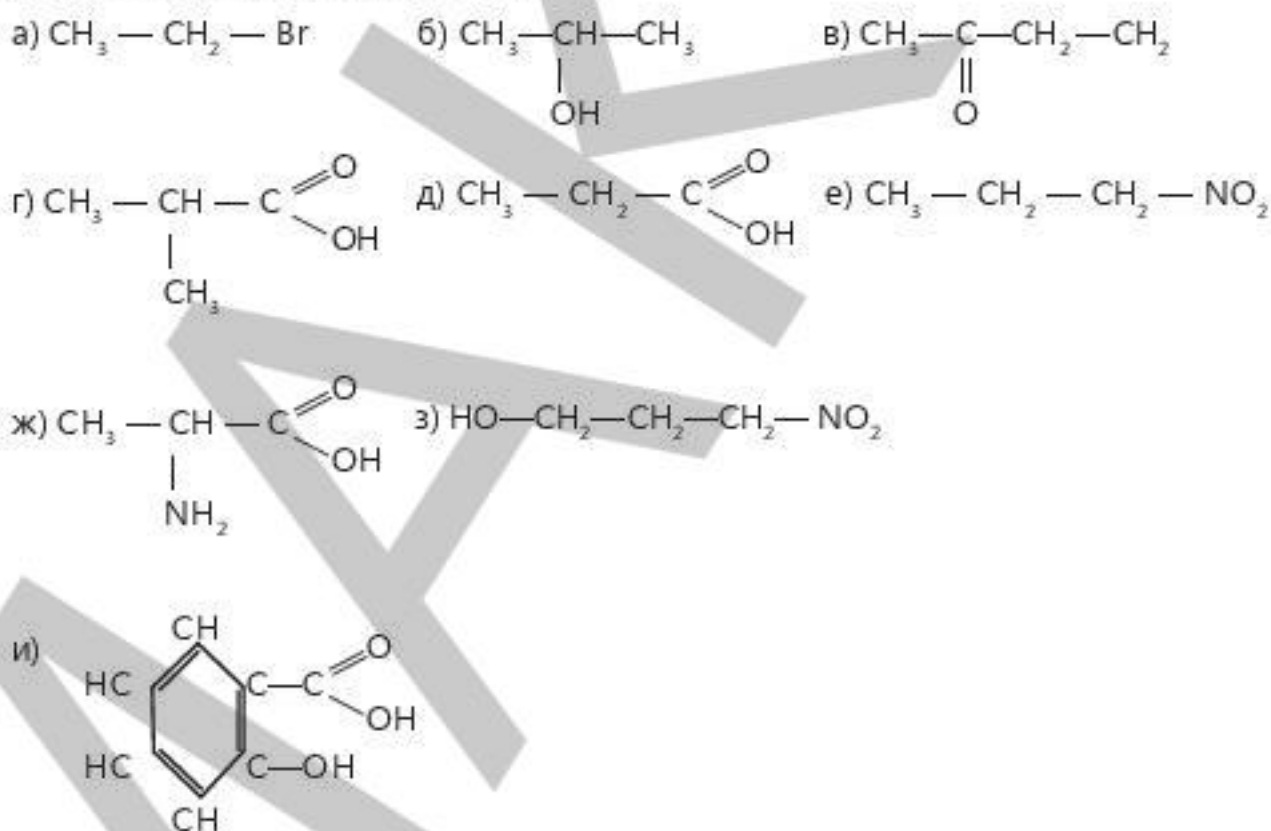
Гомологические ряды могут быть построены для всех классов органических соединений. Зная свойства одного из членов гомологического ряда, можно сделать выводы о свойствах других представителей того же ряда. Между гомологическими рядами углеводородов существует генетическая связь.



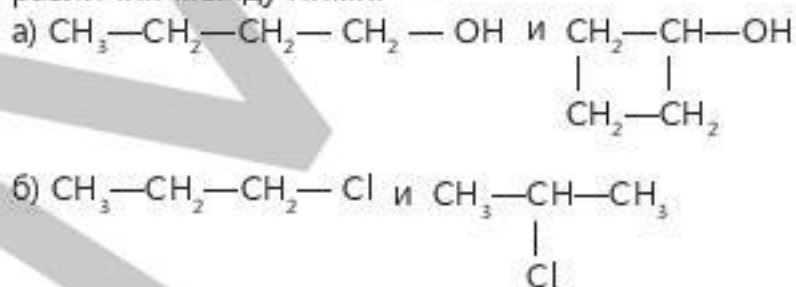
1. Что такое *гомологи*?
2. Что такое *гомологический ряд*?
3. Какая группа атомов называется *гомологической разностью*?
4. Первый представитель алкенов этен имеет формулу  $C_2H_4$ , а одноатомных предельных спиртов имеет формулу  $CH_3-OH$ . Напишите несколько гомологов этих соединений.
5. Напишите ближайшие гомологи пропановой кислоты  $CH_3-CH_2-COOH$ .
6. Укажите, какие из следующих веществ по отношению друг к другу являются гомологами:
  - а)  $C_2H_2$ ;
  - б)  $C_6H_{12}$ ;
  - в)  $C_4H_{10}$ ;
  - г)  $C_7H_{12}$ ;
  - д)  $C_3H_8$ ;
  - е)  $C_5H_{12}$ ;
  - ж)  $C_6H_{14}$ ;
  - з)  $C_2H_2$ .
7. К каким типам структур относятся соединения со следующими углеродными скелетами:



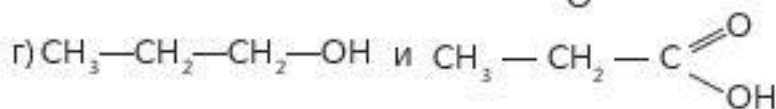
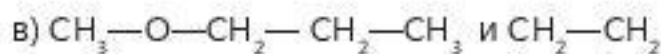
8. В приведенных соединениях выделите функциональные группы и отнесите их к соответствующим классам:



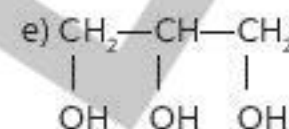
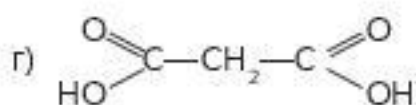
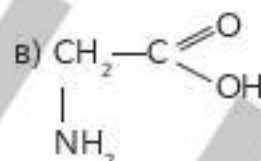
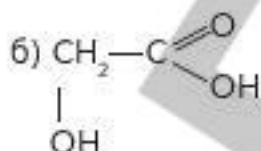
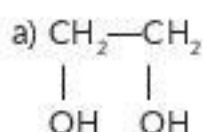
9. Определите для указанных ниже пар соединений сходство в их структурах и различия между ними:







10. Какие изомеры соответствуют составу  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ ? Приведите их структурные формулы и определите принадлежность к соответствующим классам.
11. Среди приведенных ниже структур найдите полифункциональные и гетерофункциональные органические соединения:



## §52. НОМЕНКЛАТУРА ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

**Номенклатура** (от лат. *nomenclatura* — “перечень имен”) — это система названий, употребляющаяся в какой-либо науке.

В органической химии различают *тривиальные* (исторически сложившиеся названия, например уксусная кислота), *рациональные* (за основу названия органического соединения принимают название наиболее простого (чаще первого) члена данного гомологического ряда) и *систематические* названия веществ.

В настоящее время наиболее употребляемой является систематическая номенклатура, разработанная Международным союзом теоретической и прикладной химии (ИЮПАК), которая называется *номенклатурой ИЮПАК*.

Для понимания общих принципов построения названий органических соединений по систематической номенклатуре необходимо в первую очередь усвоить номенклатуру углеводов.

В этой номенклатуре первые четыре предельных углеводорода нормального строения имеют тривиальные названия: *метан*, *этан*, *пропан* и *бутан*. Названия последующих нормальных (неразветвленных) углеводородов образуются от основы греческих числительных с

### Сегодня на уроке:

- Познакомимся с номенклатурой органических соединений.

### Ключевые понятия

- тривиальная, рациональная и систематическая номенклатура
- радикалы

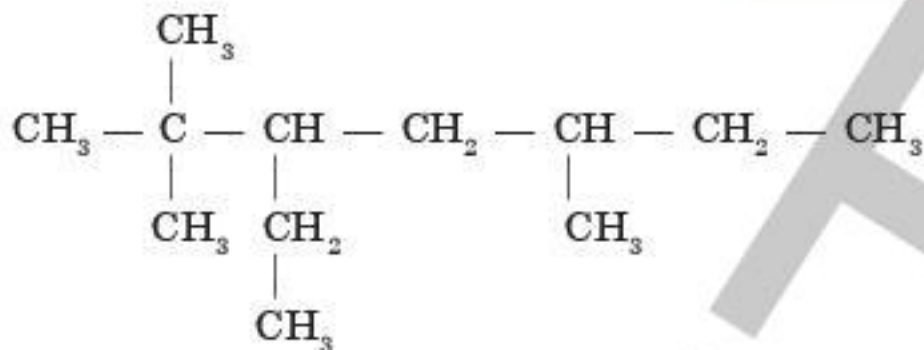
добавлением суффикса *-ан*:  $C_5H_{12}$  — пентан,  $C_6H_{14}$  — гексан,  $C_7H_{16}$  — гептан и т. д. (см. табл. 32). Если от молекулы алкана “отнять” один атом водорода, то образуется одновалентный “остаток” — углеводородный радикал (*R-*). Общее название одновалентных радикалов алканов — *алкилы* — образовано заменой суффикса *-ан* на *-ил*: метан — *метил*, этан — *этил*, пропан — *пропил* и т. д. (табл. 32).

Таблица 32

Название алканов и алкильных заместителей

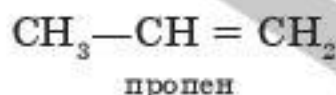
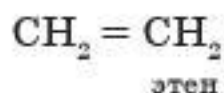
Состав алкана	Название	Алкильный радикал	Название радикала
$CH_4$	метан	$CH_3$	метил
$C_2H_6$	этан	$C_2H_5$	этил
$C_3H_8$	пропан	$C_3H_7$	пропил
$C_4H_{10}$	бутан	$C_4H_9$	бутил
$C_5H_{12}$	пентан	$C_5H_{11}$	амил
$C_6H_{14}$	гексан	$C_6H_{13}$	гексил
$C_7H_{16}$	гептан	$C_7H_{15}$	гептил
$C_8H_{18}$	октан	$C_8H_{17}$	октил
$C_9H_{20}$	нонан	$C_9H_{19}$	нонил
$C_{10}H_{22}$	декан	$C_{10}H_{21}$	децил
$C_nH_{2n+2}$	алкан	$C_nH_{2n+1}$	алкил

Для названия разветвленных углеводородов необходимо выбрать самую длинную нормальную цепь. Если в углеводороде можно выделить несколько цепей одинаковой длины, то следует выбрать самую разветвленную цепь. Название этого углеводорода, соответствующего самой длинной цепи, принимается за основу названия данного углеводорода. Самую длинную цепь нумеруют, причем направление нумерации выбирают так, чтобы цифры, указывающие положение боковых цепей, были бы наименьшими. Для каждого бокового заместителя арабской цифрой указывают место расположения его в цепи и дают название. Если в соединении находится несколько одинаковых заместителей, то наряду с указанием места расположения каждого заместителя с помощью умножающих приставок (греческих числительных) *ди-*, *три-*, *тетра-* и указывается их количество. Боковые заместители перечисляют в алфавитном порядке таким образом, чтобы младшая цифра была наименьшей. Например,  $CH_3$  — метил, затем  $C_3H_7$  — пропил, затем  $C_2H_5$  — этил и т. п.

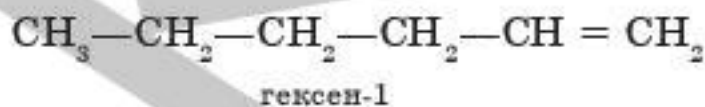
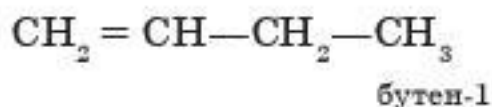


Таким образом, приведенное ранее соединение будет называться *2,2,5-триметил-3-этилгептан*.

**Название ненасыщенных углеводородов с одной двойной связью (алкены).** Название таких соединений образуют из неразветвленных предельных углеводородов, заменяя суффикс “-ан” в названии соответствующего предельного углеводорода суффиксом “-ен”:



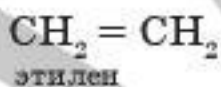
Местоположение кратных связей (двойной или тройной) обозначается цифрой и указывается после корня слова:



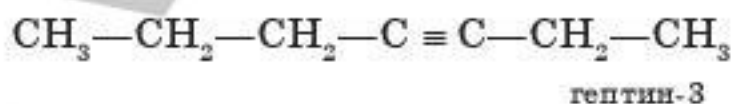
Углеводородные цепи нумеруются таким образом, чтобы двойные связи получили наименьший номер (с той стороны, где ближе расположена двойная или тройная связь):



Для некоторых алкенов сохраняются несистематические названия:

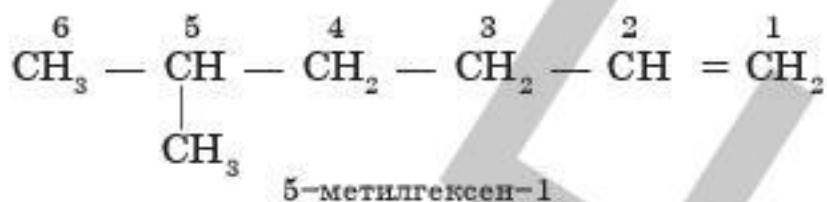


**Ненасыщенные углеводороды с одной тройной связью (алкины).** Такие углеводороды называют, заменяя в названии соответствующего насыщенного углеводорода суффикс “-ан” суффиксом “-ин”. Местоположение тройной связи обозначается соответствующей цифрой перед корнем слова либо после корня слова:



Для соединения  $\text{HC}\equiv\text{CH}$  сохраняется тривиальное название *ацетилен*.

**Ненасыщенные разветвленные углеводороды.** Если ненасыщенные углеводороды имеют боковые ответвления, то углеводородную цепь нумеруют таким образом, чтобы положение двойных и тройных связей было минимальным, т. е. с того края, где ближе расположена кратная связь:



Как исключения сохраняются следующие названия радикалов:

$\text{CH}_2=\text{CH}$  — винил (вместо этенил)

$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2$  — аллил (вместо пропенил)

**Спирты.** Согласно системе ИЮПАК, спирты рассматриваются как производные углеводородов, образованные замещением атомов водорода в углеводородных молекулах гидроксильной группой ( $-\text{OH}$ ). Для составления названия предельных одноатомных спиртов в названии соответствующего углеводорода добавляется суффикс “-ол”:

$\text{CH}_3\text{OH}$   
метанол

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$   
этанол

$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$   
бутанол

Многие спирты имеют тривиальные названия, например, древесный спирт, винный спирт, фитол и т. д. (табл. 33).

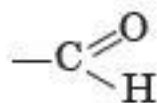
Таблица 33

Названия предельных одноатомных спиртов

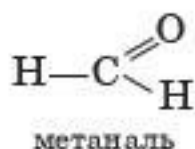
ФОРМУЛА	Номенклатура ИЮПАК	Радикально-функциональная номенклатура	Тривиальные названия
$\text{CH}_3\text{OH}$	метанол	метиловый спирт	муравьиный спирт, древесный спирт
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	этанол	этиловый спирт	медицинский спирт, винный спирт
$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$	пропанол	пропиловый спирт	
$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$	бутанол	бутиловый спирт	
$\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$	пентанол	пентиловый или амиловый спирт	



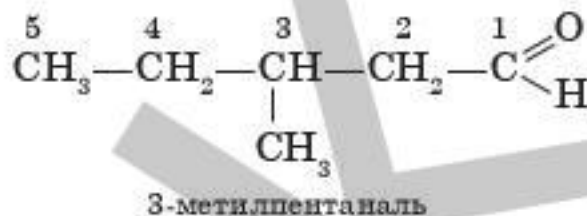
**Альдегиды** — органические вещества, содержащие карбонильную группу, связанную с атомом водорода ( $-\text{COH}$ ):



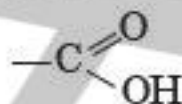
Название неразветвленного ациклического альдегида образуют путем добавления окончания “-ал” (“-аль” в русской терминологии) к названию углеводорода, содержащего тоже число атомов углерода, например:



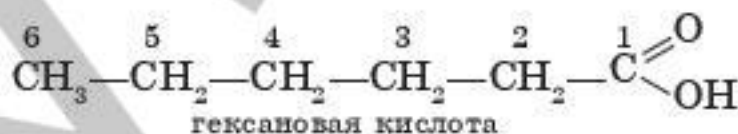
Наличие боковых цепей в молекуле альдегида обозначается аналогично алканам:



**Карбоновые кислоты.** *Карбоновыми кислотами* называются производные углеводородов, содержащие в молекуле одну или несколько карбоксильных групп ( $-\text{COOH}$ ).



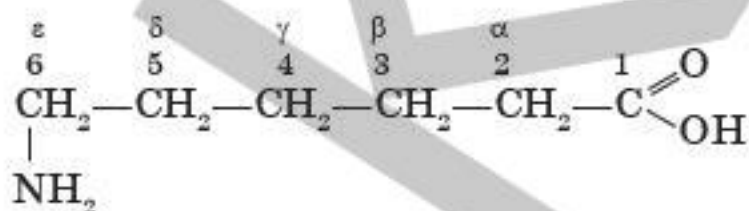
По номенклатуре ИЮПАК углеродный атом карбоксильной группы считается составной частью углеродного скелета, а название кислоты образуется из названия соответствующего углеводорода путем добавления к нему окончания “-овая кислота”. Этот вариант наиболее предпочтителен для простых алифатических кислот (табл. 34).



## Названия карбоновых кислот

Формула	Название	
	тривиальное	ИЮПАК
HCOOH	муравьиная	метановая
CH <sub>3</sub> COOH	уксусная	этановая
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> COOH	пропионовая	пропановая
C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> COOH	масляная	бутановая
C <sub>4</sub> H <sub>9</sub> COOH	валериановая	пентановая
C <sub>5</sub> H <sub>11</sub> COOH	капроновая	гексановая

При наличии заместителей в углеводородной цепи ее нумеруют либо цифрами, тогда № 1 получает атом углерода, входящий в карбоксильную группу, либо буквами греческого алфавита (α, β, γ и т. д.) — тогда первая буква будет приходиться на атом углерода, следующий за карбоксильной группой:



6-аминокапроновая кислота или  
ε-аминокапроновая кислота

В органической химии различают *тривиальные, рациональные и систематические* названия веществ.

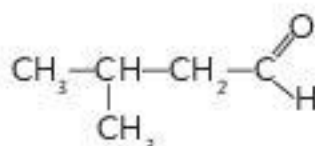
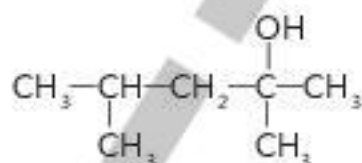
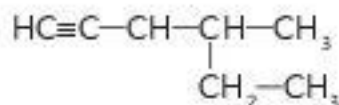
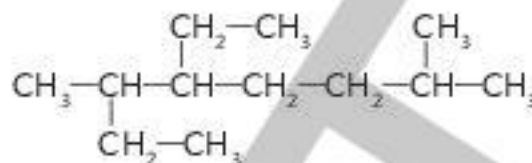
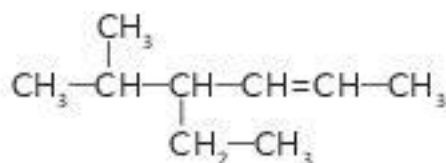
В настоящее время наиболее употребляемой является систематическая номенклатура, разработанная Международным союзом теоретической и прикладной химии (IUPAC), которая называется *номенклатурой ИЮПАК*.

Для понимания общих принципов построения названий органических соединений по систематической номенклатуре необходимо в первую очередь усвоить номенклатуру углеводородов и знать определенные правила названия веществ.



1. Что такое *номенклатура*? Какие типы номенклатур применяются в настоящее время для наименования органических соединений? Какая номенклатура является наиболее употребляемой в органической химии?

2. Назовите следующие вещества по номенклатуре ИЮПАК.



3. Напишите в развернутом виде структурные формулы следующих углеводов и назовите их по номенклатуре ИЮПАК;

а)  $(\text{CH}_3)_2(\text{CH})(\text{C}_2\text{H}_5)_2$ , б)  $(\text{CH}_3)_2\text{CCH}(\text{CH}_3)$ .

4. Напишите структурные формулы следующих соединений:

а) 2,2-диметил-3-этилпентан; б) 2,2,5,5-тетраметилгексен-3.

5. Установите соответствие между названием вещества и классом, к которому это вещество принадлежит:

Бутанол	алкины
2-метилбутаналь	алканы
3-этилпентановая кислота	альдегиды
2 метилбутен-2	спирты
3-метилгексан	алкены
Пентин-1	аминокислоты
γ-аминобутановая кислота	карбоновые кислоты

## §53. ИЗОМЕРИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Вам уже известно, что одна из причин многообразия соединений углерода заключается в том, что атомы углерода обладают свойством соединяться друг с другом в цепи, а такое свойство для других химических элементов не столь характерно.

Химическое строение молекул органических веществ записывают с помощью структурных формул, в которых указываются все их химические связи между атомами; связь изображается черточкой. В соответствии с электронной теорией одна черточка (—) в структурных формулах означает электронную пару (··), связывающую

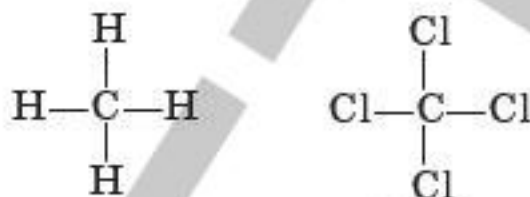
### Сегодня на уроке:

- Узнаем, что такое *изомерия*.
- Научимся составлять формулы изомеров.

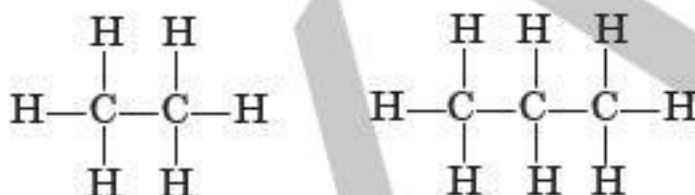
**Ключевые понятия**

- углеводороды
- разветвленные
- неразветвленные
- структурная, электронная, молекулярная формулы

атомы. Учитывая четырехвалентность атома углерода, можно легко составить структурные формулы молекул, в которых атомы углерода соединяются с водородом или другими атомами:

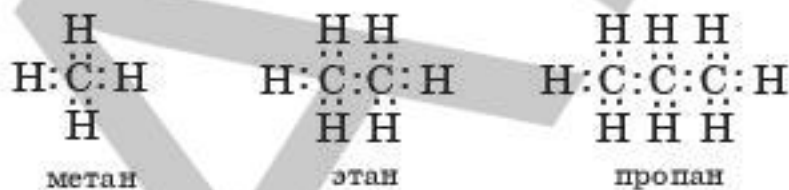


Если молекула содержит большее число атомов углерода, они связываются между собой, а остальные единицы валентности (до 4) используются для связи с атомами других элементов, например:



Способность атомов углерода соединяться друг с другом в цепи является одной из причин многообразия органических соединений.

Иногда пользуются электронными формулами, в которых, как вам известно, ковалентную связь обозначают точками. Электронная формула также показывает порядок соединения атомов в молекуле:



Обратите внимание, атомы углерода во всех соединениях четырехвалентны.

Обычно связь между водородом и другими атомами не указывают, такие формулы называют *сокращенными структурными*. Например, сокращенные структурные формулы этана и пропана приведены ниже:



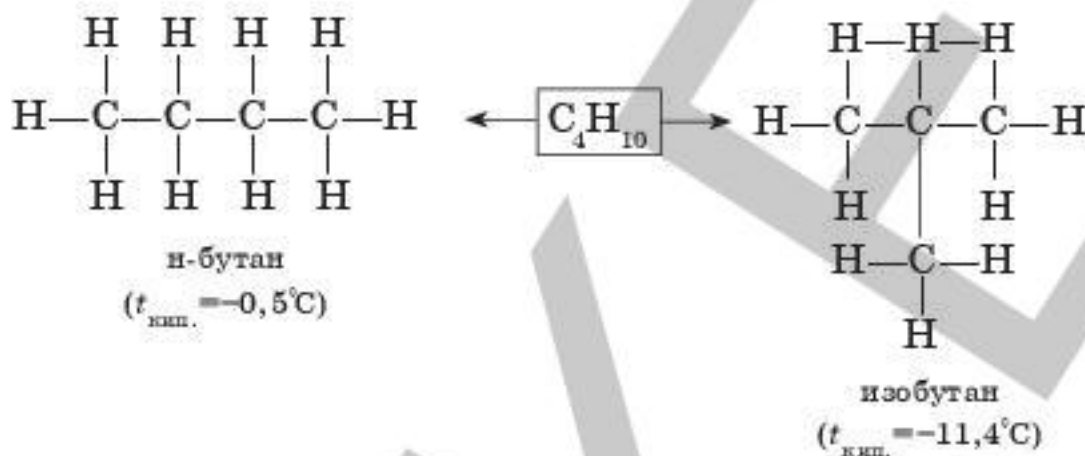
Такая запись широко используется в органической химии. В очевидных случаях одинарные связи не указывают:





Молекулярные формулы показывают, какие элементы и в каком соотношении входят в состав вещества (т. е. качественный и количественный элементный состав). Они, в отличие от структурных формул, не отражают порядка связывания атомов.

Одна из причин многообразия соединений углерода заключается в том, что атомы углерода обладают свойством соединяться не только в прямые, но и в разветвленные цепи. Например, для бутана  $C_4H_{10}$  возможно двойное расположение атомов углерода — в виде неразветвленной и разветвленной цепи (рис. 85):



или в сокращенном виде:

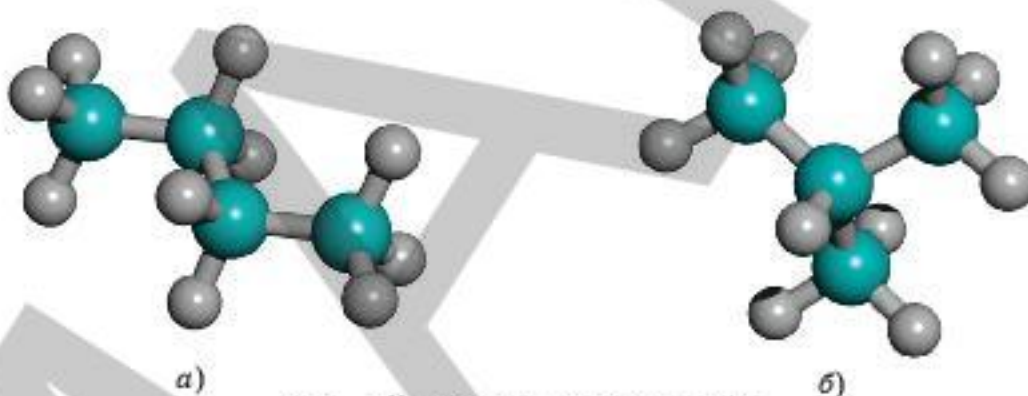


Рис. 85. Модели молекулы:  
а) бутана; б) изобутана

В первом случае каждый атом углерода соединен с одним или двумя атомами углерода, во втором случае появляется атом, соединенный с тремя атомами углерода. Различному порядку соединения атомов при одном и том же составе молекул отвечают разные вещества. В отличие от ранее известного вещества бутана, новое соединение получило название *изобутан* (рис. 85).

Вещества, имеющие одинаковый качественный и количественный состав, но различное химическое строение и, следовательно, различные свойства, называются *изомерами*.

**Явление существования изомеров называется *изомерией*.**

Таким образом, состав веществ может быть абсолютно одинаковым, но их физические константы (температура кипения, плавления, плотности и др.) и химические свойства могут значительно различаться.

Разветвленные углеводороды кипят при более низкой температуре, чем соответствующие изомеры с неразветвленной цепью. Приведем еще пример для пентана  $C_5H_{12}$ .

С увеличением числа атомов углерода в молекуле углеводорода количество возможных изомеров резко возрастает. Для гептана  $C_7H_{16}$  существует 9 изомеров, для углеводорода  $C_{14}H_{30}$  — 1885 изомеров, для углеводорода  $C_{20}H_{42}$  — свыше 366 000.

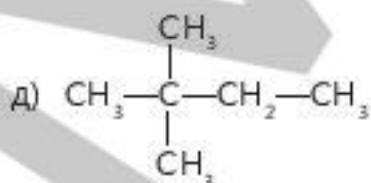
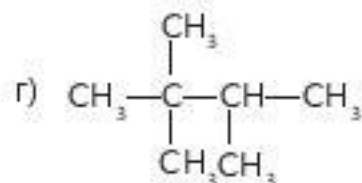
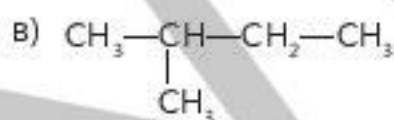
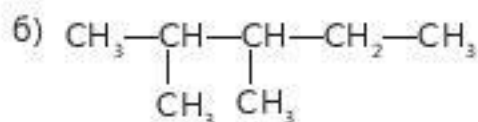
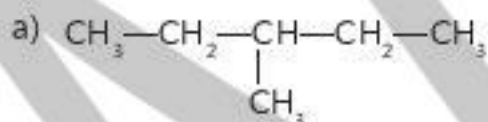


Одна из причин многообразия соединений углерода заключается в том, что атомы углерода обладают свойством соединяться не только в прямые, но и в разветвленные цепи. Различному порядку соединения атомов при одном и том же составе молекул отвечают разные вещества.

Вещества, имеющие одинаковый качественный и количественный состав, но различное химическое строение и, следовательно, различные свойства, называются *изомерами*.

**Явление существования изомеров называется *изомерией*.**

1. В чем кроется многообразие органических веществ? Ответ поясните примерами.
2. Какие формулы называют *структурными*? Составьте структурные формулы: бутана  $C_4H_{10}$ , пентана  $C_5H_{12}$ .
3. Изобразите порядок соединения атомов в молекулах с помощью структурных и электронных формул: сероводорода; оксида углерода (IV), серной кислоты и пентана  $C_5H_{12}$ .
4. Какие вещества называются *изомерами*?
5. Укажите, какие из веществ являются изомерами:



6. Состав этилового спирта и диметилового эфира выражается одной эмпирической формулой  $C_2H_6O$ , но свойства их различны: этиловый спирт — жидкость с температурой кипения  $78,3^\circ C$ , а диметиловый эфир — газ, сжижающийся при  $-23,6^\circ C$ . Попробуйте написать структурные формулы этих двух веществ.
7. Напишите структурные формулы всех изомеров углеводорода, имеющих состав  $C_6H_{14}$  и назовите их.

## § 54. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ “ВЫВОД МОЛЕКУЛЯРНОЙ ФОРМУЛЫ ГАЗООБРАЗНОГО ВЕЩЕСТВА ПО ОТНОСИТЕЛЬНОЙ ПЛОТНОСТИ И МАССОВЫМ ДОЛЯМ ЭЛЕМЕНТОВ”

Этот вид расчетов позволяет на основании экспериментальных данных определить формулу вещества (простейшую и молекулярную). На основании данных качественного и количественного анализов можно найти сначала соотношение атомов в молекуле (или другой структурной единице вещества), т. е. его простейшую формулу. Например, анализ показал, что вещество является углеводородом  $C_xH_y$ , в котором массовые доли углерода и водорода соответственно равны 0,8 и 0,2 (80% и 20%). Чтобы определить соотношение атомов элементов, достаточно определить их количество вещества (число молей):

$$n(C) = \frac{m(C)}{M(C)}; \quad n(H) = \frac{m(H)}{M(H)}$$

$$n(C) = \frac{0,8 \text{ г}}{12 \text{ г/моль}} = 0,0666 \text{ моль};$$

$$n(H) = \frac{0,2 \text{ г}}{1 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(C) : n(H) = 0,0666 : 0,2 = 1:3.$$

Таким образом,  $CH_3$  является *простейшей формулой* данного вещества. Соотношению атомов C и H, равному 1 : 3, соответствует бесчисленное количество формул:  $C_2H_6$ ,  $C_3H_9$ ,  $C_4H_{12}$  и т. д., но из этого ряда только одна формула является *молекулярной* для данного вещества, так как  $C_3H_9$  и  $C_4H_{12}$  являются невозможными из-за нарушения валентности элементов.

Чтобы вычислить молекулярную формулу, кроме количественного состава вещества, необходимо знать его молекулярную массу. Для определения этой величины часто используется значение относительной плотности газа  $D$ . Так, для вышеприведенного случая:

$$D_{H_2} = 15.$$

### Сегодня на уроке:

- Научимся находить формулы органических веществ по относительной плотности газов и по массовым долям элементов.

### Ключевые понятия

- эмпирическая формула
- молекулярная формула
- относительная плотность газов

Тогда:  $M(\text{C}_x\text{H}_y) = 15 \cdot M(\text{H}_2) = 15 \cdot 2 \text{ г/моль} = 30 \text{ г/моль}$ .

Поскольку  $M(\text{CH}_3) = 15$ , то для соответствия с истинной молекулярной массой необходимо удвоить индексы в формуле. Следовательно, молекулярная формула вещества:  $\text{C}_2\text{H}_6$ .

**Задача 1.** Определите молекулярную формулу углеводорода, если массовая доля водорода в нем составляет 14,3%, углерода — 85,7%. Относительная плотность углеводорода по водороду равна 21.

Запишем условие задачи.

Дано:

$$\omega(\text{C}) = 85,7\%$$

$$\omega(\text{H}) = 14,3\%$$

$$D_{\text{H}_2} = 21$$

Найти:

$$\text{C}_x\text{H}_y = ?$$

*Решение.*

1. Определим относительную молекулярную массу:

$$M_r(\text{C}_x\text{H}_y) = D_{\text{H}_2} \cdot 2 = 21 \cdot 2 = 42.$$

2. Найдем простейшую формулу углеводорода по массовым долям элементов:

$$\frac{\omega(\text{C})}{A_r(\text{C})} : \frac{\omega(\text{H})}{A_r(\text{H})} = \frac{85,7}{12} : \frac{14,3}{1} = 7,14 : 14,3;$$

$$A_r(\text{C}) = 12;$$

$$A_r(\text{H}) = 1.$$

3. Так как в состав молекулы не могут входить доли атомов, а только целые числа, для этого выбираем из этих двух чисел самое меньшее и делим на него все другие числа отношения.

Самое маленькое из этих двух чисел 7,14.

$$x : y = \frac{7,14}{7,14} : \frac{14,3}{7,14} = 1 : 2.$$

Простейшая формула  $\text{CH}_2$ .

4. Найдем относительную молекулярную массу простейшей формулы:

$$M_r(\text{CH}_2) = 12 + 1 \cdot 2 = 14.$$

5. Найдем значение  $n$ , оно определяется делением величины относительной молекулярной массы истинной формулы вещества (п. 1) на величину относительной молекулярной массы простейшей формулы (п. 3):

$$n = \frac{M_r(\text{C}_x\text{H}_y)}{M_r(\text{CH}_2)} = \frac{42}{14} = 3.$$

Это значит, что число атомов углерода и водорода в простейшей формуле надо увеличить в 3 раза. Таким образом, истинная формула углеводорода:  $\text{C}_3\text{H}_6$ .

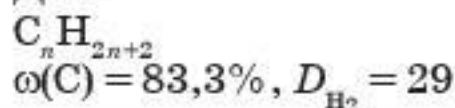
*Ответ:*  $\text{C}_3\text{H}_6$  пропен.



**Задача 2.** Найдите молекулярную формулу предельного углеводорода, массовая доля углерода в котором 83,3%, плотность по водороду 29.

Запишем условие задачи.

Дано:



Найти:  $\text{C}_x\text{H}_y = ?$

*Решение.*

1. Определим  $M_r(\text{C}_n\text{H}_{2n+2}) = 2 \cdot 29 = 58$ .

2. Найдем массовую долю водорода:

$$\omega(\text{H}) = 100\% - 83,3\% = 16,7\%.$$

3. Найдем индексы и простейшую формулу для углеводорода  $\text{C}_x\text{H}_y$ .

$$x : y = \frac{83,3}{12} : \frac{0,167}{1} = 6,94 : 16,7 = 1 : 2,$$

следовательно, простейшая формула —  $\text{CH}_2$ ,  
 $M_r(\text{CH}_2) = 14$ .

4. Найдем истинную формулу. Поскольку общая формула алканов  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ , то  $n = \frac{58 - 2}{14} = 4$ . Отсюда истинная формула алкана  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ .



- 1. Массовая доля углерода в углеводороде составляет 87,5%, а относительная плотность углеводорода по воздуху равна 3,31. Определите формулу вещества.

*Ответ:*  $\text{C}_7\text{H}_{12}$ .

- 2. Определите молекулярную формулу амина, массовые доли углерода, азота и водорода в котором составляют 38,7%; 45,15% и 16,15% соответственно. Относительная плотность его паров по воздуху равна 1,069.

*Ответ:*  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ .

- 3. Определите формулу углеводорода, массовая доля водорода в котором составляет 14,3%. Относительная плотность этого вещества по водороду равна 21.

*Ответ:*  $\text{C}_3\text{H}_6$ .



# УГЛЕВОДОРОДЫ. ТОПЛИВО

## §55. ПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКАНЫ ИЛИ ПАРАФИНЫ)

### Сегодня на уроке:

- Рассмотрим общие характеристики алканов.
- Поймем значение реакций хлорирования алканов для получения растворителей и степень опасности этих растворителей.

### Ключевые понятия

- углеводороды
- алканы
- изомерия
- номенклатура
- физические свойства
- химические свойства
- применение

В молекулах предельных углеводородов каждый атом углерода затрачивает на соединение с соседним углеродным атомом по одной валентности, образуя простую (одинарную) ковалентную неполярную связь. Все оставшиеся свободные валентности углерода заполняют (насыщают) атомы водорода, поэтому предельные углеводороды содержат максимальное количество атомов водорода. Отсюда и их название — *предельные*, или *насыщенные углеводороды*.

Предельные углеводороды с открытой цепью называются *алканами*, или *парафинами* (от лат. *parrum affinis* — “малоактивный”).

С гомологическим рядом предельных углеводородов вы уже знакомы. Простейшим представителем алканов является метан  $\text{CH}_4$ .

**Метан** — бесцветный, лишенный запаха газ, в воде практически не растворяется, сжижается при температуре  $-164^\circ\text{C}$ . Он является наиболее важной составной частью природного газа.

Метан  $\text{CH}_4$  называется также *болотным газом*, так как он составляет главную часть горючих газов, пузырьками поднимающихся из болотной тины. Здесь метан образуется при гниении растительных остатков без доступа воздуха. Кроме того, он образуется при медленном разложении каменного угля под землей и иногда выделяется в большом количестве в рудниках.

Рассмотрим строение молекулы метана (рис. 86). Так как атом углерода имеет большую электроотрицательность, чем водород, то в молекуле метана происходит незначительное смещение общих электронных пар в сторону атома углерода. Между атомами



углерода и водорода возникает ковалентная связь.

На основании графических и электронных формул может сложиться представление, что все атомы в молекуле метана расположены в одной плоскости, как это изображено на бумаге. В действительности молекулы метана имеют не плоское, а объемное строение.

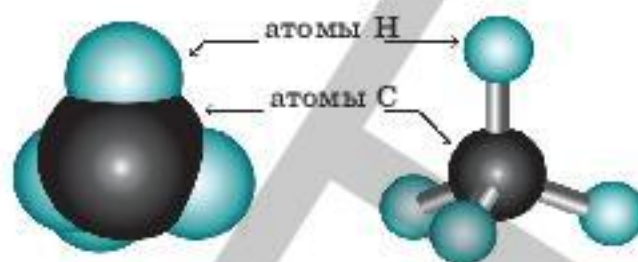


Рис. 86. Масштабная и шаростержневая модели молекулы метана

Пространственное строение метана и остальных алканов можно показать с помощью объемных (масштабных) и шаростержневых моделей (рис. 87).

**Изомерия и номенклатура алканов.** Согласно Международной номенклатуре (по правилам IUPAC), изомеры с разветвленной цепью углеродных атомов следует рассматривать как производные алкана с самой длинной неразветвленной углеродной цепью. В таблице 34 приведены названия первых десяти алканов неразветвленного строения, которые следует заучить.

Вам известно, как образуется общее название одновалентных радикалов алканов — *алкилы* ( $R-$ ). Общая формула алкилов:  $C_n H_{2n+1}$ .

Теперь рассмотрим *алгоритм составления названий алканов по Международной номенклатуре*:

1. Найти в формуле наиболее длинную (главную) неразветвленную цепь углеродных атомов.

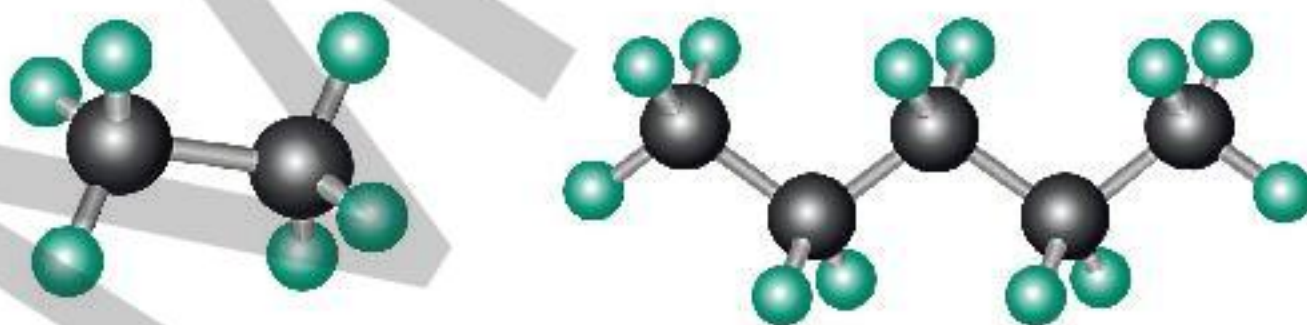
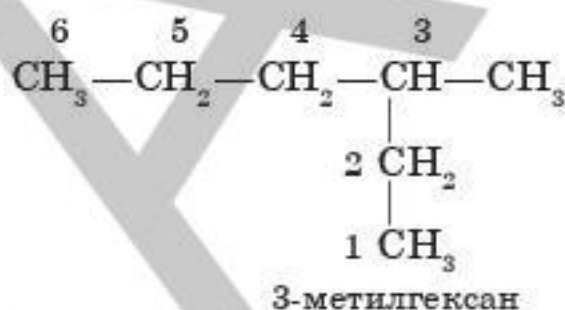


Рис. 87. Шаростержневые модели молекулы этана и пентана

Таким образом, в данном соединении главная цепь содержит шесть углеродных атомов.

2. Пронумеровать атомы углерода главной цепи, начиная с того конца цепи, к которому ближе разветвление.

3. Указать положение заместителя (номер атома углерода, у которого находится алкильный радикал), к которому ближе разветвление.

4. Назвать алкильный радикал.

5. Назвать алкан, соответствующий главной цепи.

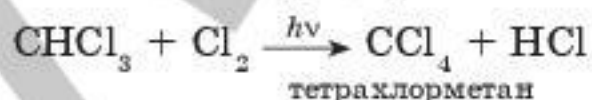
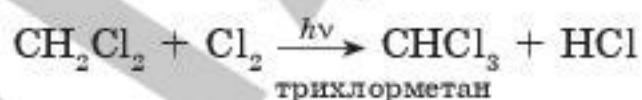
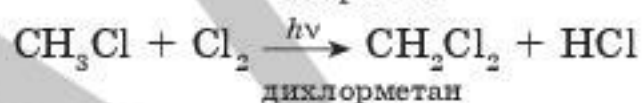
В молекуле с несколькими одинаковыми заместителями нужно указать положение каждого заместителя. Число одинаковых заместителей обозначают греческими числительными: *ди-* (два), *три-* (три), *тетра-* (четыре), *пента-* (пять) и т. д.

Разные заместители называют в алфавитном порядке. Сумма номеров положений заместителей должна быть минимальной.

**Нахождение в природе.** Алканы достаточно широко представлены в природе. Основными природными источниками алканов являются природный, попутный нефтяной газ, нефть, бурый и каменный уголь, горючие сланцы и, вероятно, в будущем — газовые гидраты (найлены в областях вечной мерзлоты и под океанами). Также метан содержится в биогазе.

**Химические свойства.** Алканы обладают низкой реакционной способностью. Это обусловлено прочностью и очень малой полярностью связей С–С и С–Н. Однако в определенных условиях алканы вступают в реакцию замещения, отщепления и окисления.

**Реакции замещения.** Для алканов характерны реакции замещения водорода галогенами. Так, например, при освещении метан реагирует с хлором, в результате образуются хлорпроизводные метана и хлороводород:



\*В уравнениях реакций с участием органических соединений (органических реакциях) знак равенства (=) заменяется стрелкой (→), так как символ равенства совпадает с символом двойной связи.

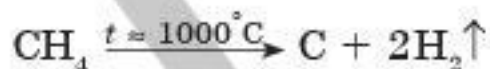




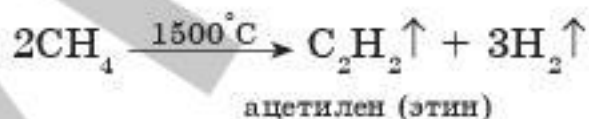
Рис. 88. Использование фреонов

Галогеналканы могут быть очень полезны, например, хлороформ применяется в медицине, тетрахлорметан используется при тушении пожаров и т. п., но в то же время данные соединения могут быть очень опасны, так как являются токсичными. К примеру, *фреоны (хладоны)* — это фтор, или полифторуглеводороды, часто содержащие атомы хлора, реже — атомы брома. Они используются как хладагенты, но в то же время разрушают озоновый слой, поэтому очень важно правильно использовать данные вещества (рис. 88).

**Реакции разложения.** При нагревании около  $1000^{\circ}\text{C}$  метан разлагается на простые вещества:



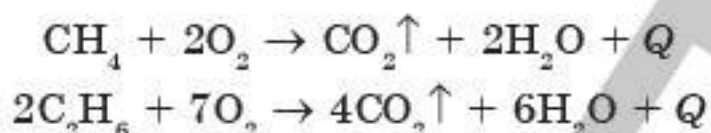
При нагревании до температуры  $1500^{\circ}\text{C}$  образуется ацетилен:



**Реакции окисления.** В определенных условиях алканы могут окисляться. В зависимости от условий окисление может быть полным или частичным.

**Полное окисление.** Все предельные углеводороды — горючие вещества. Именно поэтому метан как основная часть природного

газа используется в качестве топлива. Метан горит синеватым или почти бесцветным пламенем, выделяя большое количество теплоты:



Смеси газообразных алканов с кислородом или воздухом взрывоопасны, поэтому очень опасна как утечка газов, так и накопление метана в шахтах или котельных. Например, если объемное соотношение метана и кислорода соответствует 1:2, то происходит очень сильный взрыв. Нередко это является причиной аварий и несчастных случаев в шахтах.

**Частичное окисление.** Важное практическое значение имеет частичное окисление метана с образованием смеси оксида углерода (II) и водорода, называемой *синтез-газом*:



Синтез-газ является ценным сырьем для получения высших алканов и метанола, спирта. Водород используется также в производстве аммиака.

**Применение алканов.** Алканы используются в качестве топлива. Велико значение в медицине, парфюмерии и косметике (вазелин); галогенопроизводные применяются в качестве растворителей и хладоагентов. В нефтехимической промышленности предельные углеводороды являются базой для получения разнообразных органических соединений, важным сырьем в процессах получения полупродуктов для производства пластмасс, каучуков, синтетических волокон, мощных средств и многих других веществ (рис. 89).



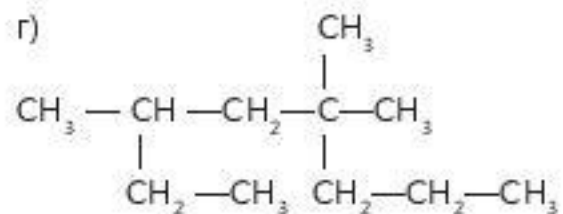
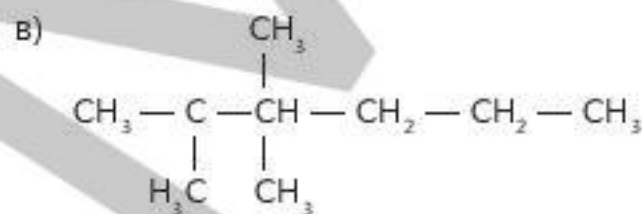
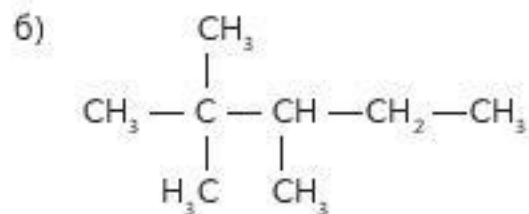
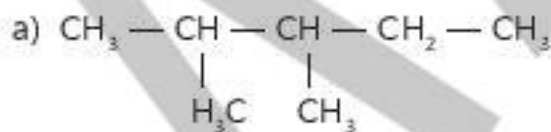
Алканы являются предельными углеводородами. Их общая формула  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ . Они встречаются в природе в составе природного газа и нефти. Алканы обладают низкой реакционной способностью. Они участвуют в реакциях замещения, окисления и разложения.

1. Какие углеводороды называются *предельными* и почему?
2. Какова общая формула предельных углеводородов?
3. Какие из приведенных ниже формул веществ отвечают предельным углеводородам:  $\text{C}_4\text{H}_8$ ,  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ,  $\text{C}_6\text{H}_8$ ,  $\text{C}_3\text{H}_8$ ,  $\text{C}_{20}\text{H}_{42}$ ,  $\text{C}_{11}\text{H}_{22}$ ?
4. Что такое *радикал*? Дайте названия следующим алкилам:  $-\text{C}_2\text{H}_5$ ;  $-\text{C}_3\text{H}_7$ ;  $-\text{C}_4\text{H}_9$ .
5. Назовите следующие алканы по Международной номенклатуре:



Рис. 89. Применение алканов:

- 1 — природный газ; 2 — смазочные материалы; 3 — бутан; 4 — горючие;  
 5 — пластмассы; 6 — моющие средства; 7 — лекарственные препараты;  
 8 — растворители; 9 — парафин; 10 — пропан



6. Напишите структурные формулы следующих соединений: 2,3,4-триметилпентан 2,2-диметилпропан; 3-метил-3-этилпентан; 2,5-диметилгексан. Найдите изомерные соединения.
7. Можно ли обнаружить появление метана в шахте органолептическим путем, т. е. с помощью органов чувств? Почему?
8. Какие типы реакций характерны для предельных УВ? При каких условиях (облучение светом, температура или катализаторы) они легче всего протекают?
9. Выберите формулы веществ, с которыми взаимодействует этан:  $\text{Br}_2$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaCl}$ . Составьте уравнения соответствующих реакций, укажите условия их проведения и назовите образующие продукты.
10. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
  - а) этан  $\rightarrow$  углерод  $\rightarrow$  метан  $\rightarrow$  оксид углерода (IV);
  - б)  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CO} \rightarrow \text{C} \rightarrow \text{CH}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{Br} \rightarrow \text{CH}_2\text{Br}_2$ .
11. Напишите уравнение реакции полного сгорания пропана. Какое объемное соотношение пропана и воздуха может быть взрывоопасным?
- 1. Выведите молекулярную формулу углеводорода, массовая доля углерода в котором составляет 84,21%. Плотность паров вещества по водороду равна 57. Напишите структурные формулы трех изомеров такого состава и назовите их.

Ответ:  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ .

2. Определите массу образовавшегося хлорэтана, если известно, что смешали при освещении 0,6 моль хлора и 15,68 л (н.у.) этана.

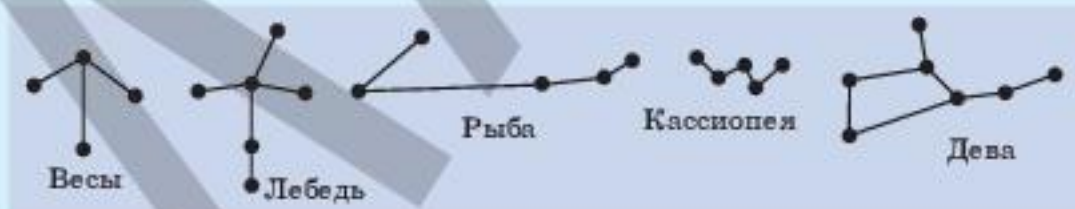
Ответ: 38,7 г.

3. Бром действует на метан подобно хлору. Составьте уравнения реакций образования бромметана из метана и дибромметана из бромметана. Рассчитайте массу брома, вступившего в реакцию, если образовалось: а) 0,15 моль бромметана; б) 17,4 г дибромметана.

Ответ: а) 24 г; б) 16 г.

### Знаете ли вы?

1. Группы звезд на небе тоже можно представить как углеродные цепи разных видов:



2. При использовании в быту, промышленности в метан обычно добавляют одоранты со специфическим “запахом газа”. Одоранты добавляют для того, чтобы его распознать. При сгорании он практически не оставляет вредных продуктов, но углекислый газ является одним из парниковых газов.

**Знаете ли вы?**

Метан взрывоопасен при концентрации в воздухе от 5% до 15%. Самая взрывоопасная концентрация — 9,5%.

3. Высшие алканы содержатся в кутикуле растений, предохраняя их от высыхания, паразитных грибков.



Атмосфера планет Юпитера, Сатурна, Урана, Нептуна содержит большое количество метана. На спутнике Сатурна Титане текут метановые реки, присутствуют метановые моря, различные метаномемы, над ними плывут метановые облака и идут метановые дожди.

**§ 56. АЛКЕНЫ**

**Непредельные углеводороды, содержащие в молекуле помимо одинарных связей одну двойную связь между атомами углерода, называются алкенами.**

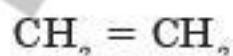
Первый представитель алкенов — *этен*  $C_2H_4$  (этилен).

Как видите, этен несколько беднее водородом, чем соответствующий ему предельный углеводород этан  $C_2H_6$ . Каким же образом сохраняется четырехвалентность атомов углерода в молекуле этена?

В молекуле этена и других алкенов атомы углерода образуют двойную связь. Одна из них  $\sigma$  (сигма), вторая —  $\pi$  (пи) связь.

Структурная и электронная формулы и модели молекулы этена изображены на рисунке 90.

Для удобства вторая связь отмечается черточкой над одной связью С–С. Например, формула этена может быть записана следующим образом:



**Изомерия и номенклатура.** Гомологический ряд алкенов начинается с этена (этилена). Последующие члены ряда образуются прибавлением к этену гомологической разности  $CH_2$ . Названия алкенов производятся от названий соответствующих алканов замещением суффикса *-ан* на *-ен* или на *-илен* (табл. 35).

**Сегодня на уроке:**

- Рассмотрим общие характеристики алкенов.

**Ключевые понятия**

- непредельные углеводороды
- алкены
- строение
- изомерия
- номенклатура
- физические свойства
- химические свойства
- применение

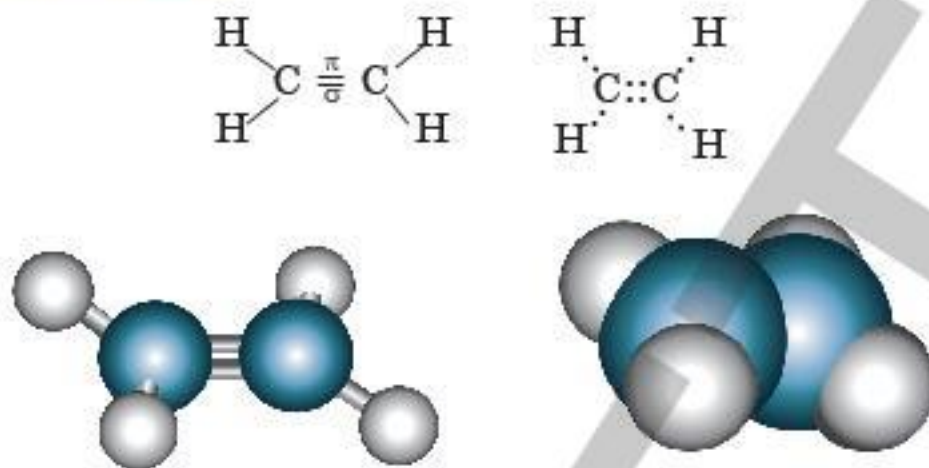


Рис. 90. Модели молекулы этилена

Таблица 35

## Номенклатура алкенов

Молекулярная формула алкена	Название алкена	
	Международная номенклатура	Тривиальное (традиционное)
$C_2H_4$	Этен	Этилен
$C_3H_6$	Пропен	Пропилен
$C_4H_8$	Бутен	Бутилен
$C_5H_{10}$	Пентен	Амилен

Одновалентный радикал этилена  $CH_2=CH$  — называется *винилом*.  
Общая формула алкенов  $C_nH_{2n}$ .

Алкены, так же как и алканы, имеют изомеры. Изомерия алкенов существенно богаче, чем алканов. Изомеры начинаются с четвертого члена ряда алкенов  $C_4H_8$ .

Ниже приведены изомеры бутена  $C_4H_8$  (табл. 36).

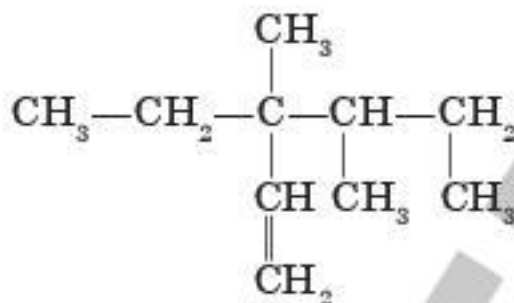
Таблица 36

## Изомеры бутена

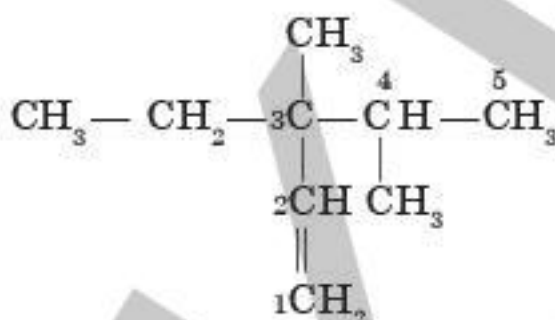
Изомерия положения двойной связи	$CH_2=CH-CH_2-CH_3$ (бутен -1)
	$CH_3-CH=CH-CH_3$ (бутен-2)
Изомерия углеродной цепи	$CH_2=C(CH_3)-CH_3$ 2-метилпропен



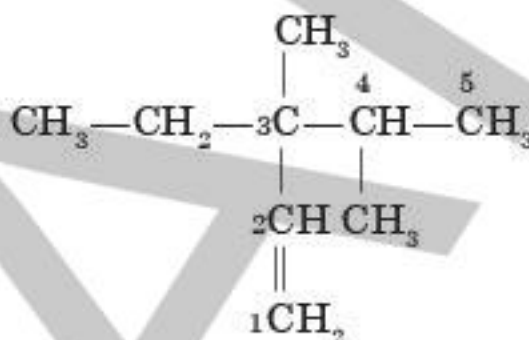
Алгоритм составления названий алкенов по Международной номенклатуре:



Найти наиболее длинную (главную) цепь углеродных атомов, в которую входит двойная связь, и пронумеровать цепь, начиная с того конца, к которому ближе двойная связь.



Цифрой указать положение двойной связи после названия главной цепи.

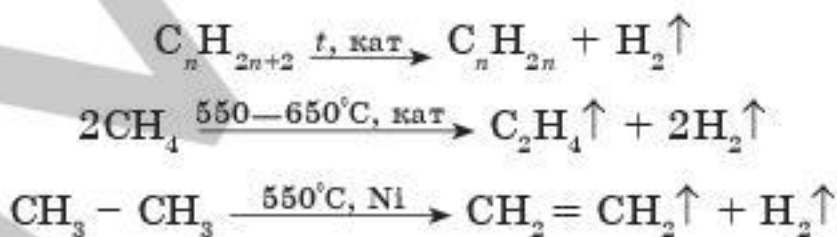


3,4-диметил-3-этилпентен-1

Назвать заместители (алкильные радикалы) в алфавитном порядке и алкен, соответствующий главной цепи.

**Получение.** Алкены не встречаются в природе в свободном состоянии. Их можно получить лишь в результате химических превращений.

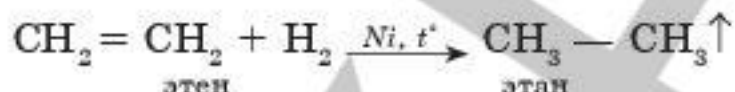
Дегидрирование алканов в присутствии катализаторов:



**Физические свойства.** Этилен — бесцветный газ с очень слабым сладковатым запахом, немного легче воздуха, малорастворим в воде.

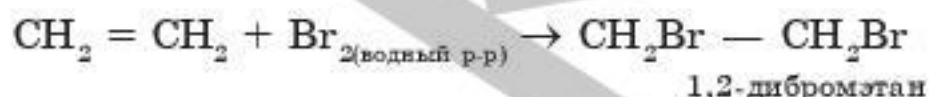
**Химические свойства углеводородов ряда этилена.** Алкены обладают большей реакционной способностью, чем алканы. Это обусловлено наличием в их молекулах двойной связи. Одна из связей ( $\pi$ -связь) легко разрывается и за счет нее происходит реакция соединения (чаще говорят присоединения).

**Гидрирование.** *Реакция гидрирования* — это присоединение водорода к ненасыщенным углеводородам. В результате гидрирования алкенов происходит полное насыщение атомов углерода атомами водорода и образуются предельные углеводороды:

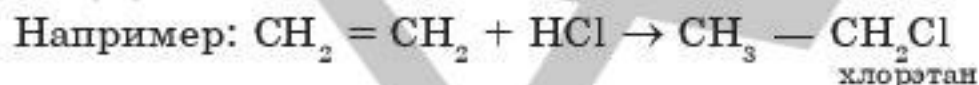


**Реакция галогенирования.** Галогены легко присоединяются к алкенам по месту разрыва  $\pi$ -связи с образованием дигалогенпроизводных алканов, при этом бромная вода (водный раствор брома) обесцвечивается.

Эта реакция является качественной реакцией для непредельных соединений:

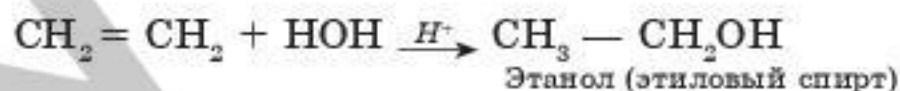


**Реакция гидрогалогенирования.** Алкены легко присоединяют галогеноводороды (HF, HCl, HBr, HI), в результате образуются галогеналканы.



Хлорэтан — жидкость, легко превращающаяся в газ. Если налить хлорэтан на руку, он быстро испаряется, и можно почувствовать сильное охлаждение. Его применяют в медицине для местной анестезии.

**Гидратация.** Присоединение воды к этену с образованием этилового спирта имеет важное промышленное значение. Реакция протекает в присутствии кислотных катализаторов ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ):



**Окисление.** Алкены легко окисляются. Например, при пропускании этилена через разбавленный раствор перманганата калия  $\text{KMnO}_4$  образуется двухатомный спирт — *этиленгликоль*:

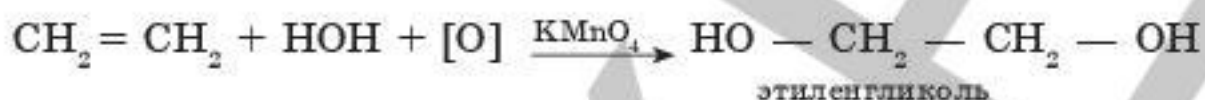




Рис. 91. Обесцвечивание перманганата калия этиленом

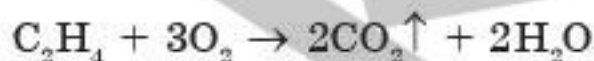


Рис. 92. Горение этилена



В результате этой реакции фиолетовая окраска раствора  $\text{KMnO}_4$  исчезает, поэтому данная реакция также является *качественной реакцией* на непредельные соединения (рис. 91).

**Горение** — процесс полного окисления. Этилен горит подобно этану и метану:



В отличие от метана этилен горит светящимся пламенем (рис. 92).



Почему в отличие от этана этилен на воздухе горит светящимся пламенем?

**Применение.** Алкены являются важнейшими исходными веществами в современном органическом синтезе. Области применения этилена представлены на рисунке 93. Он используется в производстве полиэтилена, этилового спирта, этиленгликоля, дихлорэтана. Этен ускоряет созревание овощей и фруктов.



**Алкены** — это непредельные углеводороды, имеющие одну двойную связь. Они могут вступать в реакцию присоединения и окисления. Качественной реакцией на алкены является реакция с бромной водой и перманганатом калия.



Рис. 93. Применение этилена



- Какие углеводороды называются *непредельными*?
- Напишите общую формулу гомологического ряда алкенов.
- Назовите следующий алкен:  

$$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$$
- Напишите структурные формулы следующих алкенов:
  - 2-метилпентен-2;
  - 2,5-диметилгексен-1;
  - 2,3-диметилбутен-2;
  - 2,4,4-триметилпентен-2;
- Из предоставленных формул веществ выберите: 1) изомеры; 2) гомологи:
  - $$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$$
  - $$\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$$
  - $$\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$$
  - $$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ | \quad | \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array}$$

К каким классам углеводородов относятся указанные вещества?
- Какие реакции являются качественными реакциями на алкены? Напишите уравнения этих реакций.
- Осуществите превращения:  

$$\text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{CO}_2$$
- Вспомните закон объемных (кратных) отношений. Рассчитайте без калькулятора, какой объем кислорода потребуется для полного сгорания 2 л этилена.
  - 1 л,
  - 6 л
  - 20 л,
  - 30 л.
- Смесь из 10 л этилена и 15 л водорода (н. у.) пропустили над нагретым никелевым катализатором. Ответьте на вопросы:
  - Сколько литров водорода осталось в избытке?
  - Какой объем этана образовался?
  - Каков будет объем газовой смеси после реакции?

Ответ: 1) 5 л, 2) 10 л, 3) 15 л.
- Из этилена получили этиловый спирт массой 55,5 г, что составляет 80% от теоретически возможного. Определите массу исходного этилена.  

Ответ: 42,2 г.

**Знаете ли вы?**

Почему растения растут вверх?

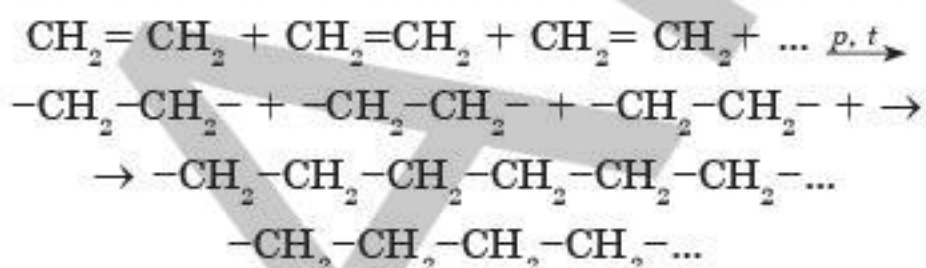
Растения выделяют газы, один из которых — этилен  $C_2H_4$ . Этот газ легче воздуха, а значит, устремляется вверх. Рецепторы это улавливают и указывают, куда расти. Доказательством сказанного могут быть опыты, когда растения покрывали салициловой кислотой, которая препятствует выделению этилена, и стебли росли в других направлениях.



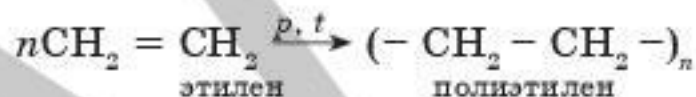
## §57. РЕАКЦИЯ ПОЛИМЕРИЗАЦИИ

**Полимеризацией** называется процесс соединения многих одинаковых молекул с образованием высокомолекулярного соединения (полимера).

В реакции полимеризации легко вступают непредельные соединения, например, этилен. При повышенной температуре, давлении и в присутствии катализаторов молекулы этилена соединяются путем расщепления внутримолекулярных связей и образования новых межмолекулярных связей (многокочие показывает, что в реакцию вступает большое число молекул):



Сокращенно уравнение этой реакции записывается так:



Молекулы полимеров называют *макромолекулами*. В результате полимеризации этилена образуются гигантские *макромолекулы* с молекулярной массой от 20 тыс. до 3 млн. (рис. 94).

Исходное вещество, вступающее в реакцию полимеризации, называется *мономером*, а продукт этой реакции — *полимером*. Полимер состоит из большого числа повторяющихся

### Сегодня на уроке:

- Познакомимся с реакциями полимеризации.
- Узнаем о полимерах и проблемах их использования и утилизации.

### Ключевые понятия

- мономер
- полимер
- полимеризация
- макромолекула
- структурное звено
- степень полимеризации

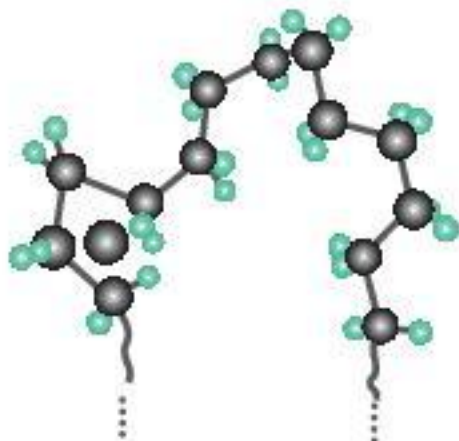


Рис. 94. Фрагмент макромолекулы полиэтилена

групп атомов, имеющих одинаковое строение. Эти группировки называют *структурными звеньями*. Например, структурным звеном полиэтилена является группировка атомов:



Число структурных звеньев, повторяющихся в макромолекуле, называется *степенью полимеризации* (обозначается буквой *n*).

Если кусочек полиэтилена нагреть, то при температуре  $110^\circ\text{C}$  он становится мягким и легко изменяет форму. При охлаждении полиэтилен затвердевает и сохраняет при-

данную ему форму. Благодаря этому свойству можно изготавливать изделия разной формы.

Сведения о физических свойствах и применении полиэтилена приведены на рисунке 95.

**Химические свойства.** Полиэтилен обладает свойствами предельных углеводородов. При обычных условиях полиэтилен и подобные полимеры не реагируют ни с серной кислотой, ни со щелочами (конц. азотная кислота разрушает полиэтилен, особенно при нагревании). Они не обесцвечивают бромную воду и раствор перманганата калия.

Полимер	Физические свойства	Применение
$(-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$ полиэтилен 	Белое твердое вещество $\rho=0,92 \text{ г/см}^3$ , эластичен, в тонком слое бесцветный, прозрачный, на ощупь несколько жирный, напоминает парафин, в воде не растворяется	

Рис. 95. Полиэтилен и его применение

**Проблемы использования полимеров.** Синтетические полимеры, например полиэтилен, совершили революцию в нашей жизни, но их применение создает ряд проблем. Во-первых, синтетические полимеры получают из невозобновляемых ресурсов; во-вторых, применение неразрушаемых в природной среде пластиков и их накопление ведут к загрязнению окружающей среды и создают глобальную экологическую проблему. Объемы выпуска неразрушаемых в природной среде синтетических пластмасс, главным



образом полиэтиленов и полипропиленов, получаемых в процессах нефтеоргсинтеза, огромны, к настоящему моменту они достигли 180 млн. т в год и ежегодно возрастают примерно на 25 млн. При этом основная их часть в отходах на свалках, так как повторной переработке в развитых странах подвергается не более 16—20%.

В настоящее время для очистки окружающей среды от пластмассовых отходов активно разрабатываются два основных подхода: *захоронение* и *утилизация*. Захоронение пластмассовых отходов — это “бомба замедленного действия” и перекладывание сегодняшних проблем на плечи будущих поколений. Кроме того, под полигоны и свалки твердых бытовых отходов ежегодно отчуждается до 10 тыс. га земель, в том числе и плодородных, изымаемых из сельскохозяйственного оборота. Возможные пути сокращения гигантских отходов синтетических пластиков — это утилизация, которую можно разделить на ряд главных направлений: *сжигание*, *рециклизация* и *переработка*. Однако сжигание отходов тары и упаковки и вообще пластмасс кардинально не улучшает экологическую обстановку. Повторная переработка пластмасс в определенной степени решает этот вопрос, но это требует значительных трудовых и энергетических затрат, так как для этого необходимы следующие действия: отбор из бытового мусора пластиковой тары и упаковки, разделение собранных отходов по виду пластиков, мойка, сушка, измельчение и только затем переработка в новое полимерное изделие. Необходимость проведения мероприятий для рециклизации пластмассовых отходов, в особенности из тары и упаковки, в ряде стран закреплена законодательно (рис. 96).



*Полимеризацией* называется процесс соединения многих одинаковых молекул с образованием высокомолекулярного соединения (полимера).

Исходное вещество, вступающее в реакцию полимеризации, называется *мономером*, а продукт этой реакции — *полимером*. Полимер состоит из большого числа повторяющихся группировок, имеющих одинаковое строение. Эти группировки называют *структурными звеньями*.

Число структурных звеньев, повторяющихся в макромолекуле, называется *степенью полимеризации*.

Полиэтилен — один из важнейших полимеров, но существует проблема его утилизации и переработки.



Рис. 96. Переработка пластика



1. Какие реакции называют *реакциями полимеризации*?
2. Чем отличается макромолекула от молекулы?
3. Что такое *мономер*?
4. Чем отличается мономер от полимера?
5. Что такое *структурное звено*?
6. Что называется *степенью полимеризации*?
7. Где мы встречаемся с полимерами в повседневной жизни?
8. Почему полимеры вытесняют традиционные материалы?
9. Что делать, чтобы полимеры не загрязняли природу?
10. Что является источником, сырьем для получения полимеров?
11. Как решаются проблемы утилизации отходов из полимеров?
12. Напишите мини-проект "Утилизация пластиковых материалов".

#### Знаете ли вы?

На машину требуется от 25—135 кг пластмассы, что может заменить 300 кг металлов; 1 т пластмассы заменяет 4 т нержавеющей стали (что в 3 раза дешевле).

## § 58. АЛКИНЫ

### Сегодня на уроке:

- Рассмотрим общие характеристики алкинов.

**Алкины** — непредельные углеводороды, содержащие в молекуле, помимо одинарных связей, одну тройную связь между атомами углерода и соответствующие общей формуле  $C_n H_{2n-2}$ .

**Строение молекулы ацетилена.** Ацетилен — основной представитель алкинов. Его относительная молекулярная масса равна 26,

## Ключевые понятия

- алкины
- строение
- изомерия
- номенклатура
- физические свойства
- химические свойства

следовательно, его молекулярная формула  $C_2H_2$ , а структурная и электронная формулы ацетилена изображены ниже:



Пространственное расположение атомов в молекуле ацетилена представлено на рисунке 97.

**Гомологический ряд алкинов.** По названию первого представителя алкиновых углеводородов — ацетилена эти углеводороды называют *ацетиленовыми*.

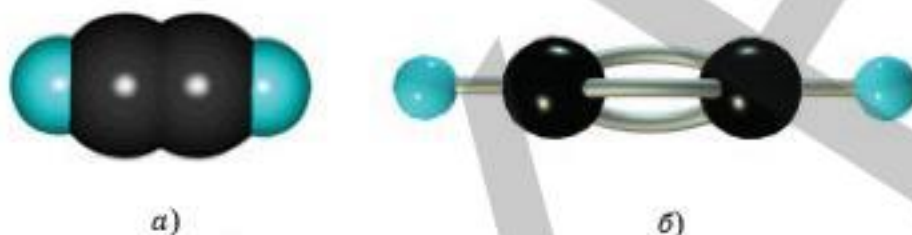


Рис. 97. Модели молекулы ацетилена:  
а) масштабная модель; б) шаростержневая модель

В систематической номенклатуре ацетиленовые углеводороды называют, заменяя в названиях соответствующих алканов суффикс *-ан* на *-ин*: *этан-этин*, *пропан-пропин* и т. д. (табл. 37).

Таблица 37

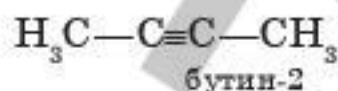
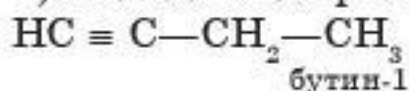
## Названия алкинов

Название алкина	Формула
Этин (ацетилен)	$C_2H_2$
Пропин (аллилен)	$C_3H_4$
Бутин (крокотиллен)	$C_4H_6$
Пентин	$C_5H_8$
Гексин	$C_6H_{10}$
Гептин	$C_7H_{12}$
Октин	$C_8H_{14}$
Нонин	$C_9H_{16}$
Децин	$C_{10}H_{18}$

**Номенклатура и изомерия алкинов.** По систематической номенклатуре главная цепь углеродных атомов должна обязательно

включать тройную связь. Нумерацию углеродной цепи начинают с той стороны, где ближе тройная связь и разветвления. Для алкинов возможна изомерия:

1) положения тройной связи:



2) углеродного скелета:

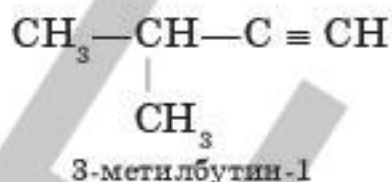
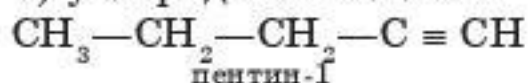


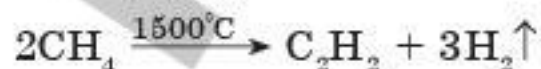
Рис. 98. Баллоны с ацетиленом

### Физические свойства ацетилена.

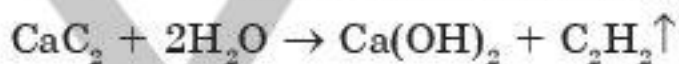
Ацетилен — бесцветный газ, легче воздуха. В химически чистом виде ацетилен обладает слабым эфирным запахом и способен растворяться во многих жидкостях. Его хранят в стальных баллонах (рис. 98).

### Получение

1. В промышленности ацетилен получают высокотемпературным разложением природного газа метана:



2. В технике ацетилен получают из карбида кальция, разлагая его водой:



**Химические свойства ацетилена.** Ацетилен и его гомологи — химически активные вещества. Причина этой активности связана



### Михаил Григорьевич Кучеров (1850—1911)

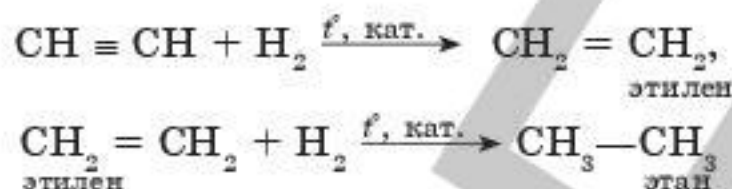
Русский химик-органик. Основные работы посвящены изучению непредельных углеводородов. В 1881 г. Кучеров открыл метод гидратации соединений ацетиленового ряда в присутствии ртутных солей (реакция Кучерова), за что получил (1885) премию Русского физико-химического общества.



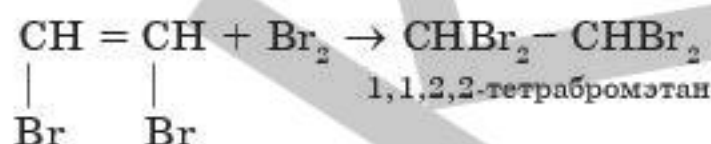
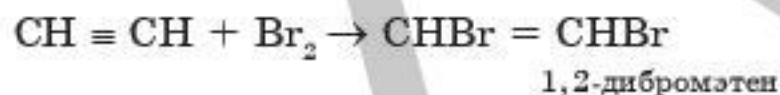


с тройной связью, поэтому для алкинов, как и для алкенов, характерны реакции присоединения. Кроме реакций присоединения, ацетиленовые углеводороды вступают в реакции полимеризации и окисления.

**1. Гидрирование.** Реакция протекает в присутствии катализатора. При гидрировании ацетилена вначале образуется этилен (разрывается первая связь), а затем этан (разрывается вторая связь), в итоге остается всего одна связь:



**2. Галогенирование.** Аналогично происходит присоединение галогенов. Вначале образуется дигалогенопроизводное, а затем тетрагалогенопроизводное. Например,

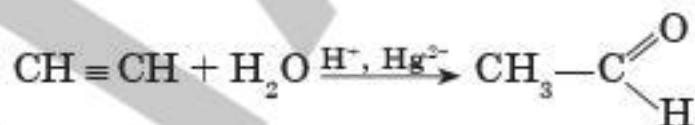


Реакция бромной водой для алкинов (как и для алкенов) — *качественная реакция* (рис. 99).

**3. Гидрогалогенирование.** Ацетилен реагирует с галогеноводородами:



**4. Гидратация.** В присутствии катализатора (сульфата ртути) ацетилен реагирует с водой. В результате образуется уксусный альдегид:



Эта реакция носит имя ученого М. Г. Кучерова.

Казахстанский ученый профессор А. Ш. Шарифканов предложил во избежание образования паров ртути проводить эту реакцию в присутствии солей трехвалентного железа.

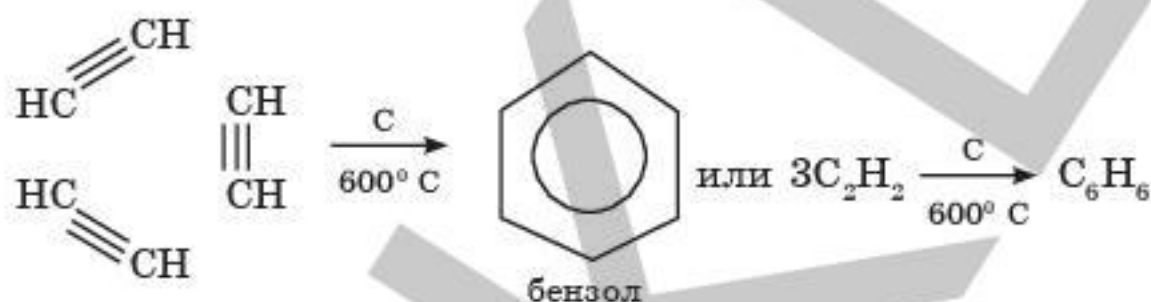
**5. Реакции полимеризации.** Ацетилен, в зависимости от условий реакции, способен образовывать различные продукты полимеризации —



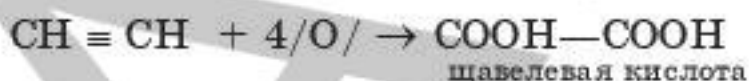
**Ахметжан Шарифканович Шарифканов  
(1908—2001)**

Казахстанский химик. Доктор химических наук, член-корреспондент НАН РК. Синтезировал гетероциклические новые органические соединения и исследовал зависимость их биологической активности от строения. Внес большой вклад в подготовку молодых химиков-органиков.

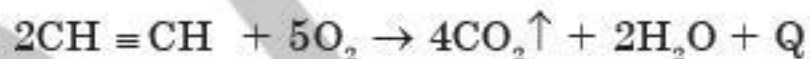
линейные и циклические. Наиболее важная реакция — *тримеризация ацетилена*, в которой получается бензол:



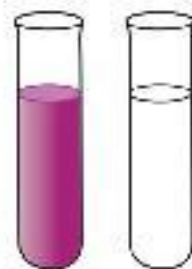
**6. Реакция окисления.** Ацетилен легко окисляется. Реакцию окисления легко наблюдать, если ацетилен пропускать через водный раствор перманганата калия —  $\text{KMnO}_4$ . Раствор быстро обесцвечивается (рис. 99):



Эта реакция, как мы знаем, является качественной на кратные связи. При полном сгорании ацетилена на воздухе образуются углекислый газ и вода:



а)



б)

**Рис. 99. Реакция**

а) бромной воды; б) перманганата калия с ацетиленом

### Ирдан Нигметович Азербает (1912 — 1975)

Казахстанский химик-органик. Первый казах — доктор химических наук. С именем Азербаета связано становление и развитие различных направлений органической химии в Казахстане — углехимии, нефтехимии, химии ацетилена и тонкого органического синтеза. Проводил исследования в области синтеза новых производных ацетилена и их изомерных превращений. Осуществил селективное гидрирование ацетиленовых спиртов на различных катализаторах. Изучал каталитическое окисление некоторых углеводородов мангышлакских нефтей. Его работы в области углехимии послужили основой для строительства руднотермических комплексов в Темиртау и других районах страны. Азербает также проводил исследования по изысканию новых высокоэффективных пестицидов, лекарственных препаратов и других биологически активных соединений.



Когда ацетилен сгорает, температура повышается до  $3000^{\circ}\text{C}$  (рис. 100).

Изучением алкинов занимался выдающийся казахстанский химик И. Н. Азербает. Его работы внесли огромный вклад в изучение ацетиленовых углеводородов.

**Применение.** Ацетилен используют для сварки и резки тугоплавких металлов, применяют в органическом синтезе разнообразных веществ — уксусного альдегида и уксусной кислоты, синтетических каучуков и других полимеров (рис. 101).



Рис. 100. Ацетиленовая горелка



Рис. 101. Применение ацетилена:

- 1 — для сварки и резки металла; для получения: 2 — поливинилхлорида; 3 — клея ПВА; 4, 6 — синтетического волокна; 5 — полимеров



**Алкины** — непредельные углеводороды, содержащие в молекуле, помимо одинарных связей, одну тройную связь между атомами углерода и соответствующие общей формуле  $C_nH_{2n-2}$ . По названию первого представителя алкиновых углеводородов — ацетилена эти углеводороды называют *ацетиленовыми*.

Для алкинов характерна изомерия положения тройной связи и углеродного скелета.

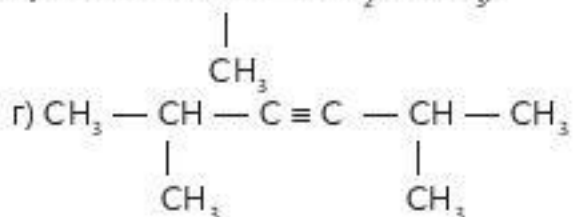
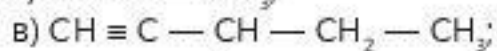
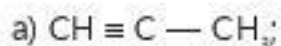
Алкины — химически активные вещества. Они вступают в реакции присоединения, полимеризации и окисления.



1. Какие углеводороды называют *ацетиленовыми* (алкинами)? Приведите общую формулу данного гомологического ряда.
2. Распределите углеводороды по трем гомологическим рядам: алканы, алкены и алкины:



3. Напишите все возможные формулы изомеров углеводорода состава  $C_5H_8$ .  
 4. Назовите следующие алкины по систематической номенклатуре:



5. Для углеводорода  $HC \equiv C - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$  составьте по две формулы:  
 а) гомологов; б) изомеров. Назовите все вещества по систематической номенклатуре.  
 6. Напишите структурные формулы следующих углеводородов:  
 а) пентина-1; б) 4-метилгексина-2; в) гексина-2; г) 3-3-диметилбутина-1.  
 7. Предложите способы получения ацетилена из неорганических веществ. Напишите уравнения соответствующих реакций.
- 1. Какая масса тетрахлорэтана образуется при взаимодействии ацетилена объемом 8 л (н.у.) и хлора объемом 14 л (н.у.)?  
 Ответ: 52,5 г.
- 2. Какой объем природного газа, объемная доля метана в котором 97%, потребуется для получения ацетилена объемом 3800 м<sup>3</sup> (н.у.), если степень превращения метана в ацетилен составляет 50%?  
 Ответ: 15 670 м<sup>3</sup>.
- 3. Вычислите объем ацетилена (н.у.), который был получен из 500 г карбида кальция, содержащего 10% примесей, если выход полученного ацетилена составил 75% от теоретически возможного.  
 Ответ: 118 л.



1. Впервые ацетилен получил Эдмунд Дэви, а название дал французский химик Марселен Бертло. Он назвал его *ацетиленом*, что в переводе означает “уксусное дерево”.
2. Еще в 1895 г. А. Л. Ле Шателье обнаружил, что ацетилен, сгорая в кислоте, дает очень горячее пламя (до 3150°C).

### Знаете ли вы?

Ацетиленовые горелки давали в 15 раз больше света, чем обычные газовые фонари, которыми освещали улицы. Постепенно они были вытеснены электрическим освещением, но еще долго использовались в небольших фонарях на велосипедах, мотоциклах, в конных экипажах.

**Знаете ли вы?**

Наличие ацетилена в атмосфере некоторых планет доказано. Так, на спутнике Титане, что обращается вокруг Сатурна, обнаружены громадные запасы ацетилена и водорода. При помощи автоматизированного аппарата “Кассини” был выполнен расчет количества соединений ацетилена и водорода на поверхности Титана. Низкие температуры на поверхности спутника ( $-150—180^{\circ}\text{C}$ ) приводят к тому, что по его поверхности текут метановые реки и собираются в ацетиленовых водоемах.

На Земле ацетилен в естественном виде существовать практически не может, поэтому хранится в специальных баллонах, часто смешиваемый с ацетоном (это уменьшает риск взрыва содержимого баллона).

## §59. АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ. БЕНЗОЛ

**Сегодня на уроке:**

- Выясним, что такое *арены*.
- Изучим общие характеристики бензола.

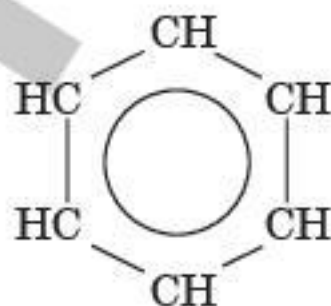
**Ключевые понятия**

- арены
- бензол
- строение
- получение
- физические свойства
- химические свойства
- применение

*Ароматическими углеводородами (аренами)* называют вещества, в молекулах которых содержится бензольное кольцо. Общая формула аренов  $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$ . Простейшим представителем аренов является бензол  $\text{C}_6\text{H}_6$ . Давно этим веществам было дано название *ароматические углеводороды*, так как первые известные углеводороды этого класса обладали приятным запахом.

**Строение.** В молекуле бензола шесть атомов углерода образуют замкнутый шестичленный цикл. Каждый атом углерода соединяется с одним атомом водорода и двумя соседними атомами углерода. Кроме того, все углеродные атомы, входящие в молекулу бензола, соединяясь, образуют кольцо,

в котором все связи равноценны. В структурной формуле бензола равноценность связей изображают кружком внутри правильного шестиугольника:



Шаростержневая модель бензола приведена на рисунке 102.

**Фридрих Август Кекуле  
(1829—1896)**

Немецкий химик-органик, применил теорию валентности к органическим веществам. Одновременно с Г.Кольбе развил представление о четырехвалентности углерода (1857). Доказал циклическое строение бензола (1865). Создал теорию ароматических соединений. Был одним из организаторов I международного конгресса химиков в г. Карлсруэ. Изучал строение бензола 30 лет.

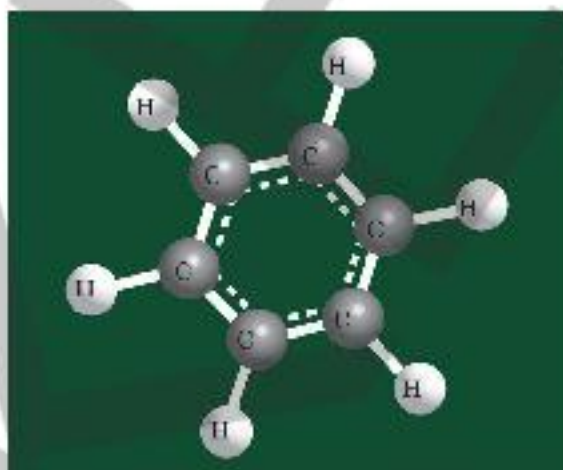
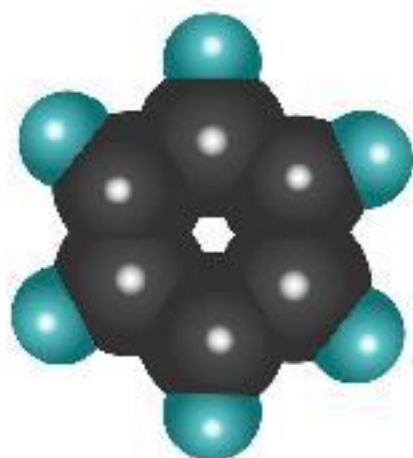
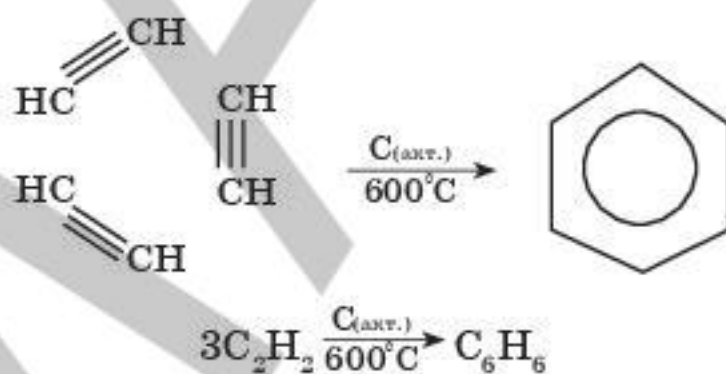


Рис. 102. Объемная и шаростержневая модели молекулы бензола

**Получение.** Синтез из ацетилена называется *тримеризацией*. Эта реакция имеет такое название из-за того, что в этом процессе участвуют три молекулы ацетилена:



**Физические свойства.** Бензол — это жидкое вещество (растворитель со своеобразным запахом), нерастворимое в воде, но хорошо растворимое во многих органических соединениях. Огнеопасное и ядовитое. В больших дозах бензол вызывает тошноту и головокружение, а в некоторых тяжелых случаях отравление может повлечь смертельный исход. Пары бензола могут проникать через непо-



Рис. 103. Горение бензола

врежденную кожу. Хроническое отравление бензолом и толуолом может стать причиной лейкемии и анемии. Сильный канцероген вызывает образование и рост раковых опухолей.

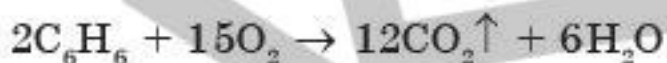
**Химические свойства.** Бензол и его гомологи могут вступать в характерные всем органическим веществам реакции горения и разложения, но наиболее характерна для них реакция замещения, иногда при

определенных условиях — реакции присоединения. Мы рассмотрим пока реакцию горения.

**Реакции горения.** Бензол и его гомологи могут гореть на воздухе, при этом выделяя большое количество копоти (образуется сажа) (рис. 103):



При горении в чистом кислороде арены сгорают полностью:



Эта реакция происходит при горении высококачественного бензина.

**Применение ароматических углеводородов.** Значительная часть получаемого бензола используется для синтеза растворителей, лекарств, взрывчатых веществ, красителей и др. (рис. 104).

Изредка и в крайних случаях ввиду высокой токсичности бензол используется в качестве растворителя. Кроме того, бензол входит в состав бензина. Из-за высокой токсичности его содержание новыми стандартами ограничено введением до 1%.

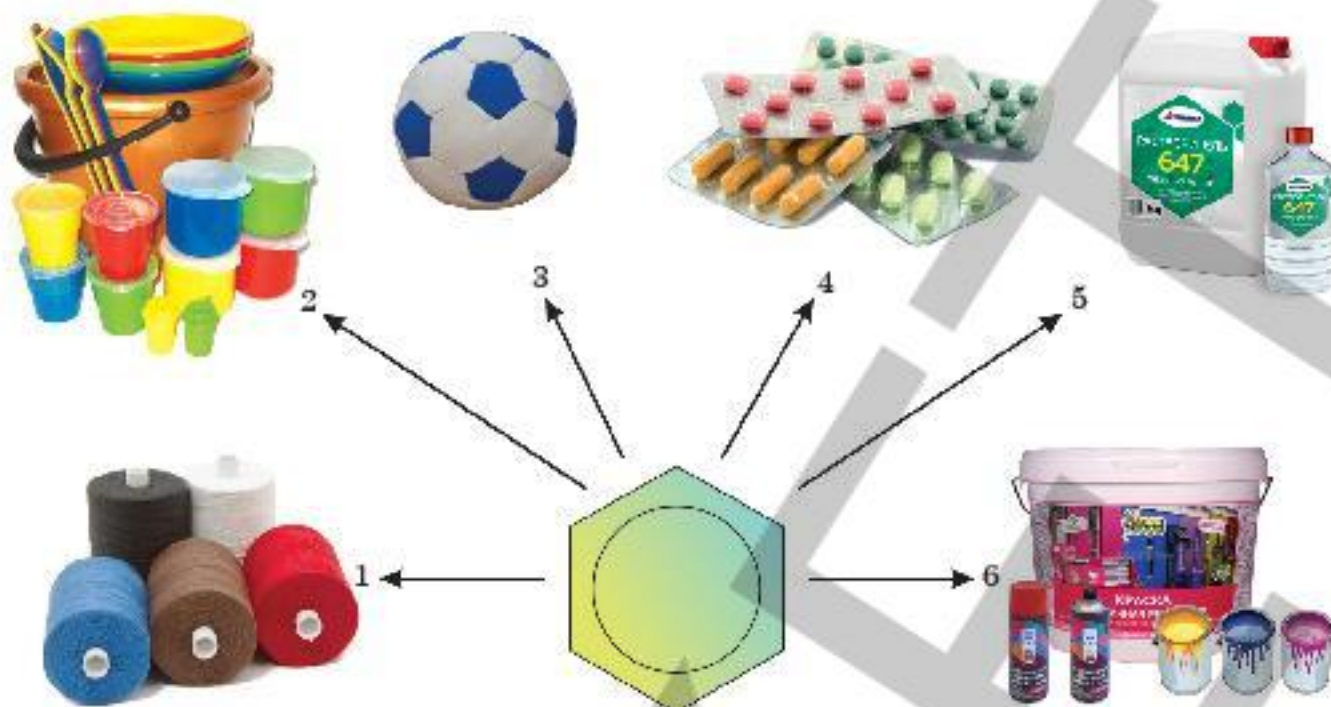


*Ароматическими углеводородами (аренами) называют вещества, в молекулах которых содержится бензольное кольцо. Общая формула аренов  $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$*

*Бензол является простейшим представителем ароматических углеводородов.*

*Бензол и его гомологи могут вступать в характерные всем органическим веществам реакции горения и разложения, но наиболее присуща для них реакция замещения, иногда при определенных условиях — реакция присоединения.*





**Рис. 104. Применение бензола:**

- 1) волокно; 2) пластмассы; 3) резина; 4) лекарства;  
5) растворители; 6) красители



- Какие органические вещества называются *ароматическими*? Почему возник термин "ароматические углеводороды"?
- Из предложенного ряда веществ выпишите формулы ароматических углеводородов:  $C_7H_{14}$ ;  $C_9H_{20}$ ;  $C_7H_8$ ;  $C_9H_{18}$ ;  $C_6H_{10}$ ;  $C_{10}H_{14}$ ;  $C_{10}H_{22}$ .
- Напишите уравнение полного горения бензола и подсчитайте сумму коэффициентов в данном уравнении.
- Объясните, почему бензин не может состоять целиком только из бензола.
- Осуществите следующие превращения:
  - метан  $\rightarrow$  ацетилен  $\rightarrow$  бензол  $\rightarrow$  углекислый газ;
  - карбид кальция  $\rightarrow$  ацетилен  $\rightarrow$  бензол  $\rightarrow$  сажа.
- При тримеризации ацетилена получен бензол массой 390 г с практическим выходом 80% от теоретически возможного. Определите объем ацетилена (н. у.), вступившего в реакцию.
 

*Ответ: 420 л.*
- Выведите молекулярную формулу гомолога бензола, массовая доля углерода в котором составляет 90,0%, а плотность его паров по воздуху — 4,13.
 

*Ответ:  $C_9H_{12}$ .*

**Знаете ли вы?**

Название бензолу дал немецкий ученый Либих.



Открыл бензол М. Фарадей, причем к этому его подтолкнул простой случай. В начале XIX в. в Лондоне для уличного освещения стали использовать так называемый светильный газ, получаемый из каменноугольной смолы. Помимо того, что новым освещением были недовольны жители Туманного Аль-



биона, а производители свечей открыто громили новые фонари, светильный газ имел существенный недостаток: со временем он утрачивал свою горючесть, а на дне баллонов оседала неизвестная маслянистая жидкость. Особенно обильным было ее выделение в холодную погоду. Этой проблемой чисто из практических соображений и решил заняться Майкл Фарадей в мае 1825 г. Он установил состав бензола. Оказалось, что вещество содержит только два элемента — углерод и водород. Его истинная формула  $C_6H_6$  была определена еще позже, когда была найдена его молекулярная масса.

## §60. УГЛЕВОДОРОДНОЕ ТОПЛИВО

### Сегодня на уроке:

- Узнаем, что углеродсодержащие соединения могут быть использованы и в качестве топлива, и как сырье для органического синтеза.
- Узнаем об альтернативных видах топлива и поймем их недостатки и преимущества.

### Ключевые понятия

- топливо
- месторождения углеводородов
- загрязнения окружающей среды
- альтернативные виды топлива

Химическое производство основано на использовании в качестве сырья доступных, относительно дешевых, широко распространенных или возобновляющихся материалов. Наиболее важными природными источниками углеводородов являются *природный ипутный нефтяные газы, нефть и каменный уголь* (схема 9).

Еще наши далекие пещерные предки обогревались у костров. Пламя служило также для освещения и приготовления пищи. Огонь поддерживали дровами, и именно они, эти куски дерева, долгое время были основным видом топлива для человечества.

Но проходили столетия, людей на планете становилось все больше, а лесов — меньше. Нужно было искать им замену. Это была, конечно же, нефть, а в последующем и газ. В 70-е годы прошлого века первое место в топливном балансе уверенно заняла нефть — около 35%. Доля каменного угля снизилась до 30%. На третьем месте оказался природный газ — около 20% (рис. 105).



В наши дни первые места занимают нефть и газ — они обеспечивают более двух третей топливного баланса.

И такая тенденция, по всей вероятности, сохранится еще долго, потому что нефть с газом горят лучше любого другого топлива. Так, при сгорании 1 кг нефти выделяется 46 тыс. кДж, при сгорании 1 м<sup>3</sup> газа — около 38 тыс. кДж, в то время как 1 кг угля дает в лучшем случае только 29 тыс. кДж. Другими словами, теплота сгорания нефти примерно в 1,5 раза выше, чем у угля, и в два с лишним раза превышает теплоту сгорания дров (рис. 106).



Рис. 105. Топливный баланс

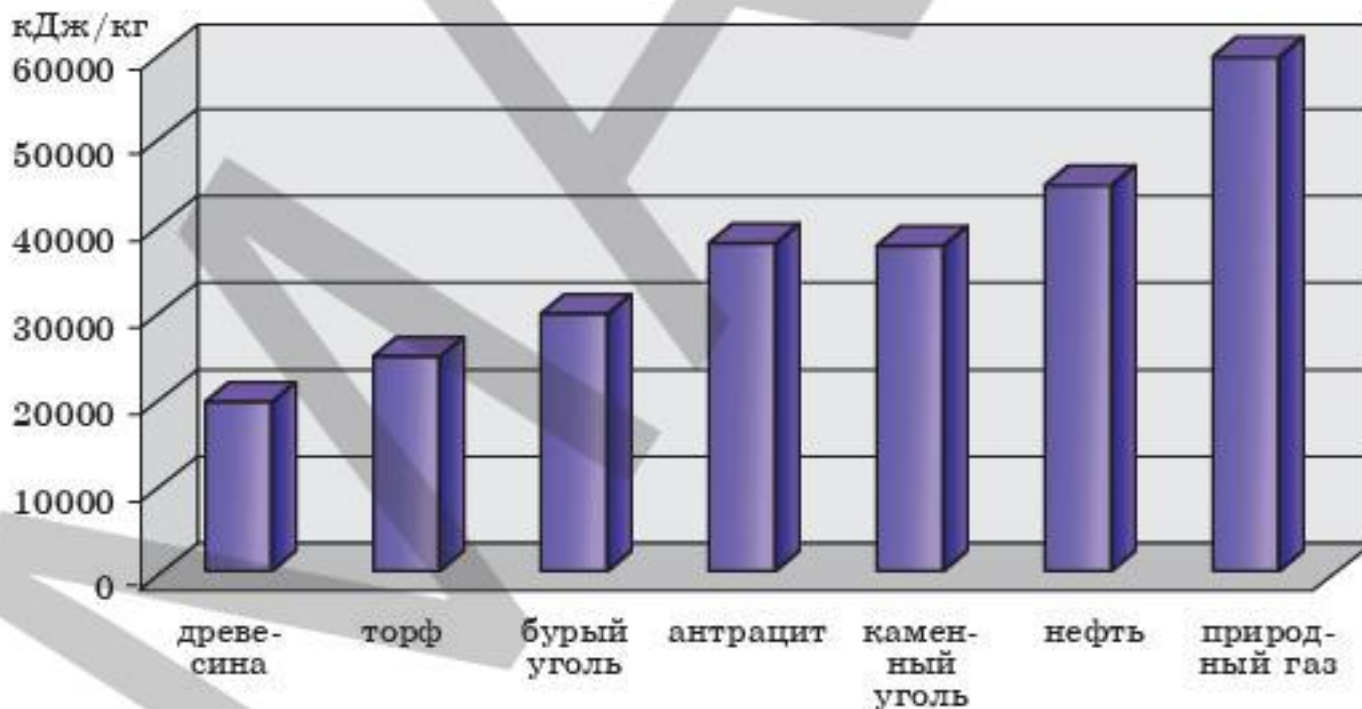


Рис. 106. Теплотворная способность различных видов топлива

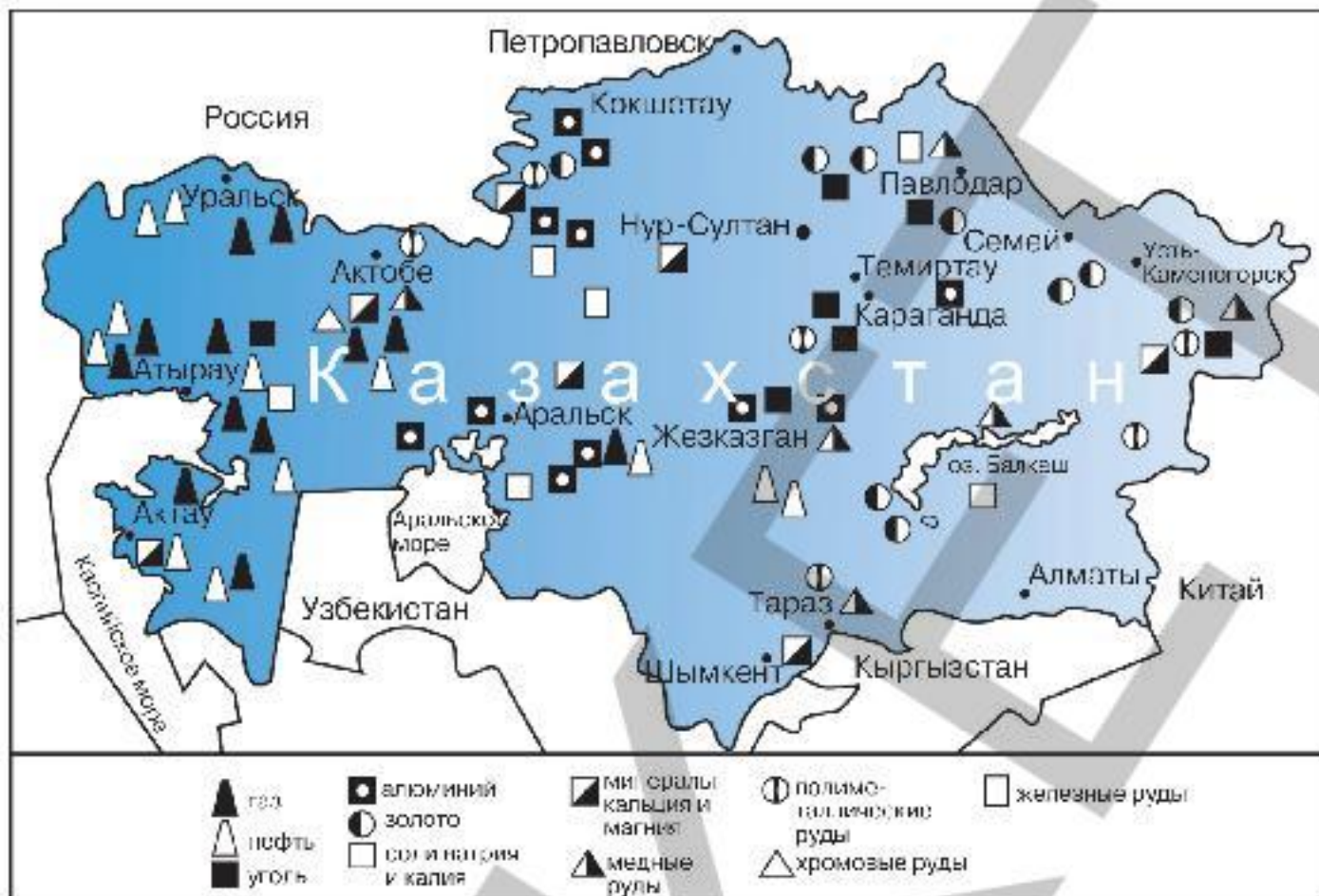


Рис. 107. Карта полезных ископаемых Казахстана

В настоящее время ежегодно человечество расходует 7,5 млрд. т углеводородов в качестве источников получения энергии. Из них 95% — в качестве топлива, причем в основном нефть и каменный уголь, а природный и попутный газы расходуются в два раза меньше.

Казахстан богат топливными источниками углеводородов. В нашей стране есть ресурсы нефти, газа и угля (рис. 107).



Наиболее важными природными источниками углеводородов являются *природный и попутный нефтяные газы, нефть и каменный уголь*.

В наши дни первые места занимают нефть и газ — они обеспечивают более двух третей топливного баланса.



1. Где применяется нефть как углеводородное топливо?
2. В чем заключается разница между природным и попутным нефтяными газами?
3. Расскажите о твердых видах топлива. Приведите примеры. В чем преимущество газа как топлива?
4. Напишите мини-проект на тему "Типы топлива".

## § 61. ПРИРОДНЫЙ И ПОПУТНЫЙ НЕФТЯНЫЕ ГАЗЫ

О природном газе мы уже многое знаем, метан — основная составная часть этого газа. Кроме метана, в природном газе присутствуют ближайшие гомологи его — этан, пропан, бутан. Чем выше молекулярная масса углеводорода, тем обычно меньше его содержится в природном газе (рис. 108).

Дело в том, что основательно стали искать и разрабатывать месторождения природного газа в 20-х годах XX в. (рис. 109).

Как газообразное топливо природный газ имеет большие преимущества.

Он широко применяется сейчас в промышленных печах — стекловаренных, доменных, мартеновских и т. д. Сжигание природного газа в доменных печах позволяет сократить расход кокса, снизить содержание серы в чугуне и значительно повысить производительность печи (рис. 110).

### Сегодня на уроке:

- Узнаем состав природного и попутного нефтяных газов.
- Ознакомимся с применением этих газов.

### Ключевые понятия

- углеводороды
- природный газ
- попутный газ
- состав
- применение

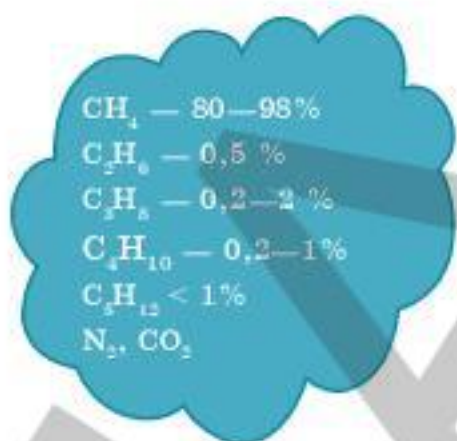


Рис. 108. Состав природного газа



Рис. 109. Природный газ

Природный газ транспортируют по специальным трубопроводам и хранят в газгольдерах (рис. 111).

Казахстан богат природным газом. Основные его месторождения сконцентрированы в Западном Казахстане. Крупные запасы находятся близ Каспия, на Мангышлаке, возвышенностях Устюрта, возле Уральска, на месторождениях Карачаганак, Жетыбай, Каламкас.

Доля природного газа превысила 60% -ный рубеж в энергетике производства цемента, стекла, керамики, других строительных материалов, приближается к 50% в металлургии и машиностроении.

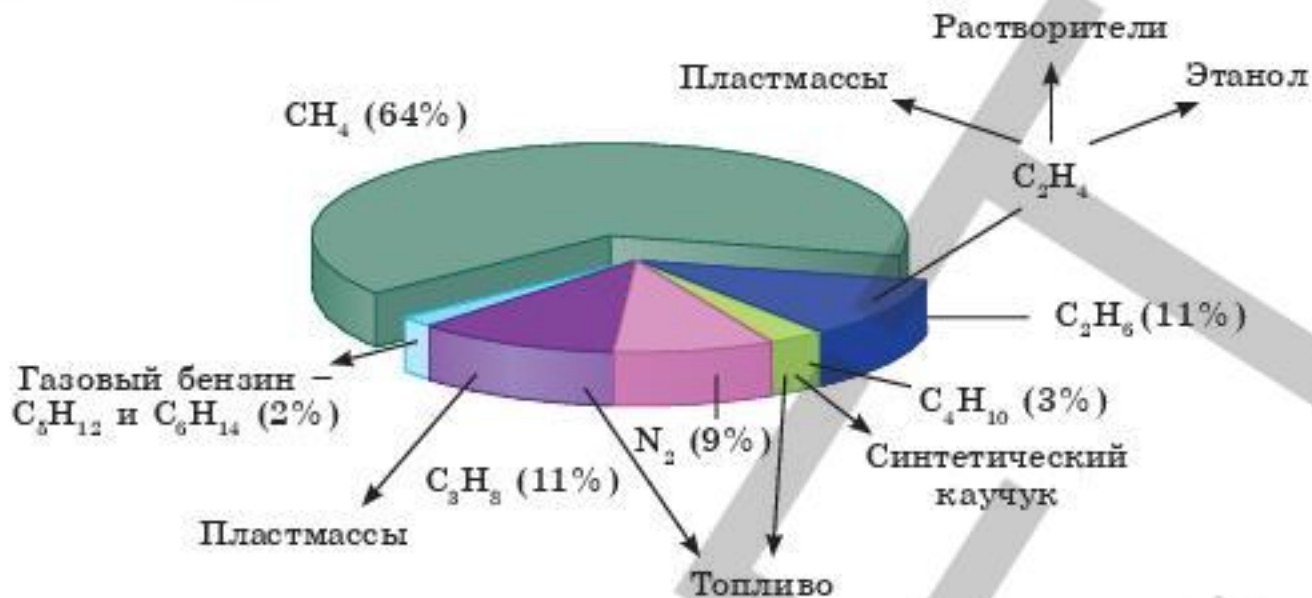


Рис. 110. Применение природного газа



Рис. 111. Транспортировка природного газа

**Попутный нефтяной газ.** При выкачивании из земли нефти вместе с каждой ее тонной выделяется несколько тысяч кубических метров попутных углеводородных газов. Они содержат метан, этан, пропан, бутан, которые легко можно превратить в этилен, пропилен и бутилен (рис. 112). Полное их использование в качестве сырья современной химической промышленности — задача большой экономической важности.

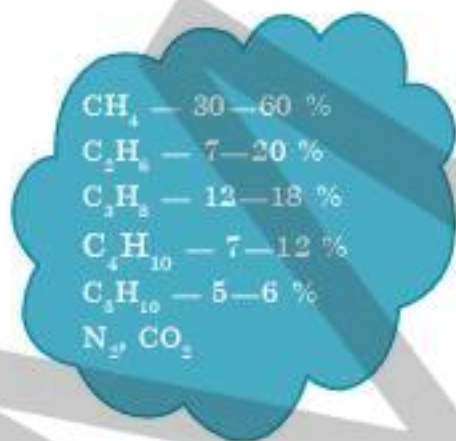


Рис. 112. Состав попутного нефтяного газа

Попутный нефтяной газ по своему происхождению является тоже природным газом. Особое название он получил потому, что находится в залежах вместе с нефтью — растворен в ней и находится над нефтью, образуя газовую “шапку”.



Наиболее важными природными источниками углеводородов являются *природный и попутный нефтяные газы, нефть и каменный уголь*. Природный газ — важный источник сырья для химической промышленности, так как из метана получают водород, ацетилен, сажу, различные хлорпроизводные. Используются и другие углеводороды, содержащиеся в нефтяном попутном газе.



1. Какие основные природные источники углеводородов вам известны?
2. Какой состав имеют природный и попутный нефтяной газы? В чем их сходство и различие?
3. Выскажите свою точку зрения по поводу сжигания попутного газа на нефтяных станциях. Предложите свои пути использования этого газа.
4. Напишите уравнения реакций получения из метана следующих веществ: а) ацетилена; б) хлорметана; в) этилена; г) бензола.
5. Осуществите превращение этана из попутного газа в полиэтилен.
6. Осуществите следующие превращения:
  - а) метан → ацетилен → бензол →  $\text{CO}_2$ ;
  - б) пропан → бромпропан → гексан → циклогексан → бензол.
- 1. Термохимическое уравнение реакции горения метана имеет вид:  

$$\text{CH}_4 (\text{г.}) + 2\text{O}_2 (\text{г.}) = \text{CO}_2 (\text{г.}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{г.}), \quad Q = 802,2 \text{ кДж.}$$
 Найдите, какое количество теплоты выделится при сгорании 44,8 л (н.у.) метана.
 

*Ответ:* 1604,4 кДж.
- 2. При сгорании этилена выделилось 6226 кДж теплоты. Найдите объем (н.у.) кислорода, вступившего в реакцию, если тепловой эффект данной реакции составляет 1410,9 кДж.
 

*Ответ:* 296,5 л.
- 3. Природный газ объемом 20 м<sup>3</sup>, содержащий 90% метана, 5% этана и 5% пропана, подвергли сгоранию. Какой объем воздуха потребуется при сгорании этого газа?
 

*Ответ:* 222,5 м<sup>3</sup>

## § 62. НЕФТЬ

В древности нефть не имела такого важного значения, какое она имеет сейчас. Сведения о нефти дошли до нас с Ближнего Востока. Археологические раскопки свидетельствуют о том, что в долине реки Евфрат нефть добывали и перерабатывали восемь тысячелетий назад. Битумом покрывали дно бассейнов, применяли его для предохранения от гниения деревянных балок. Асфальтом бальзамировали мумии. Нефть применялась в медицине для заживления ран, язв и лечения глазных болезней.

### Сегодня на уроке:

- Изучим состав и свойства нефти.
- Узнаем области применения нефтепродуктов.



Рис. 113. Карта трубопроводов и нефтеперерабатывающих заводов в Казахстане

### Ключевые понятия

- нефть
- производство нефти
- состав
- свойства

В современном обществе роль нефти возросла. Военная техника, мирный транспорт, электростанции, оборудование на заводах и фабриках, системы отопления — все это приводится в действие за счет нефти и газа.

Запасы нефти, выявленные специалистами к настоящему времени, составляют порядка 230 млрд. тонн. Наиболее богата нефтью Саудовская Аравия, на ее долю приходится чуть меньше половины всех запасов Аравийского полуострова. За ней идут Кувейт, Иран, Ирак, ОАЭ. В Казахстане также много нефти. Основные месторождения нефти находятся в районах Эмба, Доссор, Макат, Узень, Жетигай.

Ежегодно в мире добывается порядка 8 млрд. тонн нефти. Растет потребление нефти и ее нефтепродуктов.

Ежегодно и в Казахстане добывается более 50 млн. т нефти, но это количество неизменно растет. В стране есть нефтеперерабатывающие заводы и трубопроводы (рис. 113).

**Добыча нефти.** Нефть добывается наземным способом и на воде. Для этого устанавливают специальные приспособления для выкачивания нефти (рис. 114).

Как же образуется нефть и каково ее происхождение?

Нефть, добытая из земных недр, называется *сырой нефтью*. Данная смесь образовалась из осадочного материала животного и растительного происхождения, в течение продолжительного времени находившегося в земной коре. Для образования нефти требуется длительное время (многие миллионы лет), поэтому она называется *невозобновляемым ресурсом*. Сырую нефть практически не применяют.





а)



б)

Рис. 114. Добыча нефти:  
а) наземным способом; б) на воде

Чтобы смесь углеводородов приобрела действительно большое экономическое значение, ее надо очистить (рафинировать), т. е. освободить от примесей и ненужных компонентов. Таким способом сырую нефть очищают от воды, примесей и превращают в *товарную нефть*. Процесс очистки происходит на *нефтеочистительном заводе*, где производят очищенные смеси и отдельные соединения, которые используются для получения бензина, а также сырья для нефтехимической промышленности. Очистка включает в себя несколько процессов.

Нефть разных месторождений неодинакова по составу, но любая из них в разных соотношениях содержит четыре главных класса углеводородов: *парафины*, *циклические углеводороды* с пяти- и шестичленными циклами и *ароматические углеводороды*. Кроме углеводородов, в нефти почти всегда присутствуют соединения, содержащие серу, кислород и азот, но главную массу любой нефти всегда составляют углеводороды.

Казахстанская нефть богата парафинами (Эмба), циклическими углеводородами (Жетібай) и ароматическими углеводородами (Прорва).

**Физические свойства нефти.** Нефть представляет собой маслянистую вязкую жидкость, от черного до светло-желтого цвета (зависит от содержания серы), со своеобразным запахом. Нефть не растворяется в воде, легче ее и растекается по поверхности воды (10 л нефти — на 10 км<sup>2</sup>). Нефть — горючая жидкость (перс. *neft* — “легковоспламеняющая”) (рис. 115).

**Переработка нефти.** Существует несколько способов переработки нефти: первичная (перегонка), вторичная (крекинг и др.). Мы рассмотрим пока первичную переработку нефти.



Рис. 115. Нефть

Какие же фракции получают из нефти путем перегонки?

*Первичная переработка нефти* — это перегонка, в результате которой нефтепродукты разделяются на составные части (их называют *фракциями*): сжиженный газ, бензины (автомобильный и авиационный), реактивное топливо, керосин, дизельное топливо (солярка), мазут.

Первые пять видов нефтепродуктов являются *топливом*. Наиболее летучей частью нефти являются метан и его ближайшие гомологи: этан, пропан, бутан и пентаны. Все они используются как сырье для нефтехимической промышленности, а также в качестве газообразного горючего.

Мазут перерабатывают для получения парафина, битума, жидкого котельного топлива, масел. При смешивании битума с минеральными веществами получается асфальт (асфальтобетон), используемый в качестве дорожного покрытия. Жидкое котельное топливо используют для обогрева домов.

**Перегонка нефти (ректификация).** Перегонка (фракционирование) — это процесс физического разделения нефти и газов на фракции (компоненты), отличающиеся друг от друга и от исходной смеси

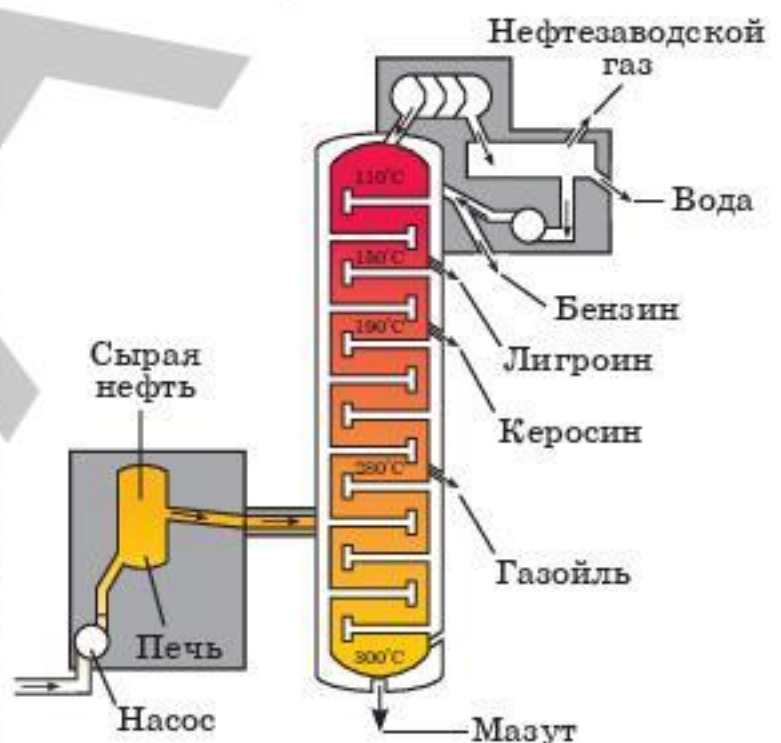


Рис. 116. Трубчатая печь и ректификационная колонна

по температурным пределам или температурам кипения. Перегонку осуществляют в установке, которая состоит из *трубчатой печи, ректификационной колонны и холодильника* (рис. 116). В печи находится змеевик (трубопровод), по которому непрерывно подается нефть. Здесь она нагревается до  $320\text{—}350^\circ\text{C}$  и в виде смеси жидкости и пара поступает в ректификационную колонну (стальной цилиндрический аппарат высотой 40 м). Внутри она имеет горизонтальные перегородки с отверстиями, называемыми *тарелками* (рис. 117).



Рис. 117. Тарелки в ректификационной колонне

Пары нефти подаются в колонну и через отверстия поднимаются вверх, при этом они постепенно охлаждаются и сжижаются. На соответствующих тарелках скапливаются фракции. Менее летучие углеводороды конденсируются уже на первых тарелках, образуя газойлевую фракцию. Выше собирается керосин, а затем лигроин. Наиболее летучие углеводороды выходят в виде паров из колонны и сжижаются, образуя бензин. Часть бензина подается обратно в колонну для орошения поднимающихся паров. Это способствует охлаждению и конденсации соответствующих углеводородов. Главный недостаток перегонки нефти — малый выход бензина (не более 20%) и его невысокое качество. Кроме бензина получают 75% мазута и остальные фракции, всего 5%. С целью дополнительного получения бензина мазут вторично перегоняют под вакуумом в аналогичных ректификационных колоннах. На выходе получают гудрон и бензин.

Из нефти выпускают широкий ассортимент материалов: смазочное масло, электроизоляционное масло, гидравлическое масло, пластичную смазку, смазочно-охлаждающую жидкость; вазелин и др.

При последующей переработке нефти можно получить: синтетические каучуки и резины, синтетические ткани, пластмассы, полимерные пленки (полиэтилен, полипропилен), моющие средства, растворители, краски и лаки, красители, удобрения, ядохимикаты, воск и многое другое.

Даже отходы переработки нефти имеют практическую ценность. Из отходов перегонки нефти производится *кокс*. Его используют в



Рис. 118. Продукты вторичной переработки нефти

производстве электродов и металлургии. А *серу*, которую извлекают из нефти в процессе переработки, идет на производство серной кислоты (рис. 118).

Подводя итог, можно сказать, повторив слова Д. И. Менделеева: “Топить нефтью — все равно что топить ассигнациями”. И хотя 90% нефти все-таки тратится как топливо, все же из нее можно получить огромное количество продуктов.

**Экологические последствия разлива нефти.** Иногда из-за неправильного использования установок по добыче или эксплуатации нефтеперерабатывающих заводов могут происходить разливы нефти. Это очень опасно, потому что нефть нерастворима в воде и растекается по ней очень тонким слоем, через который не проходит кислород воздуха. Такая авария опасна и для флоры, и для фауны водных источников. Ежегодно в Мировой океан попадает от 2 до

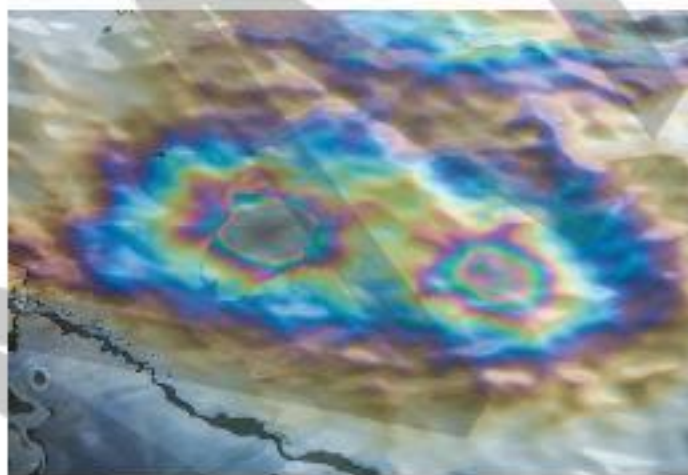


Рис. 119. Разливы нефти на воде



Рис. 120. Авария танкера

10 млн. т нефти. Часть поверхности воды уже покрыта тончайшей радужной пленкой нефти (рис. 119).

Наибольшее количество разлитой нефти приносят танкеры, перевозящие нефть (рис. 120). Общее количество нефти, разлитое танкерами за период с 1970 по 2017 г., составляет более 5 млн. т.

Методы борьбы с разлитием нефти в водных источниках: а) самоликвидация; б) химическое рассеивание; в) поглощение; г) ограждение; д) биологическая очистка.

Чтобы уменьшить вред, наносимый природе, необходимо: совершенствовать способы и технологии добычи, хранения, транспортировки нефти и обеспечивать безопасность производства.



*Нефть* — это сложная смесь органических веществ. Нефть добывается бурением скважин в земле и на воде. Нефть перегоняют и получают различные фракции, различающиеся по температурам кипения. Одна из наиболее важных фракций нефти — бензин.



1. Что такое *нефть*? Можно ли написать формулу нефти?
2. Каковы физические свойства нефти? Как можно отделить нефть от воды?
3. Предложите способ собирания нефти, пролившейся на воду.
4. Укажите важнейшие источники нефти в Казахстане.
5. Какие вещества входят в состав нефти? Почему непредельные углеводороды не встречаются в нефти?
6. Какие бывают способы переработки нефти?
7. Какие нефтепродукты получают при первичной переработке нефти? Где находят применение данные вещества?
8. Расскажите, какие из нефтепродуктов встречаются в вашей жизни, где вы их применяете.
9. Напишите мини-проект "Альтернативные источники энергии".
- 1. Автомобиль, проехав 850 км, израсходовал бензин массой 20 кг. Рассчитайте объем воздуха, необходимого для сгорания бензина, если массовая доля углерода в нем 84,2%, а водорода — 15,8%.

Ответ: 245,6 м<sup>3</sup>.

#### Знаете ли вы?

**Катастрофа в Мексиканском заливе.** В результате сильнейшего взрыва на платформе Deepwater Horizon на месте погибли 11 человек, а в прибрежные воды вылилось более 5 млн. баррелей нефти. Аварию назвали самой крупной экологической катастрофой Соединенных Штатов. От разлива нефти серьезно пострадали природа побережья и рыболовный промысел, а правительство страны временно запретило глубоководное бурение в Мексиканском заливе. BP уплатил штраф в размере 8 млрд. долларов.



Нефть бывает не только черной, но и бесцветной, зеленой, коричневой, желтой, красной. К тому же каждый цвет имеет свои оттенки.

Первая в мире нефтяная скважина была пробурена на берегу Каспийского моря в 1846 г.

Одна капля нефти делает непригодным для питья 25 л воды.

В 327 г. н. э. китайские инженеры использовали бамбуковые трубы для бурения на глубине 240 м под поверхностью земли и добычи первых капель нефти. В то время нефть называлась *горящей водой* и использовалась для испарения морской воды и производства соли.

### Умей практически применять химию

Самые распространенные пятна на одежде — жировые. Их выводят, как правило, с помощью экстракции, подбирая для этого подходящий растворитель. Для выведения свежих жировых пятен используются бензин, скипидар. Ваткой, смоченной растворителем, протрите пятно несколько раз и жир перейдет в раствор. Чтобы на ткани не осталось ореола, ее надо протереть мыльной водой или раствором стирального порошка.

Пятно от масляного лака хорошо удаляет паста из бензина и белой глины. Тестообразную смесь наносят на пятно и оставляют до тех пор, пока бензин полностью не испарится. В этом случае к экстракции добавляется адсорбция: белая глина впитывает, поглощает вещества, экстрагируемые бензином.

Свежее пятно от масляной краски сначала смочите скипидаром (для размягчения), а потом удалите бензином. Если такая обработка может повредить окраске, то протрите пятно горячим раствором глицерина или его смесью с равным количеством винного спирта.

### Исследование нефтяных продуктов

На полоски фильтровальной бумаги (или на часовые стекла) нанесите капли очищенного бензина, керосина, машинного масла. Отметьте, что после бензина бумажка быстро становится сухой, т. е. бензин обладает наибольшей летучестью, затем испаряется керосин (испарение его может быть ускорено осторожным подогреванием); улетучивания машинного масла практически наблюдать не удастся.



# КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

## Глава XII



До сих пор мы изучали органические вещества, образованные двумя элементами — углеродом и водородом. Известно много органических веществ, в состав которых наряду с этими элементами входит кислород. Это кислородсодержащие органические соединения. Из них рассмотрим, прежде всего, класс спиртов.

### § 63. СПИРТЫ

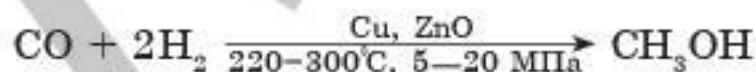
**Спиртами** называются производные углеводородов, в молекулах которых атомы водорода замещены на одну или несколько гидроксильных групп-ОН. Общую формулу спиртов можно представить  $\text{ROH}$ , где R — углеводородный радикал. По числу гидроксильных групп в молекуле все спирты можно разделить на группы:

а) *одноатомные*, содержащие одну гидроксильную группу в молекуле:  $\text{CH}_3\text{OH}$  метиловый спирт или метанол,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  этиловый спирт или этанол;

б) *многоатомные*, содержащие несколько гидроксильных групп. Многоатомные спирты, в свою очередь, делятся на двухатомные, трехатомные и т. д.:  $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$  этиленгликоль, двухатомный спирт,  $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CH}_2\text{OH}$  глицерин, трехатомный спирт.

**Предельные одноатомные спирты.** Важнейшие представители этого класса — метанол  $\text{CH}_3\text{OH}$  и этанол  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , имеют наибольшее промышленное значение.

**Получение.** В промышленности метанол получают из синтез-газа — смеси оксида углерода (II) с водородом:



Этанол  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  в технике по объему производства занимает первое место среди других органических веществ.

Разработано несколько промышленных методов получения этанола. Наиболее важным является спиртовое брожение сахаристых

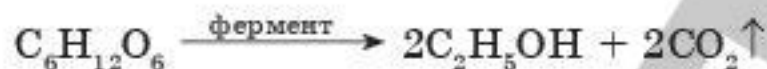
#### Сегодня на уроке:

- Познакомимся со спиртами, узнаем их классификацию и области применения.

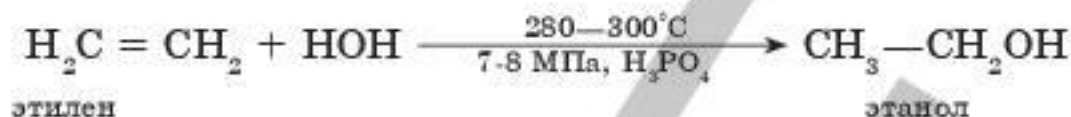
#### Ключевые понятия

- спирты
- одноатомные
- многоатомные

веществ, например, глюкозы в присутствии различных ферментов (дрожжей). В результате образуется этиловый спирт и выделяется углекислый газ:



На современном производстве этанол получают каталитической гидратацией этилена при помощи водяного пара:

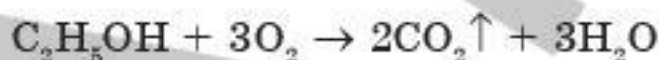


**Физические свойства.** Метанол (метилловый спирт)  $\text{CH}_3\text{OH}$  очень ядовит! Даже небольшая его доза может вызвать слепоту или оказаться смертельной. Метилловый спирт  $\text{CH}_3\text{OH}$  — прозрачная жидкость со специфическим запахом, температура кипения составляет  $64,5^\circ\text{C}$ .

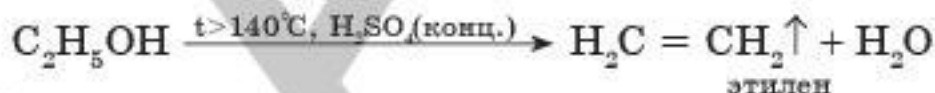
Этиловый спирт  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  — бесцветная жидкость с характерным запахом, смешивается с водой в любых соотношениях. Температура кипения этанола составляет  $78,3^\circ\text{C}$ .

#### Химические свойства

1. Как и углеводороды, спирты горят в кислороде и на воздухе с образованием углекислого газа и воды, при этом выделяется большое количество тепла. Так, при горении этанола протекает следующая реакция:



2. При нагревании этанола в присутствии концентрированной серной кислоты образуется этилен:

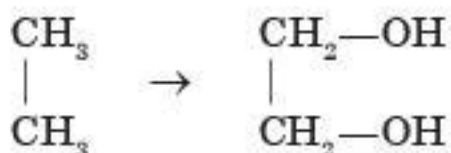


### Многоатомные спирты

Этиленгликоль является простейшим представителем двухатомных спиртов. Если в молекуле этана  $\text{C}_2\text{H}_6$  два атома водорода заменить на две гидроксильные группы, то получится формула этиленгликоля: (этандиол-1,2) (рис. 121).



Рис. 121. Модель молекулы этиленгликоля







Простейшим представителем трехатомных спиртов является глицерин. Формулу глицерина можно вывести из формулы пропана, в молекуле которого три атома водорода заменены гидроксильными группами (рис. 122):

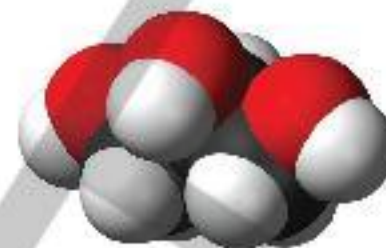
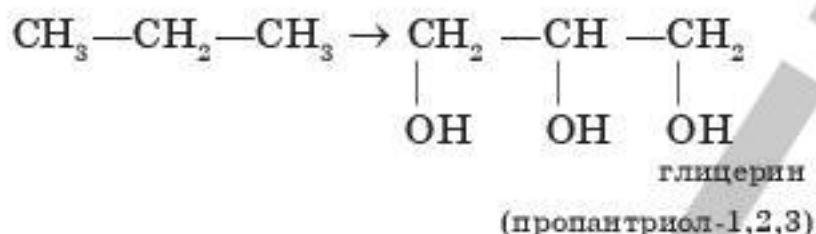


Рис. 122. Модель молекулы глицерина

**Физические свойства.** Этиленгликоль — вязкая жидкость, сладкая на вкус, температура кипения которой  $198^\circ\text{C}$ . Этиленгликоль хорошо растворяется в воде и смешивается в любых соотношениях. При этом он сильно понижает температуру замерзания воды. Например, водный раствор, содержащий 60% гликоля, замерзает при  $-49^\circ\text{C}$ . Это свойство этиленгликоля используется для приготовления антифризов, незамерзающих смесей для водяного охлаждения двигателей внутреннего сгорания. Этиленгликоль — очень ядовитое вещество.

Глицерин — бесцветная сиропообразная жидкость, сладкая на вкус. Для глицерина характерна хорошая растворимость в воде, он смешивается с водой в любых отношениях, кипит при  $290^\circ\text{C}$ .

**Применение.** Метиловый спирт применяют в производстве полимерных материалов, в качестве растворителя, добавки к автомобильному топливу и др. Этиловый спирт широко применяется в химической промышленности для производства синтетических каучуков, уксусной кислоты, красителей, пластмасс и др. Этиловый спирт применяют в медицине, парфюмерии, а также в пищевой промышленности.

С экологической точки зрения метанол и этанол рассматриваются как источники энергии в будущем, имеющие, в отличие от горючих ископаемых, возобновляемый характер. Эти спирты могут быть получены из растительного сырья.

Этиленгликоль используют для получения волокон (лавсана), как антифриз (незамерзающая жидкость), используемый в радиаторах автомобилей.

Глицерин применяют в парфюмерной и пищевой промышленности, для получения нитроглицерина и динамита, приготовления антифризов, а в медицине — для изготовления мазей, смягчающих кожу. В текстильной промышленности он применяется для придания

тканям мягкости и эластичности. В медицине 1%-ный раствор и таблетки нитроглицерина служат в качестве средств, расширяющих кровеносные сосуды.



*Спиртами* называются производные углеводов, в молекулах которых атомы водорода замещены на одну или несколько гидроксильных групп-ОН. По числу гидроксильных групп в молекуле все спирты делятся на *одноатомные* и *многоатомные*. С экологической точки зрения, метанол и этанол рассматриваются как источники энергии в будущем, так как эти спирты могут быть получены из растительного сырья.



1. Что такое *спирты* и как они классифицируются?
  2. Охарактеризуйте метанол и этанол, каким способом их получают?
  3. Перечислите области применения одноатомных спиртов.
  4. Какие соединения называют *многоатомными спиртами*?
  5. Для каких целей применяют этиленгликоль и глицерин?
- 1. Рассчитайте количество вещества (моль) водорода и оксида углерода (II), необходимого для получения 6 моль метанола.  
Ответ: 18 моль.
  - 2. Вычислите объем этилена (н.у.), полученного из 80 г раствора этилового спирта (массовая доля этанола 96%).  
Ответ: 37,4 л.
  - 3. При сгорании 9,2 г органического вещества образовалось 0,4 моль оксида углерода (IV) и 0,6 моль воды. Определите химическую формулу этого вещества, если известно, что относительная плотность его паров по воздуху равна 1,59:  
1)  $C_2H_6O$ ; 2)  $C_3H_8$ ; 3)  $C_3H_7O$ ; 4)  $C_2H_6$ .

#### Знаете ли вы?

1. Этанол — это ядовитое наркотическое вещество. Спиртные напитки вызывают тяжелые заболевания нервной системы. Около 90% этанола временно задерживается в печени, где с помощью ферментов он окисляется в ядовитый для организма уксусный альдегид.

2. 66%-ный водный раствор этиленгликоля замерзает только при  $-60^{\circ}C$ . Добавка глицерина к этиленгликолю удлиняет срок службы водяных насосов автомашин.

## §64. КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ

**Карбоновые кислоты** — производные углеводородов, в молекулах которых имеется группа атомов  $\text{COOH}$  — карбоксильная. Общую формулу карбоновых кислот можно представить:  $\text{R-COOH}$ , где  $\text{R}$  — углеводородный радикал. Простейшими представителями карбоновых кислот являются муравьиная  $\text{HCOOH}$  и уксусная  $\text{CH}_3\text{COOH}$  кислоты (рис. 123).

**Физические свойства.** Муравьиная кислота  $\text{HCOOH}$  представляет собой легкокипящую ( $100,8^\circ\text{C}$ ) жидкость, обладающую резким запахом. При попадании на кожу кислота вызывает ожоги, а при вдыхании ее паров — сильное раздражение дыхательных путей. Муравьиная кислота хорошо растворяется в воде и является довольно сильной кислотой среди карбоновых кислот. Она содержится в ядовитых железах муравьев, крапиве, еловой хвое, поте и моче.

Уксусная кислота  $\text{CH}_3\text{COOH}$  представляет собой бесцветную жидкость с резким запахом, хорошо растворяется в воде. Водные растворы уксусной кислоты (5—9%) нам знакомы как столовый уксус или уксусная эссенция (70—80%-ный раствор). Безводная уксусная кислота при температуре  $+16,6^\circ\text{C}$  застывает в кристаллическую массу, напоминающую кристаллы льда, поэтому ее называют *ледяной уксусной кислотой*. Уксусная кислота широко распространена в природе. Она содержится в растениях, образуется при уксуснокислом брожении жидкостей, содержащих спирт. Уксусная кислота является слабой кислотой.

**Химические свойства.** Для карбоновых кислот характерны те же свойства, что и для минеральных. Они взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду активности до водорода, оксидами металлов,

### Сегодня на уроке:

- Узнаем состав карбоновых кислот.
- Изучим свойства карбоновых кислот и области их применения.

### Ключевые понятия

- карбоновые кислоты
- состав
- физические свойства
- химические свойства
- применение

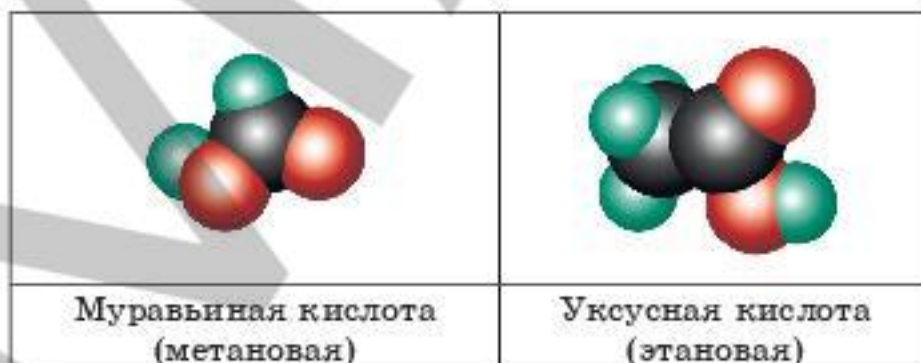
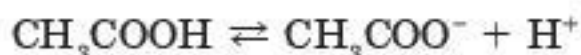


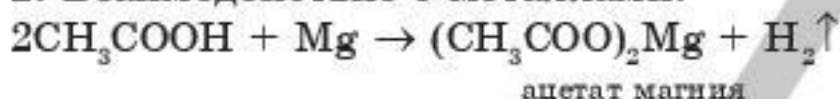
Рис. 123. Модели молекул карбоновых кислот

основаниями и солями. Во всех этих реакциях образуются соли карбоновых кислот. Соли муравьиной кислоты называются *формиа-тами*, уксусной — *ацетатами*. Химические свойства карбоновых кислот рассмотрим на примере уксусной кислоты.

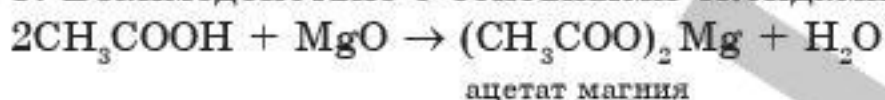
1. Водные растворы уксусной кислоты диссоциируют с образованием ионов водорода и изменяют окраску индикаторов:



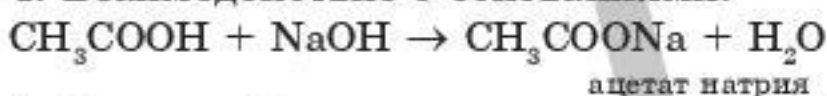
2. Взаимодействие с металлами:



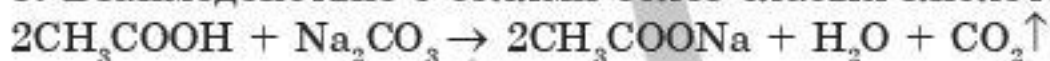
3. Взаимодействие с основными оксидами:



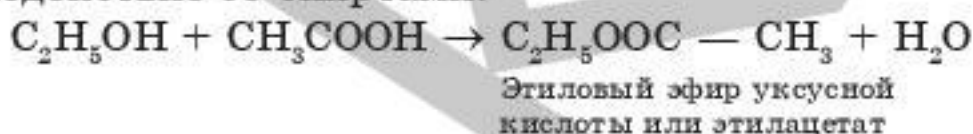
4. Взаимодействие с основаниями:



5. Взаимодействие с солями более слабых кислот:



6. Взаимодействие со спиртами:



**Применение.** Дезинфицирующие свойства проявляет смесь этой кислоты и с перекисью водорода. В основном муравьиную кислоту используют как консервирующий и антибактериальный агент при заготовке корма; в фармацевтической промышленности, медицине. Она также используется при крашении тканей и бумаги. Уксусную кислоту применяют для получения пластмасс и искусственного волокна. Ацетат различных металлов используют для окрашивания тканей. Кроме того, раствор уксусной кислоты (уксус) широко применяют в пищевой промышленности и быту.

Натриевые и калиевые соли высших карбоновых кислот — основные составные части мыла.

*Карбоновыми кислотами* называют производные углеводородов, в молекулах которых имеется группа атомов  $\text{COOH}$  — карбоксильная. Для карбоновых кислот характерны те же свойства, что и для минеральных. Они взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду активности до водорода, оксидами металлов, основаниями и солями. Во всех этих реакциях образуются соли карбоновых кислот.





- Какие вещества называют карбоновыми кислотами? Какова их общая формула?
- Охарактеризуйте: а) муравьиную; б) уксусную кислоты. Где они встречаются в природе и как их используют?
- Составьте уравнения реакций уксусной кислоты со следующими веществами: а) цинк; б) гидроксид калия; в) карбонат кальция. По каким признакам можно судить о прохождении реакции в каждом случае?
- Вычислите, какой объем (н.у.) водорода образуется при взаимодействии 3 моль натрия с уксусной кислотой.
 

*Ответ:* 33,6 л
- При взаимодействии 1,5 моль кальция с уксусной кислотой образовался раствор с массой 300 г. Вычислите массовую долю (%) ацетата кальция.
 

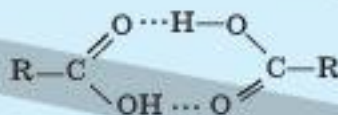
*Ответ:* 79%.
- К раствору уксусной кислоты массой 40 г добавили избыток карбоната натрия. В результате образовалось 2,24 л (н.у.)  $CO_2$ . Определите массовую долю уксусной кислоты в исходном растворе.
 

*Ответ:* 15%.
- Раствор уксусной кислоты массой 50 г нейтрализовали водным раствором гидрокарбоната натрия. При пропускании выделившегося газа через известковую воду образовалось 7,5 г осадка. Определите массовую долю уксусной кислоты в исходном растворе.
 

*Ответ:* 9%.

### Знаете ли вы?

Между молекулами карбоновых кислот образуются более прочные водородные связи, чем между молекулами спиртов, поэтому молекулы кислот обычно образуют димерные молекулы:



1. В уксусной эссенции содержится 60—80% уксусной кислоты, в концентрированной технической уксусной кислоте — 95—96%, а в столовом уксусе содержание кислоты составляет 3—5%.

2. Почему жжется крапива или болит место от укуса муравьев? На коже возникает чувство жжения за счет действия муравьиной кислоты, которая попадает в ранку.



### Извержение

Для эксперимента нужны: бутылка из-под газированной воды, противень, земля или песок, столовая ложка пищевой соды, чашка (250 мл) уксуса, красный пищевой краситель.



Поставьте бутылку на противень. Со всех сторон засыпьте бутылку землей (песком), чтобы получилась горка. Не закрывайте бутылочное отверстие и постарайтесь, чтобы земля не попала в бутылку. Насыпьте в бутылку соду. Окрасьте уксус в красный цвет и залейте его в бутылку. Наблюдайте извержение углекислого газа.

### Умей применять знания по химии

Если потребуется отвинтить ржавую гайку, то рекомендуется вечером обернуть ее тряпкой, смоченной в уксусной кислоте. Утром отвинтить эту гайку будет значительно легче.

## §65. СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ. ЖИРЫ

### Сегодня на уроке:

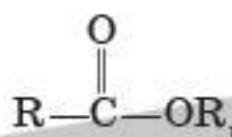
- Поймем особенности сложных эфиров и значение жиров.

### Ключевые понятия

- сложные эфиры
- жиры
- состав
- реакции этерификации

**Сложные эфиры** — функциональные производные карбоновых кислот, в которых гидроксильная группа замещена остатком спирта.

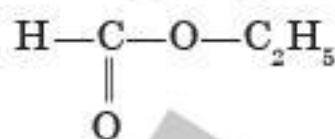
Общую формулу сложного эфира можно представить:



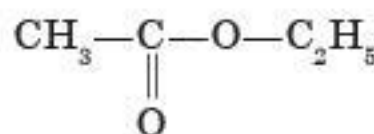
где R и R<sub>1</sub> могут быть одинаковыми или различными углеводородными радикалами.

**Номенклатура.** Названия сложных эфиров складываются от названий кислот и спиртов, остатки которых содержатся в их молекулах (рис. 124).

Например:



Этиловый эфир муравьиной кислоты или этилформиат



Этиловый эфир уксусной кислоты или этилацетат



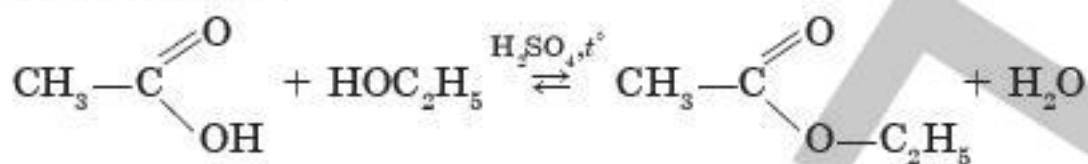
Рис. 124. Модели сложных эфиров

**Нахождение в природе.** Приятный аромат цветов, плодов и ягод обусловлен присутствием в них тех или иных сложных эфиров.

**Получение.** Самой распространенной реакцией получения сложных эфиров является *реакция этерификации*, в которой вза-



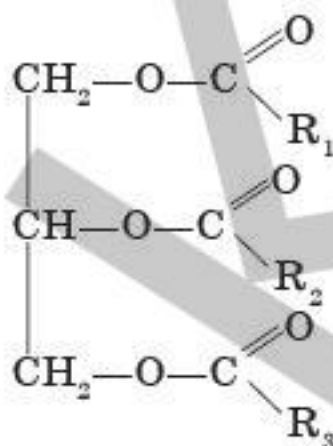
имодействуют карбоновая кислота и спирт. Реакция проводится в присутствии концентрированной серной кислоты, сама же реакция является обратимой:



Сложные эфиры широко применяют в качестве органических растворителей, добавок при производстве освежающих напитков, конфет и других пищевых продуктов, а также в парфюмерии.

К сложным эфирам относятся также животные жиры и растительные масла, но они значительно отличаются от других сложных эфиров по некоторым свойствам и их роли в биологических процессах.

**Жиры** — сложные эфиры, образованные глицерином и высшими карбоновыми кислотами, где  $R_1$   $R_2$   $R_3$  — углеводородные радикалы высших карбоновых кислот.



В образовании жира могут принимать участие как одинаковые ( $R_1 = R_2 = R_3$ ), так и разные ( $R_1 \neq R_2 \neq R_3$ ) кислоты.

Жиры бывают твердые и жидкие (масло), животного и растительного происхождения (рис. 125). Животные жиры, как правило, твердые (но есть исключение — рыбий жир), а растительные — жидкие (однако кокосовое масло — твердое). Твердые жиры образованы преимущественно высшими предельными карбоновыми кислотами — стеариновой  $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ , пальмитиновой  $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$  и др.



Рис. 125. Твердые и жидкие жиры

Жидкие жиры образованы главным образом высшими непредельными карбоновыми кислотами — олеиновой  $C_{17}H_{33}COOH$ , линолевой  $C_{17}H_{31}COOH$  и линоленовой  $C_{17}H_{29}COOH$ . В меньшей степени в образовании жиров участвуют низшие кислоты. В состав сливочного масла входят масляная кислота  $C_3H_7COOH$ , капроновая кислота  $C_5H_{11}COOH$  и др. Жиры легко растворяются в органических растворителях и практически не растворяются в воде.

Жиры — важнейшая часть пищи человека. В организме каждого живого существа они подвергаются гидролизу, а продукты его используются для синтеза жиров, свойственных данному организму. Питательная ценность жиров выше, чем углеводов и белков. При окислении 1 г жира выделяется примерно 39 кДж энергии. Жиры в организме служат резервным питательным веществом, а также выполняют защитную и теплоизоляционную функции.

Кроме того, жиры применяются для получения глицерина, высших карбоновых кислот, мыла.



**Сложные эфиры** — функциональные производные карбоновых кислот, в которых гидроксильная группа замещена остатком спирта. К сложным эфирам относятся также животные жиры и растительные масла. Жиры — сложные эфиры, образованные глицерином и высшими карбоновыми кислотами. Жиры в организме служат резервным питательным веществом, а также выполняют защитную и теплоизоляционную функции.



1. Охарактеризуйте сложные эфиры. Где они встречаются в природе и как их используют?
2. Взаимодействие каких веществ приводит к образованию сложных эфиров?
3. Составьте уравнения реакций получения: а) метилового эфира муравьиной кислоты; б) этилового эфира уксусной кислоты.
4. Какие вещества называют *жирами*?
5. Чем отличаются твердые жиры от жидких?
6. Где в природе встречаются жиры?
7. К какому классу производных карбоновых кислот принадлежат жиры и какова их общая формула?
8. Напишите структурные формулы всех возможных триглицеридов, образованных остатками (по одному) олеиновой, пальмитиновой и стеариновой кислот.
  1. Относительная плотность паров сложного эфира по водороду равна 30. Приведите структурную формулу этого эфира.
  2. При нагревании метанола массой 4,8 г и уксусной кислоты массой 7,2 г получен метилацетат массой 7,4 г. Определите массовую долю выхода эфира.

Ответ: 83,3% т.





### Знаете ли вы?

В Средневековой Европе духи не употребляли. После античных времен они стали появляться только в эпоху Возрождения. При дворе Людовика XIV дамы расходовали духи в изобилии, чтобы заглушить неприятный запах, исходящий от тела, потому что мыться было не принято.

### Знаете ли вы?

Чтобы маргарин имел желтый цвет, в него добавляют немного каротина, который содержится, например, в моркови. Каротин называют также провитамином А, так как в организме животных он может превращаться в витамин А.



Проделайте дома следующие опыты: а) выведите при помощи бензина жирные пятна с одежды; б) сравните пенообразование обычного мыла и синтетического моющего порошка в жесткой воде; в) произведите смягчение воды добавкой соды и кипячением и проверьте результаты.

## §66. МЫЛА И СИНТЕТИЧЕСКИЕ МОЮЩИЕ СРЕДСТВА

*Моющее средство* (лат. *detergeo* — “стираю”) — вещество или смесь, помогающее отмыть грязь. Наиболее распространены три вида смесей-детергентов: мыло, стиральный порошок и шампунь. К моющим средствам традиционно относят синтетические моющие средства (СМС) и мыло, а также средства, дополняющие их действие: отбеливатели, кондиционеры, соли для стирки, восстановители цвета, средства для удаления пятен. Основное назначение СМС — очистка предметов, поверхностей, изделий из ткани и нетканых материалов от загрязнений различной природы.

Синтетические моющие средства (детергенты) представляют собой многокомпонентные композиции и могут быть жидкими, пастообразными и порошкообразными. Первыми детергентами были мыла, полученные из встречающихся в природе веществ.

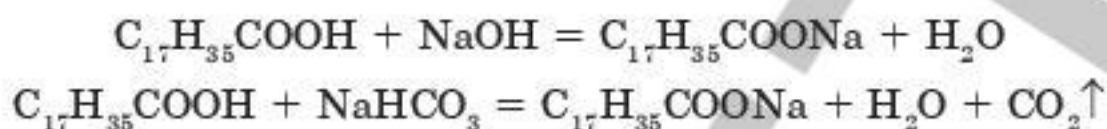
### Сегодня на уроке:

- Узнаем, как получают мыла, поймем влияние синтетических моющих средств на окружающую среду.

### Ключевые понятия

- мыла
- синтетические моющие средства (СМС)

**Мыла** — натриевые и калиевые соли высших карбоновых кислот (в основном пальмитиновой, стеариновой и олеиновой). Мыла образуются при щелочном гидролизе жира, а также в реакциях высших карбоновых кислот с щелочами или карбонатами (гидрокарбонатами) калия и натрия:



Калиевые мыла, как правило, жидкие, а натриевые — твердые. Отметим, что *мылами* называются не только калиевые и натриевые соли высших карбоновых кислот, но и их соли с Ca, Al, Co, Zn, Mn, не обладающие моющим свойством. Эти мыла используются для приготовления масляных красок, загустителей различных смазок (солидол) и пр.

В жесткой воде мыло с ионами  $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$  образует нерастворимые соли, которые оседают на ткани и загрязняют их, в результате мыло теряет свои моющие свойства:



Моющее действие мыла проявляется лишь в щелочной среде. Щелочи, содержащиеся в мыле, ослабляют прочность шерстяных и шелковых тканей, особенно при повышенной температуре, а также могут изменять окраску тканей. Кроме того, жировое сырье для мыл является дефицитным пищевым продуктом. В настоящее время СМС применяют при стирке текстильных изделий, мойке предметов быта, транспортных средств, оборудования. Кроме того, в промышленности они облегчают проведение технологических процессов при отбеливании и крашении тканей, меха и кожи. Все это обуславливает актуальность развития производства и применения синтетических моющих средств, которые обладают следующими преимуществами:

- Производство СМС основано на дешевой сырьевой базе — продуктах переработки нефти и газа.
- Многие СМС одинаково хорошо моют в мягкой, жесткой, а некоторые даже в морской воде.
- СМС в зависимости от их состава могут хорошо отмывать ткани не только в щелочной среде, но и в нейтральной или кислой.
- СМС проявляют моющее действие не только в горячей воде, но и в воде сравнительно низкой температуры, что очень важно при стирке изделий из химических волокон и т. д.

В свою очередь, синтетическим моющим средствам присущ и ряд недостатков: не всегда достаточное моющее действие; более низкая



пеноустойчивость; трудная биоусвояемость; сухость кожи рук при стирке. Моющие средства в процессе их использования не подвергаются разрушению, поступая со сточными водами в водоемы, они могут оказать вредное действие на окружающую среду. Чтобы очистить сточные воды от синтетических моющих средств, их подвергают длительному биологическому и химическому разложению.

- ◆ Первые СМС были созданы в Германии во времена Первой мировой войны в связи с большим дефицитом пищевых жиров, а после войны промышленность СМС стала бурно развиваться в США, Японии и ряде европейских стран. В нашей стране наибольшее количество предприятий по производству моющих и чистящих средств расположено в Туркестанской и Акмолинской областях.



*Мыла* — натриевые и калиевые соли высших карбоновых кислот. Синтетические моющие средства (детергенты) представляют собой многокомпонентные композиции и могут быть жидкими, пастообразными и порошкообразными. Моющие средства в процессе их использования не подвергаются разрушению, поступая со сточными водами в водоемы. Они могут оказать вредное действие на

окружающую среду. Чтобы очистить сточные воды от синтетических моющих средств, их подвергают длительному биологическому и химическому разложению.



1. Что представляют собой мыла?
2. При стирке белья в жесткой воде расход мыла значительно возрастает. Чем это объясняется?
3. Какими преимуществами и недостатками обладают синтетические моющие средства?



1. Дифениловый эфир имеет запах герани, а  $\beta$ -фенилэтиловый эфир — запах розы.

Обычный человек без труда различает и запоминает до 1000 запахов, а специалист способен различить от 10000 до 17000 запахов.

2. Сложные эфиры могут образовывать и неорганические кислоты. Например, эфиры азотной кислоты  $R-O-NO_2$  взрывоопасны. Эфир азотистой кислоты и изоамилового спирта — изопентилнитрит  $C_5H_{11}-O-NO_2$  противоядие при отравлении синильной кислотой и ее солями.

### Изготовим духи

Для создания ведущего запаха понадобится, прежде всего, цитрусовое масло, которое мы получим из кожуры лимонов или апельсинов. Натрем кожуру этих фруктов на терке, в протертом виде завернем в кусочек прочной



материи и тщательно выдавим. Через ткань пройдет мутная жидкость, состоящая из эфира и воды. Смешаем приблизительно 2 мл этой жидкости с каплями ландышевого масла, ванильного сахара, масла еловых веток. Затем растворим полученную смесь в 20 мл спирта. Духи готовы!

## § 67. УГЛЕВОДЫ

### Сегодня на уроке:

- Поймем классификацию, биологическое значение и функции углеводов.

### Ключевые понятия

- углеводы
- моносахариды
- дисахариды
- полисахариды

Углеводы широко распространены в природе и играют важную роль в жизни человека. Углеводы бывают трех основных типов: *моносахариды*, *дисахариды* и *полисахариды*.

**Моносахариды** — это углеводы, которые не гидролизуются с образованием более простых углеводов. Молекулы моносахаридов содержат 5 или 6 атомов углерода. Дисахариды (сахароза) состоят из остатков двух моносахаридов.

Полисахариды (крахмал и целлюлоза) образованы большим числом молекул моносахаридов.

Простейшими и важными представителями моносахаридов являются глюкоза и фруктоза. Оба вещества имеют одинаковую молекулярную формулу  $C_6H_{12}O_6$ .

**Глюкоза** — бесцветное (белое) кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде, сладкое на вкус, имеющее невысокую температуру плавления.

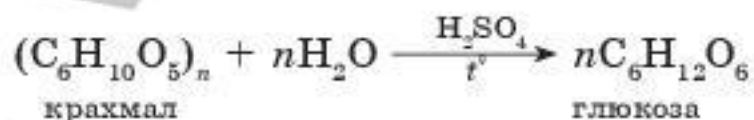
Глюкоза содержится почти во всех органах зеленых растений. Особенно много глюкозы в соке винограда и спелых фруктах, ягодах. Иногда глюкозу называют *виноградным сахаром*. Глюкоза вместе с фруктозой составляет основную часть меда.

В крови человека и животных постоянно содержится около 0,1% глюкозы (80—120 мг в 100 мл крови).

В природе глюкоза синтезируется в результате реакции фотосинтеза:



На производстве глюкозу в основном получают гидролизом крахмала в присутствии серной кислоты:





Глюкоза способна подвергаться брожению. Эти реакции протекают под действием особых биологических катализаторов белковой природы — ферментов. Из различных видов брожения отметим:

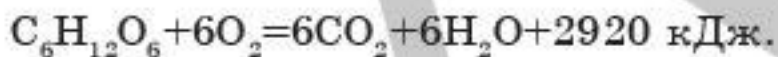
1. Спиртовое брожение:



2. Молочнокислое брожение:



В организме человека глюкоза подвергается окислению, а выделяющаяся в этом процессе энергия обеспечивает энергетические нужды организма:

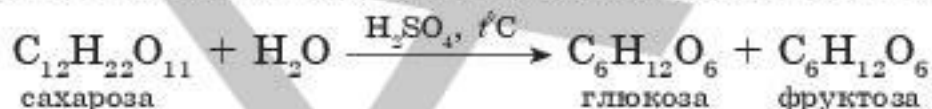


**Дисахариды.** Наибольшее значение из дисахаридов имеет сахароза  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ .

Сахароза известна нам в виде обычного сахара. Она представляет собой бесцветные кристаллы сладкого вкуса, очень хорошо растворима в воде (рис. 126).

Сахароза содержится в соке березы, клена, моркови, дыне. Особенно много ее в сахарной свекле и сахарном тростнике.

Важнейшее химическое свойство дисахаридов — способность подвергаться гидролизу. При гидролизе сахарозы в кислой среде или под воздействием ферментов образуются глюкоза и фруктоза:



**Полисахариды.** *Крахмал*  $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$  — природный полимер. Число повторяющихся звеньев в макромолекуле крахмала может колебаться от нескольких сотен до нескольких тысяч. Крахмал широко распространен в природе, является резервным питательным веществом многих растений. Крахмал получают чаще всего из картофеля. В картофельных клубнях содержится 20% крахмала, в пшеничных и кукурузных зернах — около 70%, а в рисовых — почти 80% (рис. 127).

Крахмал представляет собой белый порошок, нерастворимый в воде. В горячей воде он набухает и образует коллоидный раствор — клейстер.

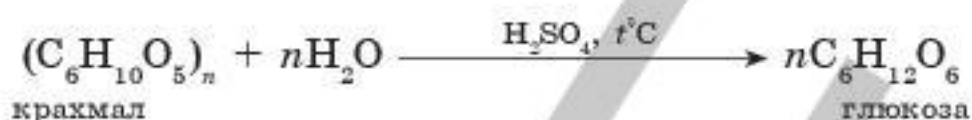


Рис. 126. Сахароза



Рис. 127. Крахмал в природе

Крахмал сравнительно легко подвергается гидролизу:



Характерной реакцией крахмала является его взаимодействие с йодом. Если к охлажденному крахмальному клейстеру добавить раствор йода, то появляется синее окрашивание. Эту окраску легко наблюдать, если поместить каплю раствора йода на срез картофеля или ломтик белого хлеба. Так определяют крахмал в пищевых продуктах.

Молекулярная формула целлюлозы  $(C_6H_{10}O_5)_n$  такая же, как у крахмала, является природным полимером. Целлюлоза отличается значительно большим числом звеньев и, следовательно, молекулярной массой, которая достигает нескольких миллионов.

Целлюлоза, или клетчатка, входит в состав растений, образуя в них оболочки клеток, отсюда происходит и ее название (от лат. *cellula* — “клетчатка”). Целлюлоза придает растениям необходимую прочность и эластичность.

Волокна хлопка и льна содержат до 98% целлюлозы, в древесине она составляет около 50% (рис. 128).

Основную массу целлюлозы выделяют из древесины, в которой она содержится вместе с другими веществами.

*Целлюлоза* — волокнистое вещество, не растворимое ни в воде, ни в обычных органических растворителях.



а)



б)

Рис. 128. Целлюлоза: а) древесина; б) хлопок



Из повседневной жизни известно, что целлюлоза хорошо горит. При нагревании древесины без доступа воздуха происходит разложение целлюлозы и образуется древесный уголь, метан, метанол. Одно из наиболее характерных свойств целлюлозы — способность в присутствии кислот подвергаться гидролизу с образованием глюкозы:



**Применение.** Большая часть калорий, поступающих в организм с пищей, содержится в составе углеводов. Глюкоза как ценное, легкоусвояемое питательное вещество находит применение в качестве укрепляющего лечебного средства. Широко применяют глюкозу в кондитерской и текстильной промышленности, в производстве зеркал и аскорбиновой кислоты.

Сахарозу в основном используют в качестве продукта питания и кондитерской промышленности.

*Крахмал* — одно из важнейших питательных веществ. Он используется не только как продукт питания, но также применяется при производстве глюкозы, этилового спирта, лимонной кислоты и др. Как составная часть древесины, целлюлоза используется в качестве топлива, в строительстве; из нее готовят разного рода столовые изделия. Большие количества целлюлозы расходуются на производство бумаги, этилового спирта, из нее получают ткани. Из эфиров целлюлозы производят киноплёнки, искусственные волокна. Углеводы можно использовать для выработки жидкого топлива — этанола, который получают из низкосортной древесины, соломы или другого растительного сырья, содержащего целлюлозу и крахмал.

- ◆ Развитием сахарной отрасли в нашей стране занимается “Сахарная корпорация”, которая была создана в 2009 г. Она объединяет 6 сахарных заводов, а именно Таразский, Меркенский, Бурундайский, Коксуйский, Ескельдинский, Алакольский. Главной производственной деятельностью компании является выпуск сахарного песка и рафинада. На сегодняшний день только по одному заводу она имеет производственную мощность 800 т в сутки и является монополистом на рынке сахара в Республике Казахстан. Предприятие также планирует стать лидером по поставке сахара во всей Центральной Азии.

Углеводы широко распространены в природе и играют важную роль в жизни человека. Углеводы бывают трех основных типов: *моносахариды, дисахариды и полисахариды*. Простейшими и важными представителями моносахаридов являются глюкоза и фруктоза. Наибольшее значение из дисахаридов имеет сахароза. Полисахариды (крах-



мал и целлюлоза) образованы большим числом молекул моносахаридов. Углеводы широко применяются в различных отраслях.



1. Какие вещества относят к углеводам?
  2. Как классифицируют углеводы и почему?
  3. Какова роль глюкозы в живых организмах?
  4. Какие углеводы называют *дисахаридами*?
  5. Какие углеводы называют *полисахаридами*?
  6. Чем сходны и чем отличаются друг от друга целлюлоза и крахмал? Составьте диаграмму Венна.
  7. Где находят применение углеводы?
  8. Составьте уравнения реакций получения этилового спирта из крахмала:  
 $(C_6H_{10}O_5)_n \rightarrow C_6H_{12}O_6 \rightarrow C_2H_5OH$   
 Как называются *реакции* (1) и (2)?
- 1. Путем брожения глюкозы получено 23 г спирта. Какой объем займет образовавшийся при этом углекислый газ (н.у.)?  
*Ответ:* 11,2 л.
  - 2. При брожении глюкозы образовалось 224 л (н.у.) газа  $CO_2$ . Сколько глюкозы (в граммах) подверглось брожению?  
*Ответ:* 900 г.
  - 3. При гидролизе сахарозы получилось 540 г смеси глюкозы и фруктозы. Какая масса сахарозы подверглась гидролизу?  
*Ответ:* 513 г.
  - 4. Вычислите, какой объем (н.у.) оксида углерода (IV) образуется при окислении 0,5 моль сахарозы.  
*Ответ:* 134,4 л.
  - 5. Сколько звеньев  $C_6H_{10}O_5$  содержится в молекуле целлюлозы (чему равно число  $n$  в молекулярной формуле): а) льняного волокна ( $M_r = 5\,900\,000$ ); б) хлопкового волокна ( $M_r = 1\,750\,000$ )?  
*Ответ:* 36420; 10802 г.
  - 6\*. Сколько граммов глюкозы было подвергнуто спиртовому брожению, протекающему с выходом 80%, если для нейтрализации образующегося при этом  $CO_2$  потребовалось 65,57 мл 20%-ного раствора гидроксида натрия ( $\rho = 1,22$  г/мл)?  
*Ответ:* 22,5 г.

#### Знаете ли вы?

Превышение содержания уровня 180 мг глюкозы в 100 мл крови свидетельствует о нарушении углеводного обмена и развитии опасного заболевания — сахарного диабета.

#### Знаете ли вы?

Сложные эфиры сахарозы и высших карбоновых кислот — хорошее моющее средство и поэтому используются в промышленности. Они не имеют ни запаха, ни вкуса и неядовиты. Сточные воды с этими эфирами легко очищаются в отстойниках, так как имеющиеся там бактерии свободно их разлагают.





## Изучаем свойства крахмала

Проделайте следующие опыты:

а) немного йодной настойки разбавьте водой, которая в 10 раз больше, и полученным раствором узнайте, содержит ли крахмал вареный картофель, измельченный рис, белый хлеб, зубной порошок и т. д.;

б) приготовьте крахмальный клейстер и проследите за изменением окраски его с йодом при нагревании и охлаждении;

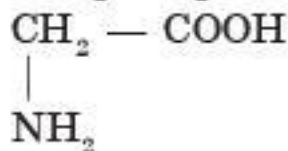
в) накрахмальте кусочек ткани и скажите, что вы заметили.

## АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ СОЕДИНЕНИЯ

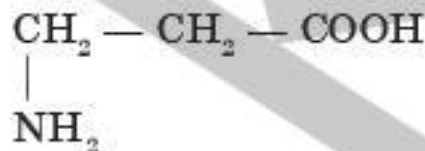
### § 68. АМИНОКИСЛОТЫ. БЕЛКИ

**Аминокислотами** называют азотсодержащие органические соединения, в молекулах которых содержатся **аминогруппы** —  $\text{NH}_2$  и **карбоксильные группы** —  $\text{COOH}$  (рис. 129).

Например:



аминоуксусная  
кислота (глицин)



аминопропионовая кислота (аланин)

#### Сегодня на уроке:

- Поймем образование пептидной связи в молекуле белка.
- Узнаем биологическое значение и функции белков.

Они широко распространены в природе, где обнаружено около 150 различных аминокислот. Аминокислоты можно получать при расщеплении белков или из карбоновых кислот, вводя в них аминогруппы.

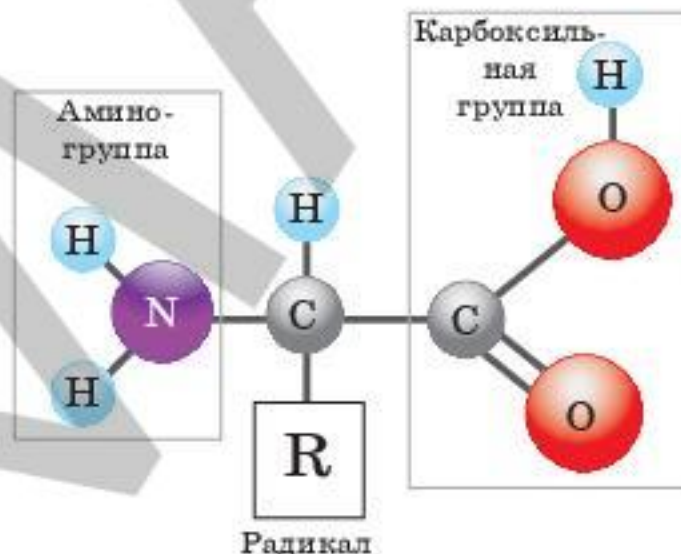


Рис. 129. Модели молекул аминокислот

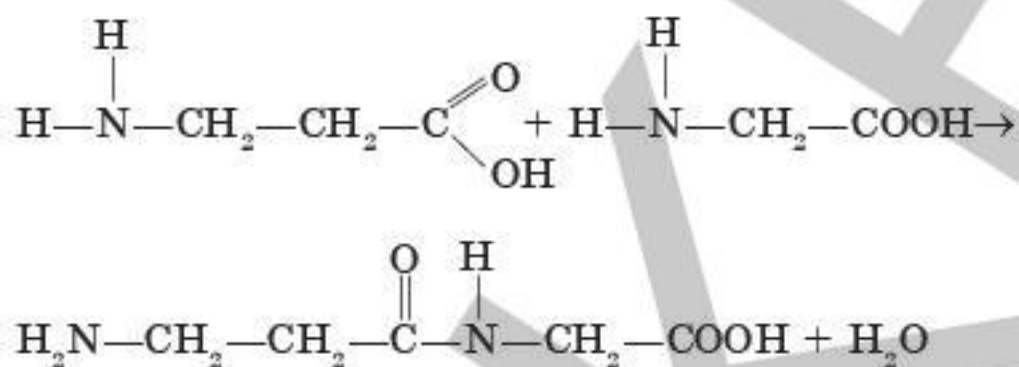
**Ключевые понятия**

- аминокислоты
- пептидная связь
- белки
- денатурация

Аминокислоты — бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. Многие из них обладают сладким вкусом. Значение аминокислот исключительно велико, так как они входят в состав молекул белков, играющих важнейшую роль в жизненных процессах.

**Белки** — это высокомолекулярные природные соединения (биополимеры), макромолекулы которых состоят из остатков  $\alpha$ -аминокислот, соединенных пептидными связями —CO—NH—.

Образование пептидной связи происходит в результате взаимодействия карбоксила одной аминокислоты с аминогруппой другой:



Группу атомов —CO—NH— называют *пептидной*, или *амидной группой*, а связь между атомами углерода и азота — *пептидной* или *амидной связью*. Синтезируемые высокомолекулярные соединения называют *полипептидами*. В состав белков в основном входят остатки 20 аминокислот, 10 из которых (заменяемые АМК) могут синтезироваться в организме человека, остальные 10 должны поступать вместе с пищей (незаменимые АМК).

Число аминокислотных остатков, входящих в молекулы отдельных белков, весьма различно: в инсулине их 51, в миоглобине — около 140, поэтому и молекулярная масса белков колеблется от 10 000 до нескольких миллионов. Так, например, относительная молекулярная масса белка, входящего в состав куриного яйца, равна 36 000.

В состав белков входят углерод, водород, кислород и азот. Большинство белков содержит, кроме того, серу, а иногда еще фосфор, железо и некоторые элементы. Белки имеют сложную структуру.

Существуют твердые и жидкие белки, растворимые и не растворимые в воде.

Белки не имеют температуры плавления и кипения, так как большинство из них при нагревании сворачиваются. При высокой температуре все белки сгорают. При действии таких реагентов, как



соли тяжелых металлов ( $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$  и др), концентрированные кислоты и щелочи, при нагревании, облучении УФ и  $\gamma$ -лучами происходит разрушение структуры белка и изменение его природных свойств. Это явление называется *денатурацией белка*. Наблюдается оно, например, при варке или жаренье яиц.

Сильное нагревание приводит к более глубокому разложению молекулы белка и образованию летучих, специфических пахнущих веществ (запах горелой шерсти), что используется для распознавания натуральных шерстяных тканей.

В природе белки выполняют все важнейшие функции в обеспечении жизнедеятельности живых организмов. Например, катализаторы белковой природы — ферменты — регулируют протекание биохимических процессов. Существуют белки, которые обеспечивают превращение химической энергии пищи в механическую. Белки, необходимые человеку, содержатся в составе животных белков, находящихся в молоке, мясе, яйцах, рыбе. В сутки человек должен потреблять такое количество пищи, которое дает 1500—2000 килокалорий.

Некоторые белки, не имеющие пищевого значения, используются в технике. К ним относятся, например, белки шелка, шерсти, кожи и др.



*Аминокислотами* называют азотсодержащие органические соединения, в молекулах которых содержатся аминогруппы —  $\text{NH}_2$  и карбоксильные группы —  $\text{COOH}$ . В состав белков в основном входят остатки двадцати аминокислот. Белки — это высокомолекулярные природные соединения (биополимеры), макромолекулы которых состоят из остатков  $\alpha$ -аминокислот, соединенных пептидными связями — $\text{CO—NH—}$ .

В природе белки выполняют все важнейшие функции в обеспечении жизнедеятельности живых организмов. При действии агрессивных сред разрушение структуры белка и изменение его природных свойств называется *денатурацией белка*.

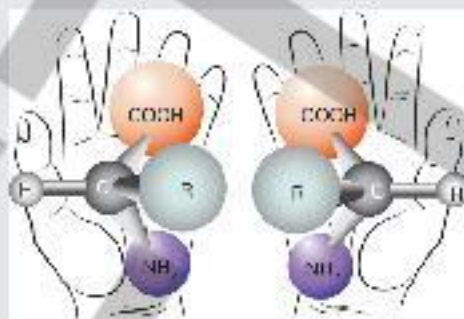


1. Какие органические соединения называются *аминокислотами*? Каково их значение?
2. Какие элементы входят в состав белков? Охарактеризуйте строение белковых молекул.
3. Какие группы атомов и виды связей наиболее характерны для большинства белковых молекул?
4. Где белки встречаются в природе и каково их значение?
5. Опишите физические и химические свойства белков.
6. Как можно доказать наличие белков в продуктах питания, шерстяных и шелковых тканях?

7. Какие вещества образуются при гидролизе белков в организме? Охарактеризуйте роль белков в процессах жизнедеятельности человека и животных.
8. Что такое *денатурация белков*? Приведите примеры.
9. Укажите, какое практическое применение находят шелк, шерсть и кожа.



Аминокислоты существуют в двух зеркальных отражениях. Правые и левые аминокислоты обладают одинаковыми свойствами, если реагируют с другими веществами. Но различия начинают проявляться, если они реагируют друг с другом. На Земле могли бы жить организмы, построенные из разных аминокислот. При этом могло существовать два вида человечества, которые были бы одинаковы, только сердце билось бы с другой стороны. И такие люди не могли бы иметь потомство и есть земную пищу.



Каждая аминокислота имеет тривиальное (традиционное) название. Иногда оно связано с источником выделения:

- аспарагин впервые обнаружили в аспарагусе (спарже);
- глутаминовую кислоту — в клейковине (от англ. *gluten* — “глютен”) пшеницы;
- глицин был назван так за его сладкий вкус (от греч. *glykys* — “сладкий”).

Почему трава зеленая? Благодаря хлорофиллу  $C_{55}H_{72}O_5N_4Mg$ . Все превращения крахмала, сахара, белка из углекислого газа происходят в зернах хлорофилла. А хлорофилл поглощает все цвета солнечного спектра, кроме зеленого; он отражает зеленый луч — и мы видим лист зеленым. Вот почему трава зеленая.

Почему осенью листья окрашены в разные цвета? Вещество ксантофилл придает листьям желтый цвет. Летом мы видим только зеленый цвет хлорофилла. Осенью хлорофилл разлагается. С его исчезновением прочие пигменты (в том числе и ксантофилл), которые постоянно присутствовали в листе, становятся видимыми. И мы наслаждаемся разнообразием окраски деревьев.



## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №16

### Исследование свойств уксусной кислоты

**Реактивы:** раствор уксусной кислоты, универсальный индикатор ( бумага или раствор), гранулы магния, цинка, растворы гидроксида натрия, фенолфталеина, карбоната натрия.

**Химическая посуда и лабораторное оборудование:** пробирки, штатив для пробирок.

**Техника безопасности.** Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

#### Ход работы

#### Опыт 1. Взаимодействие уксусной кислоты с индикатором.

В пробирку налейте 1 мл уксусной кислоты и добавьте универсальный индикатор. Определите рН раствора.

#### Опыт 2. Взаимодействие уксусной кислоты с металлами.

В две пробирки налейте по 1 мл раствора уксусной кислоты. В одну пробирку всыпьте немного стружек магния, в другую — несколько гранул цинка. Обратите внимание на скорость выделения газа.

#### Вопросы и задания

1. Как уксусная кислота реагирует с магнием и цинком? Сравните скорость этих реакций и сделайте соответствующие выводы.

2. Напишите уравнения реакций.

#### Опыт 3. Взаимодействие уксусной кислоты с основаниями.

Налейте в пробирку 1 мл раствора гидроксида натрия и добавьте несколько капель раствора фенолфталеина. До исчезновения малиновой окраски фенолфталеина добавьте раствор уксусной кислоты.

#### Вопросы и задания

1. Какие вещества образуются при взаимодействии уксусной кислоты с гидроксидом натрия?

2. Напишите уравнение реакции.

#### Опыт 4. Взаимодействие уксусной кислоты с карбонатом натрия.

В пробирку налейте 2 мл раствора уксусной кислоты. Добавьте 2 мл карбоната натрия. Что вы наблюдаете?

#### Вопросы и задания

1. Какие вещества образуются при взаимодействии уксусной кислоты с карбонатом натрия?

2. Напишите уравнение реакции.

3. Какие свойства уксусной кислоты сходны со свойствами минеральных кислот?

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №17****Денатурация белков**

**Реактивы:** раствор яичного белка, растворы сульфата меди (II), ацетата свинца, уксусной кислоты, вода.

**Химическая посуда и лабораторное оборудование:** пробирки, штатив для пробирок, спиртовка, стеклянные палочки.

**Техника безопасности.** Требуется соблюдение правил работы с растворами кислот, щелочей и нагревательными приборами.

**Ход работы**

**Опыт 1.** В три пробирки налейте по 2 мл раствора яичного белка. В первую пробирку добавьте 0,5 мл раствора сульфата меди (II), во вторую — 0,5 мл раствора ацетата свинца, в третью — 0,5 мл раствора уксусной кислоты. Содержимое в пробирках перемешивайте стеклянной палочкой.

**Опыт 2.** В пробирку налейте 2 мл раствора яичного белка и нагрейте в пламени спиртовки. После остывания пробирки при взбалтывании прилейте 5—7 мл воды, белок не растворяется.

**Вопросы и задания:**

1. Что наблюдаете при добавлении к белку растворов солей и кислоты? Опишите наблюдаемое явление.

2. Какие изменения происходят в структуре белка при нагревании?

3. Как называется *процесс свертывания белков*? Почему свернувшийся белок не растворяется в воде?

ПРИЛОЖЕНИЕ

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

<p><b>At 85</b> Астат Astatine</p> <p>Символ: At, Номер: 85</p> <p>Относительная атомная масса: [210]</p> <p>История открытия: Открыт в 1920 г. Кюри, Демопольской, Девилом, на основе радия и висмута.</p> <p>Свойства: Радиоактивный элемент, неустойчив, распадается в течение нескольких минут.</p>																																																																
<p>Легенда:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>s-элементы (розовые)</li> <li>p-элементы (желтые)</li> <li>d-элементы (голубые)</li> <li>f-элементы (зеленые)</li> </ul>																																																																
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																																															
H 1 Водород Hydrogen	He 2 Гелий Helium	Li 3 Литий Lithium	Be 4 Бериллий Beryllium	B 5 Бор Boron	C 6 Углерод Carbon	N 7 Азот Nitrogen	O 8 Кислород Oxygen	F 9 Фтор Fluorine	Ne 10 Неон Neon	Na 11 Натрий Sodium	Mg 12 Магний Magnesium	K 19 Калий Potassium	Ca 20 Кальций Calcium	Sc 21 Скандий Scandium	Ti 22 Титан Titanium	V 23 Ванадий Vanadium	Cr 24 Хром Chromium	Mn 25 Марганец Manganese	Fe 26 Железо Iron	Co 27 Кобальт Cobalt	Ni 28 Никель Nickel	Cu 29 Медь Copper	Zn 30 Цинк Zinc	Ga 31 Галлий Gallium	Ge 32 Германий Germanium	As 33 Арсен Arsenic	Se 34 Селен Selenium	Br 35 Бром Bromine	Kr 36 Криптон Krypton	Rb 37 Рубидий Rubidium	Sr 38 Стронций Strontium	Y 39 Иттрий Yttrium	Zr 40 Цирконий Zirconium	Nb 41 Ниобий Niobium	Mo 42 Молибден Molybdenum	Tc 43 Технеций Technetium	Ru 44 Рутений Ruthenium	Rh 45 Родий Rhodium	Pd 46 Палладий Palladium	Ag 47 Серебро Silver	Cd 48 Кадмий Cadmium	In 49 Индий Indium	Sn 50 Олово Tin	Sb 51 Сурьма Antimony	Te 52 Теллур Tellurium	I 53 Йод Iodine	Xe 54 Ксенон Xenon	Cs 55 Цезий Cesium	Ba 56 Барий Barium	La 57 Лантан Lanthanum	Ce 58 Церий Cerium	Pr 59 Прометий Praseodymium	Nd 60 Неодим Neodymium	Pm 61 Прометий Promethium	Sm 62 Самарий Samarium	Eu 63 Европий Europium	Gd 64 Гадолиний Gadolinium	Tb 65 Тербий Terbium	Dy 66 Диспрозий Dysprosium	Ho 67 Гольмий Holmium	Er 68 Ербий Erbium	Tm 69 Тимань Thulium	Yb 70 Иттербий Ytterbium	Lu 71 Лютеций Lutetium
Fr 87 Франций Francium	Ra 88 Радий Radium	Ac 89 Актиний Actinium	Th 90 Торий Thorium	Pa 91 Протактиний Protactinium	U 92 Уран Uranium	Np 93 Нептуний Neptunium	Pu 94 Плутоний Plutonium	Am 95 Америций Americium	Cm 96 Кюрий Curium	Bk 97 Берклий Berkelium	Cf 98 Калифорний Californium	Es 99 Эйнштейний Einsteinium	Fm 100 Фермиум Fermium	Md 101 Мейтнерий Mendelevium	No 102 Нобелий Nobelium	Lr 103 Лоренций Lawrencium	Rf 104 Рифенбергий Rutherfordium	Db 105 Дубний Dubnium	Sg 106 Синганий Seaborgium	Bh 107 Борнхеймий Bohrium	Hs 108 Хасеимий Hassium	Mt 109 Миттербиум Meitnerium	Ds 110 Дэвисоний Darmstadtium	Rg 111 Рогендий Roentgenium	Cn 112 Коперниций Copernicium	Nh 113 Нихоний Nihonium	Fl 114 Флеровий Flerovium	Mc 115 Мoscовий Moscovium	Lv 116 Ливерморий Livermorium	Ts 117 Теннессиум Tennessine	Og 118 Оганесон Oganesson																																	

## ГЛОССАРИЙ

Авогадро тұрақтысы	постоянная Авогадро	Avogadro constant
Айырылу	разложение	decomposition
Алифатты	алифатические	Aliphatic
Алициклді	алициклические	Alicyclic
Алкандар	алканы	Alkanes
Алкендер	алкены	Alkenes
Алкиндер	алкины	Alkynes
Аллотропия	аллотропия	allotropy
Алмаз	алмаз	diamond
Алмасу	обмен	exchange
Альдегидтер	альдегиды	Aldehydes
Амин тобы	аминогруппа	Amino group
Аминқышқылдары	аминокислоты	Amino acids
Аминосірке қышқылы (глицин, гликокол)	аминоуксусная кислота (глицин, гликокол)	Aminoacetic acid (glycine glycocoll)
Амфотерлі (екідайлы)	амфотерный	amphoteric
Ангидрид	ангидрид	anhydride
Ароматты көмірсутектер (арендер)	ароматические углеводороды (арены)	Aromatic hydrocarbons (arenes)
Атом	атом	Atom
Атом радиусы	атомный радиус	atomic radius
Ауыр су	тяжелая вода	heavy water
Ацетилен (этин)	ацетилен (этин)	Acetylene, ethyne
Аяқталған деңгей	завершенный уровень	full level
Бейметалл	неметалл	nonmetal
Бейтараптану	нейтрализация	Neutralization
Белсенді емес	неактивный	inactive
Бензин	бензин	Benzene
Бензол	бензол	Benzene
Битум	битум	Bitumen
Бірнегізді қышқыл	одноосновная кислота	Monobasic acid
Болат	сталь	steel
Бром суы	бромная вода	Bromine water
Бутан	бутан	Butane
Бутил	бутил	Butyl
Вакуумдық айдау	вакуумная перегонка	Vacuum distillation
Валенттік электрондар	валентные электроны	Valence electrons
Валенттілік	валентность	Valence
Вулканизация	вулканизация	Vulcanization
Газ	газ	Gas



Газойль	газойль	Gas oil
Газолин	газолин	Petrol; gasoline
Галогеналкандар (алкилгалогенидтер)	галогеналканы (алкилгалогениды)	Haloalkanes (alkyl halides)
Гексан	гексан	Hexane
Гексил	гексил	Hexyl
Гемоглобин	гемоглобин	Hemoglobin
Гептан	гептан	Heptane
Гептил	гептил	Heptyl
Гидратация	гидратация	hydration
Гидролиз	гидролиз	hydrolysis
Глицерин (глицерол, пропантриол 1,2,3)	глицерин (глицерол, 1,2,3-пропантриол)	Glycerine (glucerol, 1,2,3- propanetriol)
Глюкоза	глюкоза	Glucose
Гомогенді	гомогенный	homogeneous
Гомологтар	гомологи	Homologous
Гомологтық қатар	гомологический ряд	Homologous series
Графит	графит	graphite
Гудрон (сұйық асфальт)	гудрон (жидкий асфальт)	Goudron (liquid asphalt)
Гунд ережесі	правило Гунда	Hund's rule
Дара байланыс	одинарная связь	Single bond
Дегидратация	дегидратация	dehydrate
Дегидрлену	дегидрирование	dehydrogenation
Дейтерий	дейтерий	deuterium
Декан	декан	Decane
Деңгей	уровень	level
Деңгейше	подуровень	sublevel
Децил	децил	Decyl
Дизельдік жанармай	дизельное топливо	Diesel oil
Диполь	диполь	dipole
Дисахаридтер	дисахариды	Disaccharides
Диссоциация	диссоциация	Dissociation
ДНК дезоксирибонуклеин қышқылы	ДНК (дезоксирибонук- леиновая) кислота	DNA (deoxyribonucleic acid)
Екідайлы оксид	амфотерный оксид	amphoteric oxide
Екінегізді қышқыл	двухосновная кислота	diacid, dibasic acid
Еритін зат	растворимое вещество	Soluble substance, soluble

Ерімейтін зат	нерастворимое вещество	Insoluble substance
Жай орынбасу	простое замещение	single replacement
Жай, қарапайым	простой	simple
Жалпы формула	общая формула	General formula
Жанғыш	горючий	Flammable
Жану	горение	Burning
Желім	клей	Glue
Жұпсыз электрон	неспаренный электрон	unpaired electron
Изобутан	изобутан	Isobutene
Изомерия	изомерия	Isomerism
Изомерлер	изомеры	Isomers
Изотоп	изотоп	isotope
Индекс	индекс	index
Индикатор	индикатор	indicator
Иондану энергиясы	энергия ионизации	ionization energy
Иондық байланыс	ионная связь	Ionic bond
ИЮПАК	ИЮПАК	IUPAC
Карбоксилды топ	карбоксильная группа	Carboxyl group
Карбон қышқылдары	карбоновые кислоты	Organic (carboxylic) acids
Кварц	кварц	quartz
Кеңістіктік пішіні	пространственная форма	Space form
Кері реакция	обратная реакция	reverse reaction
Керосин	керосин	Kerosene
Коваленттік байланыс	ковалентная связь	Covalent bond
Коваленттік полюсті байланыс	ковалентная полярная связь	Polar covalent bond
Кокс газы	коксовый газ	Coke gas
Кокс	кокс	Coke
Коэффициент	коэффициент	coefficient
Көксағыз	каучуки	Rubber, caoutchouc
Көмір	уголь	Coal
Көмірлену	обугливание	Carbonization
Көмірсулар	углеводы	Polysaccharide
Көмірсутек	углеводороды	Hydrocarbons
Көміртек диоксиді (көмірқышқыл газы)	диоксид углерода (углекислый газ)	Carbon dioxide
Крахмал	крахмал	Starch
Кристалды	кристаллический	Crystalline
Күш	сила	force

Күшті қышқыл немесе негіз	сильная кислота или основание	Strong acid or base
Күшті	сильный	strong
Қайнау нүктесі	точка кипения	Boiling point
Қалқа	перегородки	Septa
Қаныққан (шекті) көмірсутектер	насыщенные (предельные) углеводороды	Saturated hydrocarbon
Қанықпаған (шексіз) көмірсутектер	ненасыщенные (непредельные) углеводороды	Unsaturated hydrocarbon
Қарапайым буын	элементарное звено	Elementary unit
Қатты зат	твердое вещество	Solid, solid substance
Қауіпті зат	опасное вещество	Dangerous substance
Қос байланыс	двойная связь	Double bond
Қос орынбасу	двойное замещение	double replacement
Қосылу	соединение	compound
Құм	песок	sand
Қыздыруға арналған пеш	печь для нагревания	Furnace
Қысқартылған иондық теңдеу	сокращенное ионное уравнение	net ionic equation
Қышқылдық тұз	кислая соль	acid salt
Қышқыл	кислота	acid
Қышқылдық оксид	кислотный оксид	acidic oxide
Лакмус	лакмус	Litmus, lacmus
Лактоза	лактоза	Lactose
Лигроин	лигроин	Naphtha
Мазут	мазут	Fuel oil
Майлар	жиры	Fat
Максималды толтыру	максимальная заполняемость	maximum fillability
Мальтоза	мальтоза	Maltose
Маргарин	маргарин	Margarine
Масса	масса	Mass
Металдық байланыс	металлическая связь	Metallic bond
Металл	металл	metal
Метан (құмырсқа) қышқылы	метановая (муравьиная) кислота	Methanoic (formic) acid
Метан	метан	Methane
Метанол	метанол	Methanol
Метил	метил	Methyl
Метилоранж	метилоранж	Methyl-orange
Молекула	молекула	Molecule

Молекулааралық күштер	межмолекулярные силы	intermolecular forces
Молекулалық масса	молекулярная масса	Molecular mass
Молекулалық теңдеу	молекулярное уравнение	molecular equation
Молекуланың сызықтық пішіні	линейная форма молекулы	Linear arrangement
Моль	моль	Mole
Мольдік көлем	молярный объем	Molar volume
Мольдік масса	молярная масса	Molar mass
Мономер	мономер	Monomer
Моносахаридтер	моносахариды	Monosaccharides
Мұнай	нефть	Oil
Негіз	основание	base
Негіздік оксид	основной оксид	basic oxide
Негіздік тұз	основная соль	subsalt
Нейтрон	нейтрон	neutron
Нәруыз	белок	Protein
Нонан	нонан	Nonane
Нонил	нонил	Nonyl
Нуклеин қышқылдары	нуклеиновые кислоты	Nucleic acids
Оксид	оксид	oxide
Октан саны	октановое число	Octane number
Октан	октан	Octane
Октил	октил	Octyl
Орбиталь	орбиталь	Orbital
Органикалық заттар	органические вещества	Organic compounds
Органикалық химия	органическая химия	Organic chemistry
Орта тұз	средняя соль	neutral salt
Орынбасу	замещение	substitution
Өнеркәсіпте алу	получение в промышленности	Receipt in industry
Өнімдер	продукты	Products
Өршіткі	катализатор	catalyst
Парафин майлары	парафиновые масла	Paraffin waxes
Парафиндер	парафины	Paraffin series
Пентан	пентан	Pentane
Пентил	пентил	Pentyl
Пептид	пептид	Peptide
Период	период	period
Периодтық заң	периодический закон	Periodic law

Периодтық кесте	периодическая таблица	periodic table
Пиролиз	пиролиз	Pyrolysis
Пластмассалар	пластмассы	Plastics
Полимер	полимер	Polymer
Полимерлеу	полимеризация	Polymerization
Полипептид	полипептид	Polypeptide
Полисахаридтер	полисахариды	Polysaccharides
Полиэтилен	полиэтилен	Polyethylene
Принцип, қағида	принцип	principle
Пропан	пропан	Propane
Пропен (пропилен)	пропен (пропилен)	Propene ,propylene
Пропил	пропил	Propyl
Протон	протон	proton
Радикал	радикал	Radical
Реагенттер	реагенты	Reactants
Реакция түрлері	типы реакций	types of reactions
Резеңке	резина	Gum, rubber
Рим саны	римская цифра	roman number
РНҚ (рибонуклеин) қышқылы	РНҚ (рибонуклеиновая) кислота	RNA (ribonucleic acid)
Саз, балшық	глина	argilla, clay
Салыстырмалы атомдық масса	относительная атомная масса	Relative atomic mass
Сапалық реакция	качественная реакция	Qualitativ eration
Сахароза	сахароза	Sucrose, saccharose
Сілті	щелочь	alkali
Сілтілік металл	щелочной металл	alkali metal
Сілтілік жер металы	щелочно-земельный металл	alkaline-earth metal
Спин	спин	spin
Спирттер	спирты	Alcohols
Су	вода	water
Суды дистильдеу	дистилляция воды	water distillation
Сұйық зат	жидкость	Liquid
Табиғи газ	природный газ	Natural gas
Табиғи топ	семейства	families
Тазарту	ректификация	Rectification
Талшық	волокно	Fibre
Температура	температура	Temperature
Тетраэдрлік құрылым	тетраэдрическая структура	Tetrahedron structure

Толтырылған (аяқталған)	заполнен (завершен)	full
Толық иондық теңдеу	полное ионное уравнение	complete ionic equation
Топ	группа	group
Тотығу	окисление	oxidation
Тотықсыздандырғыш	восстановитель	reducer, reductant, regenerator, revivifier
Тотықсыздану	восстановление	reduction
Тритий	тритий	tritium
Тура реакция	прямая реакция	forward reaction
Түссіз	бесцветный	Colourless
Тұз түзбейтін оксид	несолеобразующий оксид	neutral oxide
Тұз	соль	Salt
Тұтқыр	вязкий	viscosity
Ұяшық, тор	ячейка	cell
Фенолфталеин	фенолфталеин	Phenolphthalein
Физикалық қасиеттері	физические свойства	Physical properties
Формалин	формалин	Formalin
Фотосинтез	фотосинтез	Photosynthesis
Фракция	фракция	Fraction
Фракциялық айдау	фракционная перегонка	Fractional distillation
Фруктоза	фруктоза	Fructose
Фуллерен	фуллерен	fullerene
Функционалдық топ	функциональная группа	Functional group
Химиялық қасиеттері	химические свойства	Chemical property
Химиялық формула	химическая формула	chemical structure
Хлорофилл	хлорофилл	Chlorophyll
Хлороформ	хлороформ	Chloroform
Целлюлоза	целлюлоза	Cellulose
Шойын	чугун	cast iron
Шыны, өйнек	стекло	glass
Экзотермиялық реакция	экзотермическая реакция	Exothermic reaction
Электрон	электрон	electron
Электрондық конфигурация	электронная конфигурация	Electron (s) configuration of
Электртерістілік	электроотрицательность	electronegativity
Эмпирикалық формула	эмпирическая формула	The empirical formula
Эндотермиялық реакция	эндотермическая реакция	Endothermic reaction
Этан	этан	Ethane
Этанол	этанол	Ethanol

## СОДЕРЖАНИЕ

Глава VIII. ЭЛЕМЕНТЫ 17(VIIA), 16(VIA), 15(VA), 14(IVA)  
ГРУПП И ИХ СОЕДИНЕНИЕ

§28. Галогены .....	3
§29. Хлор .....	7
§30. Хлороводородная кислота .....	13
§31. Элементы 16(VIA) группы .....	16
§32. Сера в природе и ее получение .....	19
§33. Соединения серы .....	22
§34. Серная кислота и ее соли .....	25
§35. Решение задач “Расчет массовой (объемной) доли выхода продукта по сравнению с теоретически возможным выходом” .....	29
§36. Элементы 15 (VA) группы. Азот .....	31
§37. Аммиак .....	34
§38. Азотная кислота .....	38
§39. Специфические свойства азотной кислоты и нитратов .....	40
§40. Фосфор .....	45
§41. Ортофосфорная кислота. Соли фосфорной кислоты .....	50
§42. Минеральные удобрения .....	53
§43. Элементы 14 (IVA) группы. Кремний .....	56
§44. Соединения кремния .....	59
§45. Кремниевая кислота и ее соли .....	63
Лабораторная работа №10. Изучение свойств раствора хлороводородной кислоты .....	66
Лабораторная работа №11. Модель молекулы азота .....	—
Лабораторная работа №12. Модель молекулы аммиака .....	—
Лабораторная работа №13. Свойства азотной кислоты .....	—
Практическая работа №5. Изучение химических свойств разбавленной серной кислоты .....	67
Практическая работа №6. Получение аммиака и опыты с ним .....	68

## Глава IX. ХИМИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА В ОРГАНИЗМЕ ЧЕЛОВЕКА

§46. Химический состав организма человека. Макро- и микроэлементы, их значение .....	70
§47. Определение некоторых элементов в продуктах питания .....	75
§48. Загрязнение окружающей среды тяжелыми металлами .....	80
Лабораторная работа №14. Определение кальция в составе костей .....	85
Лабораторная работа №15. Определение углерода в составе пищевых продуктов .....	—

## Глава X. ВВЕДЕНИЕ В ОРГАНИЧЕСКУЮ ХИМИЮ

§49. Особенности органических веществ .....	86
§50. Классификация органических соединений .....	89
§51. Гомологические ряды органических соединений .....	94
§52. Номенклатура органических соединений .....	97
§53. Изомерия органических соединений .....	103
§54. Решение задач “Вывод молекулярной формулы газообразного вещества по относительной плотности и массовым долям элементов” .....	107

## Глава XI. УГЛЕВОДОРОДЫ. ТОПЛИВО

§55. Предельные углеводороды (алканы или парафины) .....	110
§56. Алкены .....	117
§57. Реакция полимеризации .....	123

§58. Алкины .....	126
§59. Ароматические углеводороды. Бензол .....	134
§60. Углеводородное топливо. ....	138
§61. Природный и попутный нефтяные газы.....	141
§62. Нефть.....	143
<b>Глава XII. КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ</b>	
§63. Спирты .....	151
§64. Карбоновые кислоты.....	155
§65. Сложные эфиры. Жиры .....	158
§66. Мыла и синтетические моющие средства .....	161
§67. Углеводы.....	164
Азотсодержащие соединения.....	169
§68. Аминокислоты. Белки .....	—
Лабораторная работа №16. Исследование свойств уксусной кислоты .....	173
Лабораторная работа №17. Денатурация белков .....	174
Приложение.....	175
Глоссарий .....	176



*Учебное издание*

**Оспанова Мейрамкуль Кабылбековна  
Аухадиева Кырмызы Сейсенбековна  
Белоусова Татьяна Геннадьевна**

**ХИМИЯ**

**Часть 2**

**Учебник для 9 классов общеобразовательных школ**

*Редактор С. Родионова  
Худож. редактор А. Акыл  
Техн. редактор И. Тарапунец  
Корректор З. Рахимбаева  
Компьютерная верстка Ч. Рузиевой*

Государственная лицензия № 0000001 выдана издательству  
Министерством образования и науки Республики Казахстан  
7 июля 2003 года

ИБ № 5824

Подписано в печать 22.05.19. Формат 70×100<sup>1</sup>/<sub>16</sub>. Бумага офсетная.  
Гарнитура “SchoolBook Kza”. Печать офсетная. Усл. печ. л. 14,84+0,32 форзац.  
Усл. кр.-отт. 59,35. Уч.-изд. л. 8,84+0,54 форзац. Тираж 75000 экз. Заказ №

**Издательство “Мектеп”, 050009, г. Алматы, пр. Абая, 143**  
**Факс: 8(727) 394-37-58, 394-42-30 Тел.: 8(727) 394-41-76, 394-42-34**  
**E-mail: mektep@mail.ru Web-site: www.mektep.kz**