

Министерство сельского хозяйства Российской Федерации

федеральное государственное бюджетное учреждение  
высшего образования «Вологодская государственная  
молочнохозяйственная академия имени Н.В. Верещагина»

Технологический факультет

Кафедра технологии молока и молочных продуктов

## **ХИМИЯ**

Учебно-методическое пособие  
для общеобразовательной подготовки  
специалистов среднего звена

Вологда-Молочное

2025

УДК 378.1

ББК 74.202

**У91**

Составитель:

канд. техн. наук, доцент ***И.С. Полянская***

Рецензенты:

канд. техн. наук, доцент кафедры технологии молока и молочных  
продуктов Вологодской ГМХА ***Е. В. Хайдукова***

канд. хим. наук, доцент кафедры биологии и химии  
Вологодского государственного университета ***Л.М. Воронай***

**Полянская И.С.**

**У91** Химия. Учебно-методическое пособие для общеобразовательной подготовки специалистов среднего звена / И.С. Полянская. - Вологда-Молочное: ФГБОУ ВО Вологодская ГМХА, 2025. - 127 с. Текст : электронный.

Предназначено для обучающихся по направлениям подготовки среднего профессионального образования технологического колледжа ФГБОУ ВО Вологодская ГМХА.

Предназначено для студентов направлений подготовки СПО: 36.02.04 Охотоведение и звероводство, 23.02.07 Техническое обслуживание и ремонт автотранспортных средств, обучающихся на базе 9 классов.

Печатается по решению редакционно-издательского совета ФГБОУ ВО Вологодская ГМХА.

УДК 378.1

ББК 74.202

**ISBN**

© Полянская И.С., 2025

© ФГБОУ ВО Вологодская ГМХА, 2025

## Оглавление

ВВЕДЕНИЕ .....	5
<b>1. Основы общей и неорганической химии.....</b>	<b>8</b>
1.1 <u>Вещества, атомы, Периодический закон.....</u>	<u>9</u>
1.2 <u>Валентность, степень окисления. Названия соединений. Основные свойства различных классов соединений.....</u>	<u>14</u>
1.3. <u>Классификация солей. Типы химических реакций.....</u>	<u>20</u>
1.4 <u>Моль, молярная масса. Расчеты на количество вещества через молярную массу, объем газов, число частиц (молекул, атомов, ионов).....</u>	<u>28</u>
1.5 <u>Эмпирические и структурные формулы. Химические уравнения. Расчёты по химическим уравнениям.....</u>	<u>34</u>
1.6 <u>Химическое равновесие. Смещение химического равновесия под действием различных факторов. Термохимические уравнения.....</u>	<u>35</u>
1.7 <u>Растворение как физико-химический процесс. Гидролиз солей. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля.....</u>	<u>41</u>
1.8 <u>Способы выражения концентрации растворов: молярная и моляльная концентрации эквивалента.....</u>	<u>43</u>
1.9 <u>Дисперсные системы. Коллоидные системы. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН).....</u>	<u>47</u>
<b>2. Основы органической химии.....</b>	<b>49</b>
2.1 <u>Предмет органической химии. Основные понятия и определения Номенклатура органических веществ.....</u>	<u>50</u>
2.2 <u>Углеводороды. Алканы. Алкены. Алкины. Нахождение в природе и применение. Виды изомерии.....</u>	<u>55</u>
2.3 <u>Кислородсодержащие органические вещества. Спирты, альдегиды, углеводы, кетоны, карбон. кислоты.....</u>	<u>62</u>
2.4 <u>Производные карбоновых кислот: жиры, сложные эфиры, мыла. Генетическая связь между классами кислородсодержащих соединений.....</u>	<u>69</u>

<u>2.5 Азотосодержащие органические вещества. Амины. Строение аминокислот. Пептидная связь. Белки.....</u>	<u>72</u>
<b>3 Химия элементов. Основы аналитической химии.....</b>	<b>76</b>
<u>3.1 3.1 S-, p-, d-элементы. Электронное строение s-элементов. Свойства простых веществ. S-элементы в биологических системах.....</u>	<u>76</u>
<u>3.2 P-элементы. Электронное строение. Свойства простых веществ. ОВ свойства, p-элементы в биологических системах.....</u>	<u>77</u>
<u>3.3 D-элементы. Электронное строение. Свойства простых веществ. ОВ свойства, d-элементы в биологических системах.....</u>	
<u>3.4 Химия f- элементов. Основы аналитической химии. Выполнение и защита исследовательских проектов .....</u>	<u>80</u>
<u>Рекомендуемые учебники и литература.....</u>	<u>87</u>
<b><u>Приложение А. Комплект заданий для выполнения работы на интерактивных тренажёрах.....</u></b>	<b><u>89</u></b>
<b><u>Приложение Б. Глоссарий.....</u></b>	<b><u>92</u></b>
<b><u>Приложение В. Примеры веществ различных классов соединений с химическими формулами.....</u></b>	<b><u>112</u></b>
<b><u>Приложение Г. Примеры применения некоторых соединений.....</u></b>	<b><u>119</u></b>

## **ВЕДЕНИЕ**

**Цель изучения дисциплины** Химия – сформировать представления о химической составляющей картины мира, системе химических знаний, умения выявлять характерные признаки и взаимосвязь изученных химических понятий, использовать наименования химических соединений международного союза теоретической и прикладной химии и тривиальные названия важнейших веществ, устанавливать принадлежность изученных неорганических и органических веществ к определенным классам, методы научного познания веществ и химических явлений, умения анализировать химическую информацию.

### **Задачи дисциплины:**

1) Сформировать представлений: о химической составляющей естественнонаучной картины мира, роли химии в познании явлений природы, в формировании мышления и культуры личности, ее функциональной грамотности, необходимой для решения практических задач и экологически обоснованного отношения к своему здоровью и природной среде.

2) Сформировать владение системой химических знаний, которая включает: основополагающие понятия (химический элемент, атом, электронная оболочка атома, s-, p-, d-электронные орбитали атомов, ион, молекула, валентность, электроотрицательность, степень окисления, химическая связь, моль, молярная масса, молярный объем, углеродный скелет, функциональная группа, радикал, изомерия, изомеры, гомологический ряд, гомологи, углеводороды, кислородо-, азотсодержащие соединения, биологически активные вещества (углеводы, жиры, белки), мономер, полимер, структурное звено, высокомолекулярные соединения, кристаллическая решетка, типы химических реакций (окислительно-восстановительные, экзо- и эндо-

термические, реакции ионного обмена), раствор, электролиты, не электролиты, электролитическая диссоциация, окислитель, восстановитель, скорость химической реакции, химическое равновесие), теории и законы (теория химического строения органических веществ А.М. Бутлерова, теория электролитической диссоциации, периодический закон Д.И. Менделеева, закон сохранения массы), закономерности, символический язык химии.

3) Сформированность умений выявлять характерные признаки и взаимосвязь изученных понятий, применять соответствующие понятия при описании строения и свойств неорганических и органических веществ и их превращений; выявлять взаимосвязь химических знаний с понятиями и представлениями других естественнонаучных предметов.

4) Сформированность умений использовать наименования химических соединений международного союза теоретической и прикладной химии и тривиальные названия важнейших веществ (этилен, ацетилен, глицерин, фенол, формальдегид, уксусная кислота, глицин, угарный газ, углекислый газ, аммиак, гашеная известь, негашеная известь, питьевая сода и других), составлять формулы неорганических и органических веществ, уравнения химических реакций, объяснять их смысл; подтверждать характерные химические свойства веществ соответствующими экспериментами и записями уравнений химических реакций.

5) Сформированность умений устанавливать принадлежность изученных неорганических и органических веществ к определенным классам и группам соединений, характеризовать их состав и важнейшие свойства; определять виды химических связей (ковалентная, ионная, металлическая, водородная), типы кристаллических решеток веществ; классифицировать химические реакции.

6) Сформировать владение основными методами научного познания веществ и химических явлений (наблюдение, измерение, эксперимент, моделирование).

7) Сформировать умения проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям химических реакций с использованием физических величин, характеризующих вещества с количественной стороны: массы, объема (нормальные условия) газов, количества вещества; использовать системные химические знания для принятия решений в конкретных жизненных ситуациях, связанных с веществами и их применением.

8) Сформировать умения планировать и выполнять химический эксперимент (превращения органических веществ при нагревании, получение этилена и изучение его свойств, качественные реакции на альдегиды, крахмал, уксусную кислоту; денатурация белков при нагревании, цветные реакции белков; проводить реакции ионного обмена, определять среду водных растворов, качественные реакции на сульфат-, карбонат- и хлорид-анионы, на катион аммония; решать экспериментальные задачи по темам "Металлы" и "Неметаллы") в соответствии с правилами техники безопасности при обращении с веществами и лабораторным оборудованием; представлять результаты химического эксперимента в форме записи уравнений соответствующих реакций и формулировать выводы на основе этих результатов.

9) Сформировать умения соблюдать правила экологически целесообразного поведения в быту и трудовой деятельности в целях сохранения своего здоровья и окружающей природной среды; учитывать опасность воздействия на живые организмы определенных веществ, понимая смысл показателя предельной допустимой концентрации.

10) Сформировать умения анализировать химическую информацию, получаемую из разных источников (средств массовой информации, сеть Интернет и другие); предложить опыт проектного обучения. На первом курсе к проектам студентов СПО не предъявляются требования участия в проектах работодателей, социальных партнёров и заказчиков, внедрения на предприятиях и в компаниях, однако закладывается опыт для дальнейшего участия в таких проектах.

## 1. Основы общей и неорганической химии

Краткое содержание:

Символический язык химии, наименования химических соединений международного союза теоретической и прикладной химии и тривиальные названия важнейших веществ. Понятия (химический элемент, атом, электронная оболочка атома, s-, p-, d-электронные орбитали атомов, ион, молекула, валентность, электроотрицательность, степень окисления, химическая связь, моль, молярная масса, молярный объем, виды химических связей (ковалентная, ионная, металлическая, водородная), типы кристаллических решеток веществ кристаллическая решетка, типы химических реакций (окислительно-восстановительные, экзо- и эндотермические, реакции ионного обмена), раствор, электролиты, не электролиты, электролитическая диссоциация, окислитель, восстановитель, скорость химической реакции, химическое равновесие), теории и законы (теория электролитической диссоциации, периодический закон Д.И. Менделеева, закон сохранения массы), закономерности протекания химических реакций.

*Информационно-справочный блок по разделу 1*

*(см. Образовательный портал)*

Названия веществ.

Цветная периодическая система с молярными массами.

Компьютерная симуляция «Интерактивная Периодическая таблица Менделеева».

Компьютерная симуляция «Гальванический элемент».

Игровое проектирование «Тривиальные названия веществ».

Компьютерная симуляция Интерактивная игра «Химические реакции»

## 1.1 Вещества, атомы, Периодический закон

### ***Презентации на образовательном портале по разделу 1.1***

*(См. Образовательный портал. ОСНОВЫ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ 1 семестр. ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ БЛОК материалы к Лекциям)*

Основные сведения о строении атомов.

Неметаллы, атомы, простые вещества.

### ***Видеоролики на образовательном портале по разделу 1.1***

Роль химии в жизни человека.

Атомы. Периодический закон.

История открытия периодического закона.

Формы Периодической таблицы.

### ***Вопросы для самостоятельного контроля по разделу 1.1:***

1. Сколько электронов в электронейтральном атоме Cu?
2. К какой группе оксидов относятся следующие соединения:  $C_{360}$ ,  $B_2O_3$ , CaO,  $SO_2$ ,  $SiO_2$ ,  $NO_2$ ,  $Al_2O_3$ ,  $HMnO_4$ ,  $KMnO_4$ ,  $K_3[Fe^{+3}(CN)_6]$ ?
3. Написать формулы оксидов, соответствующих кислотам:  $H_2SO_3$ ,  $H_2CO_3$ ,  $H_3PO_4$ ,  $HMnO_4$ ,  $H_3BO_3$ .
4. Вывести формулы ангидридов из формул следующих кислот:  $HNO_3$ ,  $HMnO_4$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_3BO_3$ ,  $H_3PO_4$ .

## Методические указания по разделу 1.1

ТРЕНИРОВОЧНЫЙ ТЕСТ 1 РЕШАЕТСЯ НА ОБРАЗОВАТЕЛЬНОМ ПОРТАЛЕ. Задания выполняются в тетради, в случае дистанционного формата обучения - фото выполненных заданий загружается на образовательном портале к соответствующему по номеру Задания.

В календарном плане на образовательном портале в курсе Химия СПО отражены рекомендуемые страницы учебников для изучения, или повторения каждого раздела дисциплины.

Слушая лекции по разделу, повторяя их самостоятельно, используя конспекты лекций, рекомендуемые учебники и литературу, презентации на образовательном портале и видеоролики на образовательном портале, выполните в тетраде **Задание 1:**

1. Роль химии в жизни человека. Какие вещества называют простыми, сложными. Что такое оксиды, гидриды, основания, соли?
2. Кто из химиков до Д.И. Менделеева был наиболее близок к открытию Периодического закона? Современная формулировка Периодического закона. Изменение свойств по периодам и группам элемента. Как определить число протонов, нейтронов и электронов у атома. Запишите, каков Ваш личный рекорд при игре в компьютерную симуляцию «Интерактивная Периодическая таблица Менделеева» (в баллах), см. Приложение А.

В длиннопериодной форме Периодической системы (рис. 1). атомы металлов и неметаллов разделены диагональю Бор-Астат.

Химические соединения (вещества) состоят из атомов.

Вспомните, что основными классами неорганических соединений являются **простые вещества, оксиды, кислоты, соли и основания**. В случае, если некоторые химические определения (атомы, простые вещества, оксиды и т.д.) не являются для Вас известными, обратитесь к Глоссарию, см. Приложение Б.

Обратить внимание, что вещество может иметь несколько названий (по международной систематической номенклатуре, тривиальное, техническое, старорусское), см. Приложение В.

Выделяют также, гидриды (соединения с водородом), комплексные соединения (соединения, содержащие комплексный ион, например  $K_3[Fe^{+3}(CN)_6]$  и др. (см. рис. 2). где  $[Fe^{+3}(CN)_6]^{+3}$  – комплексный ион гексацианоферрата (III) – внутренняя сфера;  $K^+$  - внешняя сфера;  $CN^-$  - лиганд;  $Fe^{+3}$  – комплексообразователь; 6- координационное число комплексообразователя.

**ВАЖНО!** Простые вещества состоят из одинаковых атомов:

$H_2$  – водород,

$O_2$  – кислород,

$O_3$  – озон,

$N_2$  – азот,

$Cl_2$  – хлор,

S – сера (кристаллическая),

$S_8$  – газообразная сера,

C – углерод,

$C_{60}$  – фуллерен,

Cu – медь,.

Молекулы металлов записывают как одноатомные.

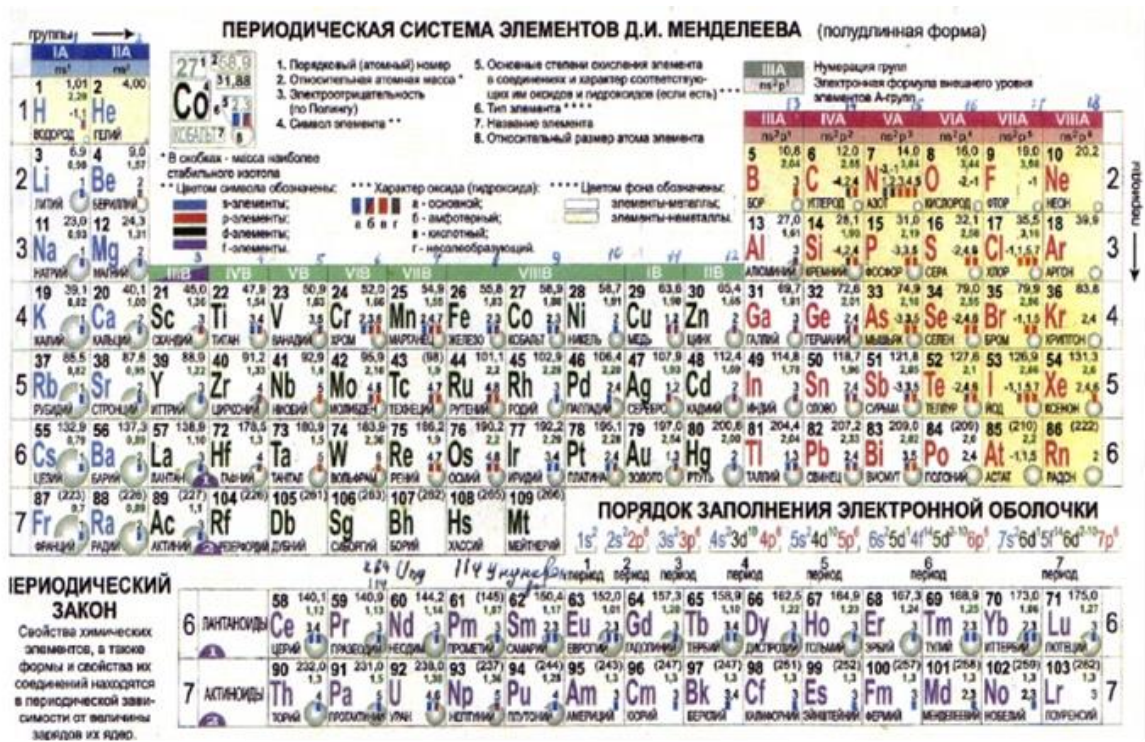
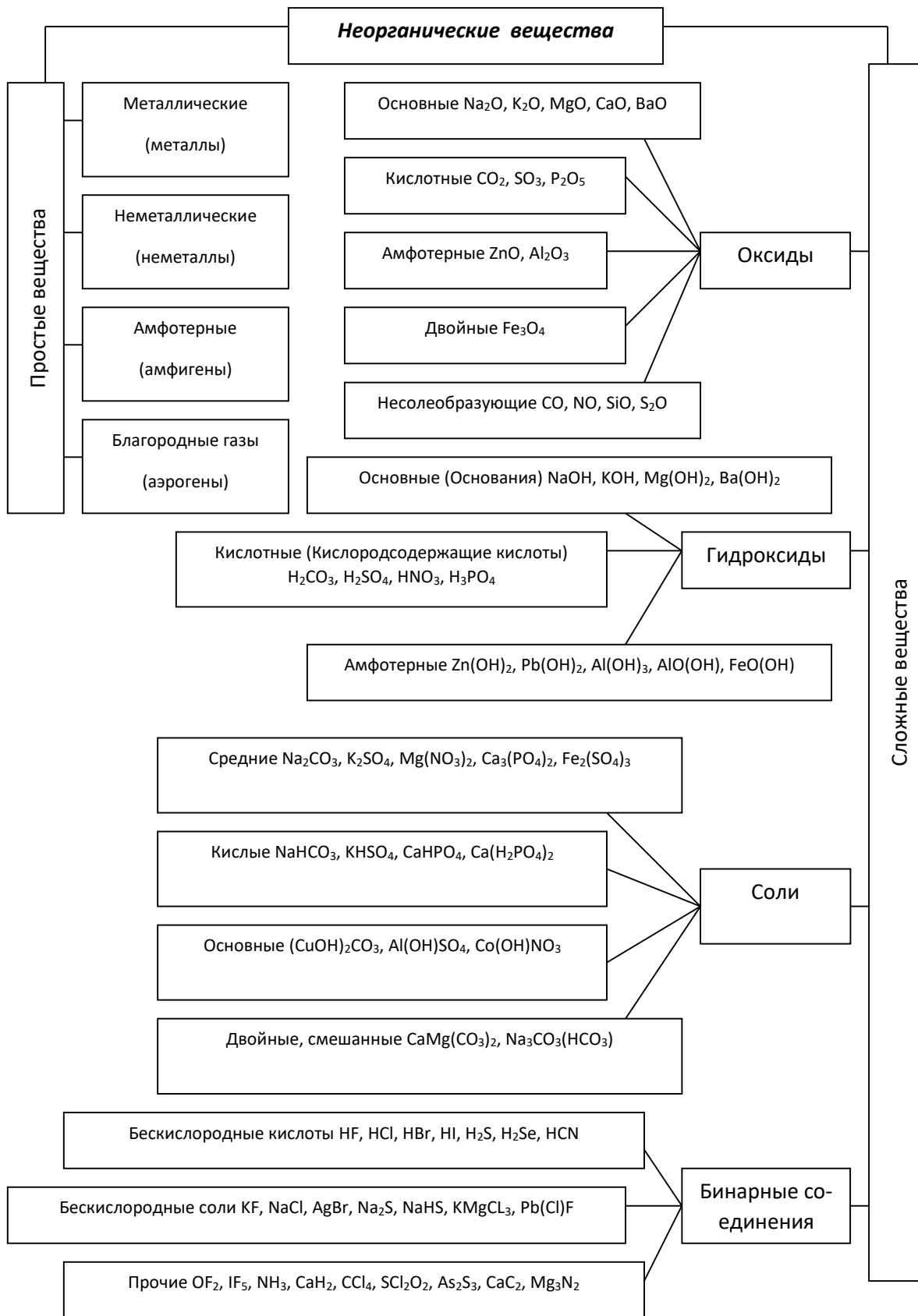


Рис. 1. Длиннопериодная форма периодической системы.

**ВАЖНО!** В периодической таблице сверху **справа от диагонали бор-астат – неметаллы, внизу слева – металлы.**



Р и с. 2. Классы неорганических соединений

1.2 Валентность, степень окисления. Названия соединений. Основные свойства различных классов соединений.

***Презентации на образовательном портале по разделу 1.2***

*(См. ОСНОВЫ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ 1 семестр. ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ БЛОК материалы к Лекциям)*

Степень окисления. Бинарные соединения.

Физические явления в химии.

Признаки химических реакций.

Оксиды их классификация и свойства. Основания их классификация.

***Видеоролики на образовательном портале по разделу 1.2***

**Валентность.**

**Степень окисления.**

**Тип химической связи.**

**Основные химические свойства различных соединений.**

***Вопросы для самостоятельного контроля по разделу 1.2:***

1. Определите валентность и степень окисления серы, марганца, азота, железа, хрома в соединениях:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .
2. Написать уравнения реакций, доказывающих основной характер следующих оксидов:  $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Li}_2\text{O}$ .
3. Написать уравнения реакций, доказывающих кислотный характер следующих оксидов:  $\text{SO}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ .
4. Написать уравнения реакций, доказывающих амфотерный характер следующих оксидов:  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SnO}_2$ .
5. Приведите примеры веществ с ковалентной полярной, ковалентной неполярной, ионной, водородной и металлической типами связи.

## Методические указания по разделу 1.2

ТРЕНИРОВОЧНЫЙ ТЕСТ 2 РЕШАЕТСЯ НА ОБРАЗОВАТЕЛЬНОМ ПОРТАЛЕ.

Задание 2 выполняются в тетради, в случае дистанционного формата обучения - фото выполненных заданий загружается на образовательном портале к соответствующему по номеру Задания.

Слушая лекции по разделу, повторяя их самостоятельно, используя конспекты лекций, учебники, презентации на образовательном портале и видеоролики на образовательном портале, выполните в тетраде задания 2.

Задание 2

1. Определите степень окисления и валентность азота в соединениях:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ . Как определить возможную высшую и низшую степень окисления у элемента
2. Как называются соли соляной, хлорной, азотной, азотистой, серной, сернистой, сероводородной, угольной, кремниевой, фосфорной кислот. Напишите формулы всех возможных солей этих кислот с катионом аммония, магнием и железом (III).
3. Зарисуйте схему генетической связи между классами неорганических веществ.

### **ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!**

**ВАЖНО!** Степень окисления (С.О.) элемента в простом веществе всегда 0!



Степень окисления конкретного элемента в сложном веществе

- +1 для **H** (исключение: гидриды металлов -1):  $\text{H}^+\text{O}$ ,  $\text{H}^+\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}^+\text{H}^-$ ;

- **+1** для щелочных металлов: **Li, Na, K** др. (первая группа Периодической системы);
- **+2** – для щелочноземельных металлов (вторая группа **Be, Mg, Ca ...**) и **Zn**:  $\text{Ca}^{+2}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Zn}^{+2}\text{O}$ .
- **+3** – для **B, Al**:  $\text{Al}^{+3}(\text{OH})_3$ .
- **-2** – для атомов кислорода (исключение: перекиси, в которых **-1**):  $\text{H}_2\text{O}^{-2}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2^{-}$ .
- **переменная для других элементов**, рассчитывается исходя из электронейтральности молекулы, например, в молекуле серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  С.О. атома водорода +1; атома кислорода -2, электронейтральность обеспечивается при С.О. атома серы +6.

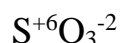
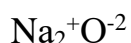
**ВАЖНО!** Оксиды представляют собой соединения элементов с кислородом!

Степень окисления **кислорода в оксиде – минус 2**, оксидообразующего элемента от +1 до +7, так что в целом молекула оксида электронейтральна.

$\text{CaO}$  – оксид кальция;

$\text{Na}_2\text{O}$  – оксид натрия;

$\text{SO}_3$  – оксид серы (VI), валентность указывается для элементов от четвертой до седьмой групп (столбиков) периодической системы, для которых в соединениях она переменная.



**ВАЖНО!** Основным оксидам отвечают основания. К ним относятся: оксиды металлов главной подгруппы первой группы (щелочные металлы) **Li — Fr**; оксиды металлов главной подгруппы второй группы (щелочноземельные металлы) **Be — Ra**, оксиды переходных металлов (или d-элементов) в низших степенях окисления.

Металлы в основных оксидах обычно проявляют степень окисления +1 и +2 (валентность I и II).

CaO – оксид кальция, MgO – оксид магния – основные оксиды, соответствующие им основания:

Ca(OH)<sub>2</sub> – гидроксид кальция и Mg(OH)<sub>2</sub> – гидроксид магния.

**ВАЖНО!** Кислотные оксиды (или ангидриды кислот) – оксиды, которым соответствуют кислоты, растворяющиеся в щелочах, с образованием соли и воды. Кислотные оксиды образуются типичными неметаллами и некоторыми переходными металлами (d-элементами).

Элементы в кислотных оксидах обычно проявляют степень окисления от +4 до +7 (валентность от IV до VII).

#### **Примеры кислотных оксидов:**

CO<sub>2</sub> - оксид углерода(IV)      Оксид серы(IV) - SO<sub>2</sub>

SO<sub>3</sub> - оксид серы(VI)              Оксид кремния(IV) - SiO<sub>2</sub>

P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> - оксид фосфора(V)          Оксид хрома(VI) - CrO<sub>3</sub>

Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub> - оксид марганца(VII)      Оксид хлора (VII) - Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>

SO<sub>3</sub>, SiO<sub>2</sub> – кислотные оксиды, соответствующие им кислоты H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – серная и H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> – кремниевая.

С оксидами можно проводить такие химические реакции, которые соответствуют основному или кислотному их характеру (табл. 1)

**ВАЖНО!** Амфотерными называются оксиды, которые проявляют как кислотные, так и основные свойства (им соответствуют и основание, и кислота).

Металлы в амфотерных оксидах чаще проявляют степень окисления +3 (валентность III, реже II или IV).

Амфотерному оксиду цинка ZnO соответствуют гидроксид цинка Zn(OH)<sub>2</sub> и цинковая кислота H<sub>2</sub>ZnO<sub>2</sub>.

Оксиду алюминия Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> соответствуют гидроксид алюминия Al(OH)<sub>3</sub> и алюминиевая кислота H<sub>3</sub>AlO<sub>3</sub>. Амфотерные оксиды вступают в химические реакции как по типу основных, так и по типу кислотных оксидов.

Таблица 1 – Основные типы химических реакций оксидов

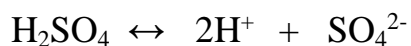
Основные оксиды	Кислотные оксиды
<p>1. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами, получаются соль и вода:</p> $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p>2. Оксиды активных металлов взаимодействуют с водой с образованием щелочи:</p> $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$	<p>1. Кислотные оксиды взаимодействуют с растворимыми основаниями, получаются соль и вода:</p> $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p>2. Большинство кислотных оксидов взаимодействуют с водой с образованием кислоты:</p> $\text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4$
<p>3. Основные и кислотные оксиды взаимодействуют между собой с образованием соли: <math>\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3</math></p>	
	<p>4. Менее летучие кислотные оксиды вытесняют более летучие из их солей:</p> $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2$

**ВАЖНО!** Гидроксиды (основания) содержат гидроксо- (или гидроксильную группу)  $\text{OH}^-$ .

Важнейшими щелочами (растворимыми основаниями) являются КОН гидроксид калия (тривиальное название – едкое кали) и NaOH гидроксид натрия (тривиальное название – едкий натр, техническое – каустик, или каустическая сода).

**ВАЖНО!** В состав кислот входит ион водорода, способный замещаться металлом, а также кислотный остаток.

Так, диссоциация серной кислоты идет с образованием двух ионов водорода и одного сульфат-аниона  $\text{SO}_4^{2-}$ .



Ион водорода имеет степень окисления плюс 1, анион отрицательную степень окисления, численно равную количеству ионов водорода, которое отсоединилось (заместилось) в молекуле исходной кислоты.

**Индекс, отвечающий количеству атомов водорода, а, следовательно, равный валентности кислотного остатка, называют основностью кислоты!**

Кислоты классифицируют на:

кислородсодержащие ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$  и др.)

и

бескислородные ( $\text{HCN}$ ,  $\text{HI}$  и др),

а также по основности –  $\text{HCN}$  – **одноосновная** кислота ( $\text{CN}^-$ —цианид-анион),

$\text{H}_2\text{SO}_3$  – **двухосновная** кислота ( $\text{SO}_3^{2-}$ —сульфит-анион),

$\text{H}_3\text{PO}_4$  – **трехосновная** кислота ( $\text{PO}_4^{3-}$ —фосфат-анион).

Названия кислот образуют от того элемента, которым образована кислота, при этом названия бескислородных кислот оканчивается словом водород ( $\text{HCN}$  –циановодород, или синильная кислота).

Одному и тому же оксиду могут соответствовать несколько кислот, при этом наиболее богатая водой форма имеет в названии приставку орто-, а наименее богатая – мета- (ортофосфорная кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$  – на одну молекулу ангидрида  $\text{P}_2\text{O}_5$  приходится три молекулы воды; метафосфорная кислота  $\text{HPO}_3$  – на одну молекулу ангидрида  $\text{P}_2\text{O}_5$  приходится одна молекула воды).

Следует также учитывать и то, что ряд кислот имеют исторически сложившиеся (тривиальные) названия, например HCl – хлороводород по международной номенклатуре и соляная кислота (тривиальное название).

**ВАЖНО!** Важнейшим свойством кислот является их способность образовывать соли с основаниями, такие реакции называют реакциями нейтрализации.

При избытке кислоты часто образуются кислые соли, а при избытке основания – основные соли.

### 1.3 Классификация солей. Типы химических реакций

#### ***Презентации на образовательном портале по разделу 1.3***

*(См. ОСНОВЫ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ 1 семестр. ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ БЛОК материалы к Лекциям)*

Соли их классификация.

Классификация химических реакций, протекающих с изменением состава веществ.

Окислительно-восстановительные реакции.

Ионные уравнения.

Типы химических реакций на примере свойств воды.

Генетическая связь между классами веществ.

#### ***Видеоролики на образовательном портале по разделу 1.3***

**Соли. Основные типы химических реакций неорганических соединений.**

**Окислительно-восстановительные реакции.**

**Реакции нейтрализации.**

### **Вопросы для самостоятельного контроля по разделу 1.3:**

1. Написать формулы солей: сульфит хрома (II), Сульфид железа(II), гидросульфид кальция, гидрокарбонат железа (III), гидроортофосфат бария, гидроортофосфат кальция.
2. Написать уравнения реакций образования солей всеми возможными способами:  $K_2CO_3$ ,  $KMnO_4$ ,  $CaCO_3$ ,  $K_2CrO_4$ .
3. Составить формулы нормальных и основных солей, образованных при взаимодействии:
  - а) гидроксида кальция и азотной кислоты;
  - б) гидроксида алюминия и хлороводорода.
4. Укажите окисление или восстановление происходит в процессах, выраженных схемами:  $S^{2-} \rightarrow S^0$ ;  $S^{+6} \rightarrow S^{2-}$ ;  $N^{+3} \rightarrow N^{-3}$ ;  $N^{+5} \rightarrow N^{+3}$ ;  $NO_2^- \rightarrow NO_2$ ;  $NH_3 \rightarrow NO_3^-$ ;  $N_2 \rightarrow NO_3^-$ ?
5. Сколько электронов отдают или принимают атомы и ио-ны при превращениях:  $Li \rightarrow Li^+$ ;  $Al \rightarrow Al^{+3}$ ;  $S^{2-} \rightarrow S^{+4}$ ;  $N^{-3} \rightarrow N^{+3}$ ?
6. Напишите реакцию нейтрализации между гидроксидом натрия и соляной кислотой.

### Методические указания по разделу 1.3

ТРЕНИРОВОЧНЫЙ ТЕСТ 3 РЕШАЕТСЯ НА ОБРАЗОВАТЕЛЬНОМ ПОРТАЛЕ.

Задание 3 выполняются в тетради, в случае дистанционного формата обучения - фото выполненных заданий загружается на образовательном портале к соответствующему по номеру Задания.

Рекомендуемую для изучения или повторения литературу по разделу см. в Календарном плане на образовательном портале в курсе Химия СПО.

Слушая лекции по разделу, повторяя их самостоятельно, используя конспекты лекций, учебники, презентации на образовательном портале и видеоролики на образовательном портале, выполните в тетраде **Задание 3**:

### Задание 3

1. Какие соли относят к средним, кислым, основным, приведите примеры формул с названиями.
2. Какие реакции относят к реакциям соединения и разложения, ОВР, ионнообменным, эндо- и экзотермическим, реакциям нейтрализации. Приведите примеры.
3. Перечислите химические свойства воды, кислот, оснований, солей и приведите примеры.

### ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

**ВАЖНО!** Соли являются продуктом замещения водорода в кислоте на металл, или гидроксо-групп в основании на кислотный остаток.

Если в серной кислоте  $H_2SO_4$  ионы водорода замещаются на катион натрия, получается сульфат натрия  $Na_2SO_4$ .

Если в гидроксиде алюминия  $Al(OH)_3$  все гидроксид-ионы замещаются на хлорид-анион, получается хлорид алюминия  $AlCl_3$ .

Названия некоторых кислот и их солей приведены в табл. 2.

**Нормальные (средние) соли** получают при полном замещении; кислые – при неполном замещении водорода кислоты на металл; основные – при неполном замещении гидроксогрупп основания на кислотный остаток.

Кислая соль может быть образована только кислотой, основность которой 2 и более (например,  $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_4$ ), а основная – металлом, заряд которого 2 и более (например,  $Ca^{+2}$ ,  $Fe^{+3}$ ).

Таблица 2 – Названия кислот и образуемых ими солей

№	Формула кислоты	Название Кислоты	Название солей	№	Формула кислоты	Название кислоты	Название солей
1	$H_2ZnO_2$	Цинковая	Цинкаты	16	$HPO_3$	(Мета-) фосфорная	(Мета-) фосфаты
2	$H_3AlO_3$	Алюминиевая	Алюминаты	17	$H_3AsO_4$	(Орто)-мышьяковая	(Орто-) арсенаты
3	$HAIO_2$	Метаалюминиевая	Метаалюминаты	18	$H_3AsO_3$	Мышьяковистая	Арсениты
4	$H_3BO_3$	(Орто)-борная	(Орто-) бораты	19	$H_2SO_3$	<b>Сернистая</b>	<b>Сульфиты</b>
5	$H_2B_4O_7$	Тетраборная	Тетрабораты	20	$H_2SO_4$	<b>Серная</b>	<b>Сульфаты</b>
6	$H_2CO_3$	<b>Угльная</b>	<b>Карбонаты</b>	21	$H_2S$	<b>Сероводород</b>	<b>Сульфиды</b>
7	$HCOOH$	Муравьиная	Формиаты	22	$H_2CrO_4$	Хромовая	Хроматы
8	$H_2C_2O_4$	Щавелевая	Оксалаты	23	$H_2Cr_2O_7$	Двухромовая	Дихроматы
9	$CH_3COOH$	Уксусная	Ацетаты	24	$HMnO_4$	Марганцовая	Перманганаты
10	$HCN$	Циановодород	Цианиды	25	$H_2MnO_4$	Марганцовистая	Манганаты
11	$HCNS$	Родановодород	Роданиды	26	$HCl$	<b>Хлороводород</b>	<b>Хлориды</b>
12	$H_2SiO_3$	<b>Кремниевая</b>	<b>Силикаты</b>	27	$HClO$	Хлорноватистая	Гипохлориты
13	$HNO_2$	<b>Азотистая</b>	<b>Нитриты</b>	28	$HClO_2$	Хлористая	Хлориты
14	$HNO_3$	<b>Азотная</b>	<b>Нитраты</b>	29	$HClO_3$	Хлорноватая	Хлораты
15	$H_3PO_4$	(Орто-) <b>фосфорная</b>	(Орто-) <b>фосфаты</b>	30	$HClO_4$	<b>Хлорная</b>	<b>Перхлораты</b>

**Название нормальной (средней) соли** составляется из названия соответствующей кислоты и металла, независимо от числа атомов металла и кислотных остатков, входящих в формулу соли.

Например:  $Ca_3(PO_4)_2$  – фосфат кальция или ортофосфат кальция;  $K_2CO_3$  – карбонат калия;  $Al(NO_3)_3$  – нитрат алюминия.

**ВАЖНО!** Название кислой соли образуется добавлением к названию кислотного остатка приставки «**гидро**», обозначающей наличие одного незамещенного атома **водорода**. Если в кислотном остатке содержатся **два**

**атома водорода**, то используется приставка «**дигидро**». Например:  
 $\text{CuHPO}_4$  – гидрофосфат меди (II);  $\text{Ca(HCO}_3)_2$  – гидрокарбонат кальция;  
 $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  – дигидрофосфат натрия.

**ВАЖНО!** Название основной соли образуется добавлением к названию металла приставки «**гидроксо**», обозначающей наличие незамещенной гидроксильной группы, связанной с атомом металла. Если с атомом металла связаны две незамещенные группы, то используется приставка «**дигидроксо**».

Например:  $\text{CuOHNO}_3$  – нитрат гидроксомеди (II);

$(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$  – сульфат гидроксомеди;  $\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$  – хлорид дигидроксоалюминия.

Пример. Какие из перечисленных солей являются кислыми, какие основными и какие нормальными:  $\text{NaHS}$ ,  $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CuS}$ ,  $\text{MgOHCl}$ ,  $\text{CaOHCl}$ ?

*Решение*

Если в исходной кислоте не все атомы водорода замещены на металл (катион) – соль кислая, ее название начинается с приставки гидро-.

В первом примере исходная кислота сероводород  $\text{H}_2\text{S}$ , на натрий из двух атомов водорода замещен один  $\text{NaHS}$ .

$\text{Na}^+$  - катион;  $\text{HS}^-$  - анион, в целом молекула электронейтральна!

$\text{NaHS}$ ,  $\text{KHCO}_3$  – кислые соли (гидросульфид натрия и гидрокарбонат натрия).

Если соль образована неполным замещением гидроксид-ионов в основании на кислотный остаток и содержит в середине молекулы  $\text{OH}^-$  группу,

она основная, называется сначала анион, название катиона имеет приставку гидроксо-.

В примере  $MgOHCl$  в исходном основании  $Mg(OH)_2$  из двух гидроксильных групп только одна замещена на кислотный остаток соляной кислоты  $HCl$ .

$MgOH^+$  – катион;  $Cl^-$  – анион, в целом молекула электронейтральна!

$CaOHCl$  – основные соли (хлориды гидрокси магния и кальция).

$NaCl, CuS$  – нормальные соли (хлорид натрия и сульфид меди).

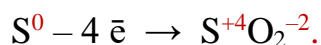
Пример. Назвать следующие соли по международной номенклатуре:  $K_2SO_4, Na_2SO_3, CaCl_2, KI, Na_2S, KNO_3, NaNO_2, K_3PO_4, NaClO_4, NaClO_3, NaClO_2, NaClO, CaSiO_3$ .

*Решение.* Пользуясь таблицей названий кислот и солей (см. табл. 1), называем сначала анион соли, затем катион.

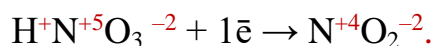
Таблица 3. Названия некоторых нормальных (средних) солей

$K_2SO_4$	Сульфат К	$K_3PO_4$	Ортофосфат К
$Na_2SO_3$	Сульфит Na	$NaClO_4$	Перхлорат Na
$Ca(Cl)_2$	Хлорид Ca	$NaClO_3$	Хлорат Na
KI	Иодид К	$NaClO_2$	Хлорит Na
$Na_2S$	Сульфид Na	$NaClO$	Гипохлорит Na
$KNO_3$	Нитрат К	$CaSiO_3$	Силикат Ca
$NaNO_2$	Нитрит Na	$K_3PO_4$	Ортофосфат К

**ВАЖНО!** При повышении степени окисления элемента происходит окисление, при этом восстановитель отдает электроны:



При понижении степени окисления элемента происходит восстановление, при этом окислитель принимает электроны:



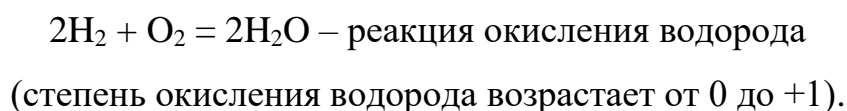
**Окислительно-восстановительные реакции** – химические реакции в которых атомы одного элемента (окислителя) восстанавливаются, то есть понижают свою степень окисления, а атомы другого элемента (восстановителя) окисляются, то есть повышают свою степень окисления.

**ВАЖНО!**

**Окислитель** +  $e^-$  восстановитель (**реакция восстановления**).

**Восстановитель** –  $e^-$  окислитель (**окисление**)

Пример окислительно-восстановительной реакции— горение водорода (восстановитель) в кислороде (окислитель) с образованием воды:



Частным случаем окислительно-восстановительных реакций являются реакции диспропорционирования, в которых окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента, находящиеся в разных степенях окисления. Пример реакции диспропорционирования — реакция разложения нитрата аммония при нагревании. Окислителем в данном случае выступает азот (+5) нитрогруппы, а восстановителем — азот (-3) катиона аммония:  $NH_4NO_3 = N_2O + 2H_2O$  (до 250 °C).

**Электрохимическая реакция** – ОВР в электрическом поле, создаваемом электродами с выделением на электродах веществ. Электроды — проводники, соединённые с полюсами источника электрической энергии. Анодом при электролизе называется положительный электрод, катодом —

отрицательный. Положительные ионы — катионы — ионы металлов, водородные ионы, ионы аммония и др.) — движутся к катоду, отрицательные ионы — анионы — (ионы кислотных остатков и гидроксильной группы) — движутся к аноду.

ОВР реакции используют в гальванических элементах для получения электрического тока (См. приложение Б).

**Реакции нейтрализации** – взаимодействие между веществами кислого и основного характера, с образованием нейтральных веществ (соли, воды):  
 $\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

**Ионнообменная** (обменная) реакция - обмен ионами между веществами, с образованием осадка (смотреть таблицу растворимости), газа, или слабого электролита (например, воды): Молекулярное уравнение  
 $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{NaOH} + \text{Zn S}\downarrow$

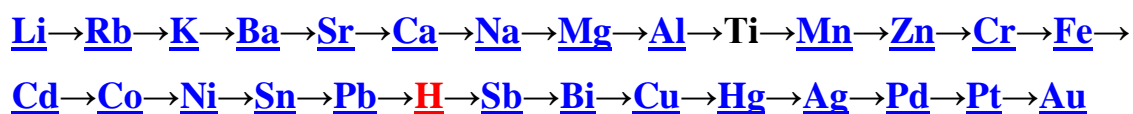
Полное ионное уравнение  $\text{Zn}^{+2} + 2\text{OH}^- + \text{Na}^+ + \text{S}^{-2} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{Zn S}\downarrow$

Краткое ионное уравнение  $\text{Zn}^{+2} + \text{S}^{-2} \rightarrow \text{Zn S}\downarrow$

**ВАЖНО!**

**Реакции присоединения** (ассоциации, агрегации)  $\text{AB} + \text{C} \rightarrow \text{ABC}$ , разложения (отщепления)  $\text{ABC} \rightarrow \text{AB} + \text{C}$ , **обмена и замещения** (число частиц в правой и левой части одинаково)  $\text{B} + \text{C} \rightarrow \text{AC} + \text{B}$ , **перегруппировки**  $\text{ABC} \rightarrow \text{ACB}$ .

**В реакциях замещения** активность металла в химических реакциях отражена в электрохимическом ряду напряжений металлов (**в порядке убывания!**):



Например,  $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ . При взаимодействии железа с раствором сульфата меди(II) атомы железа замещают атомы меди.

1.4 Моль, молярная масса. Расчеты на количество вещества через молярную массу, объем газов, число частиц (молекул, атомов, ионов).

Относительная плотность газов

***Презентации на образовательном портале по разделу 1.4***

*(См. Образовательный портал. ОСНОВЫ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ 1 семестр. ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ БЛОК материалы к Лекциям)*

Моль. Молярная масса. Плотность одного газа по-другому

***Видеоролики на образовательном портале по разделу 1.4***

**Моль. Молярная масса.**

**Относительная плотность одного газа по другому газу.**

***Вопросы для самостоятельного контроля по разделу 1.4:***

1. Найдите молярную массу серной кислоты, сульфата аммония, оксида натрия, гидроксида кальция, кислорода
2. Какова масса в граммах:  
а) молекулы азота; б) атома азота.
3. Вычислите массу одного литра водорода при нормальных условиях.
4. Какой объем при нормальных условиях занимает:  
а) 3,5 г азота; б) 110 г оксида углерода (IV).
5. Сколько молекул содержится в 1 мл кислорода при нормальных условиях?
6. Какой объем при нормальных условиях займут  $3 \times 10^{21}$  молекул газа?
7. Найдите плотность воздуха по водороду.

## Методические указания по разделу 1.4

ТРЕНИРОВОЧНЫЙ ТЕСТ 4 РЕШАЕТСЯ НА ОБРАЗОВАТЕЛЬНОМ ПОРТАЛЕ. Задания выполняются в тетради, в случае дистанционного формата обучения - фото выполненных заданий загружается на образовательном портале к соответствующему по номеру заданию.

Слушая лекции по разделу, повторяя их самостоятельно, используя конспекты лекций, учебники, презентации на образовательном портале и видеоролики на образовательном портале, выполните в тетраде задания 4

1. Напишите формулу, включающую три способа расчёта числа моль вещества. Сколько молекул кислорода содержится в 1 моль, какова их масса и какой объём при нормальных условиях (н.у.) они занимают?
2. Определите плотность водорода по воздуху
3. Как найти молярную массу и молярную массу эквивалента. Запишите молярные массы кислорода, водорода, азота, йода, хлора, брома. Рассчитайте молярную массу и молярную массу эквивалента для молекул кислорода, фосфата аммония, оксида цинка, оксида марганца (VII).

**ВАЖНО!** Моль – мера количества вещества.

**Моль**  $\nu$  «ню» или  $n$  «эн» – количество вещества, которое содержит Авогадрово число (Число Авогадро  $N_A = 6,02 \times 10^{23}$  моль<sup>-1</sup>) структурных единиц (молекул, атомов, ионов и др.).

$$\nu = m / M = N / N_A = V / V_m$$

отношение массы  $m$  к молярной массе  $M$  (определяется как сумма атомных масс) или числа молекул  $N$  к числу Авогадро  $N_A$  или объема  $V$  к молярному объёму  $V_m = 22,4$  л/моль.

## ВАЖНО!

Число моль обозначают буквой алфавита греческого языка **v «ню»** или **«эн» n**

$$n = \frac{m}{M}; \quad n = \frac{V}{V_m}; \quad n = \frac{N}{N_A};$$

где  $n$  – количество вещества, моль;

$m$  – масса вещества, г;

$M$  – молярная масса вещества, г/моль;

$V$  – объём газа, л;

$V_m$  – молярный объём газа, л/моль; при нормальных условиях ( $P = 101325 \text{ Па} = 1 \text{ атм.}$  и  $t = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ К}$ ) один моль любого газа занимает объём 22,4 л/моль;

$N$  – число молекул газа;

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

Понятие МОЛЬ, или количества вещества: 1 моль вещества содержит число частиц, равное  $6,02 \cdot 10^{23}$  (называемое постоянной Авогадро) или содержит столько молекул, атомов, ионов, электронов или других структурных единиц, сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ .

## ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

$6,02 \cdot 10^{23}$  или 602 секстиллиона частиц содержится в 1 моле любого!!! (неорганического, органического вещества).

Для определения молярной массы вещества ( $N$ ) складывают атомные массы элементов, из которых вещество состоит, или пользуются таблицей растворимости, совмещённой с молекулярными массами, которая численно равна молярной массе (рис. 3)

Под **относительной атомной массой элемента** понимают массу его атома  $A$ , выраженную в атомных единицах массы (а.е.м.). В качестве относительной молекулярной массы элемента понимают массу его молекулы  $M_r$ , выраженную в атомных единицах массы:

Атомная масса кислорода  $A(O) = 16$  а.е.м. (единицы измерения здесь часто не указывают, т.к. величина относительная обычно безразмерная)

Относительная молекулярная масса кислорода  $M_r(O_2) = 16 + 16 = 32$  (безразмерная)

### **ВАЖНО!**

Масса 1 моль данного вещества называется его **молярной массой**  $M$  (выражается в г/моль), численно равна относительной молекулярной массе:

Молярная масса кислорода  $M(O_2) = 16 + 16 = 32$  г/моль.

Пример 1. Определить молярную массу угольной кислоты  $H_2CO_3$ , едкого натра  $NaOH$ , хлорида кальция  $CaCl_2$ .

*Решение:* (складываем атомные массы, или находим значения на пересечении катионной и анионной части в таблице молекулярных масс):

$M(H_2CO_3) = 62$  г/моль;

$M(NaOH) = 40$  г/моль;

$M(CaCl_2) = 111$  г/моль;

**Закон Авогадро:** в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул.  
Следствия из закона Авогадро:

1) При нормальных условиях н.у. ( $T = 273,15$  К,  $p = 1,01$  Па) 1 моль любого газа занимает объем  $V_0 = 22,4$  л (молярный объем газа).  $v \llcorner \text{ню} \llcorner = v / v_0$ . (отношение объема и молярного объема газа).

2) Относительная плотность газов, или плотность одного газа ( $x$ ) по другому ( $y$ ) равна отношению молярных масс этих газов, или отношению их масс, взятых при одинаковых условиях:  $D_y(x) = M_x / M_y = m_x / m_y$ .

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

АНИОНЫ	КАТИОНЫ	АНИОНЫ																												АНИОНЫ				
		H <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Li <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Rb <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Be <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Cr <sup>6+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Cd <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Co <sup>3+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>						
O <sup>2-</sup>	ОКСИД (не электролит)	18	30	62	94	188	153	104	56	40	25	102	71	81	68	152	72	160	128	75	160	75	135	223	80	232	217	O <sup>2-</sup>						
OH <sup>-</sup>	ГИДРОКСИД	18	35	24	40	56	102	171	122	74	58	43	78	89	99	86	103	90	107	146	93	110	93	153	241	98	125	235	OH <sup>-</sup>					
F <sup>-</sup>	ФТОРИД	20	37	26	42	58	104	175	126	78	62	47	84	93	103	90	109	94	113	150	97	116	97	157	245	102	127	238	F <sup>-</sup>					
Cl <sup>-</sup>	ХЛОРИД	36,5	53,5	42,5	58,5	74,5	121,5	208	159	111	95	80	133,5	126	136	123	158,5	127	162,5	183	130	165,5	130	190	278	135	143,5	272	Cl <sup>-</sup>					
Br <sup>-</sup>	БРОМИД	81	98	87	103	119	165	297	247	200	184	169	267	215	225	212	292	216	296	272	219	299	219	279	367	223	188	360	Br <sup>-</sup>					
I <sup>-</sup>	ИОДИД	128	145	134	150	166	212	391	341	294	278	263	408	309	319	306	433	310			366	313	440	313	373	461		235	454	I <sup>-</sup>				
S <sup>2-</sup>	СУЛЬФИД	34	68	46	78	110	203	169	120	72	56	41	150	87	97	84	200	88	208	144	91	214	91	151	239	96	248	233	S <sup>2-</sup>					
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	СУЛЬФАТ	98	132	110	142	174	267	233	184	136	120	105	342	151	161	148	392	152	400	208	155	406	155	215	303	160	312	297	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>					
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	ГИДРОСУЛЬФАТ	98	115	104	120	136	182		282							249	259	246									205		HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>					
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	СУЛЬФИТ	82	116	94	126	158	251	217	168	120	104	89	294	135	145							192	139				401		SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>					
ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	ПЕРХЛОРАТ	100	117	106	122	138	185	336	287	239	223	208	325	254	264	251	350	255	354	311	258	357	258				406	262	207	400	ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>			
ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	ХЛОРАТ	84	101	90	106	122	169	304	255	207	191	176	277	222	232							302						374	230	191	368	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	НИТРАТ	63	80	69	85	101	147	261	212	164	148	133	213	179	189							238	180	242	236	183	245	183	243	331	188	170	325	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	НИТРИТ	47	64	53	69	85	131	229	180	132	116	101		147	157									151				299	156	154	293	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>		
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	ФОСФАТ	98	149	116	164	212	351	602	453	310	263	217	122	355	386	346	147	357	151	527	367						367	546	812	381	419	792	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	ГИДРОФОСФАТ	98	132		142	174	267	233	184	136	120	105	342	151	161							392	152					215	303	160	312	297	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	ДИГИДРОФОСФАТ	98	115	104	120	136	182	331	282	234	218	203	318	249	259													313	401		205	395	297	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	АЦЕТАТ	60	77	66	82	98	144	255	206	158	142	127	204	173	183	170	229	174	233	230	177	236	177	237	325	182	167	319	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>					
Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	ДИХРОМАТ	218	252	230	262	294	387	353	304	256	240	225										347	306					335	423	280	432	417	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	ХРОМАТ	118	152	130	162	194	287	253	204	156	140	125										460	228	175				175	235	323	180	332	317	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	ПЕРМАНГАНАТ	120	137	126	142	158	204	375	326	278	262	247	384		303							350						297				227	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	КАРБОНАТ	62	96	74	106	138	231	197	148	100	84	69										172	119	298	119			267	124	276	261	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>		
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	ГИДРОКАРБОНАТ	62	79	68	84	100	146	259	210	162	146											187	174	235	178			181		329	169	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	(МЕТА)СИЛИКАТ	78		90	122	154	247	213	164	116	100	85										132						195	283		292	277	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	

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

**РЯД АКТИВНОСТИ КИСЛОТ (при 25°C)**

ФОРМУЛЫ	HI	HBr	HClO <sub>4</sub>	HCl	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub>	HF	HNO <sub>2</sub>	CH <sub>3</sub> COOH	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S	HClO <sub>3</sub>	HCN	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	
pKa <sub>1</sub> -lgKa	-11	-9	-8	-7	-3	-2,3	-1,6	-1	1,8	2,1	3,2	3,4	4,75	6,4	7,2	7,3	9,1	9,7
СИЛА КИСЛОТ	СИЛЬНЫЕ								СРЕДНИЕ				СЛАБЫЕ					

**ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ К<sub>n</sub>M<sub>m</sub> (K<sup>m+</sup> катион, А<sup>n-</sup> анион)**

Основным анион	Кислотным	Уравнение гидролиза (I ступень)	Среды раствора	pH
сильн.	сильн.	не идет	нейтр.	≈ 7
сильн.	слаб.	A <sup>n-</sup> + H <sub>2</sub> O ⇌ HA <sup>(n-1)-</sup> + OH <sup>-</sup>	щелочн.	> 7
слаб.	сильн.	K <sup>m+</sup> + H <sub>2</sub> O ⇌ KOH <sup>(m-1)+</sup> + H <sup>+</sup>	кислая	< 7
слаб.	слаб.	K <sup>m+</sup> + A <sup>n-</sup> + H <sub>2</sub> O ⇌ KOH <sup>(m-1)+</sup> + HA <sup>(n-1)-</sup>	нейтр.-щелочн.-кисл.	≈ 7

**Необратимый гидролиз - продукты выносятся из раствора.**  
 Примеры: 2Me<sup>n+</sup> + 3S<sup>2-</sup> + 6H<sub>2</sub>O = 2Me(OH)<sub>3</sub>↓ + 3H<sub>2</sub>S↑ (Me = Al, Cr)  
 2Me<sup>n+</sup> + 3SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> + 3H<sub>2</sub>O = 2Me(OH)<sub>3</sub>↓ + 3SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> (Me = Al, Cr)  
 2Me<sup>n+</sup> + 3CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> + 3H<sub>2</sub>O = 2Me(OH)<sub>3</sub>↓ + 3CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> (Me = Al, Cr, Fe)  
 2Me<sup>n+</sup> + 2CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> + H<sub>2</sub>O = (MeOH)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>↓ + CO<sub>2</sub>↑ (Me = Cu, Fe, Mn, Pb, Zn)

**ЧИСЛО АВОГАДРО** N<sub>A</sub> = 6,02 · 10<sup>23</sup> моль<sup>-1</sup> **УНИВЕРСАЛЬНАЯ ГАЗОВАЯ ПОСТОЯННАЯ** R = 8,314 Дж/(К·моль) = 0,08205 л·атм/(К·моль) = 62,4 мм.рт.ст./л/(К·моль)  
**НОРМАЛЬНЫЕ УСЛОВИЯ (н.у.):** T = 273 K = 0°C, p = 101325 Па = 1 атм = 760 мм.рт.ст. **МОЛЯРНЫЙ ОБЪЕМ ИД. ГАЗА ПРИ н.у.** V<sub>m</sub> (н.у.) = 22,4 л/моль.  
**МОЛЯРНАЯ МАССА ВОЗДУХА** M(возд.) = 29 г/моль. **АТОМНАЯ ЕДИНИЦА МАССЫ** 1 а.е.м. = 1,6610 · 10<sup>-27</sup> кг.

**ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА (полудлинная форма)**

группы	IA		IIA		III-VIIIA										VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIII	IX	X	XI	XII	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB
--------	----	--	-----	--	-----------	--	--	--	--	--	--	--	--	--	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	------	----	---	----	-----	-----	------	-----	----	-----	------

**Важно!** Вспомните состав воздуха. Его молярная масса равна 29

г/моль.

Уравнение Клапейрона-Менделеева для идеальных газов в условиях отличных от н.у.:  $PV = \nu RT$ , где  $R$ - универсальная газовая постоянная = 8,31 Дж/моль К;  $P$  - давление в Па;  $V$  – объем в м<sup>3</sup>;  $T$  – температура в Кельвинах (К). Перевод давления в к Па через пропорцию: 760 мм. рт .ст.= 1 атм = 101,3 кПа.

Пример. Масса кислорода 80 г. Найдите количество вещества, объём и число молекул кислорода.

*Решение:*  $M(O_2) = 32$  г/моль

$$n(O_2) = \frac{m}{M} = \frac{80\text{г}}{32\text{г/моль}} = 2,5 \text{ моль}$$

$$V(O_2) = n \times V_m = 2,5 \text{ моль} \times 22,4 \text{ л/моль} = 56 \text{ л}$$

$$N(O_2) = n \times N_A = 2,5 \text{ моль} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 15 \times 10^{23}$$

Пример. Объем оксида азота (IV) при нормальных условиях равен 67,2 л. Найдите количество вещества, массу и число молекул оксида азота (IV).

*Решение:*  $M(NO_2) = 46$  г/моль

$$n(NO_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{67,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 3 \text{ моль}$$

$$m(NO_2) = n \times M = 3 \text{ моль} \times 46 \text{ г/моль} = 138 \text{ г}$$

$$N(NO_2) = n \times N_A = 3 \text{ моль} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 1,8 \times 10^{24}$$

Пример. Определить сколько весит одна молекула кислорода.

Молекула кислорода  $O_2$  имеет молярную массу 32 г/моль.

Из формулы определения количества вещества выражаем массу:

$$\frac{m}{M} = \frac{N}{N_a}$$

$$m = \frac{32 \text{ г/моль} \times 1 \text{ молекула}}{6,02 \times 10^{23}} = 5,3 \times 10^{-23} \text{ г}$$

### 1.5 Эмпирические и структурные формулы. Химические уравнения.

#### Расчёты по химическим уравнениям.

***Видеоролики на образовательном портале по разделу 1.5***

**Структурные формулы.**

**Химические уравнения.**

**Расчёты по химическим уравнениям.**

***Вопросы для самостоятельного контроля по разделу 1.5:***

1. Написать графические формулы (валентные схемы) кислот:  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SnO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_3$ .
2. Закончить следующие уравнения реакций:  
 $\text{SO}_3 + \text{Al}(\text{OH})_3 =$                        $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{HCl} =$   
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Al}(\text{OH})_3 =$                  $\text{As}_2\text{O}_5 + \text{NaOH} =$   
 $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$                  $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} =$   
 $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{KOH} =$
3. Двухвалентный металл массой 13,07 г вытесняет из кислоты водород объемом 4,48 л (условия нормальные). Определите молярную массу эквивалента металла.

## Методические указания по разделу 1.5

ТРЕНИРОВОЧНЫЕ ТЕСТЫ 5 РЕШАЕТСЯ НА ОБРАЗОВАТЕЛЬНОМ ПОРТАЛЕ. Задания выполняются в тетради, в случае дистанционного формата обучения - фото выполненных заданий загружается на образовательном портале к соответствующему по номеру Задания 5.

Слушая лекции по разделу, повторяя их самостоятельно, используя конспекты лекций, презентации на образовательном портале и видеоролики на образовательном портале, выполните в тетраде **Задание 5:**

1. Составьте структурные формулы веществ:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$
2. Напишите формулировку закона эквивалентов через массы веществ. Напишите формулировку закона сохранения масс.
3. Гидроксид калия массой 11,2 г взаимодействует серной кислотой массой 4,9 г. Какова масса образующейся соли? Запишите решение задачи.

**Важно!** При решении задач по химическим уравнениям, если не известно, какое вещество находится в недостатке, необходимо выяснить это из соотношения числа моль.

В случае, если не известно какое вещество вступает в реакцию, например, известно, что металл сгорает, но не сказано, какой металл, задача решается по закону эквивалентов через молярные массы. При этом по закону сохранения масс находят массу известного вещества (кислорода, водорода, и т.д.), для которого находят молярную массу, или молярную массу эквивалента.

**Молярная масса эквивалента**  $M_{\text{э}}$  = молярной массе вещества, поделенной на эквивалент  $\text{э}$ .

## ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

**Эквивалент** ( $\mathcal{E}$ ) – реальная или условная частица вещества, которая в данной реакции реагирует с одним атомом или ионом водорода, или одним электроном (в ОВР):  $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ ,  $\mathcal{E} = 3$ ;  $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} = \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ,  $\mathcal{E} = 1$ . Для кислот  $\mathcal{E}$  = основности, т.е. числу атомов Н; для оснований  $\mathcal{E}$  = числу гидроксильных групп ОН; для солей и оксидов  $\mathcal{E}$  = произведению числа атомов (металла) и валентности металла; для простых веществ  $\mathcal{E}$  = произведению числа атомов и валентности. Например:  $\mathcal{E}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2$ ;  $\mathcal{E}(\text{Al}(\text{OH})_3) = 3$ ;  $\mathcal{E}(\text{Al}_2^{\text{III}}(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot 3 = 6$ ;  $\mathcal{E}(\text{O}_2^{\text{II}}) = 2 \cdot 2 = 4$ .  $M_{\mathcal{E}} = M/\mathcal{E}$ , например:  $M_{\mathcal{E}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98/2 = 49$  г/моль.

**Закон постоянства состава:** каждое вещество, каким бы способом оно ни было получено, всегда имеет один и тот же качественный и количественный состав и свойства (дальтонида). Есть вещества исключения (бертолиды).

**Закон кратных отношений.** Установлен Дальтоном в 1803г. В случае, когда два элемента образуют между собой несколько химических соединений, тогда имеет место отношение массы одного из элементов, приходящееся в этих соединениях на одну и ту же массу другого, как небольших целых чисел. Таким образом, элементы способны входить в состав соединений только в определенных пропорциях.

## ВАЖНО!

**Закон эквивалентов** (есть несколько его форм, среди которых: через массы веществ, через массовые доли элементов в веществе:

1. Массы веществ  $m$  в химическом превращении относятся друг к другу как же, как их молярные массы эквивалентов  $M_{\mathcal{E}}$  (формула 1)
2. Массовые доли  $W$  элементов в сложном веществе относятся друг к другу как же, как их молярные массы эквивалентов  $M_{\mathcal{E}}$  (формула 2)

$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{э1}}{M_{э2}} \quad (1)$	$\frac{W_1}{W_2} = \frac{M_{э1}}{M_{э2}} \quad (2)$
-----------------------------------------------------	-----------------------------------------------------

1.6 Химическое равновесие. Смещение химического равновесия под действием различных факторов.

***Презентации на образовательном портале по разделу 1.6***

Химическое равновесие. Смещение химического равновесия под действием различных факторов

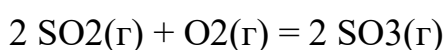
***Видеоролики на образовательном портале по разделу 1.6***

**Обратимые реакции. Смещение равновесия.**

**Управление скоростью химической реакции.**

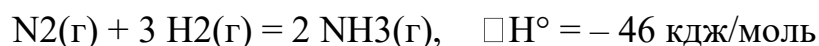
***Вопросы для самостоятельного контроля по разделу 1.6:***

1. В каком направлении сместится равновесие в системе:



- а) при уменьшении концентрации  $\text{SO}_2$ ;
- б) при увеличении концентрации  $\text{O}_2$ ;
- в) при увеличении концентрации  $\text{SO}_3$ .

2. В каком направлении сместится равновесие реакции:



- а) при повышении давления;
- б) при повышении температуры?

3. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции если температурный коэффициент = 3, а температуру повысили на  $30^\circ\text{C}$ ?

## Методические указания по разделу 1.6

ТРЕНИРОВОЧНЫЙ ТЕСТ 6 РЕШАЕТСЯ НА ОБРАЗОВАТЕЛЬНОМ ПОРТАЛЕ. Задания выполняются в тетради, в случае дистанционного формата обучения - фото выполненных заданий загружается на образовательном портале к соответствующему по номеру заданию.

Слушая лекции по разделу, повторяя их самостоятельно, используя конспекты лекций, учебные материалы и видеоролики на образовательном портале, выполните в тетраде задания 6

1. Как изменится скорость реакции  $\text{COCl}_2(\text{г}) = \text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$ , если концентрацию  $\text{COCl}_2(\text{г})$  увеличить в пять раз. Напишите пояснение к решению
2. Сформулируйте принцип Ле-Шателье. Как повлияет увеличение давления на смещение обратимой реакции  $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$ .
3. Во сколько раз будет быстрее протекать реакция при повышении температуры на 30 °К, если температурный коэффициент равен 2. Запишите решение задачи.

### **ВАЖНО!**

**Необратимые** – реакции, протекающие только в одном направлении до полного израсходования одного из реагирующих веществ.

Обратимые – процессы, в которых одновременно протекают две взаимно противоположные реакции – прямая и обратная.

**Химическое равновесие** – такое состояние обратимого процесса, при котором, при неизменных внешних условиях, скорости прямой и обратной реакций равны, а также постоянны равновесные концентрации исходных и конечных веществ.

**ВАЖНО! Принцип Ле-Шателье и следствия из него:** если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказывать воздействие путем изменения концентрации реагентов, давления или температуры, то равновесие всегда смещается в направлении той реакции, протекание которой ослабляет это воздействие.

Следствия из принципа Ле-Шателье:

- 1) При повышении давления (уменьшении объема системы) равновесие смещается в сторону образования меньшего числа молей газа.

Например, в схеме реакции  $2A + 3B \leftrightarrow C + 2D$ , вправо, т.к. 3 моль (справа) меньше 5 моль (слева).

- 2) При повышении температуры равновесие смещается в сторону поглощения теплоты, т.е. в сторону эндотермической реакции (с энтальпией  $\Delta H > 0$ ).

Например, в схеме реакции  $2A + 3B \leftrightarrow C + 2D$ ,  $\Delta H > 0$  равновесие смещается вправо (в сторону эндотермической реакции).

- 3) При повышении концентрации одного из реагентов равновесие смещается в сторону, противоположную образованию этого реагента.
- 4) Катализатор ускоряет скорости и прямой и обратной реакций, поэтому на равновесие не влияет.

Например, в схеме реакции  $2A + 3B \leftrightarrow C + 2D$ , при повышении концентрации вещества C равновесие смещается влево, в сторону противоположную образованию этого вещества.

**ВАЖНО!** Количественная зависимость скорости реакции выражается основным постулатом химической кинетики, называемым **закон действующих масс: Скорость простой гомогенной реакции (скорость химической реакции)  $aA + bB \rightarrow cC + dD$  при постоянной температуре**

пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени, равные стехиометрическим коэффициентам,

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

где  $k$  – константа скорости конкретной реакции.

Например, скорость указанной реакции при возрастании давления в 2 раза, если все вещества газообразные изменится, поскольку концентрации веществ А и В также увеличатся в 2 раза и составит

$$v_{\text{после увеличения давления}} = k \cdot 2A^a \cdot 2B^b = 4v, \text{ в 4 раза выше.}$$

**Правило Вант-Гоффа:** с увеличением температуры на каждые 10 К скорость химической реакции возрастает в 2-4 раза.  $\gamma$  (гамма) – температурный коэффициент Вант-Гоффа, показывающий во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на каждые 10 К. Для ферментативных реакций может достигать 9.

**ВАЖНО!** При повышении температуры скорость реакции увеличивается по закону Вант-Гоффа в число раз, равное температурному коэффициенту «гамма» возведенному в степень, равную изменению температуры, деленной на 10.

Пример. Во сколько раз теоретически в соответствии с законом Вант-Гоффа увеличится скорость химической реакции при повышении температуры на 30°C?

*Решение.*

Если температурный коэффициент = 2, а температуру повысили на 30°C, то скорость увеличится в  $2^3$ , т.е. в 8 раз.

## 1.7 Растворение как физико-химический процесс. Гидролиз солей.

Способы выражения концентрации растворов: массовая доля

## **Презентации на образовательном портале по разделу 1.7**

(См. Образовательный портал. *ОСНОВЫ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ 1 семестр. ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ БЛОК материалы к Лекциям*)

Гидролиз

## **Видеоролики на образовательном портале по разделу 1.7**

Растворение как физико-химический процесс.

Растворы.

Гидролиз солей.

Массовая доля растворенного вещества.

## **Вопросы для самостоятельного контроля по разделу 1.6:**

1. Определить массовую долю раствора сульфата натрия, если 15 г соли растворили в 135 г воды.
2. К 100 мл раствора соляной кислоты с массовой долей 20% и с плотностью 1,10 г/мл добавили 200 мл воды. Найти молярную концентрацию полученного раствора.
3. Какова массовая доля раствора нитрата кальция, если 35 г соли содержится в растворе объемом 500 мл, а плотность раствора составляет 1,2 г/мл?
4. Сколько воды нужно добавить к 100 мл 30%-го раствора HCl, чтобы приготовить 10%-ный раствор?
5. Какая реакция среды будет в растворах при гидролизе солей LiCl, KClO<sub>2</sub>, CaCl<sub>2</sub>, Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>?

**ТРЕНИРОВОЧНЫЙ ТЕСТ 7 РЕШАЕТСЯ НА ОБРАЗОВАТЕЛЬНОМ ПОРТАЛЕ.** Задания выполняются в тетради, в случае дистанционного формата обучения - фото выполненных заданий загружается на образовательном портале к соответствующему по номеру заданию.

Слушая лекции по разделу, повторяя их самостоятельно, используя учебники, конспекты лекций, учебные материалы и видеоролики на образовательном портале, выполните в тетраде **Задание 7:**

1. Какая реакция среды будет при растворении в воде солей  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaClO}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{Mg}(\text{ClO})_2$ ? Напишите формулу массовой доли. Как найти массу раствора двумя способами. Как узнать плотность раствора.
2. Решите задачу без учёта плотности растворов: сколько 10% раствора нужно добавить к 100 г 1% раствора, чтобы получить 3,5% раствор.
3. Найдите массовую долю раствора  $\text{NaOH}$ , если 1 г вещества  $\text{NaOH}$  растворили в 1000 г воды. Запишите решение задачи.

#### Методические указания по разделу 1.7

Чтобы теоретически узнать, какая реакция среды будет при гидролизе соли, необходимо иметь представление, сильная, или слабая кислота и основание образует эту соль (табл. 4, рис. 4).

Таблица 4 – Сильные кислоты и основания

Сильные кислоты	Сильные основания
$\text{HCl}$	$\text{LiOH}$
$\text{HClO}_4$	$\text{NaOH}$
$\text{HI}$	$\text{KOH}$
$\text{HBr}$	$\text{CsOH}$
$\text{HNO}_3$	$\text{RbOH}$
$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{Ba}(\text{OH})_2$
$\text{HMnO}_4$	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
$\text{H}_2\text{CrO}_4$	$\text{Sr}(\text{OH})_2$

Пример Какая реакция среды образуется при гидролизе солей  $\text{MgCl}_2$ ;  $\text{Mg}(\text{ClO}_3)_2$ ,  $\text{KClO}_3$ ?

*Решение.* Соль  $\text{MgCl}_2$  образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты (см. табл. 3), поэтому при ее гидролизе будет кислая

реакция среды (pH<7). Соль Mg(ClO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> образована катионом слабого основания и анионом слабой кислоты, поэтому при гидролизе будет реакция среды близка к нейтральной (pH около 7). Соль KClO<sub>3</sub> образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, основная (щелочная) реакция среды (pH>7).

Соль образована		Уравнение гидролиза (I степень)	Среда раствора	pH
ОСНОВАНИЕМ	КИСЛОТОЙ			
сильн.	сильн.	не идет	нейтр.	7
сильн.	слаб.	$A^{n+} + H_2O \rightleftharpoons HA^{(n-1)+} + OH^-$	щелочн.	>7
слаб.	сильн.	$K^{m+} + H_2O \rightleftharpoons KOH^{(m-1)+} + H^+$	кислая	<7
слаб.	слаб.	$K^{m+} + A^{n-} + H_2O \rightleftharpoons KOH^{(m-1)+} + HA^{(n-1)-}$	сл.щел.-нейтр.-сл.кисл.	≈7

Необратимый гидролиз - продукты выводятся из раствора.  
 Например:  $2Me^{2+} + 3S^{2-} + 6H_2O = 2Me(OH)_2 \downarrow + 3H_2S \uparrow$  (Me = Al, Cr)  
 $2Me^{2+} + 3SO_3^{2-} + 3H_2O = 2Me(OH)_2 \downarrow + 3SO_2 \uparrow$  (Me = Al, Cr)  
 $2Me^{2+} + 3CO_3^{2-} + 3H_2O = 2Me(OH)_2 \downarrow + 3CO_2 \uparrow$  (Me = Al, Cr, Fe)  
 $2Me^{2+} + 2CO_3^{2-} + H_2O = (MeOH)_2CO_2 \downarrow + CO_2 \uparrow$  (Me = Cu, Fe, Mn, Pb, Zn)

Рис. 4. Гидролиз солей, реакция среды при растворении солей в воде, K<sup>m+</sup> - катион, A<sup>n-</sup> - анион.

**ВАЖНО!** Один из основных способ выражения концентраций растворов: массовая доля W:

$$W = \frac{m_{в-ва}}{m_{р-ра}} \cdot 100, \%$$

Где m<sub>в-ва</sub> – масса вещества, г; m<sub>р-ра</sub> – масса раствора, равная произведению объема v на плотность ρ «ро».

## 1.8 Способы выражения концентрации растворов: молярная и моляльная концентрация эквивалента

### **Презентации на образовательном портале по разделу 1.8**

(См. Образовательный портал. *ОСНОВЫ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ 1 семестр. ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ БЛОК материалы к Лекциям*)

Способы выражения концентрации растворов: молярная и моляльная концентрации эквивалента.

### **Видеоролики на образовательном портале по разделу 1.8**

Молярная концентрация

Молярная концентрация эквивалента (нормальная концентрация)

### **Вопросы для самостоятельного контроля по разделу 1.6:**

1. Найдите молярную массу и молярную массу эквивалента раствора, если в 100 мл его содержится 5 г. серной кислоты.
2. В каком случае молярная концентрация и молярная концентрация эквивалента раствора равны между собой?
3. Сколько мл 20%-го раствора  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  с плотностью 1,226 г/мл нужно для приготовления 100 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента  $C_{\text{э}} = 0,1$  моль/л?
4. Какова массовая доля  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в растворе с  $C = 0,83$  моль/л, плотностью 1,05 г/мл?

**ТРЕНИРОВОЧНЫЙ ТЕСТ 8 РЕШАЕТСЯ НА ОБРАЗОВАТЕЛЬНОМ ПОРТАЛЕ.** Задания выполняются в тетради, в случае дистанционного формата обучения - фото выполненных заданий загружается на образовательном портале к соответствующему по номеру заданию.

Слушая лекции по разделу, повторяя их самостоятельно, используя конспекты лекций, презентации на образовательном портале и видеоролики на образовательном портале, выполните в тетраде **Задание 8:**

1. Напишите формулу молярной концентрации и молярной концентрации эквивалента.
2. Найдите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента раствора серной кислоты, если 1 г вещества содержится в 1000 мл раствора. Запишите решение задачи.
3. Приготовьте рабочий 0,1 н (децинормального) раствор вещества заданного объема, полученного у преподавателя, предварительно произведя необходимые расчёты.

Вещество \_\_\_\_\_  
Молярная масса \_\_\_\_\_ г/моль  
Эквивалент \_\_\_\_\_  
Молярная масса эквивалента \_\_\_\_\_ г/моль  
Расчёт необходимой массы \_\_\_\_\_

Приготовленный раствор оттитруйте стандартным раствором, установите коэффициент поправки, перелейте в склянку и подпишите его как показано на рис (файл в задании)

### Методические указания по разделу 1.8

**ВАЖНО!** К способам выражения концентраций растворов, кроме массовой доли относят следующие: **молярная концентрация С**, **молярная концентрация эквивалента Сэ** :

$$C = \frac{m_{в-ва}}{M \cdot v}, \text{ моль/л,}$$

где  $m_{в-ва}$  – масса вещества, г;  $M$  – молярная масса, г/моль;  $v$  – объем, л.

$$C_{э} = \frac{m_{в-ва}}{M_{э} \cdot v}, \text{ моль/л}$$

где  $m_{в-ва}$  – масса вещества, г;  $M_{э}$  – молярная масса эквивалента, г/моль;  $v$  – объем, л.

### ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Если **Молярная масса и Молярная массы эквивалента вещества** равны (HCl, NaOH и др.), то молярная концентрация и молярная концентрация эквивалента также равны.

Если известна молярная концентрация раствора, то его молярную концентрацию эквивалента можно найти через эквивалент  $\mathcal{E}$ .

$$C_{э} = C \cdot \mathcal{E}$$

Как находить эквивалент для разных веществ, см. раздел 1.5.

## 1.9 Дисперсные системы. Коллоидные системы. Ионное произведение воды.

### Водородный показатель (pH)

#### ***Презентации на образовательном портале по разделу 1.9***

*(См. Образовательный портал. ОСНОВЫ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ 1 семестр. ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ БЛОК материалы к Лекциям)*

Дисперсные системы.

Понятие о водородном показателе pH растворов.

#### ***Видеоролики на образовательном портале по разделу 1.9***

**Понятие о водородном показателе pH**

**Примеры решения задач на водородный показатель pH**

**Вопросы для самостоятельного контроля по разделу 1.9:**

1. Что такое дисперсные системы? Что относят к коллоидным растворам?
2. Какими способами можно измерить кислотность, или щёлочность растворов? Как определить pH растворов сильных электролитов. Будет ли отличаться расчёт pH для слабых электролитов?
3. Рассчитайте pH 0,0001 М раствора  $H_2SO_4$ .
4. Рассчитайте pH 0,0001 М раствора NaOH.
5. Рассчитайте pH 0,0001 М раствора  $Ca(OH)_2$ .

ТРЕНИРОВОЧНЫЙ ТЕСТ 9 РЕШАЕТСЯ НА ОБРАЗОВАТЕЛЬНОМ ПОРТАЛЕ. Задания выполняются в тетради, в случае дистанционного формата обучения - фото выполненных заданий загружается на образовательном портале к соответствующему по номеру заданию.

Слушая лекции по разделу, повторяя их самостоятельно, используя конспекты лекций, учебники видеоролики на образовательном портале, выполните в тетраде **Задание 9:**

1. Кто изобрёл способ определения концентрации водорода в растворах. Понятие о водородном показателе pH. Ионное произведение воды. Кислотно-основные индикаторы.
2. Рассчитайте pH 0,01 М растворов серной кислоты и гидроксида натрия
3. Приведите примеры аэрозолей, пен, эмульсий, суспензий, зелей в форме таблицы (файл в задании). См. прикрепленный файл, или табл. 5

## Методические указания по разделу 1.9

Виды дисперсных систем: грубая, коллоидные и истинные (молекулярные и ионные) растворы.

### **ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!**

Растворы в зависимости от размера частиц могут быть ионные, молекулярные ( $<10^{-9}$  м, менее 1 нанометра), коллоидные (от 1 до 100 нм) . Гетерогенные системы (взвеси, суспензии, эмульсии).

**ВАЖНО!** Практически все соли являются сильными электролитами, а сильных кислот восемь и сильных оснований – по восемь.

Для сильных электролитов степень диссоциации в расчетах допускается принимать равной 1 (100%).

Таблица 5 - Примеры дисперсных систем

Обозначение	Дисперсная фаза	Дисперсионная среда	Название и пример
Г/Г	Газообразная	Газообразная	
Ж/Г	Жидкая	Газообразная	
Т/Г	Твёрдая	Газообразная	
Г/Ж	Газообразная	Жидкая	
Ж/Ж	Жидкая	Жидкая	
Т/Ж	Твёрдая	Жидкая	
Г/Т	Газообразная	Твёрдая	
Ж/Т	Жидкая	Твёрдая	
Т/Т	Твёрдая	Твёрдая	

## **2. Основы органической химии**

### **2.1 Предмет органической химии. Основные понятия и определения**

#### **Номенклатура органических веществ**

Краткое содержание:

Предмет органической химии. Основные понятия и определения: углеродный скелет, функциональная группа, радикал, изомерия, изомеры, гомологический ряд, гомологи. Номенклатура органических веществ. Углеводороды. Алканы. Алкены. Алкины. Нахождение в природе и применение. Виды изомерии. Кислородсодержащие органические вещества. Спирты, альдегиды, углеводы, кетоны, карбон. кислоты. Производные карбоновых кислот: жиры, сложные эфиры, мыла. Генетическая связь между классами кислородсодержащих соединений. Азотосодержащие органические вещества. Амины. Строение аминокислот. Пептидная связь. Белки. Превращения органических веществ. Получение этилена и изучение его свойств. Качественные реакции на альдегиды, крахмал, уксусную кислоту; денатурация белков при нагревании, цветные реакции белков.

#### ***Презентации на образовательном портале по разделу 2.1***

(См. **ОСНОВЫ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ. 2 семестр. ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ БЛОК**)

Теория строения органических соединений А.М. Бутлерова

#### ***Вопросы для самостоятельного контроля по разделу 2.1:***

1. В чём заключается сущность теории А.М. Бутлерова?
2. Каким образом в названии органического соединения отражают число атомов водорода, разветвлённость углеродной цепи, наличие и местоположение двойных и тройных связей, цикличность молекулы, наличие функциональных групп?

## Методические указания по разделу 2.1

ТРЕНИРОВОЧНЫЙ ТЕСТ 10 РЕШАЕТСЯ НА ОБРАЗОВАТЕЛЬНОМ ПОРТАЛЕ. Задания выполняются в тетради, в случае дистанционного формата обучения - фото выполненных заданий загружается на образовательном портале к соответствующему по номеру заданию. Слушая лекции по разделу, повторяя их самостоятельно, используя конспекты лекций, учебники на образовательном портале, выполните в тетраде **Задание 10**:

1. Запишите корни названий органических соединений, при числе атомов углерода от 1 до 10. Запишите названия радикалов, в зависимости от числа атомов углерода в них.

2. Запишите функциональные группы, классы органических соединений и формулы и названия простейших органических соединений различных классов.

2. Укажите функциональные группы, классы и названия органических соединений (по систематической международной номенклатуре и тривиальное):

$\text{CH}_3 - \text{C} \begin{array}{l} \text{=} \text{O} \\ \text{---} \text{OH} \end{array}$	$\text{CH}_3 - \text{CH} - \text{C} \begin{array}{l} \text{=} \text{O} \\ \text{---} \text{OH} \\   \\ \text{OH} \end{array}$
А)	Б)

**ВАЖНО!** Атомы в молекулах соединены между собой химическими связями в соответствии с их валентностью. Валентность углерода в органических соединениях равна 4.

Атомы в молекулах органических веществ соединены в определенной последовательности, которую характеризует химическое строение молекулы, её химические и физические свойства, применение вещества.

**ВАЖНО!** Количество атомов углерода в основной цепи органического соединения указывают корнем в названии 2- эт, 3-проп, 4-бут, 5-пент-, 6-окт, 7-гекс, 8-гепт, 9-нон, 10-дек, 12-додек (табл.6 )

*Таблица 6* – Корень органического соединения в зависимости от длины углеродного скелета

Количество атомов углерода в цепи	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Корень	Мет-	Эт-	Проп-	Бут-	Пент-	Гекс-	Гепт-	Окт-	Нон-	Дек-

Названия насыщенных углеводородов (в составе которых нет двойных, или тройных связей) имеют завершают суффикс -ан.

Ненасыщенные углеводороды с двойной связью – -ен.

Ненасыщенные углеводороды с двумя двойными связями – -диен.

Ненасыщенные углеводороды с тройной связью – ин.

*Пример.*

$\text{CH}_3\text{-CH}_3$  этан

$\text{CH}_3\text{=CH}_2$  этен

$\text{CH}_3\equiv\text{CH}_2$  этин

Если углеводород имеет разветвлённую цепь, то атомы углерода нумеруют, а названия радикалов (с суффиксами -ил) перечисляют до корня названия углеводорода, см. табл. 7.

Таблица 7 - Названия углеводородов с разветвленной цепью

Правила	Примечание	Примеры
1. Выбрать углеводородную основу	смотри табл.6	—
2. Цифрами отметить, где находятся радикалы	цифры должны быть минимальными	$  \begin{array}{cccc}  1 & 2 & 3 & 4 \\  \text{CH}_3 - & \text{CH} - & \text{CH}_2 - & \text{CH}_3 \\  &   & & \\  & \text{CH}_3 & & \\  & \text{2-метилбутан,} & & \\  & \text{а не 3-метилбутан} & &   \end{array}  $
3. Радикалы перечислить в порядке увеличения массы	метил, этил, пропил и т.д.	$  \begin{array}{cccccc}  1 & 2 & 3 & 4 & 5 \\  \text{CH}_3 - & \text{CH} - & \text{CH} - & \text{CH}_2 - & \text{CH}_3 \\  &   &   & & \\  & \text{C}_2\text{H}_5 & \text{CH}_3 & & \\  & \text{3-метил-2-этилпентан} & & &   \end{array}  $
4. Сосчитать количество одинаковых радикалов	обозначить приставками: ди – два одинаковых радикала; три – три одинаковых радикала; тетра – четыре одинаковых радикала; пента – пять одинаковых радикалов и т.д.	$  \begin{array}{ccc}  \text{CH}_3 & & \text{CH}_3 \\    & &   \\  \text{CH}_3 - \text{C} - & \text{CH}_2 - & \text{C} - \text{CH}_3 \\    & &   \\  \text{CH}_3 & & \text{CH}_3 \\  \text{2, 2, 4, 4 -тетраметилпентан}  \end{array}  $

**ВАЖНО!** Если в составе органического соединения есть функциональные группы (-ОН - гидрокси; -СООН - карбокси и др ), к суффиксу добавляется соответствующее окончание (табл. 8)

Таблица 8 – Примеры функциональных групп в органических соединениях

Функциональная группа	Приставка	Суффикс	
<div style="display: flex; align-items: center; justify-content: center;"> <div style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg); border: 1px solid black; padding: 5px;">Падение старшинства</div> <div style="font-size: 2em; margin: 0 10px;">↓</div> </div>	- (C)OOH*	-	- овая кислота
	- COOH	карбокси-	- карбоновая кислота
	- SO <sub>3</sub> H	Сульфо-	- сульфокислота
	- (C)H=O*	Оксо-	- аль
	- CH=O	Формил-	- карбальдегид
	>C=O	Оксо-	- он
	- OH	Гидрокси-	- ол
	- SH	Мерканто-	- тиол
	- NH <sub>2</sub>	Амино-	- амин
	- NO <sub>2</sub>	Нитро-	-
	- OR	Алкокси-	-
	- F, - Cl, - Br, - I (- Hal)	Фтор-, хлор-, бром-, йод- (галоген-)	-
* - Атом углерода в скобках входит в состав главной углеродной цепи.			

Простейшие соединения некоторых классов соединений приведены в табл. 9.

Если в органическом соединении один вид функциональных групп, то углеводную основу нумеруют таким образом, чтобы цифры расположения функциональных групп были минимальными, примеры см. в табл 10.

Таблица 9 - Простейшие соединения некоторых классов соединений

Класс соединения	Формула	Простейшее соединение	Название по рациональной номенклатуре
Насыщенные углеводороды	$\text{H}_3\text{C}-\boxed{\text{CH}_2}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	метан	метилэтилметан
Ненасыщенные углеводороды	$\text{H}_3\text{C}-\overset{\alpha}{\text{C}}\text{H}=\overset{\beta}{\text{C}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ $\text{CH}_3$	этилен	$\alpha$ -метил- $\beta$ -метил- $\beta$ -этилэтилен
	$\text{H}_3\text{C}-\boxed{\text{C}\equiv\text{C}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	ацетилен	метилэтилацетилен
Спирты	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\boxed{\text{CH}}-\text{CH}_3$ $\text{OH}$	карбинол	метилэтилкарбинол
Альдегиды	$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	уксусный альдегид	Изопропилуксусный альдегид
Кетоны	$\text{H}_3\text{C}-\boxed{\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3}$	ацетон	метилацетон

Если в органическом веществе содержится несколько функциональных групп, то более высокая по старшинству группа обозначается суффиксом, а низкая по старшинству группа в названии указывается приставкой (табл. 8), примеры в табл. 11.

Таблица 10 - Названия органических соединений с одной функциональной группой

Правила	Примечание	Примеры
1. Выбрать углеводородную основу	см. табл. 6	—
2. Функциональные группы обозначить суффиксами	см. табл. 8	—
3. Цифрами отметить где находятся функциональные группы	цифры должны быть минимальными	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ 2-бутанон, а не 3-бутанон
4. Сосчитать количество одинаковых функциональных групп	обозначить приставками: ди – две одинаковые функциональные группы и т.д.	$\text{CH}_2-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\underset{\text{OH}}{\text{CH}_2}$ 1,2,3 – пропантриол

Таблица 11 - Названия органических соединений с двумя и более функциональными группами

Правила	Примечание	Примеры
1. Выбрать углеводородную основу	см. табл. 6	—
2. Сосчитать количество одинаковых функциональных групп	обозначить приставками: ди – две одинаковые функциональные группы; три – три одинаковые функциональные группы; тетра – четыре одинаковые функциональные группы; пента – пять одинаковых функциональных групп и т.д.	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{HO} - \text{C} - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{C} \begin{array}{l} \parallel \\ \text{O} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array} \\   \\ \text{OH} \end{array}$ <p>2-окси-1,2-бутандиовая кислота</p>
3. Наиболее старшую группу обозначить суффиксом	группа, расположенная в табл. 8	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{C} \begin{array}{l} \parallel \\ \text{O} \\ \diagdown \\ \text{H} \end{array} \\   \quad   \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$ <p>2,3-диокси-1-пропаналь</p>
4. Все остальные группы обозначить соответствующими приставками	см. табл. 8	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{C} \begin{array}{l} \parallel \\ \text{O} \\ \diagdown \\ \text{H} \end{array} \\   \quad   \\ \text{OH} \quad \text{NH}_2 \end{array}$ <p>2-амино-3-окси-1-пропановая кислота</p>

## 2.2 Углеводороды. Алканы. Алкены. Алкины. Нахождение в природе и применение. Виды изомерии

### *Презентации на образовательном портале по разделу 2.2*

(См. ОСНОВЫ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ. 2 семестр. ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ БЛОК)

Номенклатура и изомерия алканов

Химические и физические свойства алканов

Алкены. Физические и химические свойства

Алкадиены. Типы алкадиенов

Алкины, гомологический ряд алкинов

Понятие о циклоалканах

Бензол - представитель ароматических углеводородов

***Вопросы для самостоятельного контроля по разделу 2.2:***

1. Какая химическая формула у простейшего представителя алканов, алкенов, алкинов, циклоалканов, ароматических углеводородов?
2. Приведите примеры следующих видов изомерии углеводородов: изомерия углеродного скелета, изомерия положения кратной связи.
3. Приведите примеры реакции химических реакций.

ТРЕНИРОВОЧНЫЙ ТЕСТ 11 РЕШАЕТСЯ НА ОБРАЗОВАТЕЛЬНОМ ПОРТАЛЕ. Задания выполняются в тетради, в случае дистанционного формата обучения - фото выполненных заданий загружается на образовательном портале к соответствующему по номеру заданию.

Слушая лекции по разделу, повторяя их самостоятельно, используя конспекты лекций, учебники на образовательном портале, выполните в тетраде **Задание 11:**

1. Общая формула алканов. Типы изомерии, возможные для алканов, приведите примеры.
2. Общие формулы алкенов и алкинов. Типы изомерии, возможные для алкенов, алкинов, приведите примеры.
3. Запишите реакцию присоединения воды, используя правило Марковникова.

## Методические указания по разделу 2.2

Углеводороды – класс органических соединений, состоящих из углерода и водорода. В зависимости от связей между атомами углерода, углеводороды делятся на предельные, непредельные и ароматические.

**ВАЖНО!** Предельные и непредельные (нециклические) углеводороды относят к **алифатическим**.

Алканы содержат только одинарные связи, в их названии применяется суффикс -ан.

Алкены содержат двойную связь, алкодиены – две двойных связи, в их название применяется суффикс -ен, или -диен, соответственно.

Алкины содержат тройную связь, суффикс -ин (табл. 10)

*Таблица 12* - Суффикс в органическом соединении в зависимости от наличия кратных связей

Степень насыщенности	Одинарная связь (C-C)	Двойная связь (C=C)	Тройная связь (C≡C)
Суффикс	-ан	-ен	-ин

В настоящее время **аренами, или ароматическими углеводородами**, называют углеводороды, имеющие в составе ароматическую (или бензоидную) систему связей. К аренам относят бензол и его гомологи. К небензоидным ароматическим соединениям относят такие циклические соединения, которые не содержат бензольного кольца, но проявляют свойства ароматических соединений, например, азулен.

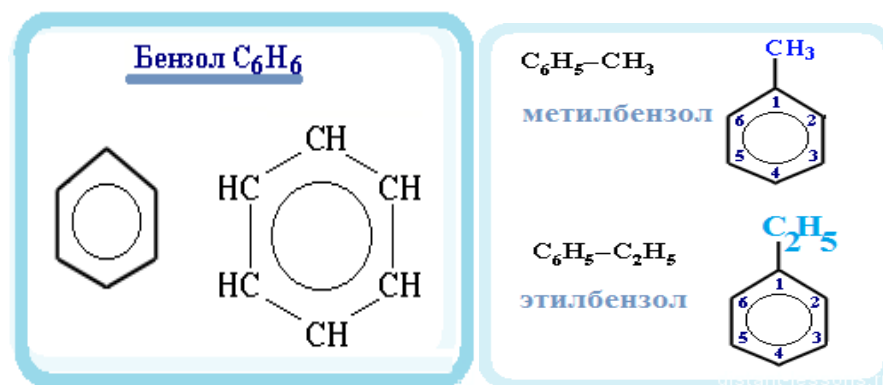


Рис. 5. Бензольное кольцо в бензоле, метилбензоле, этилбензоле

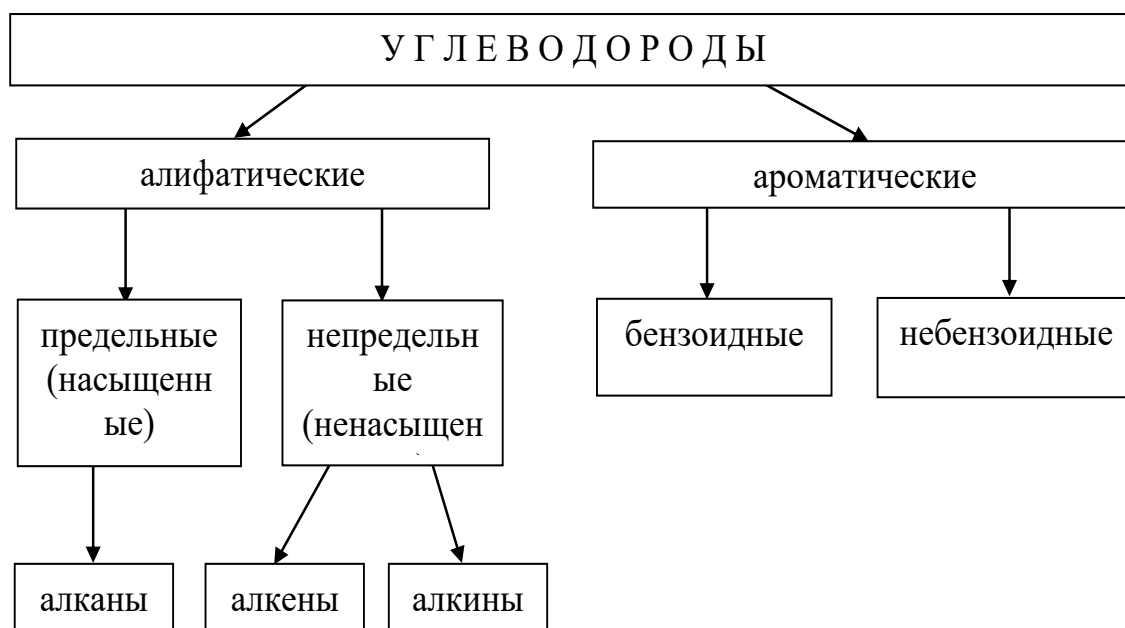
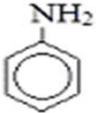


Рис. 6. Классификация углеводородов

**ВАЖНО!** Обратите внимание, если положение заместителей в ароматических углеводородах через один атом углерода бензольного кольца – это обозначается приставкой мета-, через два атома углерода – приставкой пара- (см. в табл. 13, крезол, ксилол)

Таблица 13 – Тривиальные и систематические названия некоторых органических веществ

Название по тривиальной номенклатуре	Название по систематической номенклатуре IUPAC	Формула
Ацетальдегид	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}\begin{matrix} \text{H} \\ \diagup \\ \text{O} \end{matrix}$	Этаналь
Ацетилен	Этин	$\text{CH} \equiv \text{CH}$
Анилин	Фениламин	
Бензиловый спирт	Фенилметанол	
Винилацетилен	Бутен-1-ин-3	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{C} \equiv \text{CH}$
Глицерин	Пропантриол	$\begin{matrix} \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \\   \\ \text{HC}-\text{OH} \\   \\ \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \end{matrix}$
Дивинил	Бутадиен-1,3	$\text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$
Изобутан	2-метилпропан	$\begin{matrix} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 \end{matrix}$
Изопрен	2-метилбутадиен-1,3	$\begin{matrix} \text{H}_2\text{C}=\text{C}-\text{HC}=\text{CH}_2 \\   \\ \text{CH}_3 \end{matrix}$
Крезол	Метилфенол	
Ксилол	Диметилбензол	

Некоторые химические свойства углеводов приведены в табл. 14, 15.

Таблица 14 - Реакции алканов

Тип реакции	Разновидности	Образующиеся продукты
1. Замещение атомов водорода	а) галогенами (-F, -Cl, -Br, -I)	галогенводороды
	б) нитрогруппой (-NO <sub>2</sub> )	нитросоединения
	в) сульфогруппой (-SO <sub>3</sub> H)	сульфопроизводные
2. Окисление	а) ≈ 300 <sup>0</sup> С	СО <sub>2</sub> , Н <sub>2</sub> О и Q
	б) ≈ 200 <sup>0</sup> С, катализаторы (KM <sub>4</sub> O <sub>4</sub> , K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> , K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> )	спирты, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты
3. Крекинг	а) термический (450-700 <sup>0</sup> С)	смесь алканов и алкенов
	б) каталитический	смесь разветвленных алканов

Таблица 15 - Реакции алкенов

Тип реакции	Разновидности	Образующиеся продукты
1. Присоединение	а) водорода	алканы
	б) галогена	вицинальные дигалогенопроизводные
	в) галогеноводорода	моногалогенопроизводные*
	г) воды	спирты*
	д) серной кислоты	сульфоновые кислоты*
2. Окисление	а) в нейтральной среде (O + HOH) реакция Вагнера	двухатомные спирты-диолы
	б) в кислой среде	смесь кетонов и карбоновых кислот
3. Полимеризация	а) димеризация	димер
	б) тримеризация	тример
	в) полимеризация	полимер

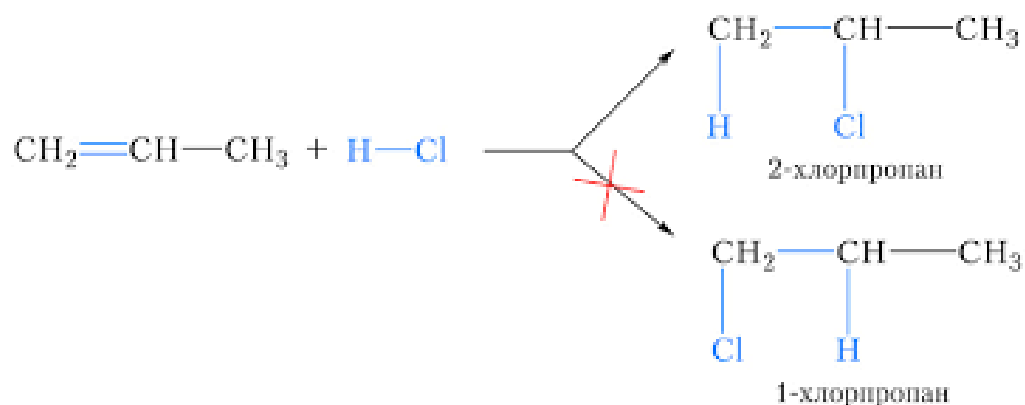
\* Реакция идёт по правилу Марковникова

## ВАЖНО!

**Правило Марковникова:** При разрыве двойной связи в молекулах несимметричных алкенов водород присоединяется к более гидрированному атому углерода (с наибольшим числом атомов водорода).

Пример. Запишите реакцию присоединения хлороводорода к пропену.

*Решение.* Исходя из табл.  $C_3H_6 + H_2O \rightarrow C_3H_7OH$  при присоединении воды к пропену образуется пропиловый спирт (пропанол). По правилу Марковникова, при раскрытии двойной связи, водород присоединяется к первому атому углерода, у которого изначально больше атомов водорода (2), чем атомов водорода у второго атома углерода (1).



## 2.3 Кислородсодержащие органические вещества. Спирты, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты, углеводы

### ***Презентации на образовательном портале по разделу 2.3***

(См. ОСНОВЫ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ. 2 семестр. ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ БЛОК)

Одноосновные карбоновые кислоты. Строение, физические свойства, номенклатура.

Химические свойства предельных одноатомных спиртов.

Альдегиды, строение и их свойства.

Углеводы. Классификация и состав углеводов. Генетическая связь углеводов, спиртов, альдегидов и карбоновых кислот.

### ***Видео на образовательном портале по разделу 2.3***

**Реакции окисления, нуклеофильного присоединения альдегидов и кетонов.**

### ***Вопросы для самостоятельного контроля по разделу 2.2:***

1. Какая химическая формула у простейшего представителя спиртов, альдегидов, кетонов, карбоновых кислот?
2. Приведите пример моносахарида, дисахарила, полисахарида.
3. Приведите пример двухосновной карбоновой кислоты, двух- и трёх-атомного спирта.

**ТРЕНИРОВОЧНЫЙ ТЕСТ 12 РЕШАЕТСЯ НА ОБРАЗОВАТЕЛЬНОМ ПОРТАЛЕ.** Задания выполняются в тетради, в случае дистанционного формата обучения - фото выполненных заданий загружается на образовательном портале к соответствующему по номеру заданию.

Слушая лекции по разделу, повторяя их самостоятельно, используя конспекты лекций, учебники на образовательном портале, выполните в тетраде **Задание 12:**

1. Чем отличаются строение молекул глюкозы и фруктозы?
2. Сколько времени потребуется, чтобы в 10 листьев растений образовалось 0,9 г глюкозы, если площадь каждого листа составляет 10 см<sup>2</sup>, солнечная энергия используется на 10%, а каждый квадратный сантиметр получает 2 Дж энергии солнца?
3. В трёх пробирках находятся растворы глицерина, ацетальдегида и глюкозы, соответственно. Определите содержимое каждой пробирки. Составьте наиболее рациональный план проведения анализа. Напишите уравнения реакций.

### Методические указания по разделу 2.2

#### **ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!**

Общая формула спиртов R- (OH)<sub>n</sub>. Углеводы (сахара), жиры, воски, жирные масла являются производными спиртов. Если углевод содержит три атома углерода, он называется триоза; четыре – тетроза, пять – пентоза; шесть – гексоза.

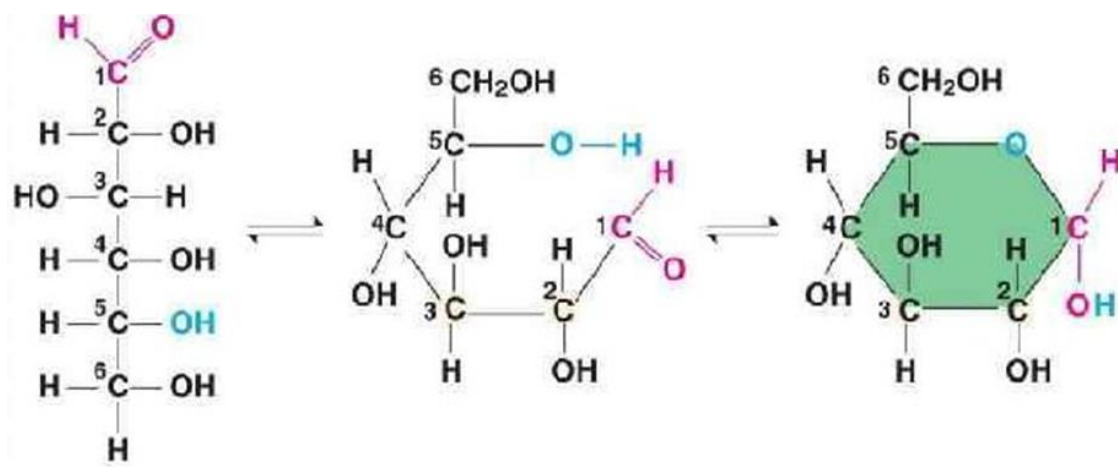


Рис. 7. Взаимопревращение циклической и линейной формы глюкозы

Углевод глюкоза, или виноградный сахар, или декстроза (D-глюкоза),  $C_6H_{12}O_6$  – представитель гексоз, моносахарид. Может находиться в циклической и линейной формах, см. рис. 7. Взаимопревращения линейной в циклическую форму характерны для многих углеводов.

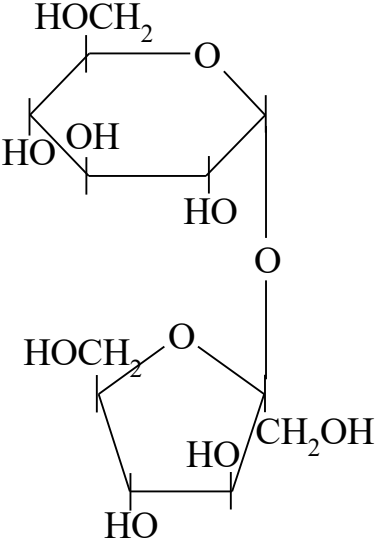
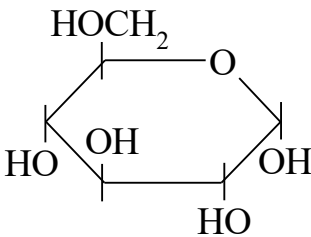
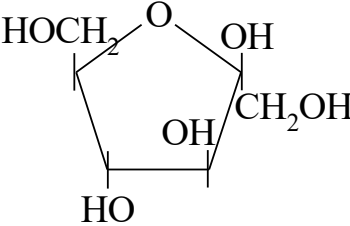
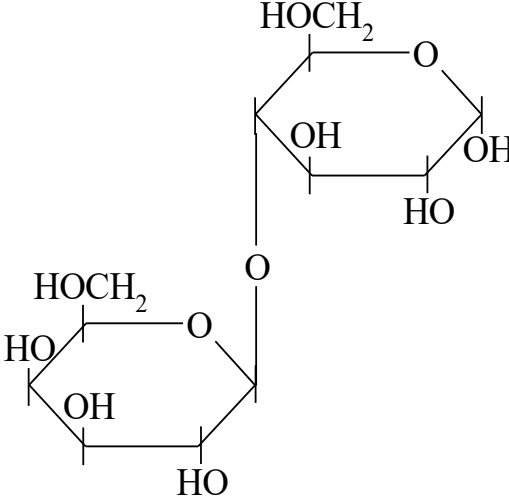
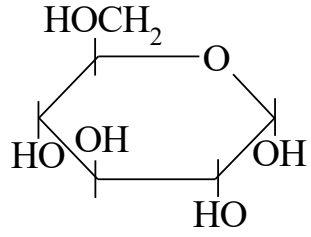
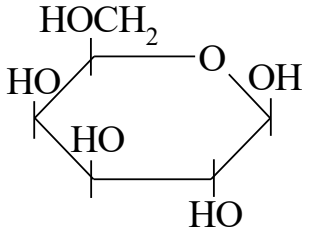
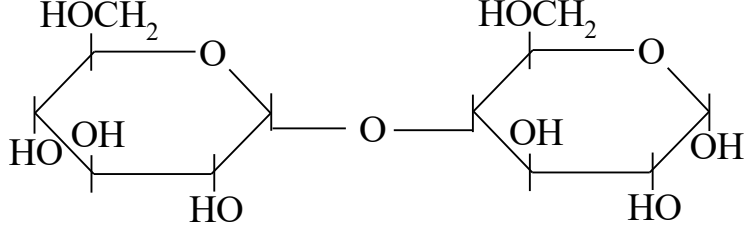
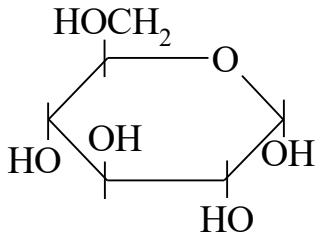
### **ВАЖНО!**

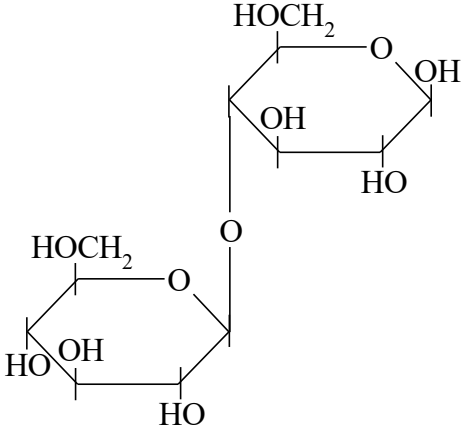
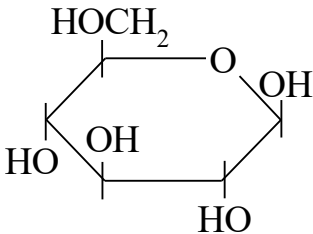
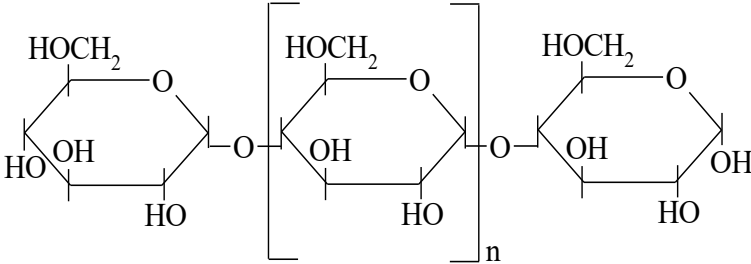
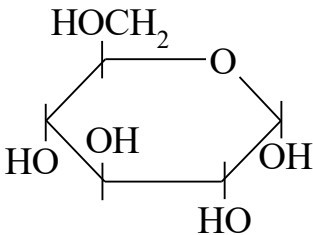
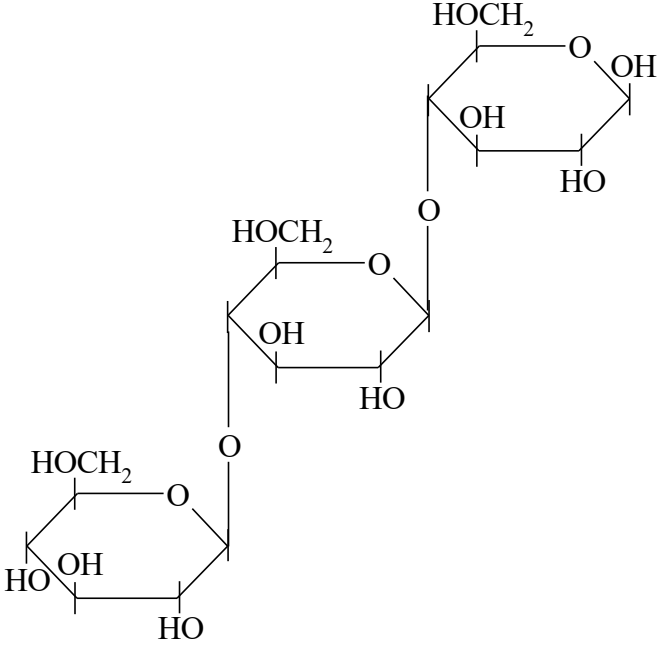
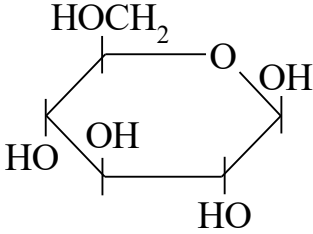
Если углевод образован двумя молекулами моносахаридов, он называется дисахаридом. Моно- и дисахариды называют простыми углеводами. Дисахариды могут быть гидролизованы до моносахаридов.

Если химическая формула углевода содержит большое количество простых углеводов, его называют полисахаридом.

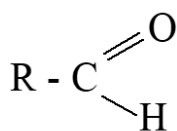
Строение некоторых дисахаридов и полисахаридов показано в табл. 16.

Таблица 16 - Структура и продукты гидролиза дисахаридов и полисахаридов

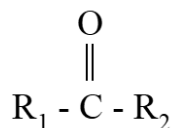
Углевод	Продукты гидролиза	
 <p style="text-align: center;"><b>САХАРОЗА</b> (дисахарид растений)</p>	 <p style="text-align: center;"><math>\alpha</math>-глюкоза</p>	 <p style="text-align: center;"><math>\beta</math>-фруктоза</p>
 <p style="text-align: center;"><b>ЛАКТОЗА</b> (дисахарид молока)</p>	 <p style="text-align: center;"><math>\alpha</math>-глюкоза</p>	 <p style="text-align: center;"><math>\beta</math>-галактоза</p>
 <p style="text-align: center;"><b>МАЛЬТОЗА</b> (дисахарид: образуется при неполном гидролизе крахмала)</p>	 <p style="text-align: center;">две <math>\alpha</math>-глюкозы</p>	

Углеввод	Продукты гидролиза
 <p style="text-align: center;"><b>ЦЕЛЛОБИОЗА</b> (дисахарид; образуется при неполном гидролизе целлюлозы)</p>	 <p style="text-align: center;">две β -глюкозы</p>
 <p style="text-align: center;"><b>АМИЛОЗА</b> (полисахарид крахмала)</p>	 <p style="text-align: center;">(α-глюкоза)<sub>n</sub></p>
 <p style="text-align: center;"><b>ЦЕЛЛЮЛОЗА</b> <b>КЛЕТЧАТКА</b> (полисахарид растений, древесины)</p>	 <p style="text-align: center;">(β-глюкоза)<sub>n</sub></p>

**ВАЖНО!** Общие формулы альдегидов и кетонов:




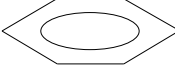
альдегид



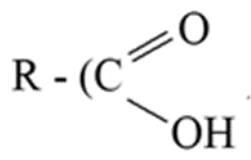
кетон

Классификация спиртов представлена в табл. 17

Таблица 17 - Классификация спиртов

Параметр классификации	Виды спиртов	Примеры
1. По радикалу	а) предельные	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ этанол (этиловый спирт)
	б) непредельные	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{OH}$ 3-пропен-1ол (аллиловый спирт)
	в) ароматические	 $-\text{CH}_2 - \text{OH}$ фенилметанол (бензиловый спирт)
	г) фенолы	 $-\text{OH}$ оксибензол (фенол)
2. По количеству OH-групп	а) одноатомные (алкоголи)	$\text{CH}_3 - \text{OH}$ метанол (метилловый спирт)
	б) двухатомные (гликоли)	$\text{HO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ 1,2-этандиол (этиленгликоль)
	в) трехатомные (глицерины)	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 \\   \quad   \quad   \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$ 1, 2, 3 – пропантриол (глицерин)
	г) многоатомные	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH} - \text{CH} - \text{CH}_2 \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$ 1,2,3,4,5-пентанпентаол (пентит)
3. По положению OH-группы	а) первичные	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ первичный
	б) вторичные	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\   \\ \text{OH} \end{array}$ вторичный
	в) третичные	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\   \\ \text{OH} \end{array}$ третичный

### Общая формула карбоновых кислот



**ВАЖНО!** Как и большинство органических соединений, карбоновые кислоты могут называться по систематической номенклатуре и тривиальным названием, примеры которых приведены в табл. 18.

*Таблица 18* - Примеры систематического и тривиального названия карбоновых кислот

Формула кислоты		Название по систематической номенклатуре	Тривиальное название	Название соли
$\text{H} - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$	C <sub>1</sub>	метановая	муравьиная	формиат
$\text{CH}_3 - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$	C <sub>2</sub>	этановая	уксусная	ацетат
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$	C <sub>3</sub>	пропановая	пропионовая	пропионат
$\text{C}_{17}\text{H}_{33} - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$	C <sub>18</sub>	9-окта-декановая	олеиновая	олеинат
$\text{C}_{17}\text{H}_{31} - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$	C <sub>18</sub>	9,12-окта-декадиеновая	линолевая	линолеат
		бензол-карбоновая	бензойная	бензоат

## 2.4 Производные карбоновых кислот: жиры, сложные эфиры, мыла.

### Генетическая связь между классами кислородсодержащих соединений.

#### **Презентации на образовательном портале по разделу 2.4**

(См. ОСНОВЫ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ. 2 семестр. ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ БЛОК)

Жиры

Сложные эфиры

#### **Видео на образовательном портале по разделу 2.4**

Сложные эфиры, жиры, мыла

#### **Вопросы для самостоятельного контроля по разделу 2.4:**

1. Что представляет собой химическая формула жира. Какая химическая формула у глицерина? Назовите представителей жирных кислот.
2. Чем химические формулы жиров отличаются от жирных масел (жидких жиров)?
3. Какова химическая формула простейшего представителя сложного эфира? Как его можно получить?
4. Ким образом получают мыла из жиров?

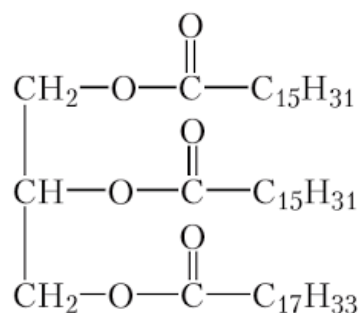
**ТРЕНИРОВОЧНЫЙ ТЕСТ 13 РЕШАЕТСЯ НА ОБРАЗОВАТЕЛЬНОМ ПОРТАЛЕ.** Задания выполняются в тетради, в случае дистанционного формата обучения - фото выполненных заданий загружается на образовательном портале к соответствующему по номеру заданию.

Слушая лекции по разделу, повторяя их самостоятельно, используя конспекты лекций, учебники на образовательном портале, выполните в тетраде **Задание 13:**

1. Напишите структурную формулу 2-метилпропилпропионата
2. Как из метанола получить метилформиат? Напишите уравнения реакций.
3. Какие органические соединения называют мылами. Как их получают? Назовите достоинства и недостатки синтетических моющих средств.

#### Методические указания по разделу 2.4

Жир соединение сложных эфиров глицерина и высших карбоновых кислот, например пальмитиновой ( $C_{17}H_{33}-COOH$ ) кислоты.  $C_{15}H_{31}-COOH$  и стеариновая кислоты:



Формулы некоторых жирных кислот приведены в табл. 18 (олеиновой, линоленовой).

**ВАЖНО!** В результате реакции гидрирования (гидрогенизации) жидких жиров можно получить отверждённые жиры – саломасы, растительные жиры. Их используют, например, в составе маргаринов (рис. 8)

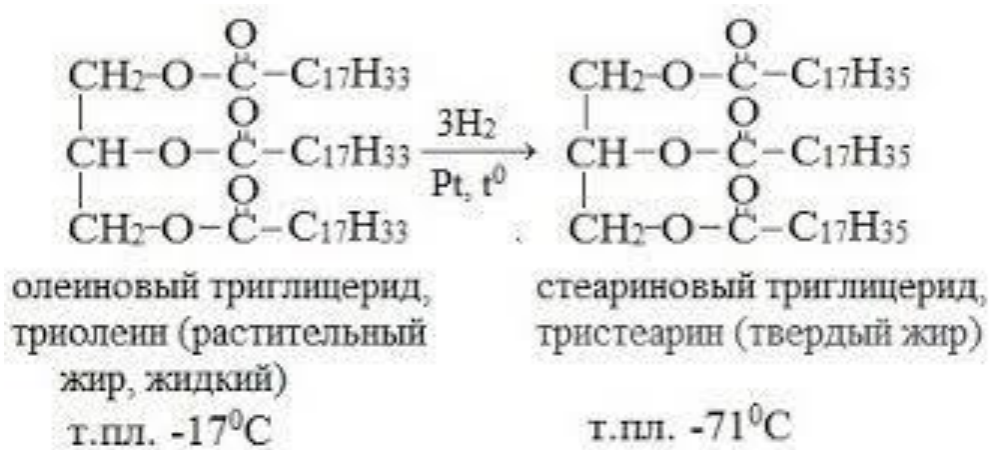


Рис. 8. Получение маргарина гидрогенизацией растительного масла

**ВАЖНО!** С помощью реакции омыления жира со щелочами получают мыло, которое является солью высших жирных кислот.

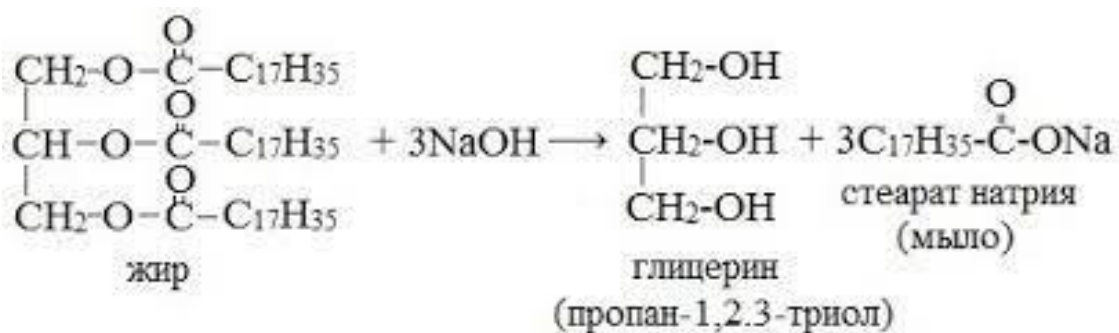


Рис. 9. Получение мыла реакцией омыления жира

Все классы органических соединений, содержащие кислород генетически связаны между собой и с другими органическими веществами. Их взаимопревращения обусловлены изменением степени окисления атома углерода, соединённого с кислородом, т.е. являются окислительно-восстановительными реакциями.

Например, генетические связи кислородсодержащих органических соединений и углеводов можно представить следующей схемой, представленной на рис. 10.

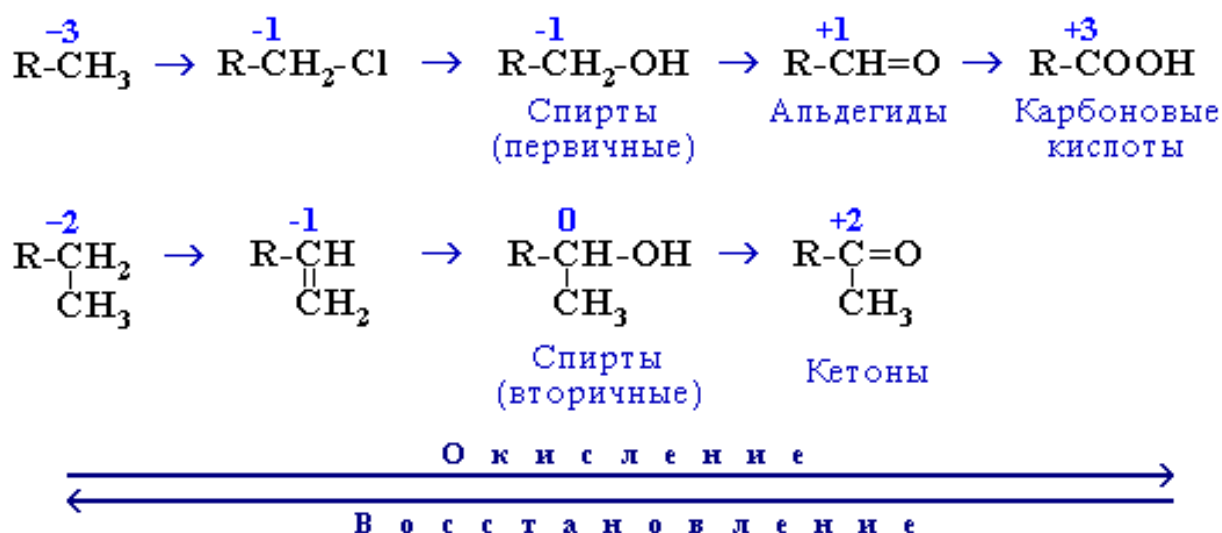


Рис. 10. Изменение степени окисления углерода в результате ОВР.

## 2.5 Азотосодержащие органические вещества. Амины. Строение аминокислот. Пептидная связь. Белки.

*Презентации на образовательном портале по разделу 2.5*

### **Аминокислоты. Названия и свойства аминокислот**

#### **Вопросы для самостоятельного контроля по разделу 2.5:**

1. Что такое амины. Где они нашли своё применение?
2. Какая химическая формула и название простейшего представителя аминов?
3. Какие классы аминокислот можно назвать?
4. Среди представленных ниже аминокислот выберите серосодержащую.
  - 1) гистидин
  - 2) метионин
  - 3) треонин
  - 4) изолейцин

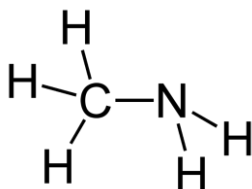
ТРЕНИРОВОЧНЫЙ ТЕСТ 14 РЕШАЕТСЯ НА ОБРАЗОВАТЕЛЬНОМ ПОРТАЛЕ. Задания выполняются в тетради, в случае дистанционного формата обучения - фото выполненных заданий загружается на образовательном портале к соответствующему по номеру заданию.

Слушая лекции по разделу, повторяя их самостоятельно, используя конспекты лекций, учебники на образовательном портале, выполните в тетраде **Задание 14:**

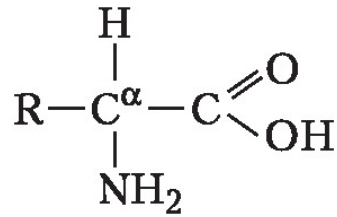
1. Напишите структурные формулы всех изомерных аминов, соответствующих составу  $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$ , без учёта аминов циклического строения. Назовите их.
2. Качественные реакции на органические вещества. В трёх пробирках содержатся глицерин, анилин и муравьиная кислота, соответственно. Определите содержимое каждой пробирки с помощью характерных реакций. Составьте наиболее рациональный план проведения реакций.
3. Напишите формулы и названия незаменимых аминокислот.

#### Методические указания по разделу 2.5

**Амины** - органические основания, образованные из аммиака, путём замещения 1,2 или 3 атомов водорода на органические радикалы. Простейший представитель аминов – метиламин  $\text{H}_3\text{C-NH}_2$ , или



**ВАЖНО!** Общий вид аминокислот:  $\text{H}_2\text{N-CH(R)-COOH}$ , или



Если аминогруппа  $-\text{NH}_2$  присоединяется с атому углерода, ближайшим с карбоксильной группе  $-\text{COOH}$ , то в названии аминокислоты указывается «альфа».

**Белки** состоят из аминокислот, связанных между собой пептидной связью (рис. 11):

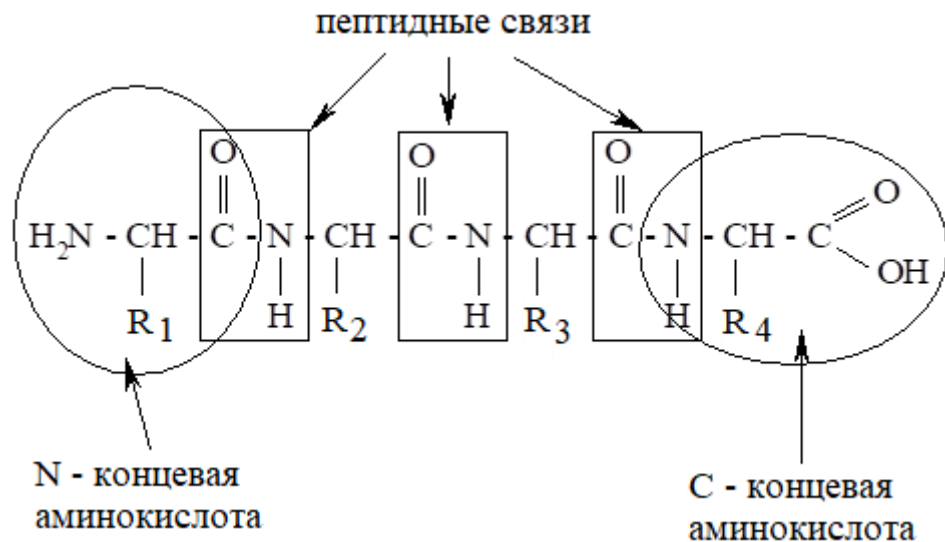
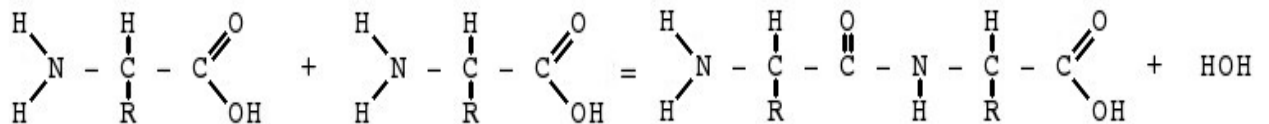


Рис. 11. Схема образования пептидных связей.

Примеры различных видов аминокислот представлены в табл.19.

Таблица 19 - Классификация аминокислот

Вид классификации	Представители	Примеры
1. Структурная	а) ациклические незамещенные	глицин, аланин, валин, лейцин, изолейцин
	б) ациклические замещенные	
	- спиртоаминокислоты	серин, треонин
	- тиоаминокислоты	цистеин, цистин, метионин
	- карбоксиаминокислоты	аспарагиновая, глутаминовая
	- диаминокислоты	лизин, аргинин
	в) циклические	
	- ароматические	фенилаланин, тирозин
	- гетероциклические	триптофан, гистидин
	- иминокислоты	пролин, оксипролин
2. Электрохимическая	а) нейтральные	глицин, аланин, серин, цистеин, цистин, треонин, метионин, валин, лейцин, изолейцин, фенилаланин, тирозин, триптофан, пролин, оксипролин
	б) кислые	аспарагиновая, глутаминовая
	в) основные	лизин, аргинин, гистидин
3. Биологическая (физиологическая)	а) заменимые	глицин, аланин, серин, цистеин, цистин, тирозин, пролин, оксипролин, аспарагиновая, глутаминовая, аргинин, гистидин
	б) незаменимые	треонин, метионин, валин, лейцин, изолейцин, фенилаланин, триптофан, лизин

### **3 Химия элементов. Основы аналитической химии**

#### **3.1 S-, p-, d-элементы. Электронное строение s-элементов. Свойства простых веществ. S-элементы в биологических системах**

Краткое содержание:

S-, s-, p-, d-элементы. Электронное строение. Свойства простых веществ. S-, s-, p-, d-элементы в биологических системах. Химия f-элементов. Практическое применение S-, s-, p-, d, f-элементов в различных видах деятельности. Правила безопасной работы с химическими веществами. Основные правила техники безопасности в химической лаборатории. Химическая посуда. Выполнение и защита исследовательских проектов.

#### ***Презентации на образовательном портале по разделу 3.1***

Водород

Бериллий

Щелочные металлы

#### ***Видеоролики на образовательном портале по разделу 3.1***

[Общая характеристика s-, p-, d-элементов.](#)

[Общая характеристика s-, p-, d-элементов.](#)

[Строение атомов s-, p-, d-элементов.](#)

#### ***Вопросы для самостоятельного контроля по разделу 3.1:***

1. Что такое буферный раствор. Приведите пример такого раствора с s-, p-, d-элементами. Для чего используются буферные растворы?
2. Какие металлы получают восстановлением из соединений? Какие окислительно-восстановительные реакции происходят в биологических системах? Приведите примеры.

3. Каким образом количественно определить содержание ионов кальция и магния в воде?

3.2 Р-элементы. Электронное строение. Свойства простых веществ. ОВ свойства, р-элементы в биологических системах

***Презентации на образовательном портале по разделу 3.2***

Алюминий

Азот

Кислород

Озон

Вода

Кремний

Сера

Углерод

Фосфор

Галогены

***Видеоролики на образовательном портале по разделу 3.2***

Алюминий - самый распространенный металл на земле.

Азот и его свойства.

Фосфор и его соединения.

Кислород и озон.

Сера и её соединения.

Галогены.

**Вопросы для самостоятельного контроля по разделу 3.2:**

1. В каких случаях азот, фосфор, сера и хлор могут проявлять свойства как восстановителя, так и окислителя, в зависимости от условий химической реакции?
2. Приведите примеры практического использования гидролиза солей, содержащих азот в составе катиона и аниона.
3. Приведите примеры использования гидролиза солей фосфора, серы, галогенов в составе аниона.

ТРЕНИРОВОЧНЫЙ ТЕСТ 15 РЕШАЕТСЯ НА ОБРАЗОВАТЕЛЬНОМ ПОРТАЛЕ. Задания выполняются в тетради, в случае дистанционного формата обучения - фото выполненных заданий загружается на образовательном портале к соответствующему по номеру заданию.

Слушая лекции по разделу, повторяя их самостоятельно, используя конспекты лекций, учебники на образовательном портале, выполните в тетраде **Задание 15:**

1. Укажите окислительным, или восстановительным является следующее превращение, а также сколько электронов принимает/отдаёт окислитель/восстановитель:



2. Вычислить массовую долю  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  в технической соде, если её навеску массой 0,2840 г растворили в мерной колбе вместимостью 100 мл, а на титрование 10 мл этого раствора пошло 4,85 мл 0,1 М раствора  $\text{HCl}$ .
3. Запишите уравнения, в случае, если возможны реакции замещения между хлоридом цинка и а) Магнием; б) Алюминием; в) Марганцем

3.3 D-элементы. Электронное строение. Свойства простых веществ. ОВ  
свойства, d-элементы в биологических системах

*Презентации на образовательном портале по разделу 3.3*

Железо

*Видеоролики на образовательном портале по разделу 3.3*

Взаимосвязь d-элементов и их соединений.

D-элементы. Медь. Цинк.

*Вопросы для самостоятельного контроля по разделу 3.3:*

1. Электронная и электронно-графическая формула атомов цинка, железа, меди, серебра.
2. Электронная и электронно-графическая формула катионов  $Zn^{+2}$ ,  $Fe^{+2}$ ,  $Fe^{+3}$ ,  $Cu^{+2}$ ,  $Ag^{+1}$ .
3. Катионы d-элементов как биоэлементы.

ТРЕНИРОВОЧНЫЙ ТЕСТ 16 РЕШАЕТСЯ НА ОБРАЗОВАТЕЛЬНОМ ПОРТАЛЕ. Задания выполняются в тетради, в случае дистанционного формата обучения - фото выполненных заданий загружается на образовательном портале к соответствующему по номеру заданию.

Слушая лекции по разделу, повторяя их самостоятельно, используя конспекты лекций, учебники на образовательном портале, выполните в тетраде **Задание 16:**

1. Качественные реакции на катионы
2. Качественные реакции на анионы.
3. Пойдёт ли ионообменная реакция между нитратом серебра (I) и хлоридом цинка? В случае, если реакция идёт, запишите молекулярное, полное ионное и краткое ионное уравнения

3.4 Химия f- элементов. Основы аналитической химии. Выполнение и защита исследовательских проектов.

***Видеоролики на образовательном портале по разделу 3.4***

**Лантаноиды (лантаниды) и их применение**

**Свойства f-элементов - лантаноидов и актиноидов**

***Вопросы для самостоятельного контроля по разделу 3.3:***

1. Приведите примеры практического использования соединений лантаноидов и актиноидов.
2. Какие индикаторы Вы знаете? Зачем применяют индикаторы в исследованиях аналитической химии?
3. На нейтрализацию 0,1 н раствора кислоты титрованием пошло 20 мл 0,2 н раствора щелочи. Какой объем раствора кислоты был взят?

**ТРЕНИРОВОЧНЫЙ ТЕСТ 17 РЕШАЕТСЯ НА ОБРАЗОВАТЕЛЬНОМ ПОРТАЛЕ.** Задания выполняются в тетради, в случае дистанционного формата обучения - фото выполненных заданий загружается на образовательном портале к соответствующему по номеру Задания.

Слушая лекции по разделу, повторяя их самостоятельно, используя конспекты лекций, рекомендуемые учебники и литературу, презентации на образовательном портале и видеоролики на образовательном портале, выполните в тетраде Задание 17:

1. Основные правила техники безопасности в химической лаборатории.
2. Перечислите правила подготовки к работе и работы с аналитическими весами.
3. Из представленных ниже рисунков выберите и зарисуйте измерительную посуду класса точности А.

1)



A)



Б)

2)



A)



Б)

3)



A)

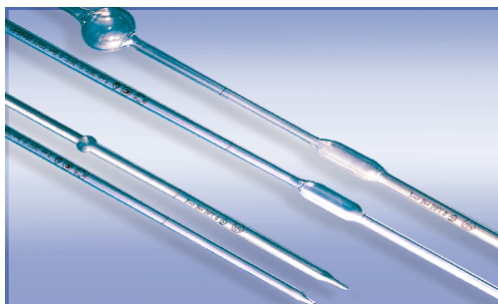


Б)

4)



A)



Б)

5)



A)



Б)



Б)

6)



A)



Б)

7)



A)



Б)

8)



A)



Б)



В)

9)



A)



Б)

10)



A)



Б)

11)



A)



Б)

12)



A)



Б)

13)



A)



Б)

14)



A)



Б)

15)



A)



Б)

16)



A)



Б)

17)



A)



Б)

18)



A)



Б)

19)



A)



Б)

20)



A)



Б)

## Рекомендуемые учебники и литература

### а) основная литература

1. Габриелян О.С., Остроумов И.Г., Сладков С.А. Химия. 10 класс. Учебник. Базовый уровень
2. Габриелян О.С., Остроумов И.Г., Сладков С.А. Химия. 11 класс. Учебник. Базовый уровень
3. Еремин В.В., Кузьменко Н.Е., Теренин В.И., Дроздов А.А., Лунин В.В.; под ред. Лунина В.В. Химия. 10 класс. Учебник. Углублённый уровень
4. Еремин В.В., Кузьменко Н.Е., Дроздов А.А., Лунин В.В.; под ред. Лунина В.В. Химия. 11 класс. Учебник. Углублённый уровень

### б) дополнительная литература

5. Химия для профессий и специальностей естественно-научного профиля : учебник : для использования в образовательном процессе образовательных организаций СПО / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, Е. Е. Остроумова, С. А. Сладков ; под ред. О. С. Габриеляна. - 7-е изд., стер. - Москва : Академия, 2020. - 393, [1] с. - (Профессиональное образование) (Общеобразовательные дисциплины). - Библиогр.: с. 390
6. Ерохин, Юрий Михайлович. Химия : задачи и упражнения : сборник задач для использования в образовательном процессе образовательных организаций СПО : учебное пособие / Ю. М. Ерохин. - 2-е изд., стер. - Москва : Академия, 2021. - 282, [1] с. - (Профессиональное образование) (Общеобразовательные дисциплины). - Библиогр.: с. 281
7. Черникова, Н. Ю. Химия в доступном изложении / Н. Ю. Черникова. — 3-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2023. — 316 с. — ISBN 978-5-507-46920-8. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/323663> (дата обращения: 20.04.2023). — Режим доступа: для авториз. пользователей.

8. Общая и неорганическая химия: практические работы для школьников : учебно-методическое пособие / под ред. М. Ю. Скрипкина. - Санкт-Петербург : СПбГУ, 2019. - 100 с. - ISBN 978-5-288-05908-7. - Текст : электронный. - URL: <https://znanium.com/catalog/product/1243848> (дата обращения: 20.04.2023). – Режим доступа: по подписке.
9. Черникова, Н. Ю. Решаем задачи по химии самостоятельно (с ответами и решениями) / Н. Ю. Черникова, Е. В. Мещерякова. — Санкт-Петербург : Лань, 2022. — 330 с. — ISBN 978-5-507-44185-3. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/247346> (дата обращения: 20.04.2023). — Режим доступа: для авториз. пользователей.
10. Учебный проект. Организация индивидуального проектного обучения. Рекомендации по выполнению и оценке проектов / И.С. Полянская, Т.Ю. Бурмагина. – Вологда-Молочное: Вологодская ГМХА, 2022. – 26 с. (дата обращения: 20.04.2023). — Режим доступа: для авториз. пользователей.

#### **в) программное обеспечение и Интернет-ресурсы**

1. Сайт о химии Внешняя ссылка: <https://www.xumuk.ru/>, свободный
2. Интерактивная игра Таблица Менделеева [https://www.xumuk.ru/igra\\_tm/](https://www.xumuk.ru/igra_tm/), свободный
3. Электронное строение атомов <https://www.xumuk.ru/esa/>, свободный
4. Сервис «Поиск неорганических реакций» [https://www.xumuk.ru/inorganic\\_reactions/search.php](https://www.xumuk.ru/inorganic_reactions/search.php), свободный
5. Сервис «Гальванопара» <http://xumuk.ru/galvanopara/>, свободный
6. Государственная образовательная платформа «Российская электронная школа» <https://resh.edu.ru/>
7. Полянская, И.С. Химия (СПО). — Образовательный портал ВГМХА. - <http://molochное.ru/moodle>



**КОМПЛЕКТ ЗАДАНИЙ ДЛЯ ВЫПОЛНЕНИЯ  
РАБОТЫ НА ИНТЕРАКТИВНЫХ ТРЕНАЖЁРАХ  
Интерактивный тренажер «Периодическая система»**

Задача (задание) 1

Пройти по ссылке: <http://www.xumuk.ru/> и найти в разделе «Сервисы» Игру «Периодическая система».

Задача (задание) 2

Выбрать параметры игры (искать по названию, охват элементов: самые простые или вся таблица) и пройти игру до того момента, пока вам не будет выставлен результат в баллах. При получении 300-500 очков и охвате «самые простые элементы» вы получаете 2 балла. Получение 500 баллов и выше и охвате «вся таблица» равнозначно получению 5 баллов.

Баллы за работу на тренажере «Периодическая система» по Рейтинг-плану

Итог в баллах тренажера	Охват элементов	
	Самые простые или верхняя часть таблицы	Вся таблица
300-400	2	4
400-500	2,5	4,5
Более 500	3	5

Задача (задание) 3

Повторите задание 2. Количество повторений в игре и подходов к тренажеру не органично. Вы должны будете пройти игру в присутствии преподавателя для подтверждения вашего результата.

**Комплект заданий для выполнения  
работы на интерактивном тренажере  
«ЭДС гальванического элемента»**

Задача (задание) 1

Рассчитать ЭДС гальванического элемента, в котором электродами являются магниевая и цинковая пластинки, опущенные в растворы их ионов с активной концентрацией 1 моль/л. Какой металл является анодом, какой катодом?

Задача (задание) 2

Пройти по ссылке: <http://www.xumuk.ru/> и найти в разделе «Сервисы» программу-тренажер «ЭДС гальванического элемента» и осуществить самоконтроль: проверить ответ, вычисляемый указанной программой.

Задача (задание) 3

Количество повторений в игре и подходов к тренажеру не органично. Вы должны пройти контроль (аналогичный самоконтролю по заданию 2) с тремя другими гальваническими элементами в присутствии преподавателя для подтверждения вашего результата. Максимальное число баллов (отсутствие ошибок) – 3 балла. За каждую ошибку снимается по 1 баллу.

**Комплект заданий для выполнения  
работы на интерактивном тренажере  
«Электронное строение атома»**

Задача (задание) 1

Пройти по ссылке: <http://www.xumuk.ru/> и найти в разделе «Сервисы» тренажер «Электронное строение атома».

Задача (задание) 2

В прямоугольнике под словом «Элемент» написать Н (водород), или выбрать его в маленькой периодической системе, находящейся в правой части указанного прямоугольника. Используя прокрутку мыши проследить до 110 элемента Uun (ун-ун-улий) количество электронов и электронную формулу элемента.

#### Задача (задание) 3

Осуществить самоконтроль: сколько электронов и какова электронная формула электронейтрального атома: Sr (стронций), Zn (цинк), Fe (железо). В случае ошибочных ответов повторить Задачу 2.

#### Задача (задание) 4

Вы должны будете пройти контроль (аналогичный самоконтролю по Задачу 3) с тремя другими атомами в присутствии преподавателя для подтверждения вашего результата. Максимальное число баллов по Рейтингу-плану (отсутствие ошибок) – 3 балла. За каждую ошибку снимается по 1 баллу.

#### **Критерии оценки:**

- оценка «отлично» выставляется студенту, если он набрал при работе на тренажерах 10-11 баллов;

- оценка «хорошо» выставляется студенту, если он набрал при работе на тренажерах 9-6 баллов;

- оценка «удовлетворительно» выставляется студенту, если он набрал при работе на тренажерах 5-3 балла;

- оценка «неудовлетворительно» выставляется студенту, если он набрал при работе на тренажерах менее 3 баллов;

- оценка «не зачтено» выставляется, если студент не подтвердил результаты работы на тренажерах в присутствии преподавателя.

## ГЛОССАРИЙ

АВОГАДРО ЧИСЛО (или постоянная Авогадро):  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  частиц вещества (см. также *МОЛЬ*).

АВОГАДРО ЗАКОН – см. *ЗАКОН АВОГАДРО*.

АДСОРБЦИЯ - концентрирование какого-либо вещества на поверхности раздела фаз. Например, концентрирование молекул газа (адсорбата) на твердой поверхности (адсорбенте). В качестве адсорбентов используют, как правило, пористые тела с сильно развитой поверхностью (пример - активированный уголь). Адсорбция может быть результатом действия только физических сил между частицами вещества, но может сопровождаться и химическим взаимодействием адсорбата с адсорбентом (хемосорбция).

а.е.м. - см. *АТОМНАЯ ЕДИНИЦА МАССЫ*.

АКТИВИРОВАННЫЙ КОМПЛЕКС - см. *ПЕРЕХОДНОЕ СОСТОЯНИЕ*.

АКЦЕПТОРНЫЕ (ЭЛЕКТРОНОАКЦЕПТОРНЫЕ) СВОЙСТВА - способность атомов элемента притягивать (удерживать) электроны. Количественной мерой акцепторных свойств атомов, образующих химическую связь, является их электроотрицательность.

АЛЛОТРОПИЯ - явление существования химического элемента в виде двух или нескольких простых веществ, различных по строению и свойствам. Эти простые вещества, различные по строению и свойствам, называются аллотропными формами или аллотропными модификациями. Например, графит и алмаз - две аллотропные формы (модификации) углерода, молекулярный кислород и озон - две аллотропные модификации кислорода. При определенных условиях аллотропные модификации могут переходить друг в друга.

АЛЬДЕГИДЫ - класс органических соединений, содержащих альдегидную группу (-СНО).

**АМОРФНОЕ** вещество - не кристаллическое вещество, т.е. вещество, не имеющее кристаллической решетки. Примеры: бумага, пластмассы, резина, стекло, а также все жидкости.

**АМФОТЕРНОСТЬ** - способность некоторых химических соединений проявлять кислотные или основные свойства в зависимости от веществ, которые с ними реагируют. Амфотерные вещества (амфолиты) ведут себя как кислоты по отношению к основаниям и как основания - по отношению к кислотам.

**АМФОЛИТЫ** - то же, что "основания амфотерные". См. также "амфотерность".

**АНИОНЫ** - отрицательно заряженные ионы.

**АТОМ** - наименьшая частица химического элемента, являющаяся носителем его свойств. Атом построен из субатомных частиц - протонов, нейтронов, электронов.

**АТОМНАЯ ЕДИНИЦА МАССЫ** (а.е.м.) - ровно 1/12 часть массы атома углерода  $^{12}_6\text{C}$ , в ядре которого 6 протонов и 6 нейтронов, а в электронной оболочке 6 электронов. Другое название - углеродная единица. Единица, в которой измеряют массу атомов, молекул и субатомных частиц. См. также *ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА* и *АТОМНЫЙ ВЕС*.

**АТОМНЫЙ ВЕС** (в численном выражении то же, что *ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА*) - масса атома какого-либо элемента, выраженная в *атомных единицах массы* (углеродных единицах). Атомный вес элемента равен среднему значению из атомных весов всех его природных изотопов с учетом их распространенности (см. §2.4). В *ИЮПАК (IUPAC)* постоянно действует Комиссия по относительной распространенности изотопов и атомным весам (Commission on Isotopic Abundances and Atomic Weights, сокращенно – CIAAW).

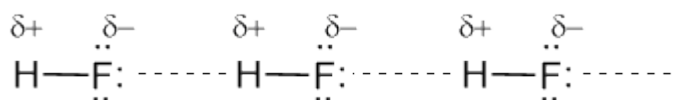
**АТОМНЫЙ НОМЕР** - то же, что порядковый номер элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева. Атомный номер численно равен положительному заряду ядра этого элемента, т.е. числу протонов в ядре данного элемента.

**АЦЕТИЛЕН** - органическое соединение, возглавляющее класс непредельных углеводородов со структурной формулой  $\text{HC} \equiv \text{CH}$ , эмпирической формулой  $\text{C}_2\text{H}_2$ . Применяется для газовой сварки и резки металлов и др. Ацетилен может полимеризоваться в бензол и другие органические соединения (полиацетилен, винилацетилен).

**ВАЛЕНТНОСТЬ** - число электронных пар, с помощью которых атом данного элемента связан с другими атомами.

**ВЕЩЕСТВО**. В естествознании существует ряд понятий, которым трудно дать строгое определение. Вещество - одно из таких понятий. В общем смысле оно используется для обозначения того, что заполняет пространство и имеет массу. В более узком смысле, вещество — это то, из чего состоят окружающие нас предметы. В химии чаще используется понятие конкретного вещества - хлорид натрия, сульфат кальция, сахар, бензин и т.д. См. также "простое вещество", "сложное вещество", "смесь".

**ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ** - один из видов межмолекулярных связей. Обусловлена в основном электростатическими силами. Для возникновения водородной связи нужно, чтобы в молекуле был один или несколько атомов водорода, связанных с небольшими, но электроотрицательными атомами, например: O, N, F. Важно, чтобы у этих электроотрицательных атомов были неподеленные электронные пары. Водородные связи характерны для таких веществ, как вода  $\text{H}_2\text{O}$ , аммиак  $\text{NH}_3$ , фтороводород  $\text{HF}$ . Например, молекулы  $\text{HF}$  связаны между собой водородными связями, которые на рисунке показаны пунктирными линиями:



Водородная связь приблизительно в 20 раз менее прочная, чем ковалентная. При её возникновении число связей, образуемых атомом H, превышает его формальную валентность.

**ВОССТАНОВЛЕНИЕ** (вещества) - химическая реакция, при которой электроны передаются данному веществу.

**ВОССТАНОВИТЕЛЬ** - вещество, способное отдавать электроны другому веществу (окислителю).

**ГАЗОВАЯ ПОСТОЯННАЯ R** - см. *КЛАПЕЙРОНА-МЕНДЕЛЕЕВА УРАВНЕНИЕ*.

**ГЕТЕРОГЕННЫЕ РЕАКЦИИ** - химические реакции между веществами, находящимися в разных фазах (разных агрегатных состояниях вещества).

Например, реакция горения угля - гетерогенная реакция между твердым углеродом и газообразным кислородом. Реакция взаимодействия цинка с соляной кислотой - гетерогенная реакция между твердым цинком и раствором HCl. Гетерогенные реакции протекают не в объеме, а на границе раздела фаз - в этом их принципиальное отличие от *ГОМОГЕННЫХ* реакций.

**ГИБРИДИЗАЦИЯ**. Теоретическое представление, с помощью которого удается связать между собой физическую картину строения атома и определяемую опытным путем геометрию молекул (см. *РЕНТГЕНОСТРУКТУРНЫЙ АНАЛИЗ*). Например, атом углерода имеет s- и p-орбитали, но в молекуле CH<sub>4</sub> не удалось опытным путем обнаружить отдельных связей, образованных s-электронами и отдельных связей - образованных p-электронами (все связи в CH<sub>4</sub> одинаковы). Поэтому принято, что одна s- и три p-орбитали “смешиваются” (гибридизуются), образуя 4 новые, совершенно одинаковые орбитали (четыре sp<sup>3</sup>-гибридные орбитали). Эти 4 гибридные орбитали перекрываются с электронными оболочками 4-х атомов H. Геометрическую формулу образовавшейся молекулы предсказывают исходя из правила, что гибридные орбитали в молекуле стремятся расположиться на максимальном

расстоянии друг от друга. Например, для 4-х гибридных орбиталей это тетраэдр. В тех случаях, когда одна или две p-орбитали *не участвуют* в гибридизации, они остаются в негибризованном виде и либо не несут электронов, либо участвуют в связывании другого типа (двойные и тройные связи). Это соответственно  $sp^2$ - и  $sp$ -гибридизации. **НЕПОДЕЛЕННЫЕ** электронные **ПАРЫ** тоже участвуют в гибридизации. Например, аммиак  $:NH_3$  -  $sp^3$ -гибридизация атома N, молекула имеет форму тетраэдра, одна из вершин которого - неподеленная пара электронов, оставшиеся три - атомы H. В различных гибридизациях вместе с s- и p-орбиталями могут участвовать также и d-орбитали ( $sp^3d$ - и  $sp^3d^2$ -гибридизации). Тип гибридизации атома часто определяют с помощью его **ОРБИТАЛЬНОЙ ДИАГРАММЫ**.

**ГИДРАТАЦИЯ** - связывание молекул (атомов, ионов вещества) с водой, не сопровождающееся разрушением молекул воды.

**ГИДРАТЫ** - соединения вещества с водой, имеющие постоянный или переменный состав и образующиеся в результате гидратации.

**ГИДРОКСИ-ГРУППА** - группа OH.

**ГЛИЦЕРИН** - органическое соединение, простейший представитель трёхатомных спиртов с формулой  $C_3H_5(OH)_3$ . Глицерин используется в глюконогенезе (процессе образования глюкозы в печени. Область применения глицерина: пищевая промышленность, медицинская промышленность, производство моющих и косметических средств, сельское хозяйство, текстильная, бумажная и кожевенная отрасли промышленности, производство пластмасс, лакокрасочная промышленность и др.

**ГОРЕНИЕ** - быстрый процесс окисления вещества, сопровождающийся выделением большого количества теплоты и, как правило, света.

**ГОМОГЕННЫЕ РЕАКЦИИ** - химические реакции, протекающие в однородной фазе. Обычно это реакции либо в газовой фазе (реакции между газами),

либо в жидкой фазе (реакции между растворами). Гомогенные реакции протекают во всем объеме реакционного сосуда - в этом их принципиальное отличие от *ГЕТЕРОГЕННЫХ* реакций.

ГРАММ-МОЛЬ. См. *МОЛЯРНАЯ МАССА*.

ДЕФЕКТ МАССЫ - уменьшение массы атома по сравнению с суммарной массой всех отдельно взятых составляющих его элементарных частиц, обусловленное энергией их связи в атоме.

ДИСТИЛЛЯЦИЯ - то же, что *ПЕРЕГОНКА*.

ДИФФУЗИЯ - (от латинского *diffusio* – распространение) – самопроизвольное выравнивание концентрации веществ в смеси, обусловленное тепловым движением молекул. Перенос частиц вещества, приводящий к выравниванию его концентрации в первоначально неоднородной системе. Искусственное перемешивание смеси действует в том же направлении.

ДЛИНА ВОЛНЫ - расстояние между соседними пиками волн электромагнитного (светового) излучения.

ДОНОРНЫЕ (ЭЛЕКТРОНОДОНОРНЫЕ) СВОЙСТВА - способность атомов элемента отдавать свои электроны другим атомам. Количественной мерой донорных свойств атомов, образующих химическую связь, является их электроотрицательность.

ЗАКОН АВОГАДРО. Равные объемы любых газов (при одинаковых температуре и давлении) содержат равное число молекул. 1 МОЛЬ любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л.

ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ. Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

ЗАРЯД ЯДРА - положительный заряд атомного ядра, равный числу протонов в ядре данного элемента. Порядковый номер химического элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева равняется заряду ядра атома этого элемента.

**ИЗОТОПЫ** - атомные разновидности одного и того же элемента. Изотопы состоят из атомов с одинаковым *ЗАРЯДОМ ЯДРА* (то есть с одинаковым числом протонов), но с разными относительными атомными массами (то есть с разным числом нейтронов в ядре). Очень многие элементы в природе находятся в виде смеси из несколько изотопов.

**ИНГИБИТОРЫ** - вещества, замедляющие химические реакции.

**ИНДИКАТОРЫ** (кислотно-основные) - вещества сложного строения, имеющие разную окраску в растворах кислот и оснований. Бывают индикаторы и для других веществ (не кислотно-основные). Например, крахмал - индикатор на появление в растворе иода (дает синюю окраску).

**ИНИЦИАТОРЫ** - вещества, добавление которых к реагентам в ряде случаев необходимо для возбуждения химической реакции, которая далее происходит без посторонней помощи. Инициаторы расходуются в ходе реакции, поэтому их не надо путать с *КАТАЛИЗАТОРАМИ*. Пример использования инициатора в реакции полимеризации можно посмотреть в §1.6 второй книги.

**ИОННАЯ СВЯЗЬ** - предельный случай полярной ковалентной связи. Связь между двумя атомами считается ионной, если разница электроотрицательностей этих атомов больше или равняется 2,1.

**ИОНЫ** - отрицательно или положительно заряженные частицы, образующиеся при присоединении или отдаче электронов атомами элементов (или группами атомов). Ионы бывают однозарядные ( $1+$  или  $1-$ ), двухзарядные ( $2+$  или  $2-$ ), трехзарядные и т.д. См. также "катионы" и "анионы".

**ИЮПАК (IUPAC)** - Международный союз теоретической (чистой) и прикладной химии (International Union of Pure and Applied Chemistry). Организация, созданная в 1919 году. Входит в Международный совет научных союзов. Координирует исследования, требующие международного согласования, контроля и стандартизации, рекомендует и утверждает химическую терминологию.

**КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ** — класс органических соединений, молекулы которых содержат одну или несколько функциональных карбоксильных групп  $\text{COOH}$ .

**КАТАЛИЗАТОРЫ** - вещества, способные ускорять химические реакции, сами оставаясь при этом неизменными.

**КАТИОНЫ** - положительно заряженные ионы.

**КЕТОНЫ** - органические вещества, в молекулах которых карбонильная группа связана с двумя углеводородными радикалами. Общая формула кетонов:  $\text{R}_1\text{-CO-R}_2$ .

**КВАНТ** - определенное количество ("порция") энергии, которое способна отдать или поглотить физическая система (например, атом) в одном акте изменения состояния. Квант света - порция световой энергии - называется фотоном.

**КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА** - описывают состояние конкретного электрона в электронном облаке атома:

- *ГЛАВНОЕ* ( $n$ ) - показывает, на каком электронном уровне, начиная от ближайшего к ядру (1, 2, 3, ...) находится данный электрон;
- *ВСПОМОГАТЕЛЬНОЕ* или *ОРБИТАЛЬНОЕ* ( $l$ ) - показывает вид подуровня ( $s$ -подуровень,  $p$ -подуровень,  $d$ -подуровень,  $f$ -подуровень);
- *МАГНИТНОЕ* ( $m$ ) - указывает конкретную орбиталь ( $s$ -орбиталь,  $p_x$ -орбиталь,  $p_y$ -орбиталь и т.д.);
- *СПИНОВОЕ* ( $s$ ) - показывает, какое из двух возможных (разрешенных) состояний занимает электрон на данной орбитали.

**КИСЛОРОДСОДЕРЖАЮЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА** - альдегиды, кетоны, простые эфиры, карбоновые кислоты и их производные.

**КИСЛОТА** - сложное вещество, в молекуле которого имеется один или несколько атомов водорода, которые могут быть замещены атомами (ионами) металлов. Оставшаяся часть молекулы кислоты называется кислотным

остатком. Еще одно определение: кислоты – вещество, распадающееся в растворе с образованием ионов водорода  $H^+$ .

КИСЛОТНЫЙ ОСТАТОК - см. "кислота".

КЛАПЕЙРОНА-МЕНДЕЛЕЕВА УРАВНЕНИЕ:  $PV = nRT$ .

В этом уравнении:  $n$  - число молей газа;  $P$  - давление газа (*атм*);  $V$  - объем газа (в литрах);  $T$  - температура газа (в кельвинах);  $R$  - газовая постоянная (0,0821 л·*атм*/моль·К). Если вычисления проводят в системе СИ, то объем измеряется в м<sup>3</sup>, а давление в Па (паскалях). В последнем случае газовая постоянная  $R = 8,314$  Дж/К·моль.

КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ - связывание атомов с помощью общих (поделенных между ними) электронных пар. Неполярная ковалентная связь образуется между атомами одного вида. Полярная ковалентная связь существует между двумя атомами в том случае, если их электроотрицательности не одинаковы.

КОНЦЕНТРАЦИЯ - относительное количество какого-либо вещества в растворе. Например, *ПРОЦЕНТНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ* - то же, что и *МАССОВАЯ ДОЛЯ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА* - отношение массы растворенного вещества к массе раствора, выраженное в процентах. *МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ* - отношение числа молей растворенного вещества к общему объему раствора (единица - моль/л).

КООРДИНАЦИОННОЕ ЧИСЛО - к каждой частице, находящейся в кристалле, примыкает вплотную только определенное число соседних частиц. Это различное для разных кристаллов число соседних частиц называется координационным числом.

КРИСТАЛЛ - твердое вещество, в котором атомы, ионы или молекулы расположены в пространстве регулярно, практически бесконечно повторяющимися группами.

КРИСТАЛЛИЗАЦИЯ - способ очистки вещества путем осаждения его из насыщенного раствора. Обычно насыщенный раствор вещества готовится

при повышенной температуре. При охлаждении раствор становится пересыщенным и чистые кристаллы выпадают в осадок. Примеси, по которым раствор остается ненасыщенным, остаются в растворителе и отфильтровываются от кристаллов.

**КРИСТАЛЛИЧЕСКАЯ РЕШЕТКА.** Кристаллическая структура характеризуется правильным (регулярным) расположением частиц в строго определенных точках пространства кристалла. При мысленном соединении этих точек линиями получают пространственный каркас, который называют кристаллической решеткой. Точки, в которых размещены частицы, называются узлами кристаллической решетки. В узлах могут находиться ионы, атомы или молекулы. Кристаллическая решетка состоит из совершенно одинаковых элементарных ячеек (см. "элементарная ячейка").

**КРИСТАЛЛОГИДРАТЫ** - кристаллические гидраты (соединения вещества с водой), имеющие постоянный состав. Выделяются из растворов многих веществ, особенно солей.

**ЛЬЮИСА ФОРМУЛЫ** - то же, что и *СТРУКТУРНЫЕ ФОРМУЛЫ* молекул, но с изображением связей между атомами не черточками, а точками, каждая из которых обозначает 1 электрон. Например,  $:N::N:$  - молекула азота  $N_2$ . В отличие от структурных формул, возможны формулы Льюиса и для отдельных атомов. Например,  $H\cdot$  - атом водорода ( $H:H$  - молекула водорода  $H_2$ ).

**МАССОВАЯ ДОЛЯ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА** - см. "концентрация".

**МАССОВОЕ ЧИСЛО (A)** - сумма числа протонов (Z) и нейтронов (N) в ядре атома какого-либо элемента ( $A = Z + N$ ).

**МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ** - химическая связь в кристалле между положительно заряженными ионами металла посредством свободно перемещающихся (по всему объему кристалла) электронов с внешних оболочек атомов металла.

МОЛЕКУЛА - наименьшая частица какого-либо вещества, определяющая его химические свойства и способная к самостоятельному существованию.

Молекулы состоят из атомов.

МОЛЕКУЛЯРНАЯ ОРБИТАЛЬ - электронное облако, образующееся при слиянии внешних электронных оболочек атомов (атомных орбиталей) при образовании между ними химической связи. Молекулярные орбитали образуются при слиянии двух или нескольких атомных орбиталей. Число молекулярных орбиталей всегда равно числу взаимодействующих атомных орбиталей. Все валентные электроны связываемых атомов располагаются на вновь образованных молекулярных орбиталях.

МОЛЬ - количество вещества, равное  $6,022 \cdot 10^{23}$  структурных единиц данного вещества: молекул (если вещество состоит из молекул), атомов (если это атомарное вещество), ионов (если вещество является ионным соединением). Число  $6,022 \cdot 10^{23}$  называется постоянной Авогадро или числом Авогадро.

МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ - см. "концентрация".

МОЛЯРНАЯ МАССА - масса одного моля вещества в граммах называется молярной массой вещества или грамм-молем (размерность г/моль). Численное выражение молярной массы (грамм-моля) в граммах совпадает с молекулярным весом (или атомным, если вещество состоит из атомов) в единицах а.е.м.

МОЛЯРНОСТЬ (раствора) - концентрация раствора, выраженная в молях растворенного вещества на 1 литр раствора. Обозначается буквой М. Например, 1М NaOH - это раствор NaOH с молярной концентрацией 1 моль/л.

МОНОКРИСТАЛЛ - кристалл вещества, во всем объеме которого *КРИСТАЛЛИЧЕСКАЯ РЕШЕТКА* однородна, то есть не имеет дефектов. Монокристаллы часто прозрачны и обычно имеют правильную форму.

НЕЙТРАЛИЗАЦИЯ - см. "типы химических реакций".

**НЕЙТРОН** - электрически нейтральная элементарная (т.е. неразделимая) частица с массой примерно  $1,67 \cdot 10^{-27}$  кг или 1,00867 а.е.м. Нейтроны вместе с протонами входят в состав атомных ядер.

**НЕПОДЕЛЕННАЯ ПАРА** электронов - внешняя электронная пара атома, не участвующая в образовании химической связи.

**НЕСВЯЗЫВАЮЩАЯ ПАРА** - то же, что *НЕПОДЕЛЕННАЯ ПАРА* электронов.

**НОРМАЛЬНЫМИ УСЛОВИЯМИ** (н.у.) называют температуру 0 °С (273 К) и давление 1 атм (760 мм ртутного столба или 101 325 Па). Не путать со *СТАНДАРТНЫМИ УСЛОВИЯМИ!*

**НУКЛОНЫ** - элементарные частицы (протоны и нейтроны), входящие в состав ядра атома.

**ОКИСЛЕНИЕ** (вещества) - химическая реакция, при которой электроны отбираются у данного вещества окислителем.

**ОКИСЛИТЕЛЬ** - вещество, способное отнимать электроны у другого вещества (восстановителя).

**ОКСИДЫ** - сложные вещества, состоящее из атомов двух элементов, один из которых - кислород.

**ОКСИДЫ КИСЛОТНЫЕ** - оксиды, которые взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды.

**ОКСИДЫ ОСНОВНЫЕ** - оксиды, которые взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды.

**ОРБИТАЛЬ** - пространство около ядра, в котором можно обнаружить электрон. За пределами этого пространства вероятность встретить электрон достаточно мала (менее 5%).

**ОРБИТАЛЬНАЯ ДИАГРАММА** - то же, что *ЭЛЕКТРОННАЯ ФОРМУЛА* элемента, но записанная с помощью нарисованных от руки *ЭЛЕКТРОННЫХ ЯЧЕЕК*, внутри которых электроны изображаются вертикальными стрелками.

ОСНОВАНИЕ - сложное вещество, в котором атом (или атомы) металла связаны с гидроксигруппами (ОН-группами). Растворимые основания могут распадаться в растворе с образованием гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$ .

ОСНОВАНИЕ АМФОТЕРНОЕ - сложное вещество, способное проявлять как кислотные, так и основные свойства в зависимости от партнера по реакции. Амфотерное основание способно отдавать как ионы водорода  $\text{H}^+$  в реакциях с обычными основаниями, так и гидроксигруппы  $\text{OH}^-$  в реакциях с обычными кислотами. См. также "амфотерность" и "амфолиты".

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА - обозначается символом  $A_r$  ("r" - от английского "relative" - относительный) - отношение массы атома к массе  $1/12$  атома углерода-12 (см. *a.e.m.*). В современной научной литературе наряду с термином "относительная атомная масса" используется термин *АТОМНЫЙ ВЕС* (как синонимы).

ПЕРЕГОНКА - способ очистки веществ (как правило, жидкостей) путем их испарения в одном сосуде и конденсации паров в другом сосуде. Перегонкой можно разделять жидкости, если их температуры кипения отличаются.

ПЕРЕХОДНОЕ СОСТОЯНИЕ (то же, что АКТИВИРОВАННЫЙ КОМПЛЕКС) - короткоживущая молекула, возникающая в химической реакции при переходе от начального состояния (реагенты) в конечное (продукты). Энергия и геометрия переходного состояния соответствуют вершине энергетического барьера, разделяющего реагенты и продукты (см. также ЭНЕРГИЯ АКТИВАЦИИ).

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА. Свойства элементов периодически изменяются в соответствии с зарядом ядер их атомов.

ПОДОБОЛОЧКА (то же, что *ПОДУРОВЕНЬ*) - часть электронной оболочки, состоящая из орбиталей одного вида. Например, пять d-орбиталей составляют d-подоболочку (d-подуровень), три p-орбитали - p-подоболочку (p-подуровень) и т.д.

ПОДУРОВЕНЬ - см. "подоболочка".

ПОЛИКРИСТАЛЛ - множество сросшихся монокристаллов кристаллического вещества. Наиболее распространенная форма существования кристаллических веществ. Например, бытовая поваренная соль.

ПОЛЯРИЗАЦИЯ - разделение положительных и отрицательных зарядов.

ПОСТОЯННАЯ АВОГАДРО -  $6,022 \cdot 10^{23}$  (см. "моль").

ПРАВИЛО ОКТЕТА. Атомы элементов стремятся к наиболее устойчивой электронной конфигурации. Самая распространенная устойчивая электронная конфигурация – с завершенной внешней электронной оболочкой из 8 электронов (с *октетом* электронов).

ПРОВАЛ ЭЛЕКТРОНА - то же, что "проскок электрона".

ПРОСКОК ЭЛЕКТРОНА - отступления от общей для большинства элементов последовательности заполнения электронных оболочек (1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d и так далее), связанные с тем, что эти "нарушения правил" обеспечивают атомам некоторых элементов меньшую энергию по сравнению с заполнением электронных оболочек "по правилам".

ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО - вещество, которое состоит из атомов только одного элемента или из молекул, построенных из атомов одного элемента.

Примеры: железо, кислород, алмаз, аргон, медь и т.д.

ПРОСТЫЕ ЭФИРЫ – органические вещества, имеющие формулу R-O-R', например диметиловый эфир:  $\text{H}_3\text{C-O-CH}_3$  - метиловый эфир, метоксиметан, древесный эфир.

ПРОТОН - устойчивая элементарная (т.е. неразделимая) частица с элементарным (т.е. наименьшим из возможных) положительным электрическим зарядом и массой  $1,67 \cdot 10^{-27}$  кг (или 1,00728 а.е.м.). Протоны вместе с нейтронами входят в состав атомных ядер. Порядковый номер химического элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева равняется числу протонов в ядре атома этого элемента.

ПРОЦЕНТНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ - см. "концентрация".

**РАСТВОРИМОСТЬ** - способность вещества растворяться в том или ином растворителе. Мерой растворимости вещества при данных условиях является его содержание в насыщенном растворе.

**РАСТВОРИТЕЛЬ.** Из двух или нескольких компонентов раствора растворителем называется тот, который взят в большем количестве и имеет то же агрегатное состояние, что и у раствора в целом.

**РАСТВОР НАСЫЩЕННЫЙ** - раствор, в котором данное вещество при данной температуре уже больше не растворяется. Насыщенный раствор находится в динамическом равновесии с нерастворившимся веществом.

**РАСТВОРЫ.** Простое определение: однородные молекулярные смеси из двух или более веществ. Более полное определение: растворами называют физико-химические однородные смеси переменного состава, состоящие из двух или нескольких веществ и продуктов их взаимодействия.

**РЕАГЕНТЫ** - исходные вещества в химической реакции. Формулы реагентов записываются всегда в левой части уравнения химической реакции.

**СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ** - количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося при реакции за единицу времени в единице объема системы. Имеет размерность моль/л сек<sup>-1</sup>.

**СЛОЖНОЕ ВЕЩЕСТВО** - вещество, которое состоит из молекул, построенных из атомов разных элементов. Примеры: соль, сахар, диоксид углерода, бензин, вода и т.д.

**СМЕСЬ** - вещество, состоящее из молекул или атомов двух или нескольких веществ (неважно - простых или сложных). Вещества, из которых состоит смесь, могут быть разделены. Примеры: воздух, морская вода, сплав двух металлов, раствор сахара и т.д.

**СОЛИ** - сложные вещества, в которых атомы металла связаны с кислотными остатками.

**СОЛИ КИСЛЫЕ** - соли, которые помимо ионов металла и кислотного остатка содержат ионы водорода.

**СОЛИ ОСНОВНЫЕ** - соли, которые помимо ионов металла и кислотного остатка содержат гидроксильные группы (ОН-группы).

**СТАНДАРТНАЯ ЭНТАЛЬПИЯ ОБРАЗОВАНИЯ ВЕЩЕСТВА** - тепловой эффект реакции образования данного вещества из элементов при определенных условиях. См. также *ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ*, *СТАНДАРТНЫЕ УСЛОВИЯ* и *ЭНТАЛЬПИЯ*.

**СТАНДАРТНЫЕ УСЛОВИЯ, СТАНДАРТНЫЕ СОСТОЯНИЯ** (не путать с *НОРМАЛЬНЫМИ УСЛОВИЯМИ!*) - состояние вещества при 25 °С (298 К) и 1 атм ( $1,01 \cdot 10^5$  Па), а для простых веществ, кроме того, состояние в наиболее устойчивой при этих условиях *АЛЛОТРОПНОЙ МОДИФИКАЦИИ*. Например, для углерода стандартным состоянием является графит, но не алмаз. От простых веществ в их стандартном состоянии отсчитывают *СТАНДАРТНЫЕ ИЗМЕНЕНИЯ ЭНТАЛЬПИИ* ( $\Delta H^\circ_{298}$ ) при образовании сложного вещества.

**СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ**. При образовании химических связей между атомами электроны частично передаются от менее электроноакцепторных атомов к более электроноакцепторным атомам. Количество отданных или принятых атомом электронов называется степенью окисления атома в молекуле. При связывании разных атомов степень окисления равна заряду, который приобрел бы атом в этом соединении, если бы оно могло состоять из одних ионов. Описывает состояние атома в молекуле.

**СТРУКТУРНЫЕ ФОРМУЛЫ** - изображение молекулы, в котором показан порядок связывания атомов между собой. Химические связи в таких формулах обозначаются черточками. Например, структурные формулы: Cl-Ca-Cl (молекула  $\text{CaCl}_2$ ), O=C=O (молекула  $\text{CO}_2$ ) и т.д. Рекомендуется в структурных формулах изображать также и *НЕПОДЕЛЕННЫЕ ПАРЫ* электронов.

**ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ РЕАКЦИИ** - теплота, выделенная или поглощенная при протекании химической реакции. Обычно обозначается символами Q или DE. При постоянном давлении **ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ РЕАКЦИИ** (DE)

равен изменению *ЭНТАЛЬПИИ* ( $\Delta H$ ). В термохимической системе знаков положительным считается тепловой эффект экзотермической реакции (в которой тепло выделяется "наружу"). В термодинамической системе знаков тепловой эффект экзотермической реакции считается отрицательным ( $Q = -\Delta H$ ).

ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ:

- *СОЕДИНЕНИЯ* - когда два (или более) вещества-реагента соединяются в одно, более сложное вещество;

- *РАЗЛОЖЕНИЯ* - когда одно сложное исходное вещество разлагается на два или несколько более простых;

- *ОБМЕНА* - когда реагенты обмениваются между собой атомами или целыми составными частями своих молекул.

- *ЗАМЕЩЕНИЯ* - реакции обмена, в которых участвует какое-либо простое вещество, замещающее один из элементов в сложном веществе;

- *НЕЙТРАЛИЗАЦИИ* - (важная разновидность реакций обмена): реакции обмена между кислотой и основанием, в результате которых образуется соль и вода;

- *ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ* - реакции всех перечисленных выше типов, в которых происходит изменение степени окисления каких-либо атомов в реагирующих молекулах.

ТИТРОВАНИЕ - способ определения *МОЛЯРНОСТИ* раствора вещества *A* с помощью раствора вещества *B*, которое реагирует с веществом *A*. К точно отмеренному объему исследуемого раствора *A* по каплям добавляют раствор *B известной концентрации*. Окончание реакции определяют с помощью *ИНДИКАТОРА*. По объему израсходованного раствора *B* судят о числе молей вещества *A* в отобранной пробе и во всем растворе *A*.

УЛЬТРАФИОЛЕТОВОЕ ИЗЛУЧЕНИЕ - электромагнитное излучение (свет), длина волны которого короче длины волны видимого фиолетового цвета. См. также "длина волны".

**ФЕНОЛ** (гидрoксибензoл, от устар. «карбoлoвая кислотa»), химическая формула —  $C_6H_6O$  или  $C_6H_5OH$ ). Обладает специфическим запахом (таким, как запах гуаши, так как в состав гуаши входит фенол). Аминокислoта тирозин является структурным производным фенола. 43 % фенола расходуется на производство бисфенола, который, в свою очередь, используется для производства поликарбонатов и эпоксидных смол.

**ФИЗИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ** - явления, не сопровождающиеся превращением одних веществ в другие путем разрыва и образования связей в их молекулах.

**ФОРМАЛЬДЕГИД** — это алифатический альдегид с формулой  $HCHO$ , представляющий собой бесцветный газ с резким запахом. Основная часть формальдегида используется для производства фенолформальдегидных смол, которые далее идут на производство ДСП, фанеры и мебели. Высокотоксичен.

**ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ** - см. "химические явления".

**ХИМИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ** - явления, при которых одни вещества, обладающие определенным составом и свойствами, превращаются в другие вещества - с другим составом и другими свойствами. При этом в составе атомных ядер изменений не происходит. Химические явления называют иначе химическими реакциями.

**ХИМИЯ** - наука о веществах и законах, по которым происходят их превращения в другие вещества.

**ЧИСЛО АВОГАДРО** -  $6,022 \cdot 10^{23}$  (см. “моль”).

**ЩЕЛОЧЬ** - растворимое в воде сильное основание. Все щелочи ( $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $Ca(OH)_2$ ) в растворах распадаются на катионы металлов и гидроксид-ионы  $OH^-$ .

**ЭКЗОТЕРМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ** (от греческого *exo* - вне, снаружи) - химические реакции, протекающие с выделением тепла.

**ЭКОЛОГИЯ** (от греческого *oikos* - пребывание и *logos* - слово, понятие, учение) - наука, изучающая взаимоотношения живых организмов с окружающей средой.

**ЭЛЕКТРОН** - устойчивая элементарная (т.е. неразделимая) частица с элементарным (т.е. наименьшим из возможных) отрицательным электрическим зарядом и массой  $9,11 \cdot 10^{-31}$  кг. Электроны являются составной частью атомов всех элементов. Обладают свойствами как частиц, так и волн.

**ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ** - распределение электронов по энергетическим уровням, существующим в электронном облаке атома. Электронную конфигурацию описывают разными способами: а) с помощью электронных формул, б) с помощью орбитальных диаграмм (см. "электронная формула", электронная ячейка").

**ЭЛЕКТРОННАЯ ПАРА** - два электрона, осуществляющие химическую связь. См. также "неподеленная пара".

**ЭЛЕКТРОННАЯ ФОРМУЛА** - запись распределения имеющихся в атоме электронов по энергетическим уровням и орбиталям. Например, электронная формула кислорода (элемент номер 8, атом содержит 8 электронов):  $1s^2 2s^2 2p^4$ .

**ЭЛЕКТРОННАЯ ЯЧЕЙКА** - изображение атомной орбитали в виде квадрата, в котором располагаются (или не располагаются) электроны в виде вертикальных стрелок. Используются в *ОРБИТАЛЬНЫХ ДИАГРАММАХ*.

**ЭЛЕКТРОНОАКЦЕПТОРНЫЕ СВОЙСТВА** - см. "акцепторные свойства".

**ЭЛЕКТРОНОДОНОРНЫЕ СВОЙСТВА** - см. "донорные свойства".

**ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ** - относительная способность атомных ядер притягивать к себе электроны, образующие химическую связь. Характеризует способность атома к поляризации химических связей. Электроотрицательность различных атомов можно оценить количественно - см. таблицу в приложении VII (вход на главной странице).

**ЭЛЕМЕНТ** - состоит из атомов одного вида (из атомов с одинаковым зарядом ядра). Часто элемент содержит в своем составе несколько *ИЗОТОПОВ*.

**ЭЛЕМЕНТАРНАЯ ЯЧЕЙКА** кристаллическая - многократно повторяющееся в кристалле сочетание атомов, молекул или ионов. Изобразив элементарную ячейку, мы тем самым как бы изображаем весь кристалл, поскольку он состоит из таких ячеек.

**ЭЛЕМЕНТАРНЫЕ ЧАСТИЦЫ** - см. субатомные частицы.

**ЭНДОТЕРМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ** (от греческого endon - внутри) - химические реакции, протекающие с поглощением тепла.

**ЭНТАЛЬПИЯ** - "теплосодержание" реагирующих веществ. Обозначается как  $\Delta H$ . При постоянном давлении (если реакция идет не в замкнутом сосуде) изменение энтальпии в процессе химической реакции равно её *ТЕПЛОВОМУ ЭФФЕКТУ*.

**ЯДЕРНЫЕ РЕАКЦИИ** - превращение одних веществ в другие, но не путем разрыва и образования химических связей, а путем изменения строения ядер элементов, участвующих в таких реакциях.

**ПРИМЕРЫ ВЕЩЕСТВ РАЗЛИЧНЫХ КЛАССОВ СОЕДИНЕНИЙ С  
ХИМИЧЕСКИМИ ФОРМУЛАМИ**

**Простые вещества:**

1) цинк, 2) сера кристаллическая, 3) сера газообразная восьмиатомная, 4) азот, 5) озон, 6) углерод (алмаз, графит, сажа), 7) фуллерены, 8) хлор.

- 1) Zn
- 2) S
- 3) S<sub>8</sub>
- 4) N<sub>2</sub>
- 5) O<sub>3</sub>
- 6) C
- 7) C<sub>240</sub>
- 8) Cl<sub>2</sub>

**Сложные неорганические вещества (соединения)**

**оксиды некислотообразующие:**

1) оксид азота (I) (оксид азота одновалентного, оксид диазота, закись азота, веселящий газ), 2) оксид азота (II) (мон(о)оксид азота, окись азота, нитрозил-радикал), 3) оксид кремния (II) (монооксид кремния), 4) оксид углерода (II) (монооксид углерода, окись углерода, угарный газ, 5) оксид водорода (вода, дигидроген(а) монооксид);

- 1) N<sub>2</sub>O
- 2) NO
- 3) SiO
- 4) CO
- 5) H<sub>2</sub>O

**ОКСИДЫ ОСНОВНЫЕ:**

1) оксид кальция (окись кальция, негашёная известь или «кипелка», «кирабит»), 2) оксид магния (жжёная магнезия, периклаз), 3) оксид марганца (II) (низший оксид марганца, монооксид марганца) 4) оксид хрома (III) (закись хрома);

- 1) CaO
- 2) SiO<sub>2</sub>
- 3) MnO
- 4) CrO

**ОКСИДЫ КИСЛОТНЫЕ:**

1) оксид серы (IV) (диоксид серы, двуокись серы, сернистый газ, сернистый ангидрид), 2) оксид серы (VI) (серный ангидрид, трёокись серы, серный газ), 3) оксид кремния (IV) (диоксид кремния, кремнезём, кварц, горный хрусталь, аметист, сердолик, агат, тигровый, кошачий, бычий глаз, яшма), 4) оксид углерода (IV) (углекислый газ, сухой лёд, диоксид углерода), 5) оксид хрома (VI) (триоксид хрома, трёхокись хрома, хромовый ангидрид);

- 1) SO<sub>2</sub>
- 2) SO<sub>3</sub>
- 3) SiO<sub>2</sub>
- 4) CO<sub>2</sub>
- 5) CrO<sub>3</sub>

**ОКСИДЫ АМФОТЕРНЫЕ:**

1) оксид алюминия (глинозём); 2) оксид цинка (цинковые белила), 3) оксид железа (III) (корунд, красный железняк, гематит), 4) оксид марганца (IV) (диоксид марганца, пиролюзит), 5) оксид хрома (III) (сесквиоксид хрома, хромовая зелень, эсколаит, 6) оксид титана (IV) (титановые белила);

- 1)  $\text{Al}_2\text{O}_3$
- 2)  $\text{ZnO}$
- 3)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$
- 4)  $\text{MnO}_2$
- 5)  $\text{CrO}_3$
- 6)  $\text{TiO}_2$

**пероксиды (перекиси), надпероксиды:**

1) пероксид водорода (перекись водорода, гидропирит), 2) пероксид (перекись) натрия, 3) надпероксид натрия;

- 1)  $\text{H}_2\text{O}_2$
- 2)  $\text{Na}_2\text{O}_2$
- 3)  $\text{NaO}_2$

**гидриды:**

1) гидрид калия, 2) гидрид натрия, 3) гидрид азота (аммиак), 4) гидрид фосфора (фосфин), 5) гидрид кальция; 6) гидрид кремния (силан, моносилан, кремневодород); 7) гидрид углерода (метан), 8) гидрид хлора (соляная кислота, хлороводородная, хлористоводородная, хлористый водород);

- 1)  $\text{KH}$
- 2)  $\text{NaH}$
- 3)  $\text{HN}_3$
- 4)  $\text{NH}_3$
- 5)  $\text{PH}_3$
- 6)  $\text{SiH}_4$
- 7)  $\text{CH}_4$
- 8)  $\text{HCl}$  или  $\text{ClH}$

**гидроксиды (основания):**

1) гидроксид натрия (едкий натр, каустическая сода, каустик), 2) гидроксид кальция (гашёная известь, пушонка), 3) гидроксид калия (едкое кали, каустический поташ);

- 1) NaOH
- 2) Ca(OH)<sub>2</sub>
- 3) KOH

**кислоты:**

1) соляная кислота (хлороводородная, хлористоводородная, хлористый водород), 2) сероводород (сернистый водород, сульфид водорода, дигидросульфид), 3) азидоводород (азотистоводородная кислота, азоимид), 4) циановодород (синильная кислота), 5) фтороводород (плавиковая кислота, фтороводородная кислота, фтористоводородная кислота, гидрофторидная кислота, гидрид фтора); 6) борная кислота (ортоборная кислота);

- 1) HCl
- 2) H<sub>2</sub>S
- 3) HN<sub>3</sub>
- 4) HCN
- 5) HF
- 6) H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>

**соли нейтральные:**

1) борат кальция (ортоборат кальция), 2) метаборат кальция, 3) карбонат кальция (мел, известняк, кальцит, жемчуг, гравий, кораллы, ракушечник), 4) карбонат натрия (кальцинированная сода, стиральная сода, натрий угольно-кислый), 5) оксалат натрия, 6) карбид магния, 7) цианид железа (III), 8) роданид железа (II), 9) ацетат висмута (III), 10) азид магния, 11) ортофосфат кальция (фосфат кальция), 11) фосфид кальция (флюорит), 12) сульфид железа (II), 13) дисульфид железа (II) (пирит, серный колчедан, железный кол-

чедан, «золото дураков») 14) силикат алюминия (гранат), 15) нитрат алюминия (алюминий азотнокислый), 16) сульфид ртути (II) (киноварь), 17) фторид бора (бор фтористый), 18) перхлорат аммония, 19) хлорат калия (бертолетова соль), 20) хлорит натрия (текстон), 21) гипохлорит кальция (содержится в хлорной, белильной извести), 22) хлорид натрия (каменная, морская, поваренная соль, натрий хлористый), 23) перманганат калия (марганцовка, калий марганцевокислый), 24) манганат калия;

1. $\text{Ca}_3(\text{BO}_3)_2$	2. $\text{Ca}(\text{BO}_2)_2$	3. $\text{Ca}(\text{BO}_2)_2$	4. $\text{CaCO}_3$
5. $\text{Na}_2\text{CO}_3$	6. $\text{Mg}_2\text{C}$	7. $\text{Fe}(\text{CN})_3$	8. $\text{Fe}(\text{CNS})_2$
9. $\text{Bi}(\text{CH}_3\text{COOH})_3$	10. $\text{MgN}_6$	11. $\text{Ca}(\text{PO}_3)_2$	12. $\text{FeS}$
13. $\text{FeS}_2$	14. $\text{Al}(\text{SiO}_3)_3$	15. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	16. $\text{HgS}$
17. $\text{BF}_3$	18. $\text{NH}_4\text{ClO}_4$	19. $\text{KClO}_3$	20. $\text{NaClO}_2$
21. $\text{Ca}(\text{ClO})_2$	22. $\text{NaCl}$	23. $\text{KMnO}_4$	24. $\text{K}_2\text{MnO}_4$

#### **соли кислые:**

1) гидрокарбонат натрия (питьевая сода, пищевая сода, натрий угольнокислый кислый), 2) гидрофосфат натрия (гидроортофосфат натрия, ортофосфат натрия 2-замещенный, натрий фосфорнокислый однозамещенный, кислая натриевая соль фосфорной кислоты), 3) дигидрофосфат натрия (дигидроортофосфат натрия, ортофосфат натрия 1-замещенный или натрий фосфорнокислый, двузамещенный)

- 1)  $\text{Na}_2\text{HCO}_3$
- 2)  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$
- 3)  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$

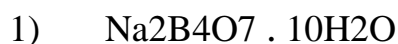
#### **соли основные:**

1) карбонат гидроксомеди (II) (малахит), 2) сульфит гидроксомагния  
 1)  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$



**кристаллогидраты солей:**

1) декагидрат тетрабората натрия (бура, тетраборат натрия десятиводный), 2) дигидрат сульфата кальция (гипс, «роза пустыни», сульфат кальция двухводный), 3) пентагидрат сульфата меди (II) (медный купорос, сульфат меди пятиводный), 4) декагидрат сульфата натрия (глауберова соль, сульфат натрия десятиводный), 5) додекагидрат сульфата алюминия калия (алюминий-калий сульфат додекагидрат; калий-алюминий сернокислый, 12-водный; алюмокалиевые квасцы, жженые квасцы)

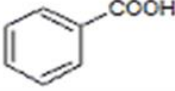
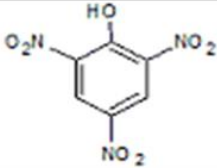
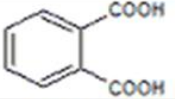


**комплексные соединения:**

1) гексацианоферрат (II) калия (железистосинеродистый калий, ферроцианид калия, гексацианоферроат калия, желтая кровяная соль); 2) гексацианоферрат(III) калия (железосинеродистый калий, феррицианид калия, гексацианоферриат калия, Гмелина соль, красная кровяная соль);



**органические соединения:**

Название по тривиальной номенклатуре	Название по систематической номенклатуре IUPAC	Формула
Карбоновые кислоты		
Муравьиная кислота	Метановая кислота	$\text{HCOOH}$
Уксусная кислота	Этановая кислота	$\text{CH}_3\text{COOH}$
Пропионовая кислота	Пропановая кислота	$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$
Масляная кислота	Бутановая кислота	$\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$
Валериановая кислота	Пентановая кислота	$\text{C}_4\text{H}_9\text{COOH}$
Капроновая кислота	Гексановая кислота	$\text{C}_5\text{H}_{11}\text{COOH}$
Щавелевая кислота	Этандиовая кислота	$\text{HOOC-COOH}$
Бензойная кислота	Бензойная кислота	
Акриловая кислота	Пропеновая кислота	$\text{H}_2\text{C} = \text{CH-COOH}$
Линолевая кислота	9,12-октадекадиеновая кислота	$\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$
Олеиновая кислота	9-октадеценовая кислота	$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$
Пальмитиновая кислота	Гексадекановая кислота	$\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$
Пикриновая кислота	2,4,6-тринитрофенол	
Стеариновая кислота	Октадекановая кислота	$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$
Фталевая кислота	1,2-бензолдикарбоновая кислота	
Молочная кислота	2-гидрокси-пропановая кислота	$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{COOH}$
Глицин	Аминоуксусная кислота	$\text{H}_2\text{N-CH}_2\text{-COOH}$
Аланин	2-аминопропионовая кислота	$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$

Приложение Г

## ПРИМЕРЫ ПРИМЕНЕНИЯ НЕКОТОРЫХ СОЕДИНЕНИЙ

1	сера_кристаллическая	S	производство <u>серной кислоты</u> , <u>вулканизации каучука*</u> , сера <u>коллоидная</u> — <u>лекарственный препарат</u> , в составе серобитумных композиций применяется для получения сероасфальта.
2	сера газообразная восьмиатомная	S <sub>8</sub>	<u>фунгицид</u> в сельском хозяйстве
3	углерод (карбин, кокс, уголь графит, алмаз, сажа, графены)	C	<u>алмаз абразивный материал</u> , алмазным напылением обладают шлифовальные насадки бормашин, ограненные алмазы — <u>бриллианты</u> – драгоценные камни; карбин обладает <u>полупроводниковыми</u> свойствами, используется в <u>фотоэлементах</u> , уголь – источник <u>энергии для человечества</u> ; сажа - черный пигмент, радиоактивные изотопы - <u>радиоуглеродный анализ</u> и др.
4	<u>фуллерены</u>	C <sub>60</sub>	наноматериал, присутствие фуллерена в минеральных смазках инициирует образование защитной фуллерено-полимерной пленки толщиной — 100 нм. Образованная пленка защищает от термической и окислительной деструкции, увеличивает время жизни узлов трения в аварийных ситуациях до-8 раз и др.
5	озон	O <sub>3</sub>	в <u>озонотерапии</u> в медицине, для очистки воды и воздуха от микроорганизмов (озонирование), для <u>дезинфекции</u> помещений и одежды и др.
6	оксид кальция ( <u>негашеная известь</u> )	CaO	основные объёмы используются в строительстве при производстве <u>силикатного кирпича</u> ; <u>пищевая добавка E-529</u> (улучшитель муки, питание для дрожжей, катализатор)
7	оксид кремния (IV) ( <u>диоксид кремния</u> ), кремнезём, кварц, горный хрусталь, аметист, сердолик, агат, тигровый (кошачий, бычий) глаз, яшма)	SiO <sub>2</sub>	в производстве <u>стекла</u> , <u>керамики</u> , <u>абразивов</u> , <u>бетонных изделий</u> , для получения <u>кремния</u> , как наполнитель в производстве <u>резин</u> , при производстве кремнезёмистых <u>огнеупоров</u> , в <u>хроматографии</u> и др; как пьезоэлектрик используются в <u>радиотехнике</u> , <u>ультразвуковых установках</u> , в <u>зажигалках</u> ; в <u>пищевой промышленности</u> в качестве вспомогательного вещества <u>E551</u> , препятствующего слеживанию и комкованию, <u>парафармацевтике</u> ( <u>зубные пасты</u> ), в <u>фармацевтической промышленности</u> ; искусственно полученные плёнки диоксида кремния используются в качестве <u>изолятора</u> при производстве <u>микросхем</u> и других <u>электронных компонентов</u>
8	оксид железа (III) (корунд, красный железняк, красный железный сурик, гематит)	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	с примесями Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub> и др.– <u>коричневая умбра</u>
9	оксид цинка (цинковые белила, окись цинка)	ZnO	наполнитель и пигмент в производстве резины пластмасс, бумаги, парфюмерии и косметике; в медицине в виде присыпок и в составе мазей как антисептик; добавка к кормам для животных; в производстве стекла и красок на основе жидкого стекла; как один из компонентов преобразователя ржавчины
10	<u>оксид титана(IV)</u>	TiO <sub>2</sub>	пищевой краситель E171; производителей лакокрасочных материалов, в частности, титановых белил — 57 % от всего потребления (диоксид титана рутильной модификации обладает более

	(титановые белила, диоксид титана, двуокись титана, рутил)		высокими пигментными свойствами — светостойкостью, разблывающей способностью и др.); производство пластмасс — 21 %; производство ламинированной бумаги
11	вода (оксид водорода, монооксид дигидрогена, гидроксид водорода, оксидан, дигидромонооксид)	H <sub>2</sub> O	является хорошим <u>сильнополярным растворителем</u> (в природных условиях всегда содержит растворённые вещества ( <u>соли, газы</u> ), имеет ключевое значение в создании и поддержании <u>жизни</u> на Земле, в химическом строении <u>живых организмов</u> , в формировании <u>климата</u> и <u>погоды</u> , важнейшее вещество для всех живых существ на планете <u>Земля</u>
12	оксид углерода (IV) (углекислый газ, сухой лёд, диоксид углерода, двуокись углерода, ангидрид угольной кислоты)	CO <sub>2</sub>	в пищевой промышленности как <u>консервант</u> и <u>разрыхлитель</u> , для газирования <u>лимоиана</u> и <u>газированной воды</u> , обозначается на упаковке кодом E290, жидкая углекислота широко применяется в <u>системах пожаротушения</u> и в <u>огнетушителях</u> ; углекислый газ используется также в качестве защитной среды при <u>сварке</u> проволокой, но при высоких температурах происходит его диссоциация с выделением кислорода (выделяющийся кислород окисляет металл, в связи с этим приходится в сварочную проволоку вводить раскислители, такие как марганец и кремний.); углекислота в баллончиках применяется в <u>пневматическом оружии</u> (в <u>газобаллонной пневматике</u> ); твёрдая углекислота — «сухой лёд» — <u>хладагент</u> в лабораторных исследованиях, в розничной торговле и т. д.
13	оксид углерода (II) (угарный газ)	CO	является промежуточным реагентом, используемым в реакциях с водородом в важнейших промышленных процессах для получения органических спиртов и неразветвлённых углеводородов; для обработки мяса животных и рыбы, придавая им ярко-красный цвет и вид свежести, не изменяя вкуса; является основным компонентом генераторного газа, использовавшегося в качестве топлива в газогенераторных автомобилях.
14	сурик	Pb <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	желтый пигмент
15	изумрудная зелень	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> · H <sub>2</sub> O	зеленый пигмент
16	перекись водорода (пероксид водорода, гидроперит)	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	в <u>пищевой промышленности</u> для дезинфекции технологических поверхностей оборудования, непосредственно соприкасающихся с продукцией; на предприятиях по производству молочной продукции, соков, растворы перекиси водорода используются для дезинфекции упаковки (технология « <u>Тетра Пак</u> »); отбеливатель на текстильном производстве и при изготовлении бумаги; применяется как <u>ракетное топливо</u> , в качестве окислителя или как однокомпонентное (с разложением на катализаторе), в том числе для привода <u>турбонасосных агрегатов</u>
17	гидрид азота (аммиак, нитрид водорода)	NH <sub>3</sub>	относится к числу важнейших продуктов химической промышленности, ежегодное его мировое производство достигает 150 млн тонн. В основном используется для производства азотных <u>удобрений</u> (нитрат и сульфат аммония, <u>мочевина</u> ), взрывчатых веществ и <u>полимеров</u> , азотной кислоты, соды (по аммиачному методу) и других продуктов химической промышленности; в <u>холодильной</u>

			<u>технике</u> используется в качестве <u>холодильного агента</u> ; в <u>медицине</u> 10 % раствор аммиака, чаще называемый <u>нашатырным спиртом</u> , применяется при обморочных состояниях
18	гидрид фосфора (фосфин, фосфористый водород, гидрид фосфора, фосфан)		$\text{PH}_3$ ядовитый газ со специфическим запахом гнилой рыбы
19	гидрид углерода (IV) (метан, рудничный или природный газ)		$\text{CH}_4$ топливо; сырьё в органическом синтезе
20	Азидоводород (азотистоводородная кислота, азимид)	$\text{HN}_3$	соли этой кислоты называемые азидами при ударе или нагревании распадаются со взрывом, на чём основано их применение в качестве детонатора
21	гидроксид натрия (едкий натр, каустическая сода, гидроксид натрия каустик)	$\text{NaOH}$	в целлюлозно-бумажной промышленности для делигнификации (целлюлозы, в производстве бумаги, картона, искусственных волокон, древесно-волоконных плит); для омыления жиров при производстве мыла, шампуня и других моющих средств.
22	гидрооксид кальция (гашёная известь, пушонка)	$\text{Ca(OH)}_2$	для побелки; устранения карбонатной жёсткости воды (умягчения воды). Реакция идёт по уравнению: $\text{Ca(HCO}_3)_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow 2\text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ ; в производстве хлорной извести и известковых удобрений и др.
23	гидроксид алюминия (типографские белила)	$\text{Al(OH)}_3$	при очистке воды, так как обладает способностью <u>адсорбировать</u> различные вещества, в <u>медицине</u> , в качестве <u>антацидного</u> средства, атипирена (подавителя горения) в пластиках и других материалах.
24	свинцовые белила	$\text{Pb(OH)}_2 \cdot \text{PbCO}_3$	токсичный пигмент, содержится в типографской краске; запрещается производство работ мужчинами до 18 лет и женщинами любого возраста
25	охра	$\text{FeOOH}$	желтый пигмент
26	циановодоод (цианисто-водородная, синильная кислота)	$\text{HCN}$	сырьё в химической промышленности, группа опасности 4.
27	фтороводород (плавиковая кислота, гидрофторидная кислота)	$\text{HF}$	для прозрачного травления силикатного стекла (например — нанесение надписей — для этого стекло покрывают парафином, прорезая отверстия для травления); для травления <u>кремния</u> в полупроводниковой промышленности; в составе травильных, травильно-полировальных смесей, растворов для электрохимической обработки нержавеющей стали и специальных сплавов; для получения фторидов, кремнефторидов и борфторидов, фторорганических соединений, а также соответствующих кислот (кремнефтороводородная кислота и борфтороводородная кислота), синтетических смазочных масел и пластических масс.
28	декагидрат тетрабората натрия	$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	в производстве эмалей, глазурей, оптических и цветных стекол; при пайке в качестве флюса;

	(тетраборат натрия десятиводный, тинкал, или бура)*		в бумажной и фармацевтической промышленности; как дезинфицирующее средство; в аналитической химии:
	борат кальция (орто-борат кальция)	$\text{Ca}_3(\text{BO}_3)_2$	производство стекла, керамики, эмалей.; как микроудобрения; сырье в производстве ортоборной кислоты
	титанат никеля (II)	$\text{NiTiO}_3$	термостойкий желтый пигмент
	титанат хрома (II)	$\text{CrTiO}_3$	зеленый пигмент
25	карбонат кальция (углекислый кальций, мел, известняк, жемчуг, гравий, кораллы, ракушечник, составе минералов <u>кальцита</u> )	$\text{CaCO}_3$	белый пищевой краситель E170; являясь основой <u>мела</u> , используется для письма на досках, используется в быту для побелки потолков, покраски стволов деревьев, для подщелачивания почвы в садоводстве; в строительстве и др.
26	карбонат натрия (кальцинированная сода, натрий угольно-кислый) карбонат натрия (кальцинированная сода, натрий угольно-кислый, <u>натрит</u> )	$\text{Na}_2\text{CO}_3$	в <u>стеклянном</u> производстве, <u>мыловарении</u> и производстве <u>стиральных</u> и <u>чистящих порошков</u> , <u>эмалей</u> , для получения <u>ультрамарина</u> ; для смягчения воды паровых котлов и вообще <u>устранения жёсткости воды</u> , для обезжиривания металлов и десульфатизации доменного <u>чугуна</u> и др.
27	<u>гидрокарбонат натрия</u> (питьевая сода, натрий угольно-кислый) (кислый)	$\text{NaHCO}_3$	в пищевой промышленности, в кулинарии, в медицине как нейтрализатор ожогов кожи и слизистых оболочек человека кислотами и снижения кислотности желудочного сока; также — в <u>буферных растворах</u>
28	<u>оксалат актиния</u>	$\text{Ac}_2(\text{C}_2\text{O}_4)_3$	применяется для выделения актиния и его очистки от примесей; является промежуточным продуктом для получения чистого <u>оксида актиния</u>
29	карбид кремния (корборунд)	$\text{SiC}$	абразив; используется как компонент <u>композитной брони</u> , применяемой для защиты вооружения и военной техники, а также в виде составного элемента слоистой брони керамика/органопластик противопульных жилетов и др.
30	цианид железа (II)	$\text{Fe}(\text{CN})_2$	цианиды применяют для извлечения золота и серебра из руд методом цианирования (один из процессов гидрометаллургии, основанный на растворении металла в цианистых растворах вследствие образования комплексных солей); в электрохимии — как комплексообразователь с высокой константой устойчивости для составления электролитов для гальванического покрытия благородными металлами изделий (золочение, серебрение, платинирование); в органическом синтезе, токсичен
31	роданид железа (III) ( <u>тиоцианаты</u> железа)	$\text{Fe}(\text{CNS})_3$	роданиды малотоксичны; реакция образования окрашенного в кроваво-красный цвет тетрароданоферрата калия $\text{K}[\text{Fe}(\text{SCN})_4]$ служит в аналитической химии качественной реакцией на ион $\text{Fe}^{3+}$ .

32	ацетат натрия	NaCH <sub>3</sub> COO или CH <sub>3</sub> COONa	пищевая добавка E262, консервант; В растворе ацетат натрия (будучи солью слабой кислоты) и уксусная кислота могут применяться как буфер, для сохранения относительно постоянного pH.; что особенно полезно в биохимии в pH-зависимых реакциях; ацетат натрия также используется в быту как составная химических грелок	
	тригидрат ацетата свинца (ацетат свинца трехводный, свинцовый сахар)	Pb(CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub> · 3H <sub>2</sub> O	в медицине ранее использовали водный раствор ацетата свинца, так называемую «свинцовую воду» или «свинцовую примочку», высокотоксичен, 3 класс <u>токсичного вещества</u>	
	<u>силикат натрия</u> (метасиликат натрия, жидкое натриево-стекло)	Na <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	для изготовления кислотоупорного цемента и бетона, для пропитывания тканей, приготовления огнезащитных красок и покрытий по дереву ( <u>антипирены</u> ), укрепления слабых грунтов, в качестве клея для склеивания <u>целлюлозных</u> материалов, в производстве электродов, при очистке растительного и машинного масла и др.	
	нитрат аммония (аммонийная или аммиачная селитра)	NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	используется в смеси с другими <u>взрывчатыми веществами</u> (аммонит, детонит и др.) и как удобрение	
	нитрит аммония	NH <sub>4</sub> NO <sub>2</sub>	в качестве <u>родентицида</u> , дезинфектора и сельскохозяйственного <u>пестицида</u> . <u>Токсичен</u> для человека и водных организмов	
33	нитрат серебра(I) (азотнокислое серебро, «адский камень», ляпис)	AgNO <sub>3</sub>	в медицине, лечебное действие заключается в подавлении жизнедеятельности микроорганизмов; в небольших концентрациях он действует как противовоспалительное и вяжущее средство, а концентрированные растворы, как и кристаллы AgNO <sub>3</sub> , прижигают живые ткани	
35	<u>азид свинца</u> (II)	Pb(N <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	инициирующее <u>взрывчатое вещество</u> , имеет высокую <u>чувствительность</u> , наиболее часто применяется в <u>капсюлях-детонаторах</u>	
36	<u>фосфид цинка</u>	Zn <sub>3</sub> P <sub>2</sub>	используется как <u>родентицид</u> (против грызунов)	
37	нитрид бора ( <u>эльбор</u> , боразон)	BN	в промышленности в шлифовальном инструменте при обработке различных сталей и сплавов	
38	фосфат (фосфаты) калия (ортофосфат калия)	K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	в производстве каучуков, пищевая добавка E340 (регулятор кислотности, синергист антиоксидантов, стабилизатор, питание для дрожжей)	
	фосфат кобальта (II) (ортофосфат кобальта (II))	Co <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	фиолетовый пигмент	
39	дигидрофосфат кальция (ортофосфат кальция однозамещенный)	Ca <sub>3</sub> (H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	в производстве <u>фосфорных удобрений</u> , подкормок для скота, компонент зубных паст, мягких абразивов, керамики, пищевая добавка E341 (регулятор кислотности, разрыхлитель, эмульгатор, синергист антиоксидантов, фиксатор окраски, влагоудерживающий агент, препятствует комкованию)	

40	<u>Фосфид индия</u>	InP	<u>полупроводник</u> для создания сверхвысокочастотных <u>транзисторов</u> , <u>диодов Ганна</u> . Твердые растворы на основе InP используются для создания <u>светодиодов</u> , <u>лазерных диодов</u> , <u>лавинных фотодиодов</u> , по высокочастотным свойствам превосходит <u>арсенид галлия</u>
41	гидроортофосфат аммония гидрофосфат аммония (диаммоний фосфат, аммоний фосфорнокислый двузамещенный, диаммофос)	$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$	сложное (комплексное) фосфорно-азотное <u>удобрение</u> и <u>огнезащитное средство</u> , при внесении в <u>почву</u> повышает её <u>pH</u> (увеличение <u>основности</u> ), но через длительный период начинает уменьшать <u>pH</u> (увеличение <u>кислотности</u> ) почвы за счёт окисления аммония ( $\text{NH}_4^+$ ) в <u>азот</u> ; также добавляется в некоторые сорта <u>сигарет</u>
42	дигидрат сульфата кальция («роза пустыни»), сульфат кальция двуводный <u>гипс</u> , <u>селенит</u> , <u>алебастр</u> )	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	в ювелирном деле, целлюлозно-бумажной промышленности, в химической для получения красок, эмали, глазури, обожжённый гипс применяют для отливок и слепков (барельефы, карнизы), как <u>вяжущий материал</u> в строительном деле, в медицине
43	пентагидрат сульфата меди (II) ( <u>медный купорос</u> , сульфат меди (II) пентаводный)	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	для обеззараживания и восполнения недостатка серы и меди в почве (5 г на 10 л); в составе <u>бордоской жидкости</u> против грибковых заболеваний и <u>виноградной тли</u> ; умеренно токсичен, относится к <u>классу опасности 4</u> (малоопасное вещество)
45	<u>дигидроксокарбонат меди(II)</u> основной карбонат меди (II), малахит)	$\text{Cu}_2(\text{CO}_3)(\text{OH})_2$	изготовление <u>ваз</u> , <u>инкрустаций</u> (облицовки <u>столов</u> , <u>шкатулок</u> ) и других предметов, а также <u>кабошонов</u> для вставок в мелкие ювелирные изделия, из мелкой крошки изготавливается <u>минеральный пигмент</u> , со времен Древнего Египта малахитовую руду использовали для получения меди
47	сульфид железа (II)	FeS	применяется как сырьё в производстве <u>чугуна</u> , твердый источник <u>сероводорода</u> .
48	дисульфид железа (II) ( <u>пирит</u> , железный <u>колчедан</u> , <u>серный колчедан</u> персульфид железа)	$\text{FeS}_2$ или $\text{Fe}-\text{S}-\text{S}-\text{Fe}$ или $\text{Fe}^{+2}-\text{(S}_2\text{)}^{-2}$	является сырьём для получения <u>серной кислоты</u> , <u>серы</u> и <u>железного купороса</u> , корректирующая добавка при производстве цементов; использовался в замках кремневых <u>ружей</u> и <u>пистолетов</u> в качестве кремня (пара сталь-пирит); <u>кристаллы</u> пирита, наряду с кристаллами некоторых других минералов, использовался в конструкции простейшего <u>детекторного радиоприемника</u> в качестве детекторного <u>диода</u>
49	киноварь	HgS	желтая краска, протрава для семян
50	додекагидрат сульфата	$\text{AlK}(\text{SO}_4) \cdot 12\text{H}_2\text{O}$	протрава <u>шерстяных</u> и <u>хлопчатобумажных</u> тканей; благодаря тому что соли трёхвалентных металлов вызывают <u>денатурацию белков</u> , квасцы используются

	алюми- ния-калия (алюмока- лиевые квасцы)		как <u>дубящее средство</u> в кожевенной промышленно- сти, <u>фотопромышленности</u> (для фотоэмульсий на <u>же- латиновой основе</u> ) и в <u>медицине</u> как вяжущее, прижи- гающее и <u>кровоостанавливающее средство</u> («квасцо- вый карандаш»), а также как дезодорант- <u>антиперспи- рант</u> (кристалл в 60 граммов служит год)
	гептагидрат <u>сульфата никеля</u> (моренозит, никелевый купорос, никель сернокислый)	$NiSO_4 \cdot 7H_2O$	кристаллы изумрудно-зеленого цвета применя- ются в производстве аккумуляторов, в фунги- цидных смесях, для изготовления катализато- ров, в жировой и парфюмерной промышленно- сти
	<u>кристаллогидрат</u> (декагидрат) <u>сульфата натрия</u> (глауберова соль, сульфат натрия десятиводный, мирабилит)	$MgSO_4 \cdot 10H_2O$	в медицине
51	сульфид кадмия	$CdS$	желтый термостойкий пигмент
52	сульфид цинка (цин- ковая <u>обманка</u> , сфа- лерит)	$ZnS$	руда для получения металлического <u>Zn</u> , попутно извле- кают примеси: <u>Cd</u> , <u>In</u> , <u>Ga</u> ; сфалерит используют в лако- красочном производстве для изготовления <u>цинковых бе- лил</u> ; Большое значение имеет получение из природного сфалерита химически чистого $ZnS$ , применяемого как <u>люминофор</u>
53	фторид бора (бор фтори- стый, трифторид бора)	$BF_3$	как <u>катализатор</u> во многих <u>органических реакциях</u> , в качестве наполнителя в счетчиках нейтронов, токси- чен
54	перхло- рат ам- мония	$Mg(ClO_4)_2$	при нагревании перхлораты разлагаются выделяя кислород, что обусловило их применение в качестве окислителей ра- кетного твердого топлива; перхлорат магния используется как осушитель. перхлорат-ион используется для осаждения калия, рубидия, цезия из водных или спиртовых растворов
55	хлорат калия (бертоле- това соль, <u>калиевая</u> соль <u>хлорноватой кис- лоты</u> )	$KClO_3$	входит в состав горючего вещества <u>спичечной</u> го- ловки, и редко в качестве инициирующих взрывча- тых веществ (хлоратный порошок — «сосис», детони- рующий шнур, терочный состав ручных гранат вер- махта)
56	хлорит натрия (текстон)	$NaClO_2$	отбеливание тканей, бумаги, целюлозы, дезинфек- ция сточных вод, в парфюмерии (полоскания, зубные пасты, спрей), в органическом синтезе как окислитель
57	гипохлорит кальция (содер- жится в хлорной, <u>белильной</u> <u>извести</u> )	$Ca(ClO)_2$	широко используется для <u>отбели- вания</u> и <u>дезинфекции</u>
58	хлорид натрия (каменная, мор- ская, пищевая, поваренная соль, натрий хлори- стый, галит)	$NaCl$	в пищевой промышленности и кулинарии (чистота 97% и выше), основной консервант; <u>антифриз</u> против гололеда; для умягчения воды в Na-катионитовые фильтрах; из неё получают соду, хлор, соляную кислоту, гидроксид натрия, сульфат натрия и металлический натрий, легкораствори- мый в воде хлорат натрия, который является средством для уничтожения сорняков

59	сульфид ртути (II) (киноварь)	$\text{HgCl}_2$	желтый пигмент
60	сульфид ртути (I)	$\text{HgCl}$	
61	дихромат калия (двухромовокислый калий, калиевый хромпик)	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	производство <u>красителей</u> , дубление кож и <u>окислитель</u> в спичечной промышленности, <u>пиротехнике фотографии, живописи</u> . Раствор хромпика в <u>серной кислоте</u> — <u>хромовую смесь</u> , применяют для мытья стеклянной <u>посуды</u>
	стронциевый крон	$\text{SrCrO}_4$	желтый пигмент
	цинковый крон	$\text{ZnCrO}_4$	желтый пигмент
	красный крон	$(\text{PbOH})_2\text{CrO}_4$	красный пигмент
69	перманганат калия (марганцовка, марганцовокислый калий)	$\text{KMnO}_4$	в аналитической химии (перманганатометрия) высокая окисляющая способность перманганат-иона, обеспечивает <u>антисептическое действие</u>
70	манганат калия	$\text{K}_2\text{MnO}_4$	для окрашивания бутылочного стекла в зеленый цвет
72	силикат марганца (II) (родонит)	$\text{MnSiO}_3$	декоративно-поделочный камень
73	силикат алюминия (гранат)	$\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3$	<u>гранат (минерал)</u> применяется в абразивной (гранатовые шкурки, порошки и точильные круги) и строительной промышленности (добавки в цемент и керамические массы), иногда как заменитель сапфира и рубина в приборостроении, в электронике (как <u>ферромагнетик</u> ). синтезируются искусственные аналоги некоторых гранатов <sup>[1]</sup> с заданными свойствами: кристаллы для лазеров <sup>[2]</sup> (Nd:YAG-лазер)
76	силикат натрия-кальция (оконное стекло)	$\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$	бытовое и промышленное использование, «хрусталь» получается заменой окиси кальция окисью свинца. Оно довольно мягкое и плавкое, но весьма тяжелое, отличается сильным блеском и высоким <u>показателем преломления</u>
77	гранит (алюмосиликат калия, натрия, кальция)	$\text{K}(\text{Na}, \text{Ca})[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$	одна из <u>плотных, твердых и прочных пород</u> , используется в <u>строительстве</u> в качестве облицовочного материала; имеет низкое <u>водопоглощение</u> и высокую <u>устойчивость к морозу</u> и загрязнениям, оптимален для мощения как внутри помещения, так и снаружи.
78	гексацианоферрат (II) калия (желтая кровяная соль, соль Гмелина, <u>желтая кровяная соль</u> )	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	комплексная соль применяется в <u>аналитической химии</u> (для определения $\text{Fe}^{3+}$ ), а также для получения <u>берлинской лазури</u> , не ядовита
79	гексацианоферрат (III) калия ( <u>красная кровяная соль</u> , соль Гмелина, железосинеродистый калий, феррицианид калия <sup>1</sup> ,	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	компонент тонирующих, отбеливающих, усиливающих, ослабляющих растворов в <u>фотографии</u> , электролит в хемотронных приборах, компонент электролитов в <u>гальванопластике</u> , реагент для обнаружения $\text{Fe}^{2+}$ , $\text{Li}^+$ $\text{Sn}^{2+}$ , а также в качестве сильного окислителя, ядовита

80	гексацианоферрат (III) железа (железная или берлинская лазурь, турнбулева синь, милори)	$\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$	синий краситель
	ультрамарин	$2\text{NaS}_2 \cdot 2[\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{Si}_6\text{O}_9]$	голубой краситель
81	гидратированный основной фосфат меди-алюминия (бирюза)	$\text{CuAl}_6 \cdot [\text{PO}_4] \cdot 4[\text{OH}]_8 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ $\text{CuAl}_6 \cdot [\text{PO}_4] \cdot 4[\text{OH}]_8 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	поделочный камень, некоторые образцы драгоценные камни
82	основной силикат кальция-железа-магния (нефрит)	$\text{Ca}(\text{Fe}, \text{Mg})_5[\text{Si}_4\text{O}_{11}]_2(\text{OH})_2$	поделочный камень, некоторые образцы драгоценные камни