

Министерство сельского хозяйства Российской Федерации

ФГБОУ ВО «Брянский государственный  
аграрный университет»

Факультет среднего профессионального образования

Суделовская А.В.

## **УЧЕБНО – МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ**

**для практических занятий и самостоятельной  
работы студентов по дисциплине Химия**

ДЛЯ СТУДЕНТОВ, ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО СПЕЦИАЛЬНОСТЯМ:  
35.02.05 Агрономия, 35.02.08 Электрификация и автоматизация  
сельского хозяйства, 23.02.03 Техническое обслуживание  
и ремонт автомобильного транспорта,  
20.02.04 Пожарная безопасность

Брянская область  
2016

УДК 54 (07)

ББК 24

С 89

Суделовская, А.В. **Учебно-методические указания для практических занятий и самостоятельной работы по дисциплине Химия** для студентов, обучающихся по специальностям: 35.02.05 Агротехнология, 35.02.08 Электрификация и автоматизация сельского хозяйства, 23.02.03 Техническое обслуживание и ремонт автомобильного транспорта, 20.02.04 Пожарная безопасность / А.В. Суделовская. Брянск: Издательство Брянского ГАУ. 44 с.

Учебно-методические указания разработаны в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта по специальностям среднего профессионального образования 35.02.05 Агротехнология, 35.02.08 Электрификация и автоматизация сельского хозяйства, 23.02.03 Техническое обслуживание и ремонт автомобильного транспорта, 20.02.04 Пожарная безопасность и предназначены для самостоятельного изучения дисциплины и проведения практических занятий по темам курса, позволяют получить теоретические знания и выработать необходимые практические навыки.

Рецензент: к.б.н., доцент кафедры агрохимии, почвоведения и экологии Брянского ГАУ Старовойтова Н.П.

Рекомендована цикловой методической комиссией общеобразовательных, гуманитарных, социально-экономических, математических и общих естественнонаучных дисциплин, протокол № 1 от 26 августа 2016 г.

© Брянский ГАУ, 2016

© Суделовская А.В., 2016

## ВВЕДЕНИЕ

Химия — это наука о веществах, их составе и строении, свойствах и превращениях, значении химических веществ, материалов и процессов в практической деятельности человека.

Содержание общеобразовательной учебной дисциплины «Химия» направлено на усвоение обучающимися основных понятий, законов и теорий химии; овладение умениями наблюдать химические явления, проводить химический эксперимент, производить расчеты на основе химических формул веществ и уравнений химических реакций.

В процессе изучения химии у обучающихся развиваются познавательные интересы и интеллектуальные способности, потребности в самостоятельном приобретении знаний по химии в соответствии с возникающими жизненными проблемами, воспитывается бережное отношение к природе, понимание здорового образа жизни, необходимости предупреждения явлений, наносящих вред здоровью и окружающей среде. Они осваивают приемы грамотного, безопасного использования химических веществ и материалов, применяемых в быту, сельском хозяйстве и на производстве.

Содержание программы «Химия» направлено на достижение следующих **целей**:

- формирование у обучающихся умения оценивать значимость химического знания для каждого человека;
- формирование у обучающихся целостного представления о мире и роли химии в создании современной естественнонаучной картины мира; умения объяснять объекты и процессы окружающей действительности: природной, социальной, культурной,

технической среды, — используя для этого химические знания;

- развитие у обучающихся умений различать факты и оценки, сравнивать оценочные выводы, видеть их связь с критериями оценок и связь критериев с определенной системой ценностей, формулировать и обосновывать собственную позицию;

- приобретение обучающимися опыта разнообразной деятельности, познания и самопознания; ключевых навыков, имеющих универсальное значение для различных видов деятельности (навыков решения проблем, принятия решений, поиска, анализа и обработки информации, коммуникативных навыков, навыков измерений, сотрудничества, безопасного обращения с веществами в повседневной жизни).

Освоение содержания учебной дисциплины «Химия», обеспечивает достижение студентами следующих результатов:

***личностных:***

- чувство гордости и уважения к истории и достижениям отечественной химической науки; химически грамотное поведение в профессиональной деятельности и в быту при обращении с химическими веществами, материалами и процессами;

- готовность к продолжению образования и повышения квалификации в избранной профессиональной деятельности и объективное осознание роли химических компетенций в этом;

- умение использовать достижения современной химической науки и химических технологий для повышения собственного интеллектуального развития в выбранной профессиональной деятельности;

***метапредметных:***

- использование различных видов познавательной деятельности и основных интеллектуальных операций

(постановки задачи, формулирования гипотез, анализа и синтеза, сравнения, обобщения, систематизации, выявления причинно-следственных связей, поиска аналогов, формулирования выводов) для решения поставленной задачи, применение основных методов познания (наблюдения, научного эксперимента) для изучения различных сторон химических объектов и процессов, с которыми возникает необходимость сталкиваться в профессиональной сфере;

— использование различных источников для получения химической информации, умение оценить ее достоверность для достижения хороших результатов в профессиональной сфере;

***предметных:***

— сформированность представлений о месте химии в современной научной картине мира; понимание роли химии в формировании кругозора и функциональной грамотности человека для решения практических задач;

— владение основополагающими химическими понятиями, теориями, законами и закономерностями; уверенное пользование химической терминологией и символикой;

— владение основными методами научного познания, используемыми в химии: наблюдением, описанием, измерением, экспериментом; умение обрабатывать, объяснять результаты проведенных опытов и делать выводы; готовность и способность применять методы познания при решении практических задач;

— сформированность умения давать количественные оценки и производить расчеты по химическим формулам и уравнениям;

— владение правилами техники безопасности при использовании химических веществ;

— сформированность собственной позиции по

отношению к химической информации, получаемой из разных источников.

## РАЗДЕЛ: Общая и неорганическая химия

### *Вопросы для самоконтроля:*

1. Основные законы химии.
2. Основные понятия химии.
3. Валентность.
4. Степень окисления.
5. Ионная связь.
6. Ковалентная связь.
7. Металлическая связь.
8. Водородная связь.
9. Дисперсные системы.
10. Количественная характеристика растворов.
11. Электролиты и неэлектролиты.
12. Электролитическая диссоциация.
13. Оксиды и их свойства.
14. Основания и их свойства.
15. Кислоты и их свойства.
16. Соли и их свойства.
17. Гидролиз солей.
18. Классификация химических реакций.
19. Окислительно-восстановительные реакции.
20. Щелочные металлы.
21. Алюминий.
22. Железо.
23. Галогены.
24. Сера.
25. Азот.
26. Кислород.

### **ТЕМА: Строение атома.**

#### **Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.**

#### **Строение вещества**

Современная химия сформировалась во второй половине XIX века, когда Д.И. Менделеевым был открыт периодический закон, А.М. Бутлеровым разработана теория химического строения, А. Вернером создана координационная теория, т.е. в то время, когда были поняты принципы внутреннего строения вещества. В химии термином «строение» обозначается широкий круг понятий, в основу которых положены представления об атомах как носителях химических свойств элементов и

молекулах как носителях химических свойств различных веществ.

**Атомы** это наименьшая химически неделимая частица вещества. **Вид атома** определяется зарядом его ядра. Атомы одного элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, могут отличаться по массе. Такие атомы называются **изотопами**. Если нужно указать характеристики изотопа, то порядковый номер элемента записывают слева внизу, а массу изотопа – слева вверху от обозначения элемента. Например:  ${}^1_1\text{H}$ ,  ${}^{12}_6\text{C}$ ,  ${}^{235}_{92}\text{U}$

**Химический элемент** это совокупность атомов одного вида.

В зависимости от природы частиц, из которых построено вещество, различают вещества с молекулярной и немолекулярной структурой. Практически все органические вещества (т.е. подавляющее большинство известных веществ) состоят из молекул. Среди неорганических соединений молекулярное строение имеют примерно 5%. Таким образом, наиболее типичной формой существования вещества является молекула.

**Молекула** – наименьшая частица вещества, способная существовать самостоятельно и сохраняющая его основные химические свойства.

При обычных условиях вещества с молекулярной структурой могут находиться в твердом, жидком или газообразном состоянии. Вещества с немолекулярной структурой находятся только в твердом состоянии, преимущественно в кристаллической форме. Носителями химических свойств таких веществ являются не молекулы, а комбинации атомов или ионов, которые образуют данное вещество.

Символическая запись простейшего численного соотношения, в котором атомы различных элементов образуют химическое соединение, называется **формулой**.



Она выражает определенный (качественный и количественный) состав соединения.

В 1869 году русский ученый **Д.И. Менделеев** составил таблицу, включающую большинство известных элементов, в которой элементы были сгруппированы в нескольких горизонтальных рядах так, что вертикальные столбцы включали элементы, сходные по химическим свойствам. Эта таблица, которую Менделеев называл системой элементов.

Кроме того, был открыт и сформулирован закон периодичности, основанный на закономерности изменений свойств элементов при увеличении масс атомов: «Свойства простых тел, также формы и свойства соединений элементов, находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов».

Структура ПС элементов определяется строением электронных уровней и подуровней атомов. Основной структурной единицей системы элементов является период.

Периодом с номером n называется совокупность химических элементов, начинающаяся s-элементами и заканчивающаяся р-элементами.

Исключение составляет первый период, в котором нет р-элементов, т.к. на первом энергетическом уровне ( $n=1$ ) существует только 1s-подуровень, в нем содержится всего два элемента: Н и He. Водород вследствие специфичности свойств помещают либо в первую группу, либо в седьмую, либо в обе одновременно, заключая в одной из групп символ в скобки. Эти способы расположения водорода основаны на том, что он имеет некоторые формальные черты сходства как со щелочными металлами, так и с галогенами.

S -элементы – достраивается s подуровень

P-элементы – достраивается p подуровень

D-элементы – достраивается d подуровень

f-элементы – достраиваются f подуровень

Второй и третий периоды содержат по восемь элементов (по два s, по шесть p), четвертый и пятый периоды включают, кроме того, по 10 d-элементов, а шестой и седьмой периоды имеют в составе еще и по 14 f-элементов.

В периодах происходит повторение строения валентных электронных оболочек. Элементы с одинаковыми конфигурациями электронных оболочек образуют вертикально расположенные в ПС подгруппы и группы.

Свойства химических элементов закономерно изменяются в периодах при переходе от щелочных металлов к благородным газам, а также в группах при переходе от элементов с малыми номерами периодов к элементам с большими номерами периодов (от Li к Cs, от F к I).

**Химическая связь** – электростатическое взаимодействие атомов, осуществляемое путём обмена электронами.

**Ковалентная связь** – связь, осуществляемая за счет образования общих электронных пар, принадлежащих обоим атомам. Данный вид связи образуется между атомами неметаллов, если атомы одинаковые, то связь ковалентная неполярная ( $H_2$ ,  $O_2$ ,  $F_2$  и т.д.). Если разные атомы неметаллов образуют химическую связь, то связь ковалентная полярная ( $HCl$ ,  $HF$ ,  $H_2O$ ).

**Ионная связь** – образуется в результате электростатического притяжения противоположно заряженных ионов, образуется между ионами металлов и анионами неметаллов ( $NaCl$ ,  $MgO$ ,  $KI$  и т.д.)

**Металлическая связь** – связь между положительными ионами в кристаллах металлов, осуществляемая за счёт притяжения электронов, свободно

перемещающихся по кристаллу.

**Водородная связь** – связь между положительно заряженным атомом водорода одной молекулы и отрицательно заряженным атомом другой молекулы за счёт сил электростатического притяжения по донорно-акцепторному механизму.

**Валентность** – число химических связей, образованных данным атомом в соединении. Это понятие применимо только к соединениям с ковалентным типом связи или к молекулам в газовой фазе. В кристаллах ионных соединений и металлов валентность атомов равна бесконечности.

**Степень окисления** – условный заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что все связи имеют ионный характер.

**Агрегатное состояние** – форма существования вещества, зависящая от расстояния между частицами и взаимодействия между ними.

**Газ** – агрегатное состояние вещества, характеризующееся большим расстоянием и очень слабым взаимодействием между частицами. Газы отличаются малой плотностью и высокой сжимаемостью. Газы заполняют весь предоставленный объём. Большинство газов – соединения с ковалентным типом связи в молекуле.

**Жидкость** - агрегатное состояние вещества, характеризующееся малым расстоянием между молекулами и относительной подвижностью молекул. Жидкости мало сжимаемы, но легко изменяют свою форму. Жидкое состояние характерно для веществ с ковалентным типом связи.

**Твёрдое вещество** - агрегатное состояние вещества, характеризующееся сильным взаимодействием между частицами и упорядоченной пространственной структурой. Атомы, молекулы или ионы, образующие твёрдое вещество,

находятся в строго фиксированных положениях, вблизи которых могут совершать лишь небольшие колебания.

**Кристаллическая решётка** – регулярное расположение частиц в кристалле. Кристаллические решётки бывают четырёх типов:

1. *Атомные кристаллические решётки* – образованы нейтральными атомами, связанными друг с другом ковалентными связями (например, алмаз, кремний). Вещества с атомным строением характеризуются большой твёрдостью и высокими температурами плавления и кипения.

2. *Молекулярные кристаллические решётки* – образованы молекулами, связанными друг с другом слабым ван-дер-ваальсовым взаимодействием (например, твердые  $H_2$ ,  $CO_2$ ,  $Cl_2$ ). Вещества с молекулярным строением летучи, имеют низкие температуры плавления и кипения.

3. *Ионные кристаллические решётки* – образованы ионами, связанными сильным ионным взаимодействием (например,  $NaCl$ ,  $MgO$ ,  $KNO_3$ ). Веществам с ионным строением свойственны высокие температуры плавления и кипения.

4. *Металлические кристаллические решётки* – образованы положительными ионами металлов, между которыми осуществляется металлический тип связи. Температура плавления и кипения металлов меняется в широком диапазоне и определяется прочностью металлической связи.

### **Задачи и упражнения для самостоятельной работы**

1. Используя ряд В.М. Клечковского:

$1s^2$   $2s^2 2p^6$   $3s^2 3p^6$   $4s^2 3d^{10} 4p^6$   $5s^2 4d^{10} 5p^6$   
 $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} \dots$  составьте полные электронные формулы атомов элементов № 1, 9, 12, 16, 21, 23, 25, 32,

34, 41, 43, 48, 54, 55, 62, 64.

2. Рассчитайте массу моля веществ:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaOHNO}_3$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

3. Найдите в периодической системе элементы, электронная формула которых  $ns^1$ . Напишите их химические символы и электронные формулы этих элементов.

4. Найдите в периодической системе элементы, электронная формула которых  $np^2$ . Напишите их химические символы и электронные формулы этих элементов.

5. Найдите в периодической системе элемент, в атоме которого завершается заполнение электронами третьего квантового уровня. Напишите полную электронную формулу атома этого элемента.

6. Найдите в периодической системе элемент, в атоме которого завершается заполнение электронами второго уровня. Напишите полную электронную формулу атома этого элемента.

7. Какие соединения с водородом образуют элементы главной подгруппы V группы?

8. Опишите химические свойства элемента с порядковым номером 15, исходя из его положения в периодической системе Д.И. Менделеева.

9. Изобразите формулы водородных и высших кислородных соединений элементов главной подгруппы IV, V, VI группы периодической системы Д.И. Менделеева.

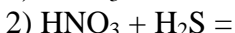
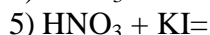
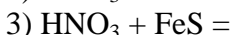
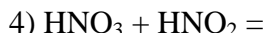
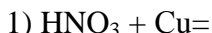
10. Изобразите формулы водородных и высших кислородных соединений элементов главной подгруппы VII группы периодической системы Д.И. Менделеева.

11. Написать электронно-графические формулы атомов хрома, марганца и железа.

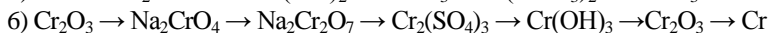
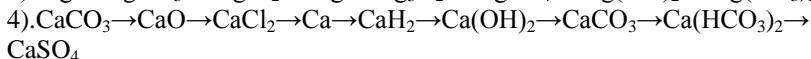
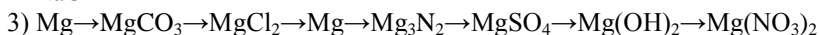
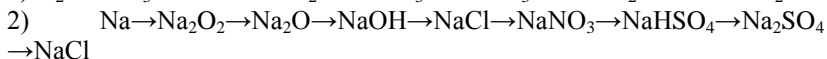
12. Назвать элементы, имеющие по два электрона на

подуровне: а) 3d; б) 4 d; в) 5d. Написать электронно-графические формулы атомов этих элементов и указать их положение в периодической системе Д.И. Менделеева (период, группа, подгруппа).

13. Напишите уравнения реакций концентрированной и разбавленной азотной кислоты с соединениями:



14. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществления следующие превращения:



15. Напишите уравнения реакций, свидетельствующих об амфотерных свойствах  $\text{ZnO}$  и  $\text{Zn(OH)}_2$ ;  $\text{Al}_2\text{O}_3$  и  $\text{Al(OH)}_3$ .

16. Массовые доли Na, Si и O соответственно равны 37,31%, 22,95% и 39,34%. Определите простейшую формулу этого соединения.

17. Выведите молекулярную формулу амина, в котором массовая доля углерода – 53,53%, азота – 31,11% и водорода – 15,56%. Составьте структурные формулы изомеров, назовите их.

**ТЕМА: Растворы и дисперсные системы  
Окислительно-восстановительные реакции.  
Электрохимические процессы. Полимеры**

**Раствор** – однородная (гомогенная) система переменного состава, содержащая два или большее число веществ. Вещество, взятое в избытке и в том же агрегатном состоянии, что и сам раствор, принято считать *растворителем*, а компонент, взятый в недостатке, – *растворённым веществом*.

**Классификация растворов**

1. По наличию или отсутствию электролитической диссоциации молекул растворенных веществ различают два класса растворов: растворы электролитов и растворы неэлектролитов. Отдельным классом следует рассматривать растворы полимеров.

2. В зависимости от природы растворителя рассматривают водные и неводные растворы.

3. В зависимости от концентрации ионов  $H^+$  и  $OH^-$  различают кислые, щелочные и нейтральные растворы.

4. По агрегатному состоянию различают газовые, жидкие и твердые.

**Дисперсные системы** – гетерогенные системы, в которых одно вещество в виде очень мелких частиц равномерно распределено в объёме другого. То вещество, которое распределено в объёме другого, называют **дисперсной фазой**, второе вещество носит название **дисперсионной среды**.

**Способы выражения состава растворов**

1) **Массовая доля ( $\omega$ , % или долях единицы)** – показывает содержание  $X$  грамм вещества в 100 г раствора, равна отношению массы вещества к массе раствора:

$$\omega = \frac{m_{\text{вещества}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100\%$$

**2) Молярная доля ( $\chi$ )** – безразмерная величина, равная отношению числа молей вещества к общему числу молей всех веществ в растворе:

$$\chi_i = \frac{v_i}{\sum_{i=1}^n v_i}$$

**3) Молярная концентрация ( $C_M$ , моль/л или  $M$ )** – показывает число молей вещества в 1 л раствора:

$$C_M = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$$

**4) Нормальная концентрация ( $C_N$ , моль-экв/л или  $n$ )** – показывает число моль-эквивалентов вещества в 1 л раствора:

$$C_N = \frac{m}{M_э V}$$

**Гидролиз соли** – это взаимодействие ионов соли с водой, которое приводит к образованию слабой кислоты или слабого основания.

Различают три типа гидролиза:

- гидролиз по аниону (необходимым условием гидролиза соли является образование, по крайней мере, одного слабого основания или кислоты, поэтому гидролизу подвергаются соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием)

- гидролиз по катиону (соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой)

- гидролиз по аниону и катиону одновременно (соли образованные слабым основанием и слабой кислотой)

Соли образованные сильным основанием и сильной кислотой гидролизу не подвергаются.



## **Окислительно-восстановительные реакции**

**Окислительно-восстановительные реакции** – это реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

**Степень окисления** – условный заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что все химические связи в веществе имеют ионный характер.

Степень окисления элемента в соединении определяют в соответствии со следующими правилами: 1) степень окисления элемента в простом веществе равна нулю; 2) алгебраическая сумма всех степеней окисления атомов в молекуле равна нулю; 3) максимально возможная (положительная) степень окисления элемента соответствует номеру группы, в которой расположен элемент в Периодической таблице Д.И. Менделеева.

Ряд элементов в соединениях проявляют постоянную степень окисления, что используют при определении степеней окисления других элементов: 1) фтор, имеющий наивысшую среди элементов электроотрицательность, во всех соединениях имеет степень окисления  $-1$ ; 2) водород в соединениях проявляет степень окисления  $+1$ , кроме гидридов металлов ( $-1$ ); 3) металлы IA подгруппы во всех соединениях имеют степень окисления  $+1$ ; 4) металлы IIА подгруппы, а также цинк и кадмий во всех соединениях имеют степень окисления  $+2$ ; 5) степень окисления алюминия в соединениях  $+3$ ; 6) степень окисления кислорода в соединениях равна  $-2$ , за исключением соединений:  $O_2$ ,  $OF_2$ ,  $O_2F_2$ .

**Окисление** – процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом, сопровождающийся повышением степени окисления.

**Восстановление** – процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом,

сопровождающийся понижением степени окисления.

**Окислитель** – атом, молекула или ион, принимающий электроны. *Важнейшие окислители:*

Галогены;  $O_2$ ,  $O_3$ ,  $KMnO_4$ ,  $K_2MnO_4$

Соли хромовых кислот  $K_2Cr_2O_7$ ,  $K_2CrO_4$

Кислоты и их смеси:  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ (конц.),  $H_2SeO_4$ ,  $HClO_4$ ,  $NMnO_4$ , «царская водка» (смесь концентрированных  $HNO_3$  и  $HCl$ )

Оксиды металлов  $CuO$ ,  $Ag_2O$ ,  $PbO_2$ ,  $CrO_3$ ,  $MnO_2$

Ионы благородных металлов  $Ag^+$ ,  $Au^{3+}$  и др.

Хлорид железа (III), гипохлориты, хлораты и перхлораты

**Восстановитель** - атом, молекула или ион, отдающий электроны. *Важнейшие восстановители:*

Металлы, водород, углерод,  $CO$ ,  $H_2S$ ,  $SO_2$ ,  $H_2SO_3$  и ее соли

Бескислородные кислоты:  $HI$ ,  $HBr$ ,  $HCl$ ,  $H_2S$

Соли  $SnCl_2$ ,  $FeSO_4$ ,  $MnSO_4$ ,  $Cr_2(SO_4)_3$

Соединения азота  $HNO_2$ ,  $NH_3$ ,  $N_2H_4$ ,  $NO$

Фосфористая кислота  $H_3PO_3$

Органические соединения: спирты, альдегиды, муравьиная и щавелевая кислоты, глюкоза

**Полимеры** – это высокомолекулярные соединения, которые характеризуются молекулярной массой от нескольких тысяч до многих миллионов.

### **Задачи и упражнения для самостоятельной работы**

1. Какова массовая доля (%) растворенного вещества, если в растворе, содержащем в 250 г воды растворено 12,5 г  $Na_2SO_4$  ?

2. При растворении 8 граммов  $Na_2CO_3$  в 100 мл воды получили раствор плотностью 1,3 г/мл. Рассчитайте массовую долю, молярную и нормальную концентрации полученного раствора.

3. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 30% и плотностью 1,180 г/мл требуется для

приготовления 115 л 0,5 М раствора этой кислоты.

4. Определите молярную концентрацию раствора, если в растворе, объемом 500 мл содержится NaOH массой 8 г.

5. Определите, сколько граммов NaOH содержится 100 мл 20 %, плотностью 1,09 г/см<sup>3</sup>?

6. Сколько граммов K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> потребуется для приготовления 0,5М раствора, объемом 200 мл?

7. Какова массовая доля (%) растворенного вещества, если в растворе, содержащем в 350 г воды растворено 25 г CuSO<sub>4</sub>?

8. Какую массу раствора с массовой долей KOH 20% надо прибавить к 350 г раствора с массовой долей KOH 70%, чтобы получить раствор с массовой долей KOH 40%?

9. Напишите в молекулярной и молекулярно-ионной формах реакции взаимодействия между следующими веществами:

а) BaCl<sub>2</sub> и Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>;

б) Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> и HCl;

в) CH<sub>3</sub>COOK и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>;

г) KOH и HCl.

10. К 250 мл 10%-ного раствора HNO<sub>3</sub> плотностью 1,054 г/см<sup>3</sup> прибавили 350 мл 2%-ного раствора той же кислоты плотностью 1,009 г/см<sup>3</sup>. Вычислите массовую долю в процентах и молярную концентрацию полученного раствора, объем которого равен 1,5 л.

11. Какой объем 50%-ного раствора KOH (пл. 1,538 г/см<sup>3</sup>) требуется для приготовления 3 л 6%-ного раствора (пл. 1,048 г/см<sup>3</sup>)?

12. Какой объем 20%-ного раствора карбоната натрия (пл. 1,105 г/см<sup>3</sup>) требуется для приготовления 2 л 5%-ного раствора (пл. 1,02 г/см<sup>3</sup>)?

13. Какую массу NaNO<sub>3</sub> нужно растворить в 400 г воды, чтобы приготовить 20%-ный раствор?

14. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные

уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а)  $K_2S$  и  $HCl$ ; б)  $FeSO_4$  и  $(NH_4)_2S$ ; в)  $Cr(OH)_3$  и  $KOH$ .

15. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции взаимодействия в растворах между: а)  $KHCO_3$  и  $H_2SO_4$ ; б)  $Zn(OH)_2$  и  $NaOH$ ; в)  $CaCl_2$  и  $AgNO_3$ .

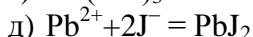
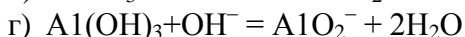
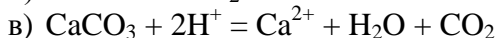
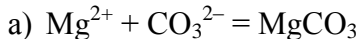
16. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а)  $CuSO_4$  и  $H_2S$ ; б)  $BaCO_3$  и  $HNO_3$ ; в)  $FeCl_3$  и  $KOH$ .

17. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а)  $CdS$  и  $HCl$ ; б)  $Cr(OH)_3$  и  $NaOH$ ; в)  $Ba(OH)_2$  и  $CoCl_2$ .

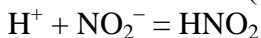
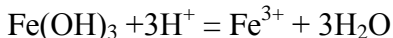
18. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а)  $H_2SO_4$  и  $Ba(OH)_2$ ; б)  $FeCl_3$  и  $NH_4OH$ ; в)  $CH_3COONa$  и  $HCl$ .

19. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а)  $Sn(OH)_2$  и  $HCl$ ; б)  $BeSO_4$  и  $KOH$ ; в)  $NH_4Cl$  и  $Ba(OH)_2$ .

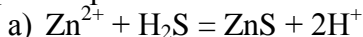
20. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

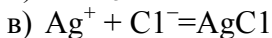
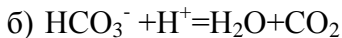


21. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

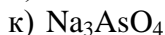
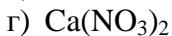
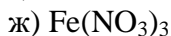


22. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:





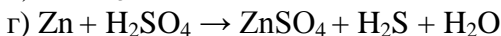
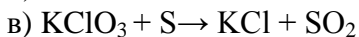
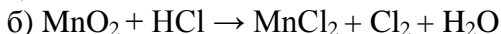
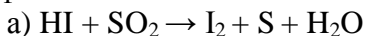
23. Напишите уравнения гидролиза веществ (по ступеням и суммарное) в молекулярном, полном и сокращенном ионном видах, укажите реакцию среды и тип гидролиза.



24. Какие из перечисленных ниже солей будут подвергаться гидролизу:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ? Напишите полные и сокращенные ионные уравнения.

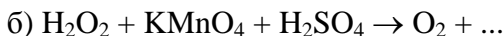
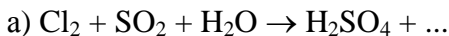
25. Какие из перечисленных ниже солей будут подвергаться гидролизу:  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ? Напишите полные и сокращенные ионные уравнения.

26. Методом электронного баланса подберите коэффициенты:



Укажите процессы окисления и восстановления, окислитель и восстановитель.

27. Закончить составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронно-ионных полураций, указать окислитель и восстановитель:



- г)  $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$   
 д)  $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \dots$   
 е)  $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KIO}_3 + \dots$   
 ж)  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{CuSO}_4 + \dots$   
 з)  $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$   
 и)  $\text{Ag} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{AgNO}_3 + \dots$   
 к)  $\text{NaIO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaI} + \dots$

**ТЕМА: Классификация веществ. Простые вещества.  
 Основные классы неорганических и органических  
 соединений. Химия элементов.  
 Общие химические свойства элементов**

- металличность и неметалличность элемента;
- кислотно-основные свойства элемента;
- окислительно-восстановительные свойства элементов.

**Металличность и неметалличность**

Количественно металличность и неметалличность определяются электроотрицательностью элемента. Чем ниже электроотрицательность, тем больше электроположительность, т.е. сильнее выражены металлические свойства. Чем больше электроотрицательность, тем сильнее неметаллические свойства.

По периодам металличность уменьшается, неметалличность увеличивается. По группам металлические свойства возрастают. Самым ярко выраженным металлом является цезий, неметаллом – фтор.

**Кислотно-основные свойства**

Электроположительные металлы (щелочные) образуют самые сильные основания. Электроотрицательные элементы образуют сильные кислородсодержащие кислоты.

NaOH – сильное основание (щелочь)

$Mg(OH)_2$  - слабое основание  
 $Al(OH)_3$  – амфотерное соединение  
 $H_2SiO_3$  – оч. слабая кислота  
 $H_3PO_4$  – средняя кислота  
 $H_2SO_4$  – сильная кислота  
 $HClO_4$  – оч. сильная кислота

По периодам способность к образованию оснований уменьшается и увеличивается способность к образованию кислот.

В группах электроотрицательных элементов нарастает сила бескислородных кислот:  $H_2O$ ,  $H_2S$ ,  $H_2Te$ .

В группах электроположительных элементов нарастает сила оснований:  $Be(OH)_2$ ,  $Ba(OH)_2$

#### **Окислительно-восстановительные свойства.**

Наиболее электроотрицательные элементы являются сильными окислителями, а электроположительные элементы, щелочные металлы являются восстановителями.

По периодам восстановительные свойства ослабевают и возрастают окислительные свойства элементов.

III период: в последовательности Na, Mg, Al, Si, P восстановительная способность уменьшается, окислительная способность растет в последовательности P, S, Cl.

Окислительные свойства элементов зависят от числа проявляемых им степеней окисления. По периоду это число возрастает (Na – 0, +1, а Cl – шесть).

По группам увеличивается восстановительная и уменьшается окислительная способности:

II группа – Be, Mg, Ca, Sr, Ba Самый сильный восстановитель – барий

VII группа – Fe, Cl, Br, I – самый слабый окислитель – йод

В настоящее время известно более 100 тысяч неорганических веществ. Все неорганические вещества

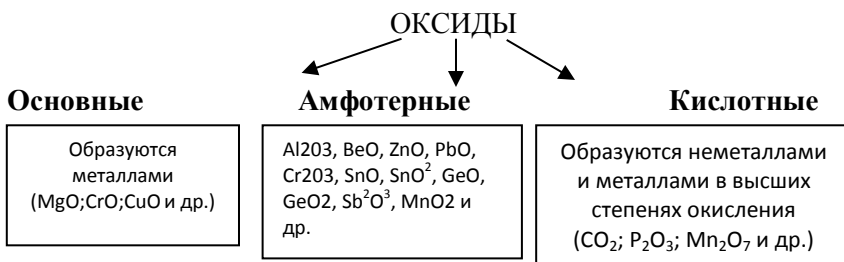
можно разделить на классы. Каждый класс объединяет вещества, сходные по составу и по свойствам.

Важнейшими классами сложных неорганических веществ являются: оксиды, основания, кислоты, соли.

*Оксиды* – это соединения двух элементов, одним из которых является кислород. Общая формула оксидов:  $\text{Э}_x\text{O}_y$   
x – это число атомов элемента, y – число атомов кислорода.

Примеры оксидов: NO, CaO, SO<sub>3</sub> и т.д.

Оксиды классифицируются в зависимости от того, каким элементом они образованы:



**Основными** оксидами называются такие, которые при взаимодействии с кислотами образуют соль и воду. Соединения этих оксидов с водой относят к классу оснований (например, оксиду Na<sub>2</sub>O соответствует основание NaOH).

**Кислотными** оксидами называются такие, которые при взаимодействии с основаниями образуют соль и воду. Соединения этих оксидов с водой относят к классу кислот (например, оксиду P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> соответствует кислота H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, а оксиду Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> - кислота HClO<sub>4</sub>).

К **амфотерным** оксидам относятся такие, которые взаимодействуют с кислотами и основаниями с образованием соли и воды. Соединения этих оксидов с водой могут иметь как кислотные, так и основные свойства



(например, амфотерному оксиду  $ZnO$  соответствует основание  $Zn(OH)_2$  и кислота  $H_2ZnO_2$ ).

*Основания* – это сложные вещества, молекулы которых состоят из атома металла и одной или нескольких гидроксильных групп – «ОН»

Формула оснований:  $Me(OH)_x$

$x$  – число гидроксильных групп, равное валентности металла.

Примеры оснований:  $NaOH$ ,  $Ba(OH)_2$ ,  $Fe(OH)_3$  и т.д.

*Кислоты* – это сложные вещества, содержащие атомы водорода, которые могут замещаться атомами металла. Общая формула кислот:  $H_x(Ас)$

$x$  – число атомов водорода, равное валентности кислотного остатка,

$Ас$  – кислотный остаток.

Примеры кислот:  $HCl$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_4$  и т.д.

Соли – это сложные вещества, состоящие из атомов металла и кислотных остатков.

Формула солей:  $Me_x(Ас)_y$

Примеры солей:  $NaCl$ ,  $BaSO_4$ ,  $Mg(NO_3)_2$  и т.д.

## Задачи и упражнения для самостоятельной работы

Тест.

1. Элемент с электронной конфигурацией внешнего электронного уровня атома  $3s^23p^3$ :

- а) Азот;
- б) Фосфор;
- в) Кислород;
- г) Аргон.

2. Ряд элементов, каждый из которых относится к s-семейству:

- а)  $Mg$ ,  $Cl$ ,  $Ba$ ;

6. Формула вещества с ионной связью:

- а)  $N_2$ ;
- б)  $H_2O$ ;
- в)  $KCl$ ;
- г)  $HCl$ .

7. Ряд элементов, расположенных в порядке возрастания значений относительной электроотрицательности:

- а)  $N$ ,  $O$ ,  $C$ ;
- б)  $Cl$ ,  $Br$ ,  $I$ ;

б) Na, K, Fe;

в) Si, Ti, Ge;

г) He, Li, Ba.

3. Число валентных электронов в атоме углерода в возбужденном состоянии:

а) 1;

б) 2;

в) 3;

г) 4.

4. Пара элементов, сходных по электронному строению и свойствам:

а) P и S;

б) K и Mg;

в) Sr и Ba;

г) Na и Ag.

5. Формула оксида, соответствующего гидроксиду, формула которого  $\text{HClO}_4$ :

а)  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ;

б)  $\text{Cl}_2\text{O}_3$ ;

в)  $\text{Cl}_2\text{O}_5$ ;

г)  $\text{Cl}_2\text{O}$ .

11. Формула вещества, в котором массовая доля железа наибольшая:

а) FeO;

б)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ;

в)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ;

г)  $\text{FeS}_2$ .

12. Объем (н.у.) хлора, необходимый для сжигания 32 г меди, равен

а) 11,2 л;

б) 16,8 л;

в) 22,4 л;

г) 33,6 л.

в) O, S, Se;

г) S, O, F.

8. Химический элемент, ионы которого имеют заряд  $2+$ :

а) Калий;

б) Магний;

в) Сера;

г) Хлор.

9. Вещество, между молекулами которого образуются водородные связи:

а) Аммиак (ж);

б) Азот;

в) Озон;

г) Метан.

10. Характеристика реакции, уравнение которой  $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$

а) замещения, ОВР, обратимая;

б) разложения, ОВР, необратимая;

в) разложения, не ОВР, необратимая;

г) обмена, ОВР, обратимая

16. Элемент, атомы которого наиболее сходны по электронному строению и свойствам с атомом кальция:

а) Скандий;

б) Цинк;

в) Стронций;

г) Калий.

17. Ионы, имеющие электронное строение, одинаковое с атомом аргона:

а)  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ;

б)  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{P}^{3+}$ ,  $\text{K}^+$ ;

в)  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Sc}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ;

13. Ряд элементов с одинаковым числом энергетических уровней:

- а) С, Р, Cl;
- б) К, Ti, Sc;
- в) Ne, Ar, Kr;
- г) Ca, Zn, Se.

14. Элемент с электронной конфигурацией атома  $....3s^23p^63d^24s^2$ :

- а) Калий;
- б) Бром;
- в) Титан;
- г) Аргон.

15. Число валентных электронов в атоме серы в стационарном состоянии:

- а) 2;
- б) 4;
- в) 6;
- г) 8.

21. Вещество, между молекулами которого образуются водородные связи:

- а) Метаналь;
- б) Метанол;
- в) Водород;
- г) Гидрид натрия.

22. Характеристика реакции, уравнение которой  $4Fe + 6H_2O + 3O_2 = 4Fe(OH)_3$ :

- а) соединения, ОВР, обратимая;
- б) замещения, ОВР, необратимая;
- в) обмена, не ОВР, необратимая;
- г) соединения, ОВР, необратимая

г)  $Al^{3+}$ ,  $Cl^-$ ,  $K^+$ .

18. Формула вещества, в котором у одного из элементов степень окисления и валентность не совпадают:

- а)  $NaH$ ;
- б)  $H_2S$ ;
- в)  $CH_4$ ;
- г)  $HNO_3$ .

19. Вещество с ковалентной полярной связью:

- а) Фосфин;
- б) Графит;
- в) Алмаз;
- г) Вода.

20. Химический элемент, способный образовывать и положительные, и отрицательные ионы:

- а) Водород
- б) Гелий;
- в) Натрий;
- г) Фтор.

23. Формула вещества, в котором массовая доля хрома наибольшая:

- а)  $CrO$ ;
- б)  $Cr_2O_3$ ;
- в)  $CrO_3$ ;
- г)  $Cr(OH)_2$ .

24. Объем (н. у.) хлора, вступивший в реакцию с 2 моль железа, равен:

- а) 22,4 л;
- б) 44,8 л;
- в) 67,2 л;

г) 89,6 л.

## **РАЗДЕЛ: Органическая химия**

### ***Вопросы для самоконтроля***

- |   |   |
|---|---|
| 1. Теория строения органических соединений А. М. Бутлерова. | 11. Алкины: получение, свойства, применение.      |
| 2. Классификация органических веществ.                      | 12. Алкадиены.                                    |
| 3. Реакции в органической химии.                            | 13. Ароматические углеводороды. Свойства бензола. |
| 4. Номенклатура органических веществ.                       | 14. Природные источники                           |

- |   |                                     |
|---|-------------------------------------|
| 5. Виды изомерии органических веществ.                | углеводородов.                      |
| 6. Алканы: состав, строение, изомерия, номенклатура.  | 15. Спирты. Одноатомные спирты.     |
| 7. Алканы: получение, свойства, применение.           | 16. Фенол.                          |
| 8. Алкены: состав, строение, изомерия, номенклатура.  | 17. Альдегиды и кетоны.             |
| 9. Алкены: получение, свойства, применение.           | 18. Карбоновые кислоты.             |
| 10. Алкины: состав, строение, изомерия, номенклатура. | 19. Сложные эфиры. Жиры.            |
|   | 20. Углеводы. Моносахариды.         |
|   | 21. Углеводы. Полисахариды.         |
|   | 22. Амины.                          |
|   | 23. Аминокислоты.                   |
|   | 24. Белки.                          |
|   | 25. Полимеры, способы их получения. |

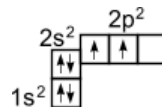
## ТЕМА: Углеводороды

### АЛКАНЫ (ПАРАФИНЫ)

К предельным углеводородам – алканам (парафины, от лат. *parum affinis* – малоактивный) относятся соединения с открытой цепью, в которых атомы углерода соединены друг с другом простыми (одинарными) связями, а остальные свободные их валентности насыщены атомами водорода. Члены гомологического ряда предельных углеводородов отвечают общей формуле  $C_nH_{2n+2}$ .

#### Строение алканов

Электронное строение атома углерода изображается следующим образом:  $1s^2 2s^2 2p^2$  или схематически

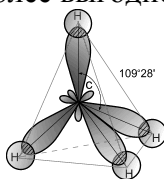


На внешней оболочке имеются два неспаренных электрона, следовательно углерод должен быть двухвалентен. Однако в подавляющем большинстве случаев углерод в органических соединениях

четырёхвалентен. Это связано с тем, что при образовании ковалентной связи атом углерода переходит в возбужденное состояние, при котором электронная пара на 2s- орбитали разобщается и один электрон занимает вакантную p-орбиталь.



В результате имеется уже не два, а четыре неспаренных электрона. Поскольку эти четыре электрона различны (2s- и 2p- электроны), то должны бы быть различны и связи у атома углерода, однако однозначно показано, что они равнозначны. Оказывается при "смешении" четырех орбиталей возбужденного атома углерода (одной 2s- и трех 2p- орбиталей) образуются четыре равноценные  $sp^3$ - гибридные орбитали. Они имеют форму гантели, одна из половин которой значительно больше другой. Вследствие взаимного отталкивания  $sp^3$ - гибридные орбитали направлены в пространстве к вершинам тетраэдра и углы между ними равны  $109^{\circ}28'$  (наиболее выгодное расположение).



Строение молекулы метана

### АЛКЕНЫ (ОЛЕФИНЫ)

Алкенами или олефинами, или этиленовыми углеводородами называются углеводороды, содержащие в молекуле одну двойную связь и имеющие общую формулу  $C_nH_{2n}$ .

### Строение этена (этилена)

Углеродные атомы в молекуле этилена находятся в состоянии  $sp^2$ - гибридации, т.е. в гибридации

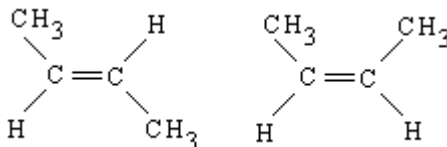
участвуют одна s- и две p-орбитали.

В результате каждый атом углерода обладает тремя гибридными  $sp^2$ -орбиталями, оси которых находятся в одной плоскости под углом  $120^\circ$  друг к другу, и одной негибридной гантелеобразной p-орбиталью, ось которой расположена под прямым углом к плоскости осей трех  $sp^2$ -орбиталей. Одна из трех гибридных орбиталей атома углерода перекрывается с подобной орбиталью другого атома углерода. Для алкенов наиболее типичными являются реакции присоединения. В них двойная связь выступает как донор электронов, поэтому для алкенов характерны реакции электрофильного присоединения.

### Изомерия

1. Структурная (изомерия углеродного скелета, положения двойной связи).

2. Пространственная (геометрическая, цис- транс-изомерия) – обусловлена отсутствием свободного вращения атомов, связанных двойной связью.



транс-изомер

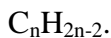
цис-изомер

Метильные группы могут располагаться как по одну сторону двойной связи (цис-изомер, лат. *cis* - на этой стороне), так и по разные стороны (транс-изомер, лат. *trans*- через, на другой стороне). Превращение изомеров друг в друга невозможно без разрыва двойной связи.

3. Межклассовая изомерия (изомерны циклоалканам).

### ДИЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (АЛКАДИЕНЫ)

Диеновые углеводороды или алкадиены – это непредельные углеводороды, содержащие две двойные углерод - углеродные связи. Общая формула алкадиенов



### Строение алкадиенов

Атомы углерода в молекуле бутадиена-1,3 находятся в  $sp^2$  - гибридном состоянии, что означает расположение этих атомов в одной плоскости и наличие у каждого из них одной  $p$ - орбитали, занятой одним электроном и расположенной перпендикулярно к упомянутой плоскости.

### Каучуки

В 1932 году С.В. Лебедев разработал способ синтеза синтетического каучука на основе бутадиена, получаемого из спирта. И лишь в пятидесятые годы отечественные ученые осуществили каталитическую стереополимеризацию диеновых углеводородов и получили стереорегулярный каучук, близкий по свойствам к натуральному каучуку. В настоящее время в промышленности выпускают каучук, в котором содержание звеньев изопрена, соединенных в положении 1,4- достигает 99%, тогда как в натуральном каучуке они составляют 98%. Кроме того, в промышленности получают синтетические каучуки на основе других мономеров – (изобутилена, хлоропрена) и натуральный каучук утратил свое монопольное положение.

### АЛКИНЫ (АЦЕТИЛЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ)

Ацетиленовыми углеводородами (алкинами) называются непредельные (ненасыщенные) углеводороды, содержащие в молекуле одну тройную связь и имеющие общую формулу  $C_nH_{2n-2}$ . Родоначальником гомологического ряда этих углеводородов является ацетилен (этин)  $HC\equiv CH$ .

### Строение ацетилена

Углеродные атомы в молекуле ацетилена находятся в состоянии  $sp$ -гибридизации. Это означает, что каждый атом углерода обладает двумя гибридными  $sp$ - орбиталями, оси



которых расположены на одной линии под углом  $180^{\circ}$  друг к другу, а две p- орбитали остаются негибридными.

Для алкинов характерны все реакции присоединения, свойственные алкенам. Кроме того, "незамещенные" алкины проявляют кислотные свойства, связанные с отщеплением протона от атома углерода, составляющего тройную связь.

### Изомерия

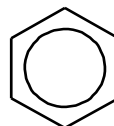
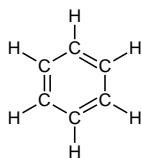
1. Структурная (изомерия углеродного скелета, положения тройной связи).
2. Межклассовая изомерия (изомеры алкадиенов).

## АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

### Строение молекулы бензола. Ароматичность

Ароматические углеводороды (арены) – это углеводороды, молекулы которых содержат одно или несколько бензольных колец. Общая формула гомологического ряда ароматических углеводородов  $C_nH_{2n-6}$ .

Простейшим представителем ароматических углеводородов является бензол, молекулярная формула которого  $C_6H_6$ . Установлено, что все атомы углерода в молекуле бензола лежат в одной плоскости, образуя правильный шестиугольник. Каждый атом углерода связан с одним атомом водорода. Для изображения молекулы бензола пользуются следующими структурными формулами:



Формулы предложил в 1865 г немецкий химик Август Кекуле и их используют до сих пор и называют формулами

Кекуле.

Исторически название «ароматические углеводороды» сложилось потому, что многие производные бензола, которые первыми были выделены из природных источников, обладали приятным запахом. В настоящее время под понятием «ароматичность» подразумевают, прежде всего, особый характер реакционной способности веществ, обусловленный, в свою очередь, особенностями строения молекул этих соединений.

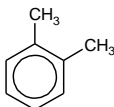
В соответствии с молекулярной формулой  $C_6H_6$  бензол является ненасыщенным соединением, и можно ожидать, что для него были бы характерны типичные для алкенов реакции присоединения. Однако в условиях, в которых алкены быстро вступают в реакции присоединения, бензол не реагирует или реагирует медленно. Бензол не дает и характерных качественных реакций, свойственных непредельным углеводородам: он не обесцвечивает бромную воду и водный раствор перманганата калия.

### Изомерия

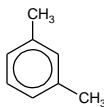
#### 1. Структурная изомерия

##### а) изомерия положения заместителей в бензольном кольце

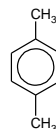
Если с бензольным кольцом связаны два заместителя, то они могут находиться в трех различных положениях относительно друг друга: рядом (такое положение обозначают приставкой *орто*-), через один атом углерода (*мета*-), и напротив друг друга (*пара*-). Диметилбензол, структурные формулы изомеров которого приведены ниже, имеет тривиальное название ксилол.



1,2-диметилбензол;  
*орто*-диметилбензол;  
*орто*-ксилол;



1,3-диметилбензол;  
*мета*-диметилбензол;  
*мета*-ксилол;



1,4-диметилбензол;  
*пара*-диметилбензол;  
*пара*-ксилол.

##### б) изомерия углеводородного радикала

## 2. Межклассовая изомерия

### Задачи и упражнения для самостоятельной работы

По названию составьте сокращенную структурную формулу соединения:

1. 2,2–диметил, 3–этил, 3–изопропилгексан.
2. 2,3,4–триметил–4,5–диизопропил 5- третбутилнонан
3. 2,3,4,7–тетраметил–5,6–диэтил–6–вторбутипдекан;  
приведите примеры 5 их изомеров, назовите их.
4. 3,5,5–триметил, 3–этил, 6- третбутилдекен–6.
5. 2,2,6,7,7–пентаметил, 5–пропил, 6 – изобутилдекин–3.
6. 3–метил, 4,6–диэтил, 5–изопропил, 7-  
вторбутилдодекан.

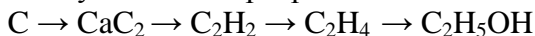
7. 3,6 – диметил, 5- этил, 7 – изопропилуноненен – 4.
8. 4- метил, 6 – этил, 5 – пропилнонин – 2.
9. 2,4–дииметил–4,5–диизопропил 5- третбутилнонен–3
10. 2,3,4,7–тетраметил–6–вторбутипдекин–1;  
приведите примеры 5 их изомеров, назовите их.

2. Приведите примеры реакции замещения 2,3-диметилбутана. Почему для предельных характерны реакции замещения?

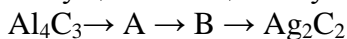
3. Приведите примеры 3-х изомеров 2,3,3,4-тетраметилбензола, назовите их.

4. Составьте структурную формулу 2,4–диметилпентена–2. Выведите его молекулярную формулу. Составьте структурные формулы трех его изомеров. Назовите вещества, формулы которых вы составили.

5. Осуществить превращения:

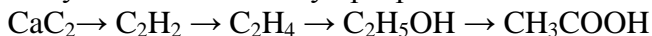


6. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить цепочку превращений веществ:

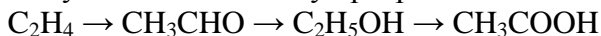


7. Сколько литров метана выделится из 8,2 г безводного ацетата натрия?

8. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить цепочку превращений веществ:



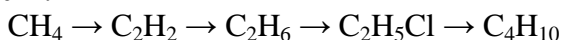
9. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить цепочку превращений веществ:



10. Составьте структурную формулу 4-метилпентина-2. Выведите его молекулярную формулу. Составьте структурные формулы трех его изомеров. Назовите вещества, формулы которых вы составили.

11. Составьте все изомеры гексана. Дайте им названия.

12. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить цепочку превращений веществ:



## ТЕМА: Кислородсодержащие органические соединения

### СПИРТЫ

**Спирты** – производные углеводов, в молекулах которых содержится одна или несколько гидроксильных групп ( $-\text{OH}$ ), связанных с атомами углерода. Общая формула предельных одноатомных спиртов  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$  или  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$ .

Химические свойства спиртов во многом определяются наличием в их молекулах гидроксильной группы, являющейся функциональной. Атом кислорода гидроксильной группы находится в  $sp^3$ -гибридном состоянии. Валентный угол близок к тетраэдрическому. Две  $sp^3$ -гибридные орбитали идут на образование связей с другими атомами, а на двух других орбиталях находятся неподеленные пары электронов. Таким образом, на атоме кислорода сосредоточен частичный отрицательный заряд,

а на атомах водорода и углерода - частичные положительные заряды. Связи С-О и С-Н – ковалентные полярные (последняя более полярная). Гетеролитический разрыв связи О-Н с образованием Н<sup>+</sup> обуславливает кислотные свойства спиртов. Атом углерода, имеющий частичный положительный заряд, может быть объектом атаки нуклеофильного реагента.

### Классификация спиртов

#### 1. По числу гидроксильных групп в молекуле

Одноатомные	Двухатомные	Трехатомные
СН <sub>3</sub> -СН <sub>2</sub> -ОН	СН <sub>2</sub> -СН <sub>2</sub>     ОН ОН	СН <sub>2</sub> -СН <sub>2</sub> -СН <sub>2</sub>       ОН ОН ОН
этанол	этиленгликоль (этандиол-1,2)	глицерин (пропантриол-1,2,3)

### Номенклатура

Название спиртов по радикально-функциональной номенклатуре образуется из названия связанного с гидроксильной группой радикала и слова «спирт»; по систематической номенклатуре IUPAC название спирта образуется от соответствующего алкана с добавлением окончания -ол.

Формула спирта	Радикально-функциональная номенклатуре	Систематическая номенклатуре IUPAC
СН <sub>3</sub> -ОН	метильный спирт	метанол
СН <sub>3</sub> -СН <sub>2</sub> -ОН	этиловый спирт	этанол
СН <sub>3</sub> -СН <sub>2</sub> -СН <sub>2</sub> -ОН	пропиловый спирт	пропанол-1
СН <sub>3</sub> -СН(ОН)-СН <sub>3</sub>	изопропиловый спирт	пропанол-2

Нумерация углеродной цепи по правилам IUPAC определяется положением гидроксильной группы, она

получает меньший номер.

### **Изомерия предельных одноатомных спиртов**

1. Структурная (изомерия углеродного скелета, изомерия положения функциональной группы).

2. Пространственная (оптическая изомерия - возможна при наличии в молекуле асимметрического атома углерода).

3. Межклассовая изомерия (спирты изомерны простым эфирам).

## **АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ (КАРБОНИЛЬНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ)**

Органические соединения, молекулы которых содержат карбонильную группу  $\text{>C=O}$ , называются карбонильными соединениями. В зависимости от характера связанных с карбонильной группой заместителей карбонильные соединения делятся на альдегиды, кетоны и их функциональные производные.

## **КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ**

Карбоновыми кислотами называются производные углеводородов, в молекуле которых содержится одна или несколько карбоксильных групп –  $\text{COOH}$ . В зависимости от природы радикала, связанного с карбоксильной группой, кислоты подразделяются на предельные, непредельные и ароматические. Число карбоксильных групп определяет основность кислот. Общая формула предельных одноосновных кислот:  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$ .

Электронное строение группы –  $\text{COOH}$  придает карбоновым кислотам характерные химические и физические свойства.

1. Смещение электронной плотности к карбонильному атому кислорода вызывает

дополнительную (по сравнению со спиртами и фенолами) поляризацию связи O–H, что определяет подвижность водородного атома (кислотные свойства). Однако карбоновые кислоты в целом – слабые кислоты: в водных растворах их соли сильно гидролизуются.

### Номенклатура

По международной номенклатуре ИЮПАК, карбоновые кислоты называют, выбирая за основу наиболее длинную углеродную цепочку, содержащую группу -COOH, и добавляя к названию соответствующего углеводорода окончание «-овая» и слово «кислота». При этом атому углерода, входящему в состав карбоксильной группы, присваивается первый номер. Например:

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$  – пропановая кислота,

$\text{CH}_3\text{-C}(\text{CH}_3)_2\text{-COOH}$  – 2,2-диметилпропановая кислота.

По рациональной номенклатуре к названию углеводорода добавляют окончание «карбоновая» и слово «кислота», не включая при этом в нумерацию цепи атом углерода карбоксильной группы. Например:

$\text{CH}_3\text{-C}(\text{CH}_3)_2\text{-COOH}$  – трет-бутилкарбоновая кислота.

Многие из карбоновых кислот имеют тривиальные названия.

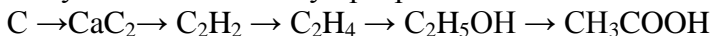
### Изомерия

1. Структурная изомерия. Для алифатических кислот – изомеризация углеводородного радикала. Для ароматических – изомерия положения заместителя при бензольном кольце.

2. Межклассовая изомерия со сложными эфирами.

### Задачи и упражнения для самостоятельной работы

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить цепочку превращений веществ:



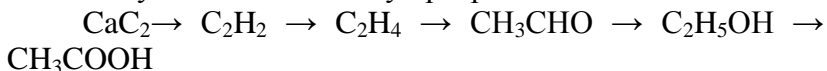
2. Составьте структурные формулы веществ

(альдегидов и кетонов), в которых массовая доля углерода – 66,67%, водорода – 11,11% и кислорода 22,22%. Назовите их.

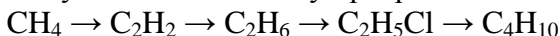
3. Порцию уксусного альдегида, массой 4,4 г обработали аммиачным раствором серебра (реакция «серебряного зеркала»). Вычислите массу образовавшегося серебра.

4. Составьте структурную формулу 3,4-диметилпентановой кислоты. Выведите ее молекулярную формулу. Составьте структурные формулы трех ее изомеров. Назовите вещества, формулы которых вы составили.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить цепочку превращений веществ:

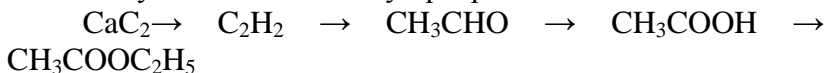


6. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить цепочку превращений веществ:



7. Составьте формулы изомерных карбоновых кислот с молекулярной формулой  $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$ . Дайте им названия.

8. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить цепочку превращений веществ:



9. Составьте структурную формулу 3,3-диметилпентанол-2. Выведите его молекулярную формулу. Составьте структурные формулы трех его изомеров. Назовите вещества, формулы которых вы составили.

10. Составьте структурную формулу альдегида, в котором массовая доля углерода – 54,55%, водорода – 9,09% и кислорода 36,36%.

11. В двух склянках без этикеток находятся этиленгликоль и уксусный альдегид. Как, используя



раствор сульфата меди (II), определить, какое вещество находится в каждой из склянок?

12. Приведите примеры 3-х изомеров 2,3,3,4-тетраметилгексанола 2, назовите их.

13. Приведите примеры 3-х изомеров 2,3,3-триметилпентанола, назовите их.

14. Приведите примеры образования сложного эфира из масляной кислоты и бутанола-1; пропионовой кислоты и этанола. Назовите полученные эфиры.

15. Напишите уравнения реакций взаимодействия веществ и дайте названия продуктам реакции:

а) Взаимодействие 2 – метилпентанола с металлическим натрием.

б) Окисление пропанола – 2.

в) Взаимодействие пентанола с этановой кислотой.

г) Взаимодействие этандиола с гидроксидом меди (II).

д) Взаимодействие глицерина с гидроксидом меди (II).

е) Взаимодействие масляной кислоты с изобутанолом.

ж) Образование полного эфира муравьиной кислоты с этиленгликолем.

з) Образование диарахидоно-олеоглицерида.

и) Гидролиз диолео-стеароглицерида.

к) Образование дипальмито-стеароглицерида

### **Примерные темы рефератов (докладов), индивидуальных проектов**

• Биотехнология и геновая инженерия — технологии XXI века.

• Нанотехнология как приоритетное направление развития науки и производства в Российской Федерации.

• Современные методы обеззараживания воды.

• Аллотропия металлов.

• Жизнь и деятельность Д.И. Менделеева.

• «Периодическому закону будущее не грозит

разрушением...»

- Синтез 114-го элемента — триумф российских физиков-ядерщиков.

- Изотопы водорода.

- Использование радиоактивных изотопов в технических целях.

- Рентгеновское излучение и его использование в технике и медицине.

- Плазма — четвертое состояние вещества.

- Аморфные вещества в природе, технике, быту.

- Охрана окружающей среды от химического загрязнения. Количественные характеристики загрязнения окружающей среды.

- Применение твердого и газообразного оксида углерода (IV).

- Защита озонового экрана от химического загрязнения.

- Грубодисперсные системы, их классификация и использование в профессиональной деятельности.

- Косметические гели.

- Применение суспензий и эмульсий в строительстве.

- Минералы и горные породы как основа литосферы.

- Растворы вокруг нас. Типы растворов.

- Вода как реагент и среда для химического процесса.

- Жизнь и деятельность С. Аррениуса.

- Вклад отечественных ученых в развитие теории электролитической диссоциации.

- Устранение жесткости воды на промышленных предприятиях.

- Серная кислота — «хлеб химической промышленности».

- Использование минеральных кислот на предприятиях различного профиля.

- Оксиды и соли как строительные материалы.

- История гипса.

- Поваренная соль как химическое сырье.
- Многоликий карбонат кальция: в природе, в промышленности, в быту.
  - Реакции горения на производстве и в быту.
  - Виртуальное моделирование химических процессов.
  - Электролиз растворов электролитов.
  - Электролиз расплавов электролитов.
  - Практическое применение электролиза: рафинирование, гальванопластика, гальваностегия.
    - История получения и производства алюминия.
    - Электролитическое получение и рафинирование меди.
    - Жизнь и деятельность Г. Дэви.
    - Роль металлов в истории человеческой цивилизации. История отечественной черной металлургии. Современное металлургическое производство.
      - История отечественной цветной металлургии. Роль металлов и сплавов в научно-техническом прогрессе.
        - Коррозия металлов и способы защиты от коррозии.
        - Инертные или благородные газы.
        - Рождающие соли — галогены.
        - История шведской спички.
        - История возникновения и развития органической химии.
          - Жизнь и деятельность А. М. Бутлерова.
          - Витализм и его крах.
          - Роль отечественных ученых в становлении и развитии мировой органической химии.
            - Современные представления о теории химического строения.
              - Экологические аспекты использования углеводородного сырья.
              - Экономические аспекты международного сотрудничества по использованию углеводородного сырья.
              - История открытия и разработки газовых и

нефтяных месторождений в Российской Федерации.

- Химия углеводородного сырья и моя будущая профессия.

- Углеводородное топливо, его виды и назначение.

- Синтетические каучуки: история, многообразие и перспективы.

- Резинотехническое производство и его роль в научно-техническом прогрессе.

- Сварочное производство и роль химии углеводородов в нем.

- Нефть и ее транспортировка как основа взаимовыгодного международного сотрудничества.

## Список рекомендуемой литературы

1. Лебедев Ю.А. Химия: учебник для академического бакалавриата. М.: Юрайт, 2016.
2. Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественнонаучного профилей. М.: Академия, 2013.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. М.: Юрайт, 2013.
4. Гаршин А.П. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах, химических реакциях. СПб.: Лань, 2011.
5. Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия. СПб.: Лань, 2011.
6. Ерохин Ю.М. Химия. М.: Академия, 2010.

## Содержание

Введение	3
<b>Раздел. Общая и неорганическая химия</b>	<b>6</b>
Строение атома. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Строение вещества.	6
Растворы и дисперсные системы. Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы. Полимеры.	13
Классификация веществ. Простые вещества. Основные классы неорганических и органических соединений. Химия элементов.	20
<b>Раздел. Органическая химия</b>	<b>27</b>

Углеводороды	27
Кислородсодержащие органические соединения	34
Список рекомендуемой литературы	43

Учебное издание

Алла Васильевна Суделовская

Учебно–методические указания  
для практических занятий  
и самостоятельной работы студентов  
по дисциплине Химия

Редактор Лебедева Е.М.

---

Подписано к печати 19.12.2016 г. Формат 60x84  $\frac{1}{16}$ .  
Бумага офсетная. Усл. п. л. 2,55 . Тираж 25 экз. Изд. № 5221 .

---

Издательство Брянского государственного аграрного университета  
243365 Брянская обл., Выгоничский район, с. Кокино, Брянский ГАУ